

GEO kompakt

Nr. 31

Die Grundlagen des Wissens

GEO kompakt Chemie

Wie uns CHEMIE die Welt erklärt

... und warum sie
die aufregendste aller
Wissenschaften ist

In Bruchteilen einer
Sekunde laufen drei che-
mische Reaktionen ab,
die ein Streichholz zum
Glühen bringen

www.GEOkompakt.de

FORSCHUNG

Die großen Errungen-
schaften der Chemie

WASSER

Von der magischen Ver-
bindung mit der Formel H_2O

KUNSTSTOFF

Die wundersame
Geschichte des Plastiks

FARBEN

Weshalb unsere Welt
so bunt ist

kinder **lieben** chemie

Den Nachwuchs für Chemie zu begeistern, ist wichtig für unser aller Zukunft. Darum haben wir in mehr als 30 Ländern „Kids' Labs“, in denen Kinder und Jugendliche Chemie und Wissenschaft spielerisch erleben können. Wenn junge Forscher und Reagenzgläser gut miteinander können, dann ist das Chemie, die verbindet. Von BASF.
www.basf.com/chemistry



 **BASF**

The Chemical Company



Liebe Leserin, lieber Leser,

ich gebe es zu: Ich war in der Schule nicht besonders gut in Chemie. Ob das nun an meinen Lehrern lag oder eher an mir, lässt sich heute nicht mehr so genau klären (oder wenn ich ehrlich bin: doch). Auf jeden Fall führten meine mittelmäßigen Lernleistungen in diesem Fach dazu, dass ich jahrzehntelang einen großen Bogen um das Thema Chemie gemacht habe.

Genau für solche Situationen haben wir GEOkompakt erfunden: um jenen, die sich bei naturwissenschaftlichen Themen wenig auskennen, ein Angebot zu machen.

Nun also: die Chemie. Wir haben uns bemüht, in dem vorliegenden Heft zweierlei zu erreichen. Zum einen wollen wir jenen Lesern, die wie ich nur noch eine schwache Erinnerung an das Periodensystem und die Knallgasreaktion haben, eine Einführung geben in diese Wissenschaft vom Wandel der Stoffe, ihnen die Grundlagen der Chemie nahebringen.

Zum anderen haben wir nach Themen gesucht, die unsere Titelzeile („Wie uns Chemie die Welt erklärt“) so anschaulich wie möglich illustrieren; so haben wir uns unter anderem die Frage gestellt, warum die Welt eigentlich bunt ist. Dabei haben wir darauf geachtet, die – mitunter sehr komplizierten – Vorgänge und Phänomene so weit zu vereinfachen, dass sie auch für Nicht-Wissenschaftler nachvollziehbar sind.

Denn verstehen sollte jeder ein wenig von Chemie. Sie ist allgegenwärtig, begegnet uns Tag für Tag. Chemische Elemente formen die gesamte Welt, von den entferntesten Regionen des Universums bis zur Luft, die wir atmen – und zur Seite, auf der dieser Text steht. Die Lehre von den Eigenschaften der Materie ist die aufregendste aller Forschungsdisziplinen, weil sie alle anderen Naturwissen-

schaften verbindet, von der Physik bis zur Geologie, von der Biologie bis zur Medizin. Sie ist, wie der renommierte Forscher Helmut Schwarz in diesem Heft erklärt, die „Querschnittswissenschaft“, die aus keinem Lebensbereich wegzudenken ist.

Selbst etwas so scheinbar Simples wie das Entzünden eines Streichholzes – das Titelmotiv dieses Heftes – ist ein komplexer Vorgang, bei dem es zu so grundlegenden chemischen Prozessen wie Oxidationen, Stoffumwandlungen, Energieabstrahlung und Bildung von Gasen kommt.

Die Fülle der chemischen Elemente in unserer Umwelt ist derart immens, die Eigenschaften der Materiebausteine so vielfältig, ihre Verhaltensweisen oft so überraschend, dass es beinahe unmöglich erscheint, die Gesetzmäßigkeiten, nach denen das chemische Geschehen abläuft, zu begreifen.

Und deshalb ist es zweifellos eine der größten Errungenschaften der Menschheit, dass Wissenschaftler den Regeln der Millionen Stoffe mithilfe ausgeklügelter Apparaturen und waghalsiger Experimente auf die Spur gekommen sind – und Ordnung in das Chaos der Materie gebracht haben.

Die erstaunlichen Erkenntnisse der Forscher möchten wir Ihnen in dieser Ausgabe vermitteln. Wir erklären, aus wel-

chen Stoffen die Welt besteht, woher die Elemente kommen, wie sie sich verbinden und trennen, welche Formen und Farben Substanzen annehmen können, welche Kraft in ihnen steckt, weshalb Wasser kein Element ist, Metalle glänzen, weshalb Glas farblos und die Luft gasförmig ist und wie Klebstoffe funktionieren.

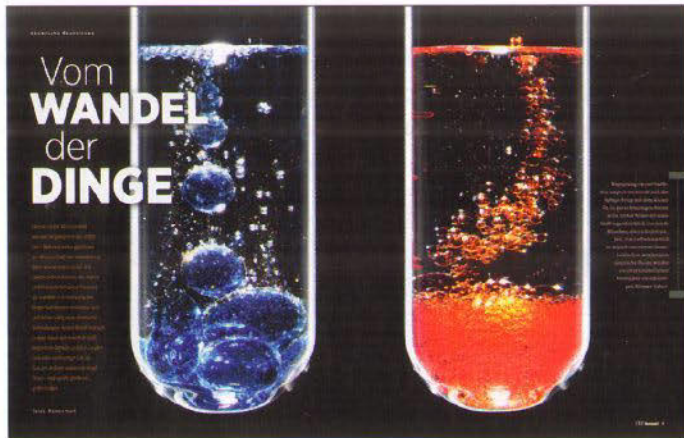
Kurz: Wir wollen mit diesem Heft nichts Geringeres beantworten als die Frage, wie unsere Welt funktioniert.



Rainer Harf (o. l.) hat das Konzept für diese Ausgabe erarbeitet, beraten wurde er von dem Chemiker Tobias Hamelmann

Herzlich Ihr

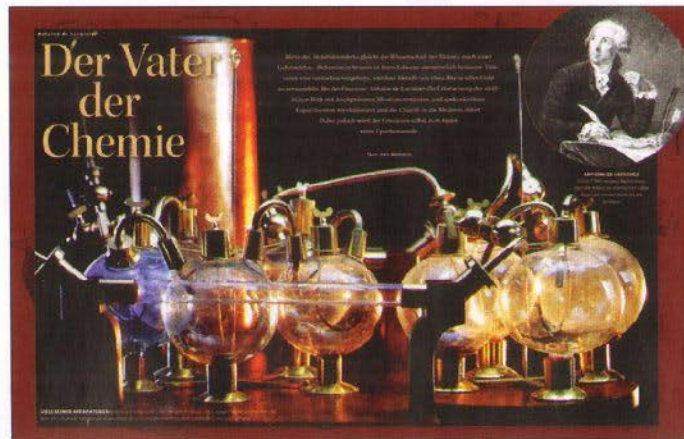
Michael Schäfer



Chemische Reaktionen: Weshalb sich Metall in Säure löst, wie Flüssigkeiten fest werden, was eine Wunderkerze brennen lässt **6**



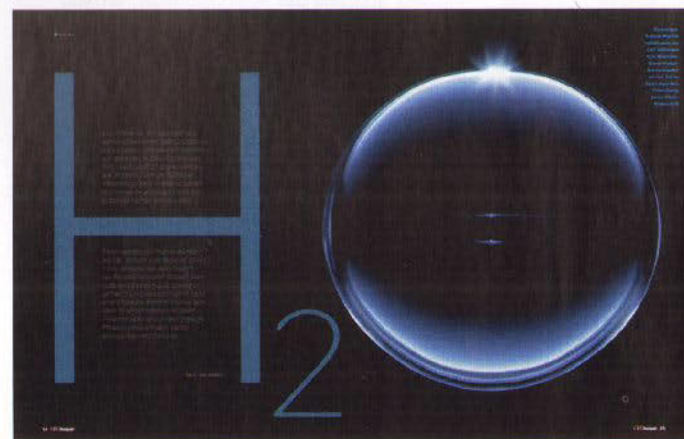
Was sind die größten Errungenschaften, die größten Herausforderungen der Chemie? Gespräch mit dem Forscher Helmut Schwarz **106**



Ende des 18. Jahrhunderts ersinnt der Franzose Antoine de Lavoisier spektakuläre Experimente - und revolutioniert die Chemie **38**



Kohlenstoff ist ein erstaunliches Element: Er bringt mehr Verbindungen hervor als jeder andere Stoff und bildet die Grundlage allen Lebens **96**



Keine Substanz ist uns so vertraut wie Wasser, doch H_2O ist durchaus nicht gewöhnlich, sondern: ein sehr merkwürdiges Molekül **54**



Metalle sind so bedeutend, dass ganze Zeitalter nach ihnen benannt sind. Worin wurzeln die Vorzüge der spiegelnden Elemente? **116**

Redaktionsschluss dieser Ausgabe: 25. Mai 2012. Alle Fakten und Daten in diesem Heft sind vom GEOkompakt-Verifikationsteam auf Präzision, Relevanz und Richtigkeit überprüft worden. **Titelbild:** Bildagentur Zoonar



Öde und unbelebt wäre die Erde, wenn Atome nicht eine geheimnisvolle Neigung hätten: sich mit anderen Atomen zu verbinden **20**



Warum ist die Welt bunt? Dass manche Stoffe rot glänzen, andere blau schimmern, liegt an einzigartigen Eigenschaften der Materie **80**



Klebstoffe sollen eines Tages alle Schrauben und Nieten ersetzen. Mit Hightech-Geräten entwickeln Forscher immer raffiniertere Kitten **134**

DIE EIGENSCHAFTEN DER MATERIE

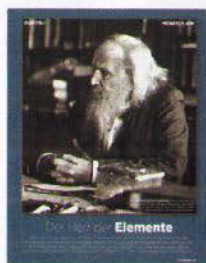
Vom Wandel der Dinge Wenn Stoffe aufeinandertreffen, kommt es oft zu erstaunlichen Metamorphosen	6
Die Kraft der Bindung Weshalb sich Atome zusammenschließen und Millionen chemischer Verbindungen bilden	20
Wundersamer Wechsel der Zustände Warum Substanzen in drei Formen vorliegen können: fest, flüssig und gasförmig	31
Das Geheimnis der Farben Wieso Rost rot ist und Schwefel gelb, Kohle schwarz erscheint und Glas farblos	80
Glossar Wichtige Begriffe im Überblick	146

DIE ERFORSCHUNG DER MATERIE

„Vater der Chemie“ Wie der Franzose Antoine de Lavoisier die Wissenschaft aus den Fesseln der Alchemie befreite	38
Der Herr der Elemente Nach welchem Prinzip der russische Forscher Dimitrij Mendelejew die Chemie ordnete	67
„Die Querschnittswissenschaft“ Der Berliner Forscher Helmut Schwarz über die Bedeutung seiner Profession	106
Zeitleiste und Galerie der großen Forscher	146

DIE VIELFALT DER MATERIE

H₂O Warum eine so simple chemische Verbindung wie Wasser Wissenschaftler vor immer neue Rätsel stellt	54
Von Diamanten, Gift und Hitze Was ist das stabilste Element, wie schwer ist ein Gold-Atom? Fakten aus dem Reich der Stoffe	64
Die magische Substanz Verblüffende Eigenschaften machen Kohlenstoff zum Grundbaustein allen Lebens	96
Das Rätsel der Spiegelbild-Moleküle Manche Verbindungen können heilsam und gefährlich zugleich sein	103
Die Elemente des Fortschritts Weshalb Kupfer und Zink, Eisen und Gold unsere Ahnen aus der Steinzeit geführt haben	116
Über die Natur hinaus Wie die Kunststoffe erfunden wurden – und wie sie die Welt veränderten	126
Auf der Spur der klebenden Moleküle An einem Bremer Institut arbeiten Forscher an den besten Klebern aller Zeiten	134
Die Stoffe, die den Menschen formen Aus welchen Elementen unser Körper besteht – und welche Funktion sie haben	144
Die Welt von GEO Neues aus den anderen Heftreihen	152
Vorschau „Die Suche nach dem Ich“	154
Impressum, Mitarbeiterporträt, Bildnachweis	125



DIE ORDNUNG DER DINGE

Mitte des 19. Jahrhunderts findet der geniale Chemiker Dimitrij Mendelejew die Antwort auf eine der großen Fragen der Wissenschaft: Welches System liegt den Grundbausteinen der Welt zugrunde? **67**

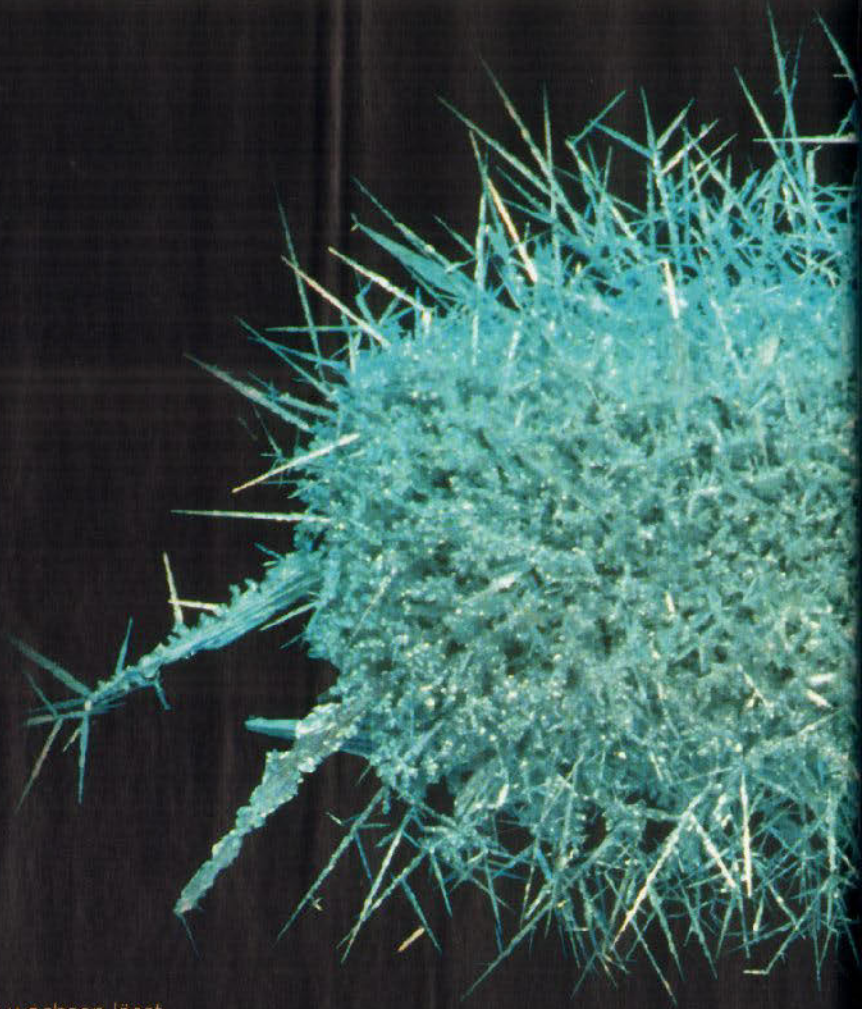
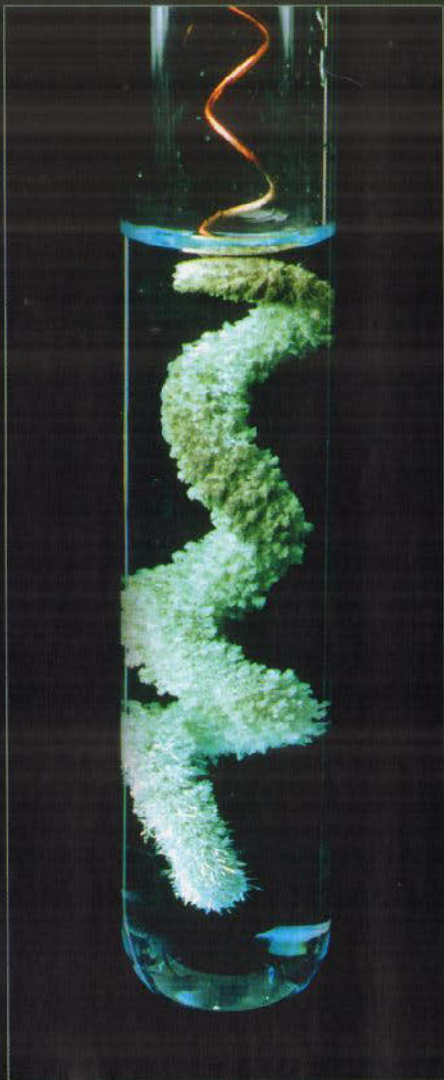
Vom **WANDEL** der **DINGE**

Chemie ist die Wissenschaft von den Vorgängen in der stofflichen Welt und daher gleichsam die Wissenschaft der Veränderung. Denn überall und zu jeder Zeit spielen sich im Kosmos der Atome und Moleküle komplexe Prozesse ab, wandeln sich beständig die Dinge: Substanzen vereinigen sich und bilden völlig neue chemische Verbindungen, festes Metall löst sich in einer Säure auf, mancher Stoff beginnt im Dunkeln grünlich zu glimmen oder verflüchtigt sich als Gas, ein anderer wiederum fängt Feuer – und sprüht gleißendgrelle Funken





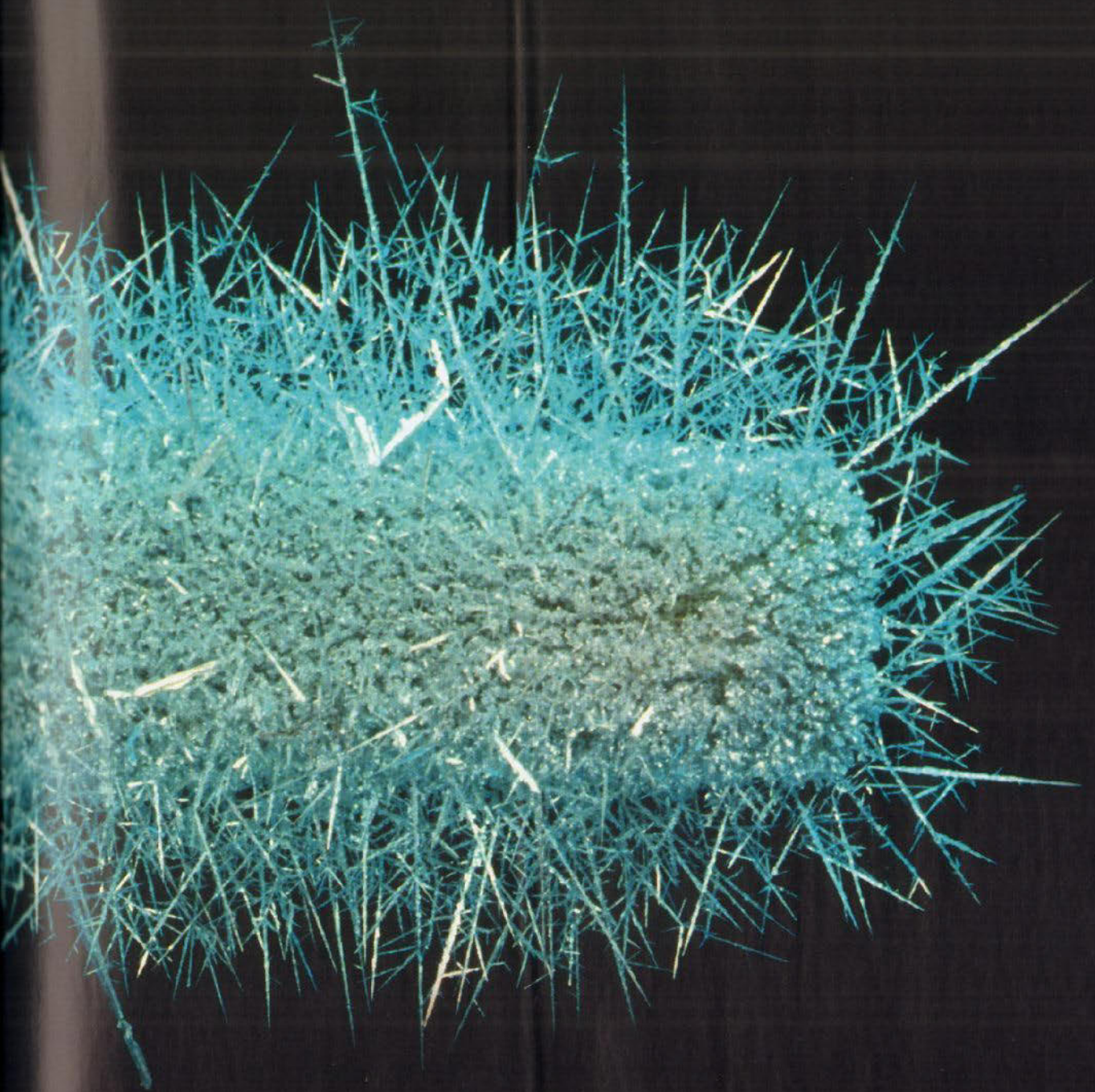
Begegnung zweier Stoffe:
Nur ungern vermischt sich der
farbige Sirup mit dem klaren
Öl, in das er hineingeschüttet
wird. Daher bildet der süße
Stoff augenblicklich Dutzende
Bläschen, die zu Boden sin-
ken. Das turbulente Bild
ist jedoch von kurzer Dauer,
bald schon werden sich
sämtliche Blasen wieder
zu einer einheitlichen
Flüssigkeit zusamen-
geschlossen haben.



Skulpturen aus Metall

Wie ein chemischer Prozess bizarre Silberstrukturen wachsen lässt

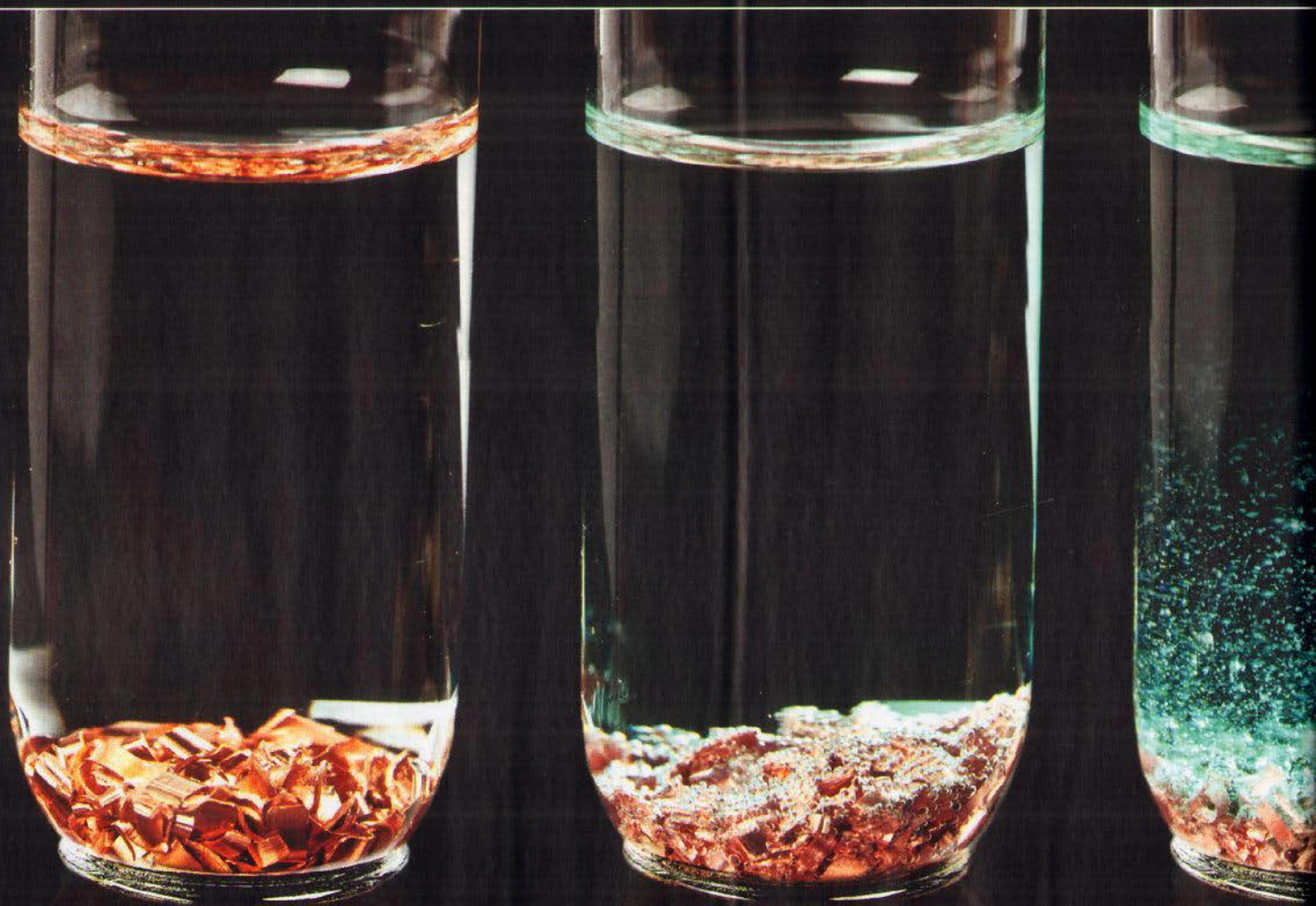
Beinahe organisch muten diese beiden stachelig-krustigen Gebilde an, doch sie bestehen aus nichts als Metall. Und sie sind das Ergebnis einer chemischen Reaktion: Diese erfolgt etwa, wenn ein Stück Kupfer in eine Flüssigkeit getunkt wird, in der Atome bestimmter anderer Metalle, hier Silber, gelöst sind – ähnlich wie Kochsalz in Wasser. Weil Kupfer lieber in Lösung geht als Silber (Chemiker sprechen davon, dass Kupfer »unedler« als Silber ist), kommt es zwischen den beiden Metallen zu einem faszinierenden Prozess: Aus dem festen Kupferstück wandern Atome in die Flüssigkeit, lösen sich also in ihr, im Austausch dafür schlagen sich zuvor gelöste Silberatome auf der Oberfläche des Metallstücks nieder. Aufgrund komplexer elektrostatischer Anziehungskräfte bilden die Teilchen nach und nach bizarre Strukturen aus reinem Silber.

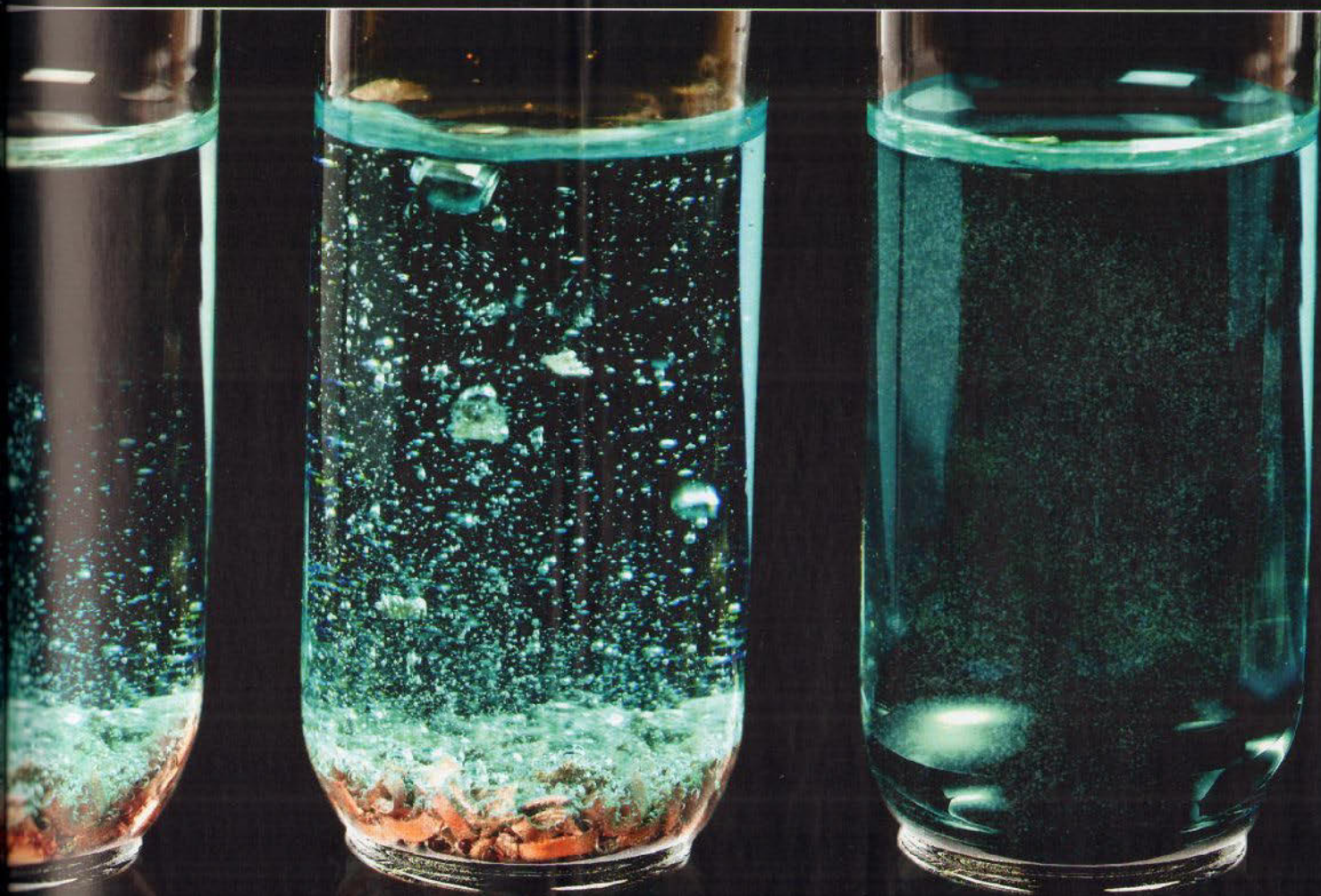


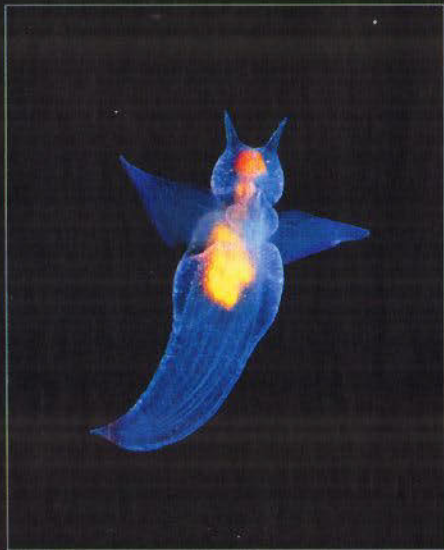
Die Kraft der Zersetzung

Manche Stoffe verfügen über die Eigenschaft, in kurzer Zeit selbst hartes Metall zu zerstören

Säuren sind besonders aggressive Substanzen: Sie vermögen etliche Materialien wie Stein, Holz oder Metall anzugreifen, indem sie mit diesen chemisch reagieren und sie schließlich zersetzen. So dauert es nicht lange, bis sich etwa Kupferblech in Salpetersäure auflöst (hier in fünf Schritten gezeigt). Ein Teil der Säuremoleküle entreißt den Kupfer-Atomen winzige negativ geladene Teilchen – Elektronen –, die für den Zusammenhalt innerhalb des Metalls wichtig sind. Schließlich sind immer weniger Kupfer-Atome in der Lage, einen Verbund zu bilden, nach und nach lösen sie sich auf und färben die Flüssigkeit zunehmend grün. Bei dem Prozess wandelt sich ein Teil der Säure in ein Gas um: Stickstoffmonoxid, das in Form winziger Bläschen aus der Flüssigkeit entweicht.



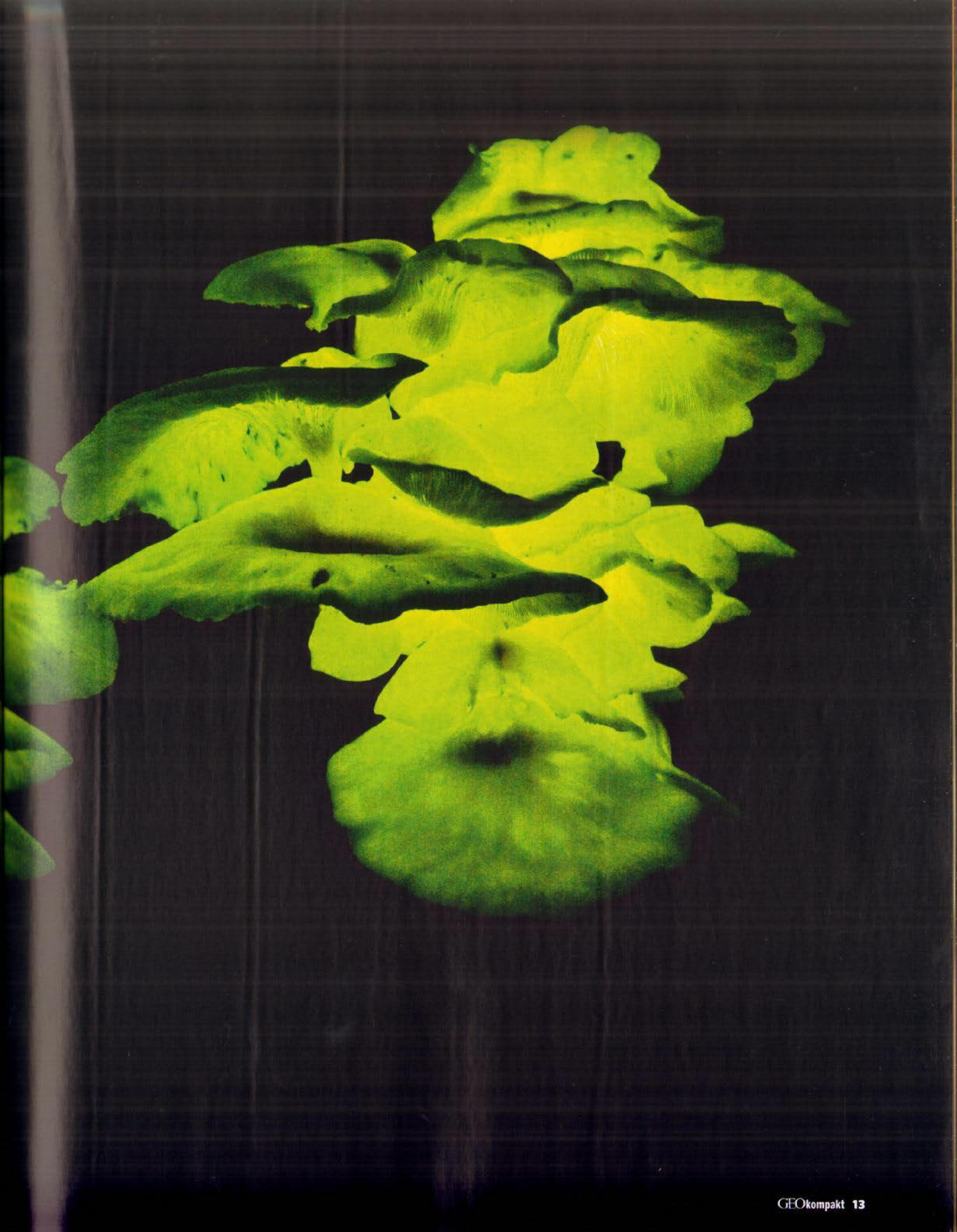


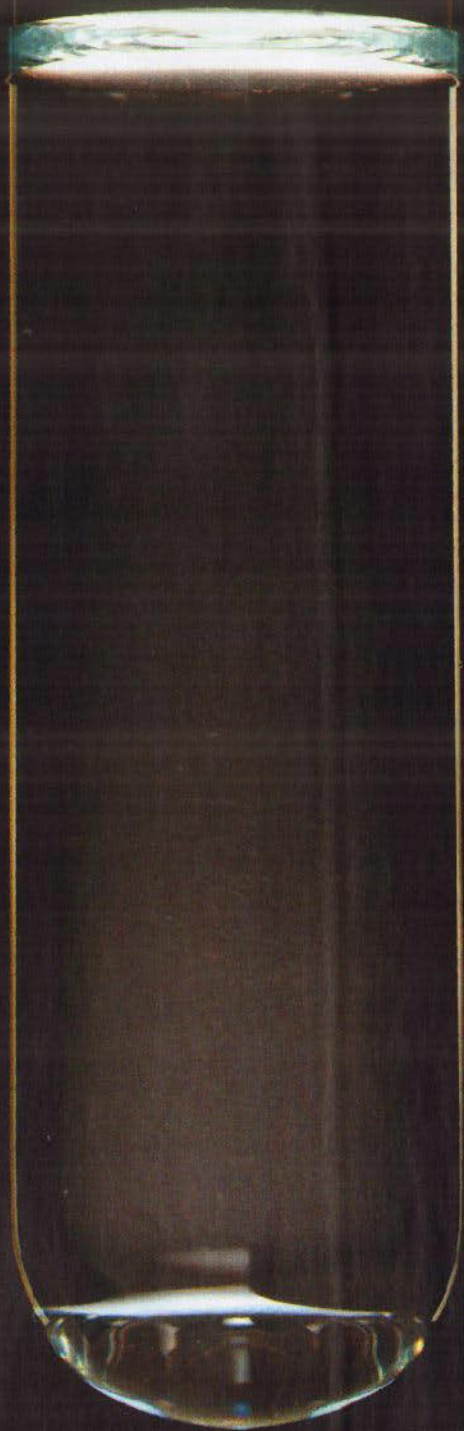


Die leuchtenden Lebewesen

In jedem Organismus laufen unzählige chemische Reaktionen ab – manchen Körper lassen sie erstrahlen

Einige Geschöpfe, etwa bestimmte Pilze oder Meeresschnecken, haben im Laufe der Evolution eine verblüffende Fähigkeit entwickelt – sie leuchten. Dafür machen sich die Kreaturen einen hochkomplexen chemischen Vorgang zunutze: In ihrem Inneren lassen sie spezielle Biomoleküle – unter anderem sogenannte Luziferine – reagieren. Hierbei entstehen chemische Verbindungen, die zum Teil rasch wieder zerfallen, dabei aber winzige Mengen an Energie in Form von Lichtstrahlen abgeben. Welchen biologischen Nutzen das mysteriöse Glimmen hat, haben Forscher noch nicht vollständig herausgefunden. Sie vermuten jedoch, dass die leuchtenden Wesen damit je nach Spezies Beute anlocken, Partner suchen oder Feinde abschrecken.





Von Flüssigkeiten, in denen ein Feststoff entsteht

Treffen Substanzen aufeinander, verändern sie sich mitunter schlagartig. Manche wechseln vom flüssigen in den festen Zustand. Wasser ist ein hervorragendes Lösungsmittel: Es vermag große Mengen bestimmter Stoffe, etwa Salze, vollständig aufzunehmen und bleibt dabei dennoch flüssig und glasklar. So ist etwa in dem linken Glasgefäß – ohne dass wir es sehen können – Silbernitrat gelöst, eine Verbindung aus Silber, Stickstoff und Sauerstoff. Kommt diese Lösung allerdings mit einer zunächst ebenfalls klaren Lösung von Kalziumchlorid (einer Verbindung aus Kalzium und Chlor) in Kontakt, geschieht Erstaunliches: Sofort bilden sich weißliche Schwaden, die allmählich zu Boden sinken. Der wundersame Vorgang beruht darauf, dass sich bei der Vermischung der beiden Lösungen zwei Stoffe – Silber und Chlor – begegnen, die eine so innige Bindung zueinander eingehen, dass sie mit einem Mal einen Feststoff bilden: Silberchlorid. Dieser wiederum löst sich äußerst schlecht in Wasser: Er fällt – wie Chemiker sagen – aus der Lösung aus.





Das Feuerwerk im Kleinen

Manche Chemikalien benötigen Energie, damit sie reagieren – dann jedoch läuft eine Kettenreaktion ab

Es gibt kaum Reaktionen, bei denen derart viel Energie freigesetzt wird wie bei Verbrennungen. Dennoch brauchen entzündliche Stoffe oft zunächst selbst ein wenig Energie, um überhaupt zum Glühen angeregt zu werden. So besteht der brennbare Teil einer Wunderkerze aus einem Gemisch verschiedener Substanzen, die so lange fest und reaktionsträge sind, bis sie kurz mit hohen Temperaturen, etwa der Flamme eines Feuerzeugs, in Kontakt kommen. Angeregt durch die Wärmeenergie, reagieren zwei der Substanzen – Bariumnitrat und Aluminium, das sich mit Sauerstoff verbindet. Bei dieser Verschmelzung wiederum wird Energie in Form von gleißender Hitze frei, die nun von allein weitere Verschmelzungen in Gang setzt. Infolgedessen wandert das weißlich brennende Licht nach und nach den Draht der Wunderkerze entlang. Die Energie der Reaktion ist so heftig, dass winzige Eisenteilchen, die ebenfalls im Zündgemisch enthalten sind, verglühen und mit hoher Geschwindigkeit in die Umgebung geschleudert werden: als glitzernde Funken.





Wenn sich Materie zu vermehren scheint

Zur Herstellung von Kunststoffen nutzen Chemiker die Eigenschaft mancher Moleküle, verzweigte Strukturen zu bilden. Es mutet wie Zauberei an, wenn zwei flüssige Substanzen miteinander vermengt werden und in kurzer Zeit zu einem voluminösen, schwammartigen Kunststoff aufquellen. Dahinter verbirgt sich ein chemischer Vorgang, den Forscher »Polymerisation« nennen und der essenziell für die Produktion etlicher synthetischer Materialien ist. Jeder der beiden Ausgangsstoffe besteht aus einer bestimmten Sorte von Molekülen (sogenannten Monomeren), die frei umeinandergleiten können – also eine Flüssigkeit bilden. Treffen jedoch die zwei Molekülsorten aufeinander und werden kurz verquirlt, stoßen die Teilchen gegeneinander und beginnen sich zu riesigen Ketten (Polymeren) zu verknüpfen. Diese Ketten wickeln sich umeinander und verknäulen sich, bis sie sich nicht mehr frei bewegen können – und ein Feststoff entsteht. Da bei der Umwandlung zudem ein Gas freigesetzt wird, schäumt das Material auf und gewinnt an Volumen. □

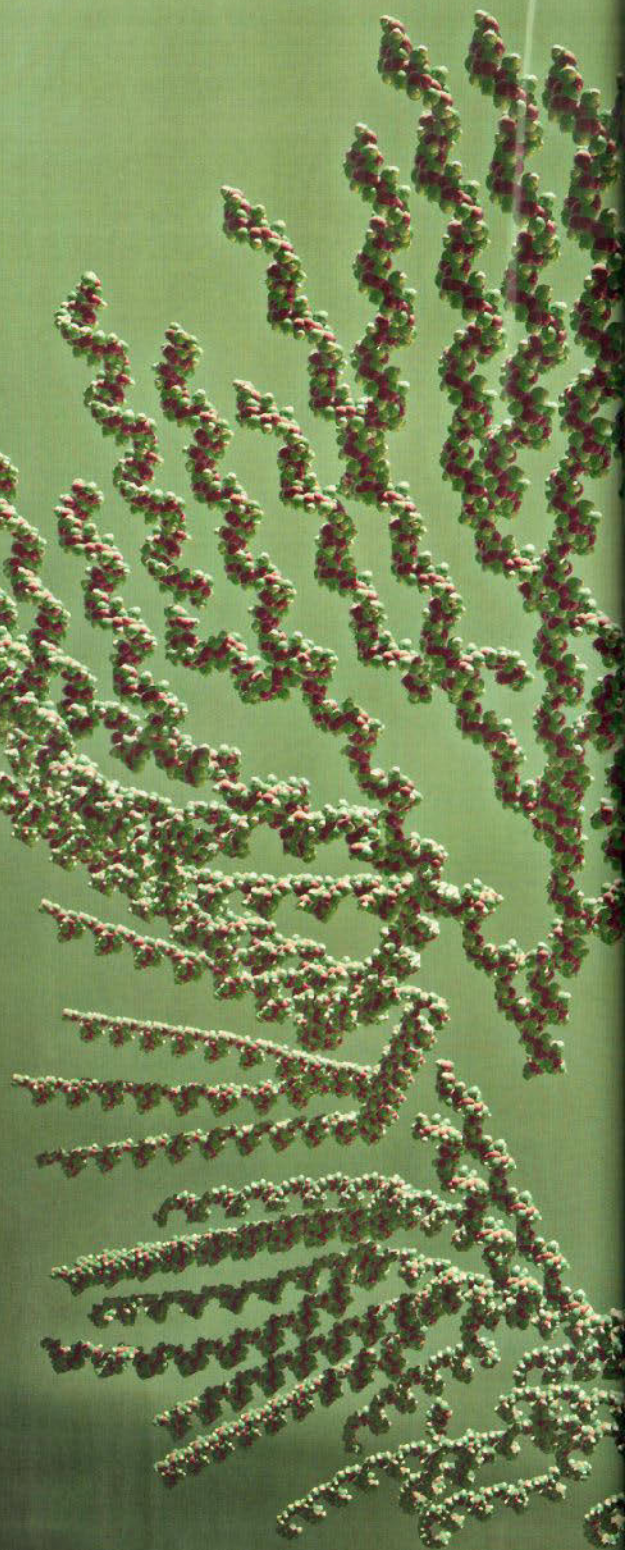


Die Kraft der Bindung

Öde und unbelebt wäre das Universum, wenn nicht die Atome der meisten chemischen Elemente eine geheimnisvolle Neigung hätten: sich mit anderen Atomen zu verbinden. Erst durch die Kombination verschiedener Elemente zu neuen Stoffen mit völlig anderen Eigenschaften ist jene schier unbegrenzte Vielfalt an Materialien möglich, die uns umgibt. Je nachdem, wie sich die Atome binden, können dabei gänzlich unterschiedliche Substanzen entstehen: flüssiges Wasser etwa, Kristalle und Minerale, glänzende Metalle – und sogar Riesenmoleküle, die die Grundlage des Lebens bilden

Text: Henning Engeln

Illustrationen: Tim Wehrmann





Mitunter verschmelzen Tausende Atome zu Riesemolekülen, die verzweigte Ketten bilden – etwa die Substanz Glykogen, ein Molekül aus Kohlenstoff-, Wasserstoff- und Sauerstoff-Atomen, das vor allem in Leber und Muskeln Energie speichert

Das Prinzip Veränderung

Weshalb unsere Welt ohne den Wandel der Stoffe nicht denkbar ist

Im Jahr 1669 nimmt der in Hamburg lebende Alchemist Hennig Brand ein Experiment vor, das aus heutiger Sicht seltsam anmutet: Er lässt Urin einige Tage in einer Wanne stehen und erwärmt ihn anschließend, bis alle Flüssigkeit verdampft ist. Die zurückbleibende Paste erhitzt er stark und leitet die dabei entstehenden Dämpfe durch Wasser.

Wie viele andere Alchemisten auch ist Brand auf der Suche nach einer Methode, die es ihm ermöglicht, aus unedlen Materialien – in diesem Fall dem Ausgangsstoff Urin – edle gewinnen zu können. Brand hat bei diesem Versuch Großes vor: Er will Urin in Gold verwandeln.

Doch seine Methode ist nichts anderes als ein unsystematisches Herumprobieren. Und statt des edlen Metalls erhält er eine bleiche, wachsartige Substanz, die im Dunkeln leuchtet: Phosphor. Ohne es zu wissen, hat Hennig Brand ein neues Element entdeckt.

Heute wissen die Forscher, dass es praktisch unmöglich ist, Gold aus anderen Stoffen herzustellen. Denn das Edelmetall ist ein chemisches Element: eine Substanz also, die nicht weiter in ihre Bestandteile zerlegt und folglich auch nicht aus anderen Stoffen zusammengesetzt werden kann.

Mit ihren Versuchen, Gold zu erzeugen, waren die Alchemisten wie Hennig Brand also auf der falschen Fährte. Ihre Beschäftigung mit den sich wandelnden Stoffen lieferte jedoch späteren Chemikern wichtige Impulse. Denn Chemie ist nichts anderes als die Lehre von den Eigenschaften und Umwandlungen von Stoffen.

Chemie erleben wir überall um uns herum. Wenn wir Zucker in eine Tasse Kaffee einrühren und sich dabei die weißen Kristalle auflösen und plötzlich unsichtbar werden, dann ist das ein chemischer Vorgang.

Auch was in unseren Küchen täglich brodelt, kocht und backt, ist stoffliche Verwandlung. Im Inneren eines zähflüssigen Kuchenteigs etwa, der aus blassem Mehl, Wasser, Zucker, Eiern und Backpulver angerührt wird und sich dann in der Hitze des Ofens in ein festes, an der Oberfläche tiefbraunes, krustiges und wohlschmeckendes Gebäck transformiert, laufen etliche chemische Reaktionen ab.

Deutlich dramatischer ist eine stoffliche Verwandlung bei einem Waldbrand: wenn Bäume mit ihrem Holz, dem Blattwerk und allen auf ihnen siedelnden Lebewesen in Rauch und Gase aufgehen und nichts zurückbleibt außer verkohlten Stümpfen und gräulicher Asche.

Und auch bei einem der gewaltigsten Naturereignisse, einem Vulkanausbruch, machen Stoffe verblüffende Metamorphosen durch: Heißes, flüssiges Magma und giftige Gase werden aus den Tiefen des Erdinneren in die Luft geschleudert, verbinden sich dabei auf neue Weise und erstarren zu Aschepartikeln, Lava oder Bimsstein.

Die Chemie ist eine Wissenschaft, vor der viele Menschen zurückschrecken und die dennoch in jedes Detail unseres Lebens hineinspielt. Wer sie begreift, sieht seine Umgebung und alles, was in der Natur geschieht, mit neuen Augen.

Denn nichts von alledem, was wir um uns herum erblicken, wäre ohne Umwandlungsprozesse entstanden. Der Stuhl, auf dem wir sitzen, die Wand auf die wir blicken, das Fenster, durch das wir schauen, die Kleidung, die wir tragen: Sie alle sind aus Ausgangsstoffen entstanden, die mit chemischen Reaktionen in neue Materialien verwandelt wurden.

Egal ob ein Sprengmeister ein abbruchreifes Hochhaus mit Dynamit zu Fall bringt, ob ein Airbus A380 seinen gewaltigen Leib in den Himmel

erhebt, indem er Kerosin in seinen Triebwerken verfeuert, oder ob ein Hochofen aus rotbraunem Erz glühendes Eisen herauskocht: Immer ist Chemie im Spiel.

Und auch alles, was unseren Körper in Gang hält – der Stoffwechselbetrieb in jeder Zelle, die Ausschüttung eines Hormons ins Blut, das Zusammenzucken eines Muskels sowie all das, was den Organismus wachsen, reagieren oder denken lässt – basiert auf chemischen Vorgängen, auf der Wandlung der Stoffe.

In der Regel hat eine chemische Reaktion verblüffende Veränderungen der Materie zur Folge. Wie in der Vorstellung eines Zauberkünstlers geschehen unerwartete Dinge: Manches verschwindet, anderes entsteht scheinbar aus dem Nichts, Farben verwandeln sich, Temperaturen nehmen zu oder ab, Flüssiges kann fest, Gas zu einer Flüssigkeit oder etwas Festes zu Gas werden.


So können sich beispielsweise die farblosen Gase Wasserstoff und Sauerstoff zu einer ebenfalls farblosen Flüssigkeit vereinen: Wasser.

Gase vermögen sich aber auch mit festen oder flüssigen Elementen zu verbinden. Finden etwa Sauerstoff und der schwarze, feste Kohlenstoff zueinander, kann Kohlendioxid entstehen – ebenfalls ein unsichtbares Gas. Reagiert der Sauerstoff dagegen mit dem harten, dunkelgrau glänzenden Silizium, entsteht daraus Siliziumdioxid – ein Material, das als Sand auf der ganzen Erde verbreitet ist.

Schier unerschöpflich erscheinen die Kombinationsmöglichkeiten der Elemente und die daraus entstehenden, völlig neuartigen Verbindungen.

Schmilzt man etwa das silbrig-glänzende – und leicht entzündliche – Metall Natrium und leitet anschließend blassgelbes, giftig-ätzendes Chlorgas darüber, so entsteht, begleitet von einer grellen gelblichen Flamme, eine völlig neue – und ganz harmlose – Verbindung aus weißen Kristallen: Kochsalz.

Weißer Phosphor – jene Substanz, die Hennig Brand 1669 entdeckte – ist hochgiftig und derart reaktiv, dass er sich bei Temperaturen von über 50



Grad Celsius selbst entzündet und sich mit dem Sauerstoff der Luft verbindet. Doch ein mögliches Ergebnis dieser Verbindung von Phosphor und Sauerstoff – das Phosphat – ist ein lebensnotwendiger Stoff, der in jeder Zelle vorkommt und als Dünger in der Landwirtschaft eingesetzt wird.

Und geht das stahlgrau glänzende Metall Kobalt eine Liaison mit den Elementen Aluminium und Sauerstoff ein, so kann daraus ein wunderschöner Farbstoff werden, der von den Menschen schon seit Jahrhunderten verwendet wird: Kobaltblau.

Die Chemie liefert den Schlüssel, um all diese Stoffe und ihre Verwandlungen zu verstehen – kurz: um unsere materielle Welt zu begreifen. Daher handelt diese Geschichte von der wundersamen Fähigkeit der Materie, sich zu vereinen, zu trennen, sich zu verändern und dabei immer neue Eigenschaften hervorzubringen. In ihrem Zentrum stehen die kleinsten, unteilbaren Bausteine des Stofflichen, die Atome, und deren Verschmelzung zu größeren Gebilden, zu Molekülen oder anderen Verbindungen.

Es geht in dieser Geschichte darum, wie die kleinsten Bausteine des Stofflichen in die Welt kamen und sich erstmals verbanden. Es geht um den seltsamen Drang der Atome nach Vollkommenheit, der sie immer wieder dazu anregt, sich zu größeren Verbänden zusammenzuschließen. Und es geht um drei Formen der chemischen Bindung, die unseren Stoffen zugrunde liegen.

Denn das Prinzip der Verwandlung – die Verbindung von Atomen zu immer neuen Stoffen – ist das Geheimnis hinter dem Phänomen Chemie.

KAPITEL I

Als die Chemie in die Welt kam

Wie sich nach dem Urknall die Materie formte

Chemische Vorgänge hat es nicht immer gegeben, vor allem nicht in der Form, wie wir sie heute kennen. Kurz nach

dem Urknall vor 13,7 Milliarden Jahren war es derart heiß, dass nicht einmal Atome existierten, die kleinsten Bausteine aller chemischen Elemente. Es gab lediglich winzige, subatomare Teilchen sowie energiereiche Strahlen, die hektisch durcheinanderrasten.

Daher waren auch noch keine Partnerschaften zwischen Stoffen möglich, keine Verbindungen zwischen Atomen – also keine Chemie. Sondern es kam ausschließlich zu rein physikalischen Prozessen: zu Bewegungen und Wechselwirkungen zwischen Teilchen.

Das hielt rund 380 000 Jahre lang an. Dann war das Weltall weit genug abgekühlt, um Atome zu bilden – Abküh-

lung, umschwirrten ihn fortan zwei negativ geladene Elektronen. Auf diese Weise entstand ein neues, andersartiges Atom – und somit ein weiteres Element: das Helium.

Im Vergleich zu Wasserstoff mit seinem Kern aus einem Proton ist Helium rund viermal schwerer: Denn sein Kern enthält zwei Protonen sowie zwei Neutronen (die Masse der Elektronen ist so winzig, dass sie beim Gewicht des Atoms kaum eine Rolle spielt).

In der Frühzeit des Alls machte Wasserstoff fast 75 Prozent der damals existierenden Masse aus und Helium etwa 25 Prozent. Zudem fanden sich im Universum, wenn auch selten, Kerne

Kurz nach dem Urknall gab es nur die Elemente Wasserstoff, Helium, Lithium – und kaum chemische Reaktionen

lung bedeutet ja nichts anderes, als dass die Bewegungen von Teilchen geringer werden. Irgendwann wurden sie so langsam, dass die Anziehung zwischen positiven und negativen Ladungen immer stärker wurde und schließlich überwog.

So begannen leichte, negativ geladene Teilchen – Elektronen – die schweren, positiv geladenen Teilchen – Protonen – zu umkreisen: Die Protonen wurden zu Atomkernen, die Elektronen bildeten die Atomhülle. Die meisten der entstandenen Atome, die Wasserstoff-Atome, besaßen nur ein Proton und ein Elektron. Später prägten Chemiker für einen Stoff, der nur aus einer einzigen Sorte von Atomen besteht, den Begriff „Element“.

Immer wieder kam es jedoch auch vor, dass zwei Protonen sich mit zwei weiteren Atombausteinen, den Neutronen (sie sind elektrisch nicht geladen, aber etwa gleich schwer wie ein Proton), zu einem Atomkern aus vier Teilchen verbanden. Da dieser schwerere Kern zwei positive Ladungen

mit drei Protonen, die dann entsprechend von drei Elektronen umkreist wurden; dies waren die Atome eines dritten Elements: Lithium.

Am Anfang gab es also lediglich drei Sorten von Atomen: Wasserstoff, Helium und Lithium. Sie waren nicht nur unterschiedlich schwer, sondern reagierten auch chemisch verschieden.

Jene frühe Phase mit den Elementen Wasserstoff, Helium und Lithium war aus der Sicht eines Chemikers noch eine ziemlich langweilige Welt.

Rund 100 Millionen Jahre später aber begannen sich aus den Gaswolken dieser Elemente die ersten Sterne zu bilden, und in ihnen geschah Erstaunliches: Die unermesslich hohen Temperaturen und Drücke in der Tiefe der mächtigen Sonnen pressten die Atomkerne so sehr zusammen, dass sie verschmolzen und aus den leichten Elementen Wasserstoff und Helium immer schwerere Sorten von Atomen – also solche mit immer mehr Protonen und Neutronen im Kern – zusammengebacken wurden. So ent-

standen Elemente, die es zuvor nicht gegeben hatte – wie Sauerstoff, Kohlenstoff, Schwefel, Natrium, Phosphor, Magnesium, Silizium und Eisen.

Sauerstoff etwa besitzt in seinem Kern acht Protonen und acht Neutronen und ist damit rund 16-mal schwerer als Wasserstoff. Eisen hat 26 Protonen und zumeist 30 Neutronen (die Anzahl der Neutronen kann innerhalb eines Elements variieren). Am Ende ihrer Existenz fielen die Sterne in sich zusammen und barsten; durch die Hitze und den gewaltigen Druck bildeten sich dabei noch schwerere Elemente, die noch heute in der Natur vorkommen.

Den Atomen aller Elemente war (und ist bis heute) eines gemein: Sie sind elektrisch neutral, da sie von genauso vielen Elektronen umschwirrt werden, wie sie Protonen im Kern besitzen.

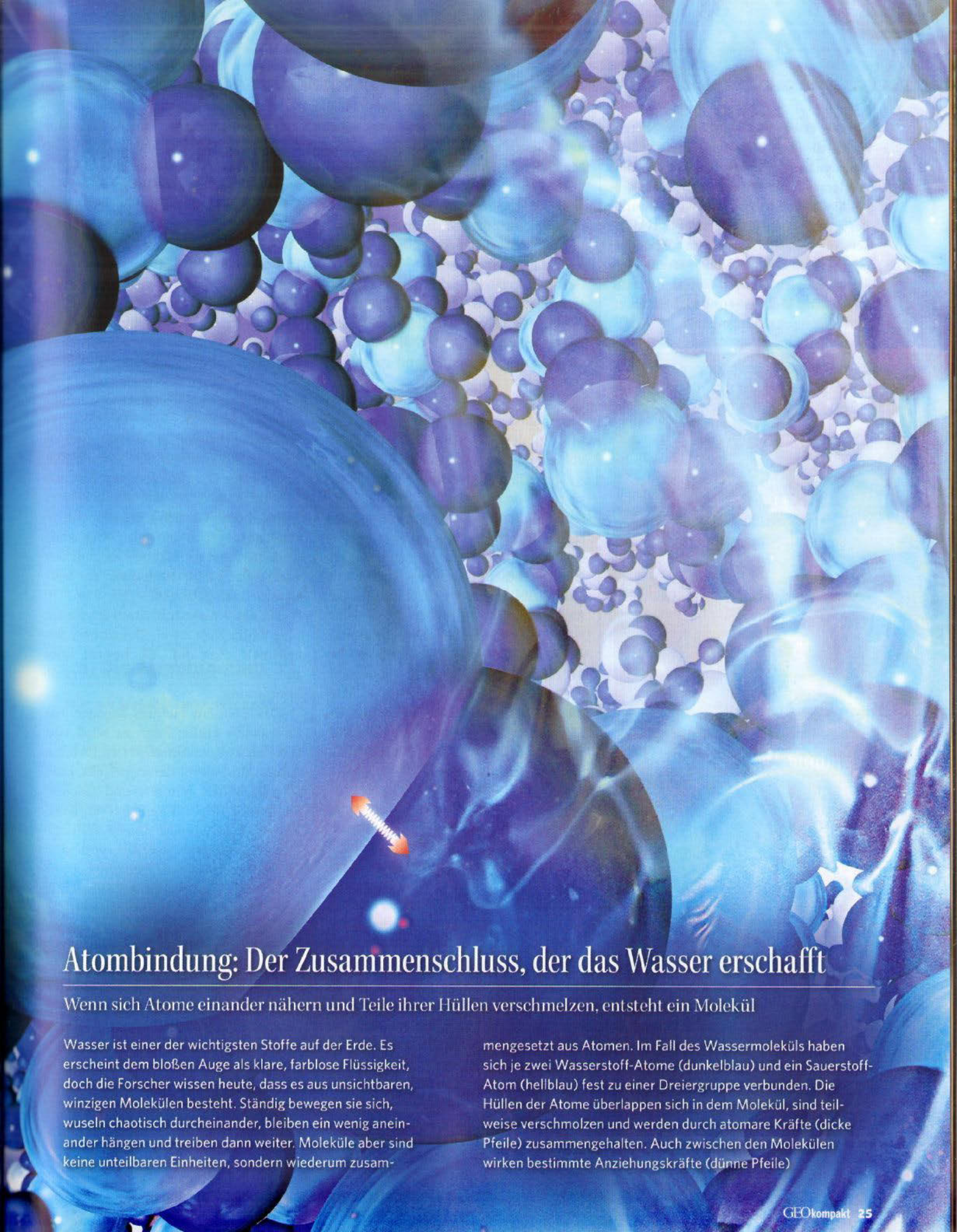
Im Laufe von Jahrmilliarden wurden diese neu geschaffenen Atomsorten durch zahllose Sternexplosionen ins Weltall hinausgeschleudert.

OHNE DAS PRINZIP Verwandlung – also ohne Chemie – würden die Atome dieser Elemente noch heute isoliert nebeneinander existieren. Doch dank ihrer Fähigkeit, sich zusammenzuschließen, chemische Verbindungen einzugehen, potenzierte sich die Zahl der Stoffe nahezu ins Unermessliche.

Manche Atome fanden sich in jener Urzeit des Universums in den Weiten des Alls zu einfachen Molekülen zusammen (von „Molekülen“ sprechen Chemiker, sobald sich zwei oder mehrere Atome fest miteinander verbinden, gleichgültig ob sie denselben oder unterschiedlichen Elementen angehören).

Doch vor allem waren es Planeten, etwa die Erde, die den Elementen günstige Bedingungen boten und es Atomen möglich machten, sich dauerhaft und in großer Vielfalt zusammenzuschließen: Denn auf der Erde war es weder so heiß wie auf der Sonne – die Hitze dort würde jede chemische Verbindung sofort wieder auseinandersprenken –, noch so kalt wie im dunklen All, wo die Kälte die Atome quasi einfriert, sodass sie selten reagieren.





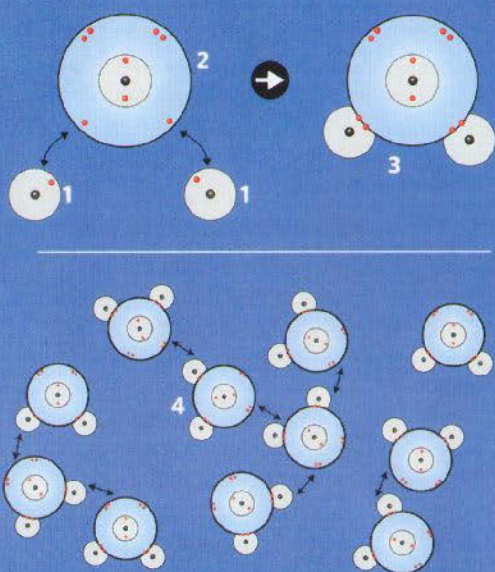
Atombindung: Der Zusammenschluss, der das Wasser erschafft

Wenn sich Atome einander nähern und Teile ihrer Hüllen verschmelzen, entsteht ein Molekül

Wasser ist einer der wichtigsten Stoffe auf der Erde. Es erscheint dem bloßen Auge als klare, farblose Flüssigkeit, doch die Forscher wissen heute, dass es aus unsichtbaren, winzigen Molekülen besteht. Ständig bewegen sie sich, wuseln chaotisch durcheinander, bleiben ein wenig aneinander hängen und treiben dann weiter. Moleküle aber sind keine unteilbaren Einheiten, sondern wiederum zusam-

mengesetzt aus Atomen. Im Fall des Wassermoleküls haben sich je zwei Wasserstoff-Atome (dunkelblau) und ein Sauerstoff-Atom (hellblau) fest zu einer Dreiergruppe verbunden. Die Hüllen der Atome überlappen sich in dem Molekül, sind teilweise verschmolzen und werden durch atomare Kräfte (dicke Pfeile) zusammengehalten. Auch zwischen den Molekülen wirken bestimmte Anziehungskräfte (dünne Pfeile)

Seit etwa vier Milliarden Jahren bietet die Erde den Elementen beste Bedingungen: eine feste Oberfläche und moderate Temperaturen. Hier kann beispielsweise Wasser – die Verbindung der zwei Elemente Sauerstoff und Wasserstoff – in flüssiger Form existieren (siehe Seite 54), und das extrem vielseitige Element Kohlenstoff (siehe Seite 96) vermag Millionen unterschiedlicher Verbindungen einzugehen.



Atombindung: Wassermolekül

Atome sind aus einem Kern (schwarz) und Elektronen (rot) aufgebaut, die den Kern umkreisen. Wasserstoffatome (1) verfügen über ein Elektron, Atome des Sauerstoffs (2) über acht Elektronen, sechs davon befinden sich am äußeren Rand. Aufgrund eines physikalischen Gesetzes drängt jedes Wasserstoff-Atom danach, zwei außen liegende Elektronen zu besitzen, jedes Sauerstoffatom wiederum acht. Dies können die Atome erreichen, wenn sie miteinander verschmelzen, sich Elektronen teilen: Daher vereinigen sich zwei Wasserstoff-Atome und ein Sauerstoff-Atom – es entsteht ein Wassermolekül (3). Kommen viele Wassermoleküle zusammen, bewirken elektrische Anziehungskräfte, dass sie flüchtige Bindungen (4) eingehen und so eine bei Raumtemperatur flüssige Substanz bilden.

Deshalb konnten auf unserem Planeten auch die komplexesten aller Moleküle entstehen – jene, die das Leben ermöglichen.

Es ist eine verwirrende Vielfalt von chemischen Stoffen, die auf der Erde vorhanden sind: Etwa 20 Millionen sind heute bekannt.

Doch weshalb verbinden sich manche Sorten von Atomen besonders gern mit bestimmten anderen, während es wiederum solche gibt, die einander quasi spinnefeind sind und gar nicht miteinander reagieren?

Und weshalb verleiht der Zusammenschluss zweier Elemente zu einem Molekül dem dabei entstehenden Stoff völlig neue Eigenschaften?

Diese Fragen gehören zu den faszinierendsten Rätseln, die unsere Welt zu bieten hat. Forscher brauchten Jahrtausende, um sie zu beantworten und den Aufbau der Materie zu verstehen. Doch letztlich gelang es ihnen, die komplizierten Gesetze zu entschlüsseln, nach denen sich die Stoffe bilden.

Im Zentrum stehen dabei, so stellte sich heraus, die Elektronenhüllen der Atome. Weil diese Hüllen bei vielen Elementen nicht vollkommen sind, schließen sie sich mit anderen zusammen – sie gehen Bindungen ein. Und genau diese Bindungen sind es, die neue Stoffe entstehen lassen.

KAPITEL II

Der Drang nach Vollkommenheit

Weshalb Atome sich verbinden wollen

Um zu verstehen, weshalb manche Elemente eine Liaison eingehen, während andere praktisch nie miteinander reagieren, muss man sich ihren atomaren Aufbau anschauen.

Beim Wasserstoff-Atom ist es nur ein einzelnes Elektron, das den Kern umschwirrt. Und dieser Kern besteht nur aus einem einzigen Proton. Wasserstoff ist die denkbar einfachste Möglichkeit, wie sich ein Atom konstruieren lässt.

Alle Atome aber – auch die der schwereren Elemente, deren Kerne von vielen Elektronen umschwirrt werden – haben eine mysteriöse, nur schwer zu verstehende und dennoch entscheidend wichtige Eigenschaft: Sie streben danach, in ihrer äußeren Hülle eine bestimmte Anzahl von Elektronen zu besitzen (weshalb das so ist, können nur die sehr komplizierten Berechnungen von Quantenphysikern erklären). Fehlt ihnen etwa ein Elektron – oder haben sie eines zu viel –, neigen sie dazu, ein zusätzliches Elektron aufzunehmen oder ihr überschüssiges loszuwerfen.

Atome haben quasi ein Gespür für die Vollkommenheit ihrer Hülle. Und dieser Drang liefert den Antrieb für sämtliche chemischen Reaktionen. Denn indem sie sich mit einem anderen Atom verbinden (also reagieren), können sie den Mangel ausgleichen und in der Verbindung quasi zur Vollkommenheit gelangen.

Für das Wasserstoff-Atom etwa wäre eine Hülle mit zwei Elektronen der optimale Zustand. Es besitzt aber nur eines – also strebt es zur Vervollkommenung.

Das Element Helium dagegen hat eine ideale Hülle, denn es wird von zwei Elektronen umschwirrt. Helium-Atome sind damit derart perfekt, dass sie sich selbst genügen und fast nie chemische Reaktionen mit anderen Elementen eingehen. Solche vollkommenen Elemente werden von den Chemikern „Edelgase“ genannt.

Dem Element Chlor fehlt ebenfalls ein Elektron für seine ideale äußere Hülle; es ist deshalb sehr reaktiv und neigt dazu, anderen Atomen ein Elektron abzugeben.

Ein idealer Partner dafür ist das Natrium, das ein Elektron zu viel für eine ideale Hülle hat und sich deshalb zum Beispiel gern mit Chlor verbindet.

Das Metall Aluminium wiederum hat drei Elektronen zu viel, was ihm wieder andere, spezielle Eigenschaften verleiht.

Bis auf die Edelgase – neben Helium unter anderem Neon, Argon und Kryp-

ton – haben also die meisten chemischen Elemente unvollkommene Elektronenhüllen; sie haben entweder zu viele oder zu wenige Elektronen. Durch eine chemische Verbindung zwischen zwei Elementen (oder auch innerhalb eines Elements) aber lassen sich Elektronen austauschen oder auch gegenseitig ausleihen. Das ist letztlich der Grund, weshalb sich Elemente miteinander verbinden.

Es gibt drei vorherrschende Formen der Bindung (wobei ein und dasselbe Element mit unterschiedlichen Partnern durchaus verschiedene Bindungsformen eingehen kann):

- die Atombindung – Elektronen werden von den Partnern gemeinsam genutzt;
- die Ionenbindung – ein Partner gibt Elektronen komplett an einen anderen Partner ab;
- die Metallbindung – viele gleichartige Partner umgeben sich mit einer Art „Gas“ aus Elektronen.

KAPITEL III

a. Die Atombindung

Wie ein Molekül entstehen kann

Zum wohl einfachsten Fall einer chemischen Bindung kommt es, wenn sich zwei Wasserstoff-Atome zusammenfügen. Sie nähern sich einander an, und die Hüllen der Elektronen zwischen ihnen verschmelzen. Die dann gemeinsam um beide Atomkerne kreisenden Elektronen kann man sich vorstellen wie ein elastisches Band, das die Kerne umschließt und sie durch seine Spannung näher aneinanderbringt.

Bei den Atomen sind es allerdings keine mechanischen Kräfte, sondern es ist die elektrische Anziehung: Das negativ geladene Elektronenband und die positiv geladenen Atomkerne ziehen sich gegenseitig an. Weil sich aber gleiche Ladungen abstoßen, rücken die positiv geladenen Wasserstoffkerne zwar dichter zusammen – gezogen durch das Elektronenband –, aber nicht

über einen bestimmten Abstand hinaus, denn dann überwiegt die Abstoßung zwischen ihnen.

Auf diese Weise entsteht eine Atombindung; die beiden Wasserstoff-Atome sind zum Wasserstoff-Molekül (H_2) verschmolzen.

Weil sich die beiden Wasserstoff-Atome in dieser Bindung sozusagen gegenseitig ihre Elektronen ausleihen, besitzen sie jetzt beide quasi eine vollkommene Hülle mit zwei Elektro-

einem Medizinball umschlossen (die zweite, äußere Schale – die Größenverhältnisse sind allerdings in Wirklichkeit andere).

Die innere Schale beim Sauerstoff ist die gleiche wie beim Helium, besitzt also zwei Elektronen. In der weiter außen liegenden zweiten Schale dagegen bewegen sich sechs von ihnen.

Die perfekte Anzahl von Elektronen für diese zweite, äußere Schale aber wären acht Elektronen, haben Wissen-

Atome streben danach,
die Anzahl von Elektronen
in ihrer äußeren
Hülle zu vervollkommen

nen – verfügen also über jene Perfektion, die das Edelgas Helium auch aufweist.

Um den Vorgang in einer Analogie zu verdeutlichen: Es ist so ähnlich, als würden zwei Sammler von Kunstwerken – denen jeweils ein wertvolles Stück fehlt, das aber der andere besitzt –, sich zusammentun und ihre Exponate gemeinsam ausstellen, um ihre Sammlungen komplett zu machen.

Der Drang zur vollkommenen Elektronenhülle ist so stark, dass Wasserstoff unter normalen Bedingungen fast nie in Form einzelner Atome vorkommt, sondern zumeist als Wasserstoff-Molekül H_2 .

Wesentlich größer und komplizierter aufgebaut als das Atom des Wasserstoffs ist das Sauerstoff-Atom. Sein Kern enthält acht Protonen. Daher besitzt es auch acht Elektronen. Allerdings sind die Elektronen beim Sauerstoff auf zwei Schalen verteilt. Vereinfacht betrachtet liegen die Teilchen übereinander, ähnlich wie die Schalen einer Zwiebel.

Man könnte sie auch mit Bällen vergleichen: Ein winziger Kirschkernel (der Kern aus Protonen) wird von einem Handball umhüllt (die erste, innere Schale) und dieser wiederum von

schaftler ermittelt. Und es gibt auch ein chemisches Element, das so gebaut ist, in dessen zweiter Schale also acht Elektronen umherschwirren: das Edelgas Neon. Es ist also ebenfalls perfekt und reagiert deshalb chemisch ähnlich träge wie das Helium.

Von dieser Vollkommenheit ist der Sauerstoff mit seinen nur sechs Elektronen in der äußeren Schale weit entfernt. Um beim Bild des Sammlers zu bleiben: Dem Sauerstoff fehlen zwei wichtige Kunstwerke für ein perfektes Ensemble. Um die Sammlung zu vervollkommen, gibt es mehrere Möglichkeiten: Beim gasförmigen Sauerstoff etwa tun sich je zwei Sauerstoff-Atome zusammen und teilen sich die Elektronen, um den Mangel auszugleichen. Der Sauerstoff besteht dann aus O_2 -Molekülen.

Ein anderes Bild aber ergibt sich, wenn Wasserstoff- und Sauerstoffgas sich vermischen. Angeregt durch einen Funken – dessen Energie nötig ist, um die Teilchen zur Reaktion zu bringen –, verbinden sich je zwei Wasserstoff-Atome mit einem Sauerstoff-Atom zu einem Wassermolekül (H_2O). In einer solchen Kombination teilt sich das Sauerstoff-Atom ein Paar von Elektro-

nen mit dem einen Wasserstoff-Atom und ein zweites Paar mit dem anderen Wasserstoff-Atom.

Viele wichtige Elemente verhalten sich ähnlich wie der Sauerstoff und streben eine Anzahl von acht Elektronen in ihrer äußeren Hülle an: Kohlenstoff, Stickstoff und Fluor etwa, Silizium, Phosphor und Schwefel sowie Natrium und Magnesium.

Die Acht ist daher für diese Elemente so etwas wie eine magische Zahl.

Dabei können sich durchaus auch mehrere Atome unterschiedlicher Elemente verbinden: Im Molekül des hochexplosiven Sprengstoffs Nitroglycerin etwa finden sich vier Elemente: drei Atome vom Kohlenstoff, fünf vom Wasserstoff, drei vom Stickstoff und neun vom Sauerstoff ($C_3H_5N_3O_9$). Noch komplizierter ist die Formel des berühmtesten Antibiotikums, des Penicillins G: $C_{16}H_{18}N_2O_4S$.

Nur wenn sich Elemente in einer Atombindung zusammenfügen, sprechen die Chemiker von Molekülen. Es sind kompakte Einheiten, denn diese Form der Bindung ist eine solide Partnerschaft, bei der die einzelnen Atome eines Moleküls fest und dauerhaft miteinander verbunden sind.

Im Gegensatz dazu können die Beziehungen in anderen Bindungsformen durchaus lockerer sein und auf viel mehr Partnern beruhen.

KAPITEL III

b. Ionenbindung

Was die elektrische Anziehungskraft zusammenfügt

Während bei einer Atombindung die Partner ihre Elektronen gemeinsam nutzen, sie sozusagen friedlich teilen, geht eine andere Bindungsform erheblich weiter. Sie heißt Ionenbindung und tritt auf, wenn zwei Partner sehr unterschiedlich in ihrem Bestreben sind, Elektronen an sich zu ziehen. Denn dann kann es geschehen, dass einer der Partner dem anderen ein Elektron komplett abnimmt.

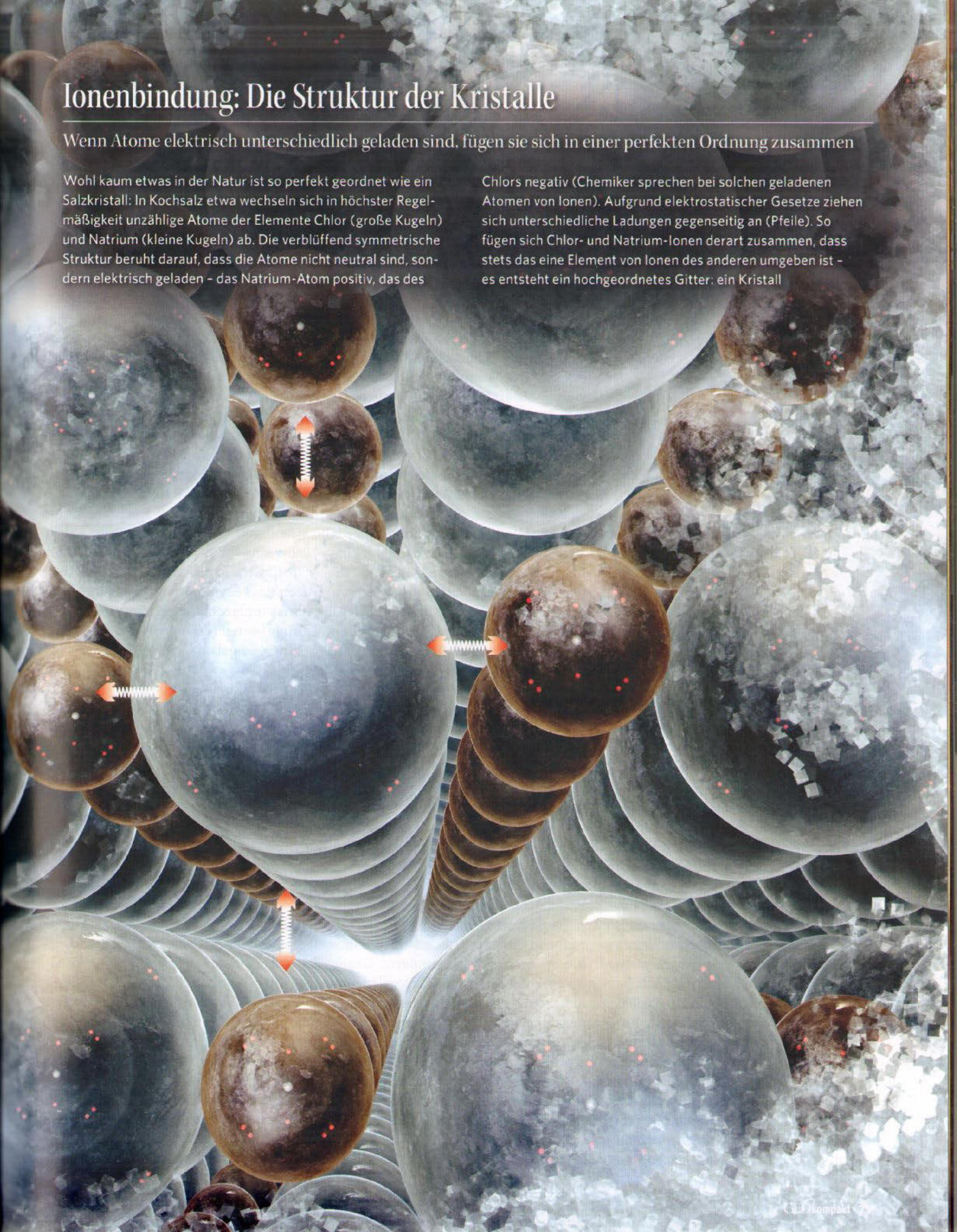


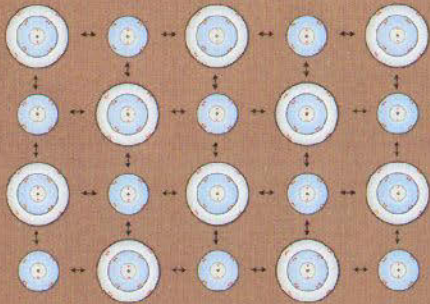
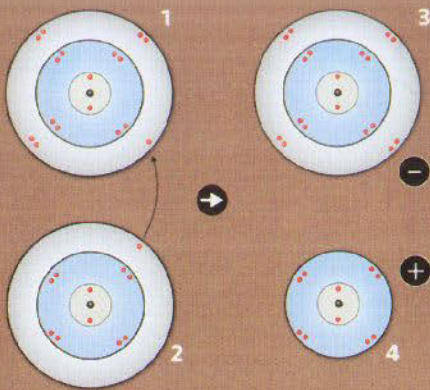
Ionenbindung: Die Struktur der Kristalle

Wenn Atome elektrisch unterschiedlich geladen sind, fügen sie sich in einer perfekten Ordnung zusammen

Wohl kaum etwas in der Natur ist so perfekt geordnet wie ein Salzkristall: In Kochsalz etwa wechseln sich in höchster Regelmäßigkeit unzählige Atome der Elemente Chlor (große Kugeln) und Natrium (kleine Kugeln) ab. Die verblüffend symmetrische Struktur beruht darauf, dass die Atome nicht neutral sind, sondern elektrisch geladen – das Natrium-Atom positiv, das des

Chlors negativ (Chemiker sprechen bei solchen geladenen Atomen von Ionen). Aufgrund elektrostatischer Gesetze ziehen sich unterschiedliche Ladungen gegenseitig an (Pfeile). So fügen sich Chlor- und Natrium-Ionen derart zusammen, dass stets das eine Element von Ionen des anderen umgeben ist – es entsteht ein hochgeordnetes Gitter: ein Kristall





Ionenbindung: Kochsalz

Ein Chlor-Atom (1) besitzt sieben äußere Elektronen, ein Natrium-Atom (2) ein äußeres Elektron. Treffen die Atome aufeinander, gibt das Natrium sein äußeres Elektron an das Chlor ab – so erreichen beide Atome einen chemisch stabileren Zustand. Nun sind sie elektrisch geladen, werden zu sogenannten Ionen: Chlor ist negativ (3), Natrium positiv (4). Die geladenen Teilchen ziehen sich derart an, dass zahlreiche Chlor- und Natrium-Ionen ein Gitter bilden – einen Salzkristall (darunter).

Um beim Bild der Sammler zu bleiben: Dem einen fehlt ein bestimmtes Kunstwerk, um sein Ensemble zu komplettieren; er würde praktisch alles dafür tun, es zu erwerben. Der andere aber hat bereits eine vollständige Sammlung sowie ein einzelnes Ausstellungsstück, mit dem er wenig anzufangen weiß. Um es angemessen zu präsentieren, müsste er noch etliche weitere Stücke erwerben. Daher zieht er es vor, sich ganz von diesem Einzelstück zu trennen. Er überlässt es seinem Kollegen, dem es zur Vollkommenheit fehlt.

Natrium und Chlor sind solche Partner. Das Natrium-Atom besitzt ein Elektron mehr als das Edelgas Neon. „Gern“ gibt es dieses Elektron weg,

denn dann erreicht seine äußere Schale die Konfiguration des Edelgases. Dem Chlor dagegen fehlt genau ein Elektron, um seine äußere Elektronen-Schale zu vervollkommen und der des Edelgases Argon anzugleichen.

Im Experiment geschieht Folgendes: Erhitzt man Natrium vorsichtig im Reagenzglas und fügt Chlorgas hinzu, so reagieren die beiden Stoffe in einer heftigen Flamme, und ein weißes Pulver bleibt zurück: Salzkristalle.

Bei dieser chemischen Reaktion ist ein Elektron komplett vom Natrium zum Chlor-Atom hinübergewechselt. Das Chlor-Atom besitzt nun ein zusätzliches Elektron und ist daher elektrisch negativ geladen. Es wird zum Chlor-Ion (als Ion wird jedes elektrisch geladene Atom bezeichnet; siehe Seite 29).

Dem Natrium-Atom hingegen, das sein Elektron abgegeben hat, fehlt eine negative Ladung. Es hat sich in ein positiv geladenes Natrium-Ion verwandelt. Da sich aber positive und negative Ladungen gegenseitig anziehen, wirken elektrische Anziehungskräfte

bereit: als Tafelsalz. Es purzelt in Form kleiner Kristalle aus dem Salzstreuer.

Verbindungen, die auf einer Ionenbindung basieren, sind meist hart und brüchig, schmelzen erst bei hohen Temperaturen und leiten Wärme sowie elektrischen Strom in festem Zustand schlecht (und wichtig: Es sind keine Moleküle).

Auf der Erde sind sie weit verbreitet, denn zahlreiche feste Stoffe sind aus ihnen aufgebaut – verschiedenste Salze etwa, die meisten Edelsteine und Minerale. Der größte Teil der Gesteine, der gesamte Untergrund, auf dem wir wandeln, besteht aus Mineralen: Granit und Marmor etwa, Erzgesteine, Gips oder Kalkstein. Und all diese Stoffe basieren auf Ionenbindungen.

Die perfekte Regelmäßigkeit der Kristallstruktur beim Kochsalz ergibt sich, weil Chlor- und Natrium-Ionen abwechselnd nebeneinander sitzen (siehe Illustration links). So ist gewährleistet, dass ein negatives Chlor-Ion stets links und rechts, oben und unten, vorn und hinten von positiven Natrium-Ionen umgeben ist. Umgekehrt hat ein

Eine große Zahl natürlicher **Stoffe**
existieren dank der Ionenbindung – etwa die
meisten **Edelsteine**, Minerale,
Salze oder **Sand**

zwischen den Ionen: Es ist eine Ionenbindung entstanden.

Es ist jedoch nicht so, dass sich jeweils ein Chlor-Ion mit einem Natrium-Ion zusammenfügt, sondern: Große Mengen der unterschiedlich geladenen Ionen ordnen sich so an, dass immer ein negativ geladenes neben einem positiv geladenen Ion sitzt. So entsteht eine größere Struktur, ein Kristall.

Die Verbindung aus einem Chlor- und einem Natrium-Ion heißt Natriumchlorid oder auch schlicht Kochsalz (chemisch: NaCl). Auf dem Tisch steht es meist zum Würzen von Speisen

jedes Natrium-Ion nur Chlor-Ionen als Nachbarn. Die Struktur ergibt sich von selbst, weil sich gleiche Ladungen immer abstoßen, unterschiedliche dagegen anziehen.

Im Gegensatz zur Atombindung teilen sich die Atome hier also nicht ihre Elektronen, sondern: Die Atome des einen Elements entreißen sie den Atomen des anderen Elements komplett. Und bei der Ionenbindung finden sich nicht einzelne Atome zu Partnern zusammen, sondern große Mengen an elektrisch geladenen Teilchen, die Ionen, ordnen sich zu einem Kristall an.

Der wundersame Wechsel der Zustände

Ob ein Stoff fest, flüssig oder gasförmig ist, hängt davon ab, wie frei sich seine Grundbausteine gegeneinander bewegen können

Ob Wasser oder Eisen, Salz oder Kerzenwachs – fast jeder Stoff kann in drei unterschiedlichen Erscheinungsformen auftreten: fest, flüssig und gasförmig. Chemiker sprechen von den drei „Aggregatzuständen“ (von lat. *aggregare*, ansammeln). Bei vielen Substanzen lässt sich im Alltag beobachten, dass die Verwandlung von einer Zustandsform in die andere – der sogenannte Phasenübergang – von der Temperatur abhängt: Festes Kerzenwachs verflüssigt sich, wenn es über einer Flamme erwärmt wird; Wasser verwandelt sich in gasförmigen Wasserdampf, sobald es zu kochen beginnt. Umgekehrt wird Wachs wieder fest, wenn die Kerzenflamme erlischt; und der Dampf schlägt sich am kühlen Fenster in Form von Tröpfchen nieder.

Die Temperatur eines bestimmten Stoffes ist stets ein Maß dafür, wie schnell sich die darin enthaltenen Teilchen – Atome oder Moleküle – bewegen. Diese Bausteine ähneln stark vereinfacht winzigen Kugeln. Im festen Zustand liegen diese Kugeln dicht beieinander, oft in Gestalt eines geometrischen Gitters – eines Kristalls. Zwar bewegen auch sie sich, zittern oder drehen sich. Doch die Beweglichkeit der Kugeln hält sich in Grenzen, denn sie verharren an Ort und Stelle.

Dass die Kugeln nicht aus dem Verband ausscheren, liegt daran, dass sie durch Anziehungskräfte zusammengehalten werden. Je nach Substanz spielen unterschiedliche Bindungsformen und damit unterschiedlich starke Kräfte eine Rolle: So ziehen sich etwa in einem Kochsalzkristall positiv geladene Natrium- und negativ geladene Chlorid-Teilchen elektrisch sehr stark an. Auch in Metallen wie Eisen werden die einzelnen Atome durch starke elektrische Kräfte beieinandergehalten. In Verbindungen wie Kerzenwachs oder Fett dagegen wirken zwischen den Molekülen eher schwache Kräfte.

Je nach Festigkeit der Bindung braucht es mehr oder weniger Energie, um die Ordnung durcheinander und damit den festen Stoff zum Schmelzen zu bringen. Mit steigender Temperatur zappeln die Kugeln immer heftiger; schließlich verfügen sie über so viel Bewegungsenergie, dass sie die Anziehungskräfte zwischen den Teilchen überwiegt. Sie sind dann nicht mehr an ihrem Platz fixiert: Einzelne Gruppen von Molekülen oder Atomen beginnen, sich gegeneinander zu verschieben. Der Schmelzpunkt ist erreicht – der entsprechende Stoff wird flüssig. Doch auch zwischen den sich bewegenden Kugeln in einer Flüssigkeit herrschen noch gewisse Anziehungskräfte; sie bleiben in sehr kleinen Bereichen gleichsam auf Tuchfühlung. Es gibt aber keine durchgehende Struktur mehr – wie in einem Kristallgitter.

Wie viel Energie für diesen Phasenübergang benötigt wird, hängt von den Kräften zwischen Verbindungen ab. Da etwa

zwischen Natrium- und Chlorid-Teilchen im Salz oder den Atomen im Eisen starke Anziehungskräfte herrschen, liegt der Schmelzpunkt bei hohen Temperaturen: Kochsalz verflüssigt sich bei etwa 800 Grad Celsius, Eisen schmilzt bei mehr als 1500 Grad Celsius. Um dagegen die schwach aneinander gebundenen Wachsmoleküle in den flüssigen Zustand zu überführen, ist weit weniger Hitze nötig: Sie geraten bereits bei ungefähr 60 Grad Celsius in Unordnung.

Erhitzt man den Stoff aber weiter, bewegen sich die Atome oder Moleküle irgendwann so schnell, dass auch die letzte Ordnung verloren geht. Die Anziehungskräfte spielen keine Rolle mehr: Die Flüssigkeit siedet und verdampft zu Gas. Darin sausen die Teilchen nun einzeln umher, nur hin und wieder lässt der Zufall sie zusammenprallen.

Sinkt die Temperatur wieder, kehrt sich der Prozess um: Die umherfliegenden Kugeln besitzen immer weniger Bewegungsenergie, mehr und mehr bleiben aneinander haften, bis sich wieder eine lose Ordnung zu bilden beginnt, sodass sich das Gas

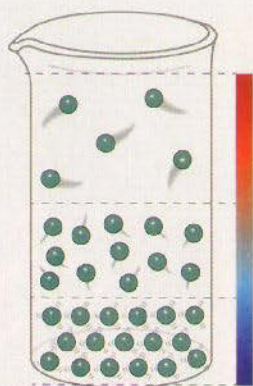
schließlich in eine Flüssigkeit wandelt – es kondensiert. Bei weiterer Abkühlung bewegen sich die Teilchen noch behäbiger, plötzlich besiegen die Anziehungskräfte zwischen ihnen den Bewegungsdrang: Die Flüssigkeit erstarrt zum geordneten Festkörper – jedes Teilchen hat wieder einen festen Nachbarn.

Die Temperatur entscheidet allerdings nicht allein über Schmelz- und Siedepunkt einer Substanz. Auch der Druck – also die Kraft, die von außen auf den Stoff einwirkt – beeinflusst, wann ein Phasenübergang stattfindet.

Je höher der Druck, desto stärker werden die Teilchen zusammengepresst, desto mehr Energie ist also nötig, um sie voneinander zu lösen. In einem Dampfdrucktopf kocht Wasser daher nicht bei 100 Grad Celsius, sondern erst bei 130 Grad Celsius. Der entgegengesetzte Effekt zeigt sich etwa auf dem Mount Everest – also dort, wo der Luftdruck geringer ist und die Moleküle weniger stark zusammengedrängt werden: Dort kocht

Wasser bereits bei etwa 70 Grad Celsius.

Ein besonders ungewöhnliches Phänomen offenbart sich bisweilen bei trockener Luft und gleichzeitig niedriger Temperatur: Dann vermag sich Wasser zum Beispiel augenblicklich zum Gas zu verflüchtigen. So verdampft Schnee bei sehr geringer Luftfeuchtigkeit im Winter, ohne vorher zu flüssigem Wasser geschmolzen zu sein. Doch auch dieser Wechsel des Aggregatzustands läuft hin und wieder in umgekehrter Richtung ab: Steigt in extrem kalten Nächten die Luftfeuchtigkeit, schlägt sich Wasserdampf als Reif nieder. Alexandra Rigos



Bei Kälte (blau) ist ein Stoff fest, seine Bausteine (grün) bewegen sich kaum; steigt die Temperatur, beginnen die Teilchen umeinanderzugleiten, sie bilden eine Flüssigkeit (Mitte); steigt die Hitze (rot), fliegen sie frei umher: als Gas (oben)

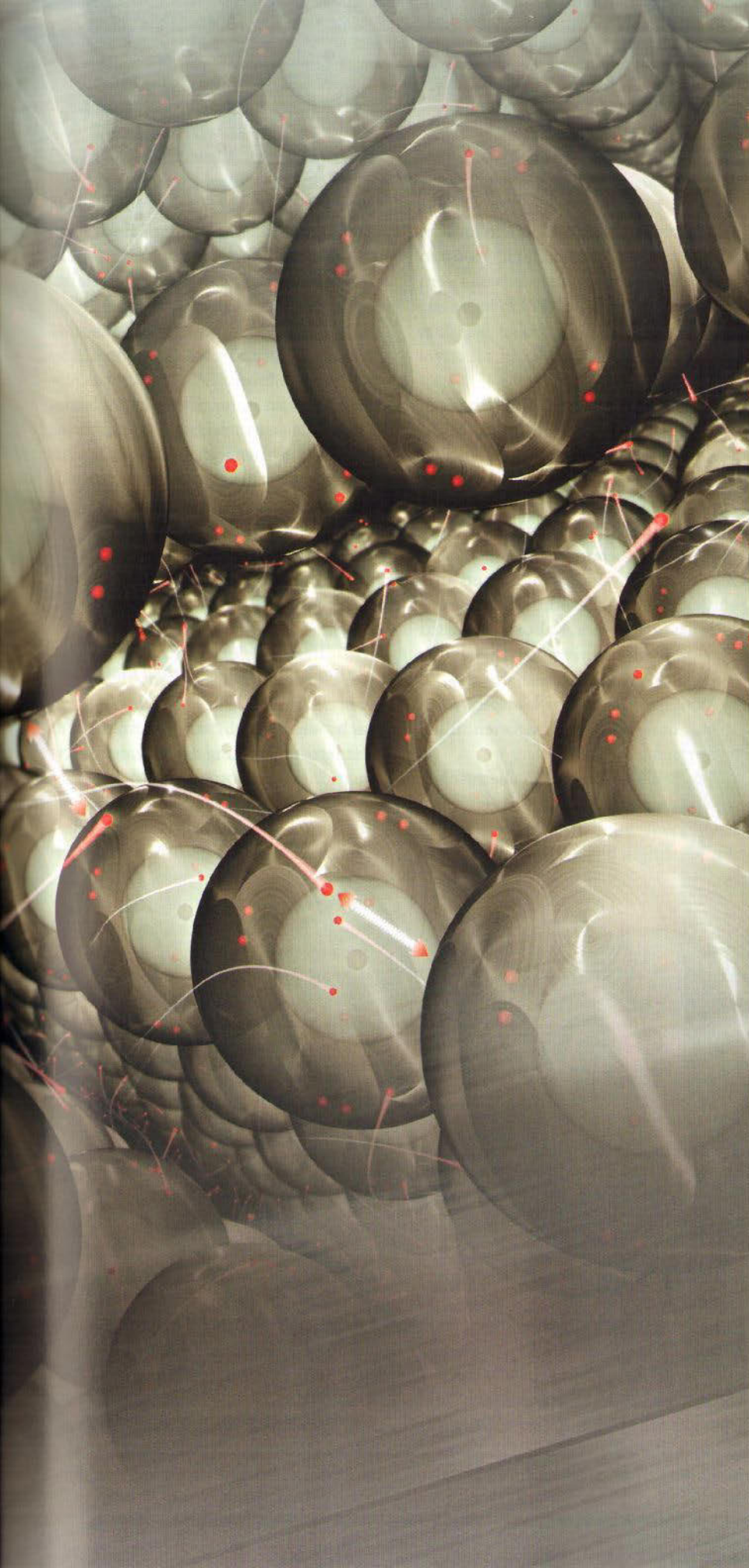


Metallbindung: Was Glanz und Biegsamkeit verleiht

Wenn Atome große Mengen von Elektronen abgeben, entsteht eine ganz besondere Form der Bindung

Sie glitzern meist edel, leiten Wärme und Strom höchst effizient, sind in der Regel zwar hart, aber dennoch nicht spröde, sondern biegsam: die Metalle. Ihr Inneres besteht – wie hier beim Aluminium – normalerweise aus nur einer Sorte von Atomen. Aluminium-Atome geben, wie auch die anderer Metalle, leicht Elektronen (hier als rote Kugeln dargestellt) ab. Diese negativ geladenen Teilchen bewegen sich frei zwischen den positiv geladenen

Atomen umher und bilden gleichsam ein Gas. Da sich die positiven Atome und die negativen Elektronen gegenseitig elektrisch anziehen (Pfeile), entsteht durch diese metallische Bindung ein festes Material. Es glänzt, weil die Elektronen Lichtstrahlen zurückwerfen, ist biegsam, da die Atome sich relativ leicht gegeneinander verschieben lassen, und leitet über die freien Elektronen elektrischen Strom (siehe auch Seite 116)



KAPITEL III

c. Metallbindung

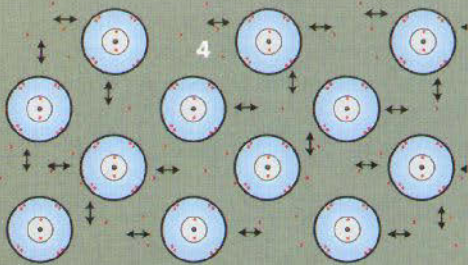
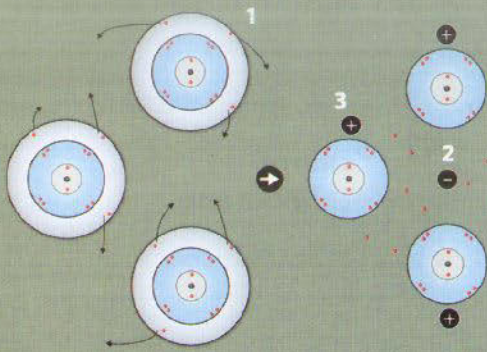
Wie ein Gas aus Elektronen Materie glänzen lässt

Es gibt aber noch eine dritte wichtige Form der Bindung – und die kommt nur bei Metallen vor. Die neigen dazu, ihre Elektronen besonders gern abzugeben – Aluminium-Atome etwa erreichen eine perfekte äußere Hülle mit acht Elektronen (dem Edelgas Neon entsprechend), wenn sie drei Elektronen abgeben.

Ist nun kein nichtmetallisches Element verfügbar, das die Elektronen aufnehmen kann – bleiben die Aluminium-Atome also unter sich – geschieht etwas Seltsames: Ihre äußeren Elektronen machen sich selbstständig. Sie lösen sich von den einzelnen Atomen, umschwirren also nicht mehr nur ein bestimmtes, sondern flitzen zwischen allen Aluminium-Atomen herum. Diese wiederum lagern sich in komplexen Strukturen zusammen und bilden einen sogenannten Metallkristall (siehe Illustration links).

Chemiker bezeichnen dieses Durcheinander der Elektronen als „Elektronengas“. Dieses „Gas“ aus negativ geladenen Teilchen hält die positiv geladenen Atome zusammen, weil sich Positiv und Negativ gegenseitig anziehen – eine metallische Bindung hat sich ausgeprägt.

Es ist so ähnlich wie in einer Menschenmenge auf einem Volksfest, in der Erwachsene mit ihren Kindern unterwegs sind. Zunächst sind die Familien zusammen, doch dann reißen sich die Kinder los und wuseln zwischen den Erwachsenen hindurch, um hier zu gucken, dort zu spielen oder etwas Interessantes zu entdecken, während die Erwachsenen bleiben, wo sie sind. Es sind dieselben Menschen, und es ist dieselbe Anzahl von Kindern, doch während zuvor jeder Mutter oder jedem Vater ein Kind zugeordnet war, herrscht nun ein großes Durcheinander. Und dennoch hält die Menge als großes Ganzes zusammen.



Metallbindung: Aluminium

Die Atome vieler Elemente haben die Neigung, ein oder mehrere Elektronen abzugeben. Aluminium-Atome (1) etwa besitzen drei äußere Elektronen. Geben die Atome diese negativ geladenen Teilchen (2) in die Umgebung ab, erreichen sie einen stabileren Zustand. Dabei laden sie sich positiv auf (3). Kommen mehrere Aluminium-Atome zusammen (unten), bilden sie ein Kristallgitter, in dem die losgelösten Elektronen umherschwirren – Chemiker sprechen auch von einem „Elektronengas“ (4). Die positiven Atome und das negative Gas ziehen einander an – es entsteht eine metallische Bindung.

Die zwischen den Metallatomen herumvagabundierenden Elektronen verbinden diese nicht nur miteinander, sondern geben ihnen auch ihre typischen Eigenschaften (siehe Seite 116).

Weil sie auf besondere Weise mit Lichtstrahlen in Wechselwirkung treten, verleihen sie dem Material etwa seinen charakteristischen Glanz. Und weil elektrischer Strom schließlich nichts anderes ist als eine Wanderung von Elektronen, macht es das „Elektronengas“ im Metall dem Strom leicht, durch den Stoff zu fließen. Metalle sind deshalb hervorragende elektrische Leiter. Auch Wärme können sie schnell aufnehmen und weitergeben.

Die der Bindung zugrunde liegende Struktur erlaubt – im Gegensatz zu

der Anordnung im Ionenkristall, wo sich ja positiv und negativ geladene Teilchen immer abwechseln –, dass sich die Atome in den Metallen leichter gegeneinander verschieben können. Denn immer werden sie von dem negativ geladenen Elektronengas zusammengehalten. Die Folge ist, dass Metalle viel biegsamer sind als etwa Salzkristalle.

Die metallische Bindung ist typisch für Elemente wie Aluminium, Eisen, Gold, Silber, Platin oder Quecksilber, aber auch für Lithium, Natrium oder Kalium und viele andere.

Manche Metalle, beispielsweise Gold und Platin, verbinden sich nur sehr schwer mit anderen Elementen und werden deshalb Edelmetalle genannt, andere wie Natrium, Kalium oder Lithium sind hoch reaktiv und gehen leicht Verbindungen ein. Weshalb das so ist, hängt mit den sehr komplizierten Eigenschaften ihrer Elektronenhüllen zusammen.

Von den 94 natürlichen chemischen Elementen auf Erden gehören rund 80 Prozent zu den Metallen – und können folglich diese spezielle Form

Die Ionenbindung ist für den Aufbau der Erdkruste und vieler geologischer Strukturen – Gesteine und Minerale – von besonderer Bedeutung. Hier wechseln sich unterschiedlich geladene Atome ab und bauen geordnete, meist harte und spröde Stoffe auf.

Die Metallbindung schließlich vereint Metallatome zu Materialien mit ganz besonderen Eigenschaften: Sie können äußerst hart sein und gleichzeitig biegsam, leiten elektrischen Strom hervorragend – und gehören daher zu den wichtigsten Werkstoffen, die die Menschheit nutzt.

KAPITEL IV

Die Energie der Atome

Welche Kraft die Stoffe sich miteinander verbinden lässt

Auch wenn mit den verschiedenen Formen der Bindung und mit der Kombination von Atomen zu komplexen Molekülen die Vielfalt der chemischen Stoffe erklärt werden kann, so bleibt doch eine Frage offen: Was ist der

Oft müssen Atome oder Moleküle erst mit etwas **Energie** angeregt werden, bevor sie eine **Verbindung** miteinander eingehen

der Bindung ausbilden (Ionenbindung gibt es nur zwischen zwei verschiedenen Elementen, nie innerhalb eines Stoffes).

DIESE DREI GROSSEN FORMEN von chemischen Bindungen geben den Stoffen unserer Welt ihre charakteristischen Eigenschaften.

Die Atombindung hält einzelne, individuelle Moleküle zusammen und ist besonders wichtig bei allen Substanzen, die Lebewesen aufbauen und biochemische Prozesse ermöglichen.

eigentliche Motor, die Kraft, die die Atome sich verbinden lässt?

Die Forscher fanden auch darauf eine Antwort. Eines der wichtigen Geheimnisse hinter jeder chemischen Reaktion, so entdeckten sie, lautet: Energie. Denn die Art und Weise, wie Elektronen einen Atomkern umhüllen, ist mit unterschiedlich hohen Energien gekoppelt, haben die Wissenschaftler ermittelt.

Die Forscher sprechen von unterschiedlichen „Energieniveaus“. Man kann sie sich vorstellen, wenn man sich

die Bewegung eines Wanderers in einer Landschaft aus Hügeln und Tälern vor Augen führt. Um einen Berg zu erklimmen, muss der Mann Energie aufwenden. Oben auf dem Gipfel hat er ein höheres Energieniveau; er hat Energie aufgewendet, um seinen Körper weiter oben zu positionieren – und hat sie damit gespeichert. Beim Weg hinunter aber wird die hineingesteckte Energie wieder frei, denn im Tal ist das Energieniveau niedriger. Deshalb ist der Abstieg einfacher. Der Wanderer könnte die frei werdende Energie zum Beispiel nutzen, um sich in einem Wägelchen hinunterrollen zu lassen.

Manchmal muss der Wanderer allerdings erst ein wenig Energie aufwenden, um über den Gipfel zu gelangen und ins Tal zu kommen. Er sitzt gemütlich auf einer Alm, weit über dem Tal. Von dort bis zum Gipfel ist nicht viel Energie nötig, trotzdem muss er sie aufbringen – dann aber kann er große Mengen davon abgeben beim langen Weg nach unten.

Entsprechend besitzen auch die Atome mit ihren Elektronen unterschiedliche Energieniveaus. Es ist eine Eigenschaft, die der Materie innewohnt – so wie auch die Schwerkraft wirkt, die man nicht weiter erklären kann. Wissenschaftler können die Energieniveaus jedoch berechnen.

Sehr gering sind sie bei Edelgasen wie Helium, Neon, Argon oder Krypton; die Elektronenhüllen dieser Elemente liegen quasi tief unten in Tälern und sind deshalb äußerst reaktionsträge. Solche Elemente können nur dann zu einer chemischen Reaktion veranlasst werden, wenn man sehr viel Energie aufwendet.

Bei der Reaktion von Wasserstoff und Sauerstoff zu Wasser wird dagegen Energie frei. Das Energieniveau vom Wassermolekül liegt tiefer als das der beiden einzelnen Elemente.

Um im Bild der Berge und Täler zu bleiben, bedeutet das: Wenn sich zwei Wasserstoff-Atome und ein Sauerstoff-Atom zu Wasser vereinigen, dann stürzen sie quasi von einem

Tag und Nacht neues Wissen

Erleben Sie ZEIT WISSEN, das intelligente Wissensmagazin. Erfahren Sie Tag und Nacht Neues und Spannendes über Forschung, Gesundheit, Umwelt und Gesellschaft – faszinierend, lebendig und lebensnah.



Alle zwei
Monate neu
am Kiosk

www.zeit.de/zw-gratisheft

ZEIT WISSEN

Langsame chemische Reaktionen lassen sich
mithilfe eines **Katalysators** um das
Hunderttausendfache
beschleunigen

Plateau hoher Energie in eine tiefe Niederung hinab. Zuerst brauchen sie allerdings einen kleinen Schubs – ein kleiner Hügel liegt zwischen Start und Ziel. Dieser muss überwunden werden, damit sie danach über den Gipfel tief ins Tal fallen können. Dabei werden große Mengen an Energie frei, die dafür sorgen kann, dass noch mehr Wasserstoff- und Sauerstoff-Atome miteinander reagieren (also über den ersten kleinen Hügel geschoben werden). Weitere Energie wird frei, noch mehr Atome können miteinander reagieren – es

kommt zu einer Explosion. Auslöser dafür kann zum Beispiel ein Zündfunke sein; dieser liefert die Energie für den ersten, kleinen Schubs.

Diese Entstehung von Wasser ist also eine schnelle Reaktion. Andere Reaktionen laufen dagegen viel langsamer ab. Viele Stunden etwa dauert es, wenn das giftige Gas Kohlenmonoxid langsam in Kohlendioxid zerfällt. Dies liegt unter anderem daran, dass erst viel Energie aufgewendet werden muss, bis die Reaktion überhaupt stattfinden kann. Es bedarf nicht nur eines kleinen

Schubbers wie bei Wasserstoff und Sauerstoff. Meistens sind Reaktionen in solchen Fällen besonders langsam (allerdings hängt die Reaktionsgeschwindigkeit auch von vielen anderen Faktoren ab).

Ob und wie eine Reaktion letztlich abläuft, wird sowohl von der Energie beeinflusst als auch von etlichen weiteren Größen wie zum Beispiel der Temperatur oder der Form der neuen Verbindung.

EPILOG

Vom Nutzen der Verwandlung

Wie Erkenntnisse über Stoffe unser Leben revolutionieren

Inzwischen aber ist es möglich, die Vereinigung von Wasserstoff und Sauerstoff so zu steuern, dass die Energie

1946



Endlich! In Paris wird erstmals die Arbeitskleidung für Badenixen offiziell vorgestellt: der **Bikini**. Heute sorgen schnell trocknende Chemiefasern im Zweiteiler für beste Passform und einen tollen Strand-Look.

2000



Jetzt werden sogar schon Koffer auf Diät gesetzt: Ein Hightech-Kunststoff aus Deutschland macht **Reisekoffer** leichter und erspart so das Übergepäck.

1972

Auch wenn junge Leute es heute kaum für möglich halten – schon lange vor dem World Wide Web konnte man in Europa surfen: auf faserverstärkten **Surfbrettern** mit Kunststofffoliensegeln.



2009



Virenschutz – nicht für PCs, sondern für Sie: Ein neuer **Impfstoff** gegen einen Virus aus Fernost sorgt dafür, dass man nur schöne Erinnerungen und keine Tropenkrankheit aus dem Asienurlaub mitbringt.

Wenn Sie Urlaub machen

nicht schlagartig als Explosion frei wird, sondern elektrischen Strom erzeugt. Dazu haben sich Ingenieure eine trickreiche technische Anordnung ausgedacht, mit deren Hilfe sie die Reaktion in Teilschritte aufspalten und dadurch kontinuierlich ablaufen lassen können. Das Prinzip heißt „Brennstoffzelle“ und kann dazu dienen, zum Beispiel Elektromotoren anzutreiben.

Moderne Wasserstoff-Busse fahren mit Brennstoffzellen, die Strom aus Wasserstoff gewinnen. Es ist den Chemikern also gelungen, aus einem explosiven Vorgang eine Technik zu entwickeln, die Energie liefert und sich zur Fortbewegung nutzen lässt.

Und auch der umgekehrte Vorgang ist möglich: Eine langsame Reaktion lässt sich beschleunigen. Mithilfe eines Katalysators – eines Stoffes, der eine Reaktion fördert, ohne selbst dabei verändert oder verbraucht zu werden – ist es heute möglich, die giftigen Abgase

eines Automotors zu entschärfen. Der Katalysator beschleunigt etwa den Zerfall des Kohlenmonoxids in Kohlendioxid um das Hunderttausenfache und säubert so die Abgase.

Die Kenntnis von den Bindungen hat den Chemikern das Verständnis vieler Stoffe erleichtert und hilft ihnen auch heute noch. Sie können etwa errechnen, wie weit zwei miteinander verbundene Atome in einem Molekül auseinanderliegen, und so einige Eigenschaften des Stoffes verstehen. Oder sie sagen die Struktur eines Kristalls aufgrund der Ionenbindungen der Atome darin vorher.

Die Chemie wird unsere Welt auch weiterhin tiefgreifend verändern. Forscher werden neue Kunststoffe und Materialien entwickeln, mit denen wir uns umgeben oder uns kleiden. Sie werden womöglich neue Möglichkeiten finden, um medizinische Wirkstoffe herzustellen oder unsere Ernäh-

rung zu verbessern. Und sie werden Computerprogramme mit ihrem Wissen füttern, um irgendwann gezielt neue Moleküle mit bestimmten Eigenschaften zu konstruieren – Stoffe, die es nie zuvor gegeben hat.

All das wird möglich, weil die Chemiker das Geheimnis der Materie und ihrer Verwandlungen entschlüsseln konnten. Ohne ihre Erkenntnisse wüssten wir bis heute nicht, was die Welt der Stoffe antreibt, was sie verändert und eine Weiterentwicklung ermöglicht.

Wir hätten keine Ahnung, wie sich Moleküle zu Zellen zusammenfinden und Erbinformationen speichern können. Und wir hätten keine Vorstellung davon, wie sich immer neue Lebensformen und letztlich wir selbst entwickeln konnten.

Denn all das ist: Chemie. □

Dr. Henning Engeln, 58, ist GEOkompakt-Redakteur.

2010



Ein neuartiger Rohstoff auf Siliziumbasis steigert die Klickraten. Nicht von Webseiten, sondern von Urlaubern. Denn auf die **Flash-Speicher** in ihren Kameras passen dank des neuen Materials noch mehr Urlaubsbilder.

2027

hat die Chemie Hochsaison.

2015

Die Chemie macht die schönste Zeit des Jahres noch schöner: mit Kunststoffsurbrettern für die perfekte Welle, mit Chemiefasern für schnell trocknende Bikinis und mit leichteren Koffern für mehr Reisesouvenirs ohne Übergepäck. Kurz gesagt: Die Chemie ist Ihr treuer Urlaubsbegleiter – von Australien bis Zypern. Unser Online-Reisetipp: Besuchen Sie unser **Gewinnspiel auf www.ihre-chemie.de**.

Ihre Chemie.

Freuen Sie sich auf die Zukunft.



Antoine de Lavoisier

Der Vater der Chemie

Mitte des 18. Jahrhunderts gleicht die Wissenschaft der Materie noch einer Geheimlehre. Alchemisten brauen in ihren Laboren vermeintlich heilsame Tinkturen und versuchen vergebens, wertlose Metalle wie etwa Blei in edles Gold zu verwandeln. Bis der Franzose Antoine de Lavoisier die Erforschung der stofflichen Welt mit hochpräzisen Messinstrumenten und spektakulären Experimenten revolutioniert und die Chemie in die Moderne führt. Dabei jedoch wird der Erneuerer selbst zum Opfer einer Epochenwende

Am Abend des 7. Mai 1794 verfasst Antoine de Lavoisier, der bedeutendste Chemiker seiner Zeit, in einem Pariser Gefängnis einen Abschiedsbrief: „Ich habe ein genügend langes und vor allem glückliches Leben geführt, und ich glaube, das Andenken an mich wird von ein wenig Trauer und vielleicht auch ein wenig Ehre getragen sein. Was könnte ich mir mehr wünschen? Die Umstände, in die ich verwickelt bin, werden mir wahrscheinlich die Unannehmlichkeiten des Alters ersparen.“

Am Morgen darauf wird der 50-jährige Wissenschaftler vor ein Revolu-

tionstribunal geführt. Die Ankläger werfen ihm und 27 Mitbeschuldigten vor, sich als Steuerpächter am französischen Volk bereichert zu haben.

Der Prozess dauert nur wenige Stunden. Gegen Mittag sprechen die Geschworenen sämtliche Angeklagten schuldig. Am selben Tag noch soll Lavoisier auf dem Schafott sterben. Man schneidet ihm die Haare und trennt den Kragen von seiner Jacke, damit der Stoff das Fallbeil nicht behindert.

Anschließend muss er wie alle anderen Verurteilten auf einen offenen Karren steigen, der im Hof bereitsteht. Die Hände der Männer sind auf dem Rücken gefesselt. Durch eine dichte Menge von Neugierigen holpern die Wagen zur Place de la Révolution.

Es ist noch hell, als der Zug gegen 17 Uhr den Platz erreicht, auf dem die Guillotine steht. Eine Treppe führt hinauf. Nach und nach müssen die Verurteilten ihren letzten Gang antreten. Lavoisier ist als Vierter an der Reihe.

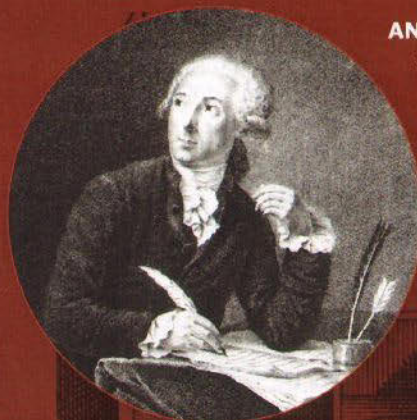
An diesem Tag erfasst der Terror der Französischen Revolution einen Mann, der mit seinen Erkenntnissen selbst eine gewaltige Umwälzung ausgelöst hat: eine Revolution der Chemie.

Mit seinen Forschungen hat Lavoisier einen ganzen Wissenschaftszweig von Grund auf erneuert, er hat seiner Zunft eine neue Sprache gegeben, eine einheitliche wissenschaftliche Methodik.

Text: Ralf Berhorst



VIELE SEINER APPARATUREN konstruiert Antoine de Lavoisier selbst – etwa dieses ausgeklügelte Instrument, mit dem der Chemiker Substanzen durch Hitze zersetzt und die einzelnen Bestandteile in Glaskugeln auffängt



ANTOINE DE LAVOISIER (1743-1794)

studiert Rechtslehre, doch die Arbeit im chemischen Labor fasziniert ihn weit mehr als die Juristerei

Binnen zwei Jahrzehnten hat der Franzose die Lehre von der Beschaffenheit der Welt aus den Fesseln von Alchemie und antiker Elementenlehre befreit – und die Chemie in die Moderne geführt.

Seine Verdienste übersteigen eine einzelne Entdeckung oder Erfindung. Vielmehr sind Lavoisier derart viele Erkenntnisse zu verdanken, dass man ihn später „Vater der Chemie“ nennen wird.

Zugleich aber ist der Erneuerer ein Mann des Ancien Régime, dem er zahlreiche Ämter, Macht und Einfluss und nicht zuletzt unerhörten Reichtum verdankt. In seinem Laboratorium hat Lavoisier Kaiser und Monarchen empfangen, hat sich zu präsentieren geliebt, sich auf seinen Vorteil und seine Karriere verstanden. Und doch hat der Ge-

lehrte, der die Vernunft und die Klarheit liebte, nicht geahnt, in welcher Gefahr er schwebte; hat Lavoisier nicht begreifen wollen, weshalb er sich bei seinen Landsleuten so verhasst gemacht hat.

ANTOINE LAURENT DE LAVOISIER wird am 26. August 1743 in Paris geboren. Er stammt aus einer wohlhabenden

Familie: Sein Vater ist Anwalt, auch die Mutter bringt als Tochter eines Advokaten Vermögen in die Ehe. Sie stirbt jedoch, als Antoine fünf Jahre alt ist; die Großmutter und eine Tante erziehen den Jungen, er wird mit Geschenken und Aufmerksamkeiten verwöhnt, auf ihm ruhen die Hoffnungen, aber auch die Erwartungen der Familie.

Im Alter von elf Jahren besucht er das Collège Mazarin – die einzige Schule der Hauptstadt, in der neben den klassischen Fächern wie Literatur und Geschichte auch Naturwissenschaften unterrichtet werden. Antoine ist ein wissbegieriger Schüler. Besonders beeindruckt ihn die Mathematik: die Klarheit der Rechenoperationen, die Strenge der Beweisführungen. In den

Kursen eines Experimentalphysikers lernt er, Messinstrumente zu gebrauchen, mit Waagen und Thermometern umzugehen, das Aräometer zu bedienen – ein Gerät, mit dem man die Dichte einer Flüssigkeit bestimmen kann.

Das Fach Chemie steht nicht auf dem Lehrplan des Collège, doch Lavoisier besucht nebenbei die Vorlesungen zweier Pharmazeuten, die über die Welt der Stoffe und Elemente berichten. Es sind populäre Vorträge mit Schaulaboratorien, die ein breites Publikum anziehen.

Lavoisier ist fasziniert – und zugleich abgestoßen. Gewohnt an die Exaktheit von Mathematik und Physik, erstaunt ihn das Dunkle und Verwirrende dieser Wissenschaft, befremden ihn ihre Zweideutigkeiten. Allein mit dem Begriff

„Quecksilber“ bezeichnen Chemiker nicht weniger als 25 Substanzen. Lavoisier findet, die Chemie gründe sich „nur auf wenige Fakten“, sie sei „voll unzusammenhängender Ideen und unbewiesener Annahmen“.

Im Vergleich zur Physik, Astronomie oder Mathematik ist die Chemie um die Mitte des 18. Jahrhunderts tatsächlich noch eine sehr rückständige Disziplin. Die Wissenschaft von den Stoffen ist kaum der Alchemie entwachsen – einer Geheimlehre, die schon im alten Ägypten, in China, Indien und dem antiken Griechenland praktiziert wurde und die das spärliche Wissen über Metalle und Minerale mit kosmologischen und mythologischen Vorstellungen kombinierte. Erze, so glaubten die Alchemisten etwa, wüchsen im Inneren der Erde, Metalle verwandelten sich in Gold.

Ihre Vermutung basierte auf der Elementenlehre, die von den griechischen

Philosophen Empedokles und Aristoteles entwickelt worden war. Demnach sind alle Dinge aus vier Elementen zusammengesetzt – Wasser, Luft, Erde, Feuer –, und die Mischung dieser Urstoffe bestimmt unter anderem über die Eigenschaften einer Substanz.

Diese Lehre ließ Alchemisten von Verwandlungen unedler Metalle in Gold oder Silber träumen, da es ja nur darauf ankomme, das rechte Mischungsverhältnis der Elemente zu finden.

Seit dem 16. Jahrhundert luden Europas Könige und Fürsten Alchemisten an ihre Höfe, da sie hofften, mit deren Experimenten Edelmetalle zu gewinnen sowie

Diamanten herzustellen, Farbstoffe oder Porzellan. Quacksalber verkauften auf Jahrmärkten wundersame Arzneien, Tinkturen und Brandsalben.

Manche der Betrüger endeten am Galgen.

So blieb die Lehre von den Stoffen vor allem ein Feld für Schwindler und Scharlatane, an den Universitäten wurde sie nicht gelehrt.

Naturforscher, die chemische Verbindungen untersuchten, waren daher meist Autodidakten. Sie experimentierten in Laboratorien, die besseren Küchen glichen, ausgerüstet mit Mörsern, Backöfen und Destillierapparaturen – allesamt Gerätschaften, die schon seit der Antike bekannt waren.

NOCH IM 18. JAHRHUNDERT versuchen die Forscher mit diesen einfachen Hilfsmitteln dem Wesen der Materie auf die Spur zu kommen. Dafür analysieren sie vor allem die äußeren Qualitäten einer Substanz: Sie beschreiben ihre Farbe, prüfen ihren Geruch, testen den Geschmack, fühlen, ob ein Stoff weich oder fest, biegsam oder spröde ist.

1763 skizziert Lavoisier erstmals ein kühnes Vorhaben: Er möchte nichts Geringeres als die Chemie von Grund auf erneuern – so zumindest hält es der 20-Jährige in einer Notiz fest. Seiner Vorstellung nach sollen Chemi-

Die Alchemisten glauben noch, dass es NUR VIER ELEMENTE GIBT: Erde, Wasser, Luft und Feuer



Un Alchimiste au Moyen Âge



Laboratoire d'une Pharmacie moderne



L'Estomac et les Intestins



LE CHARBON (Carbon)

Tonneau à filtrer l'eau



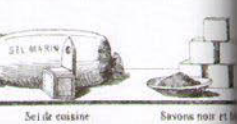
Filtre de charbon pour décolorer les liquides



Baril pour filtrer l'eau



Charbon de bois



Charbon d'os



Potasse, Soude



Sei de cuisine



Savon noir et blanc



Blanchissage du linge



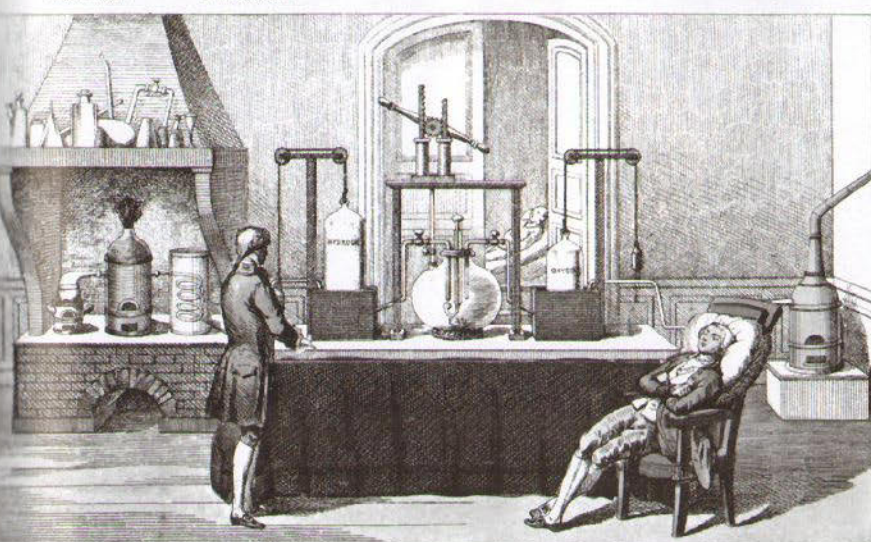
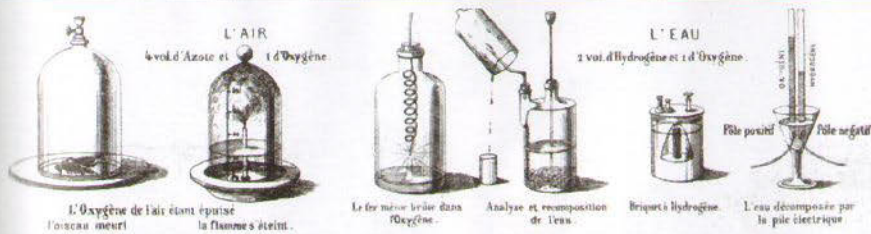
Emploi de la Potasse, des Cendres de Savon, de l'eau de Javelle et du Sei de cuisine



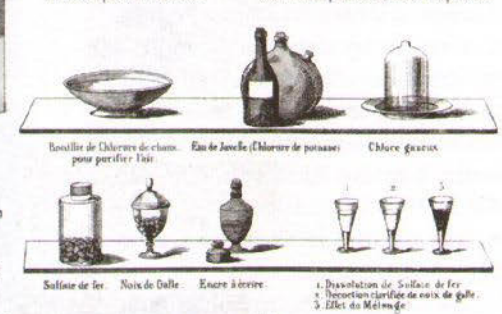
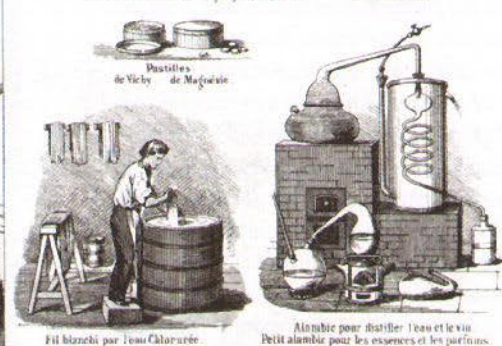
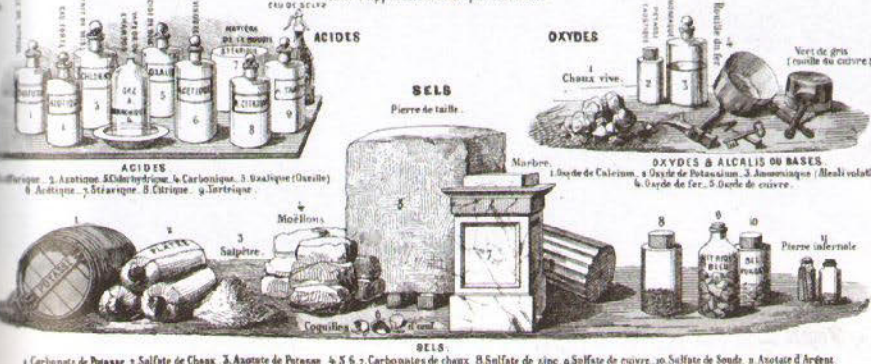
Blanchissage du linge

Blanchissage du linge

LAVOISIER RICHTET das beste und teuerste Laboratorium ein, über das ein Chemiker zu jener Zeit in Europa verfügen kann. Der Forscher sammelt darin 8000 verschiedene Instrumente und Geräte. Mitunter führt er Gästen erstaunliche Experimente vor, indem er etwa mit einer raffinierten Apparatur aus den Gasen Wasser- und Sauerstoff flüssiges Wasser herstellt (Stich von 1860)



Recomposition de l'Eau (2 volumes d'Hydrogène et 1 d'Oxygène) Expérience des Savants en 1790 avec l'appareil inventé par Lavoisier.



Teinture
1. Indigo ne bleuit qu'à l'air en aérant.

ker ebenso wie Mathematiker oder Physiker vorgehen: quantitativ und nicht allein qualitativ. Sie sollen also ihre Substanzen mit präzisen Instrumenten erfassen, ihr Gewicht und ihr Volumen bestimmen und nicht nur den eigenen trügerischen Sinnen vertrauen.

Inzwischen studiert Lavoisier – so wie es der Tradition der Familie entspricht – seit zwei Jahren Jura an der

Pariser Universität Sorbonne. Er soll wie sein Vater Anwalt werden. 1764 schließt er sein Studium ab und wird als Advokat zugelassen.

Doch Antoine wird niemals einen Gerichtssaal betreten. Sein Ziel ist es längst, Forscher zu werden.

Und er will unbedingt in die Pariser Akademie der Wissenschaften aufgenommen werden. Zwar ist er vermögend genug, um sich auch als Privatier der Chemie zu widmen, doch er ersehnt die Würde eines offiziellen Amtes.

Die 1666 unter König Ludwig XIV. gegründete Académie des Sciences zählt zu den angesehensten Forschungsgemeinschaften Europas. Lavoisiers Vorhaben

ist mehr als verwegen, denn bislang hat er keinerlei Verdienste vorzuweisen. Ohnehin darf dem König nur dann ein neuer Kandidat zur Ernennung vorgeschlagen werden, wenn eines der forschenden Akademiemitglieder stirbt.

Lavoisier denkt jedoch nicht daran, sich zu gedulden, bis ihm die Mitgliedschaft womöglich nach einem langen Forscherleben angetragen wird.

Er prescht vor in eigener Sache. Als die Akademie 1764 einen Wettbewerb ausschreibt über die zweckmäßigste Straßenbeleuchtung für die Metropole Paris, zieht sich Lavoisier sechs Wochen lang in ein Zimmer zurück. Dort schlägt er die Wände mit dunklem Tuch aus und testet wieder und wieder die Lichtstärken verschiedener Lampenformen.

Erstmals zeigt sich sein Talent und seine Obsession für das Messen: Zwar gewinnt Lavoisier nicht den ersten Preis, aber als Anerkennung für seine Akribie erkennt ihm die Akademie eine Medaille zu. Dem 22-jährigen ist es gelungen, die Aufmerksamkeit der Gelehrten-gesellschaft zu wecken.

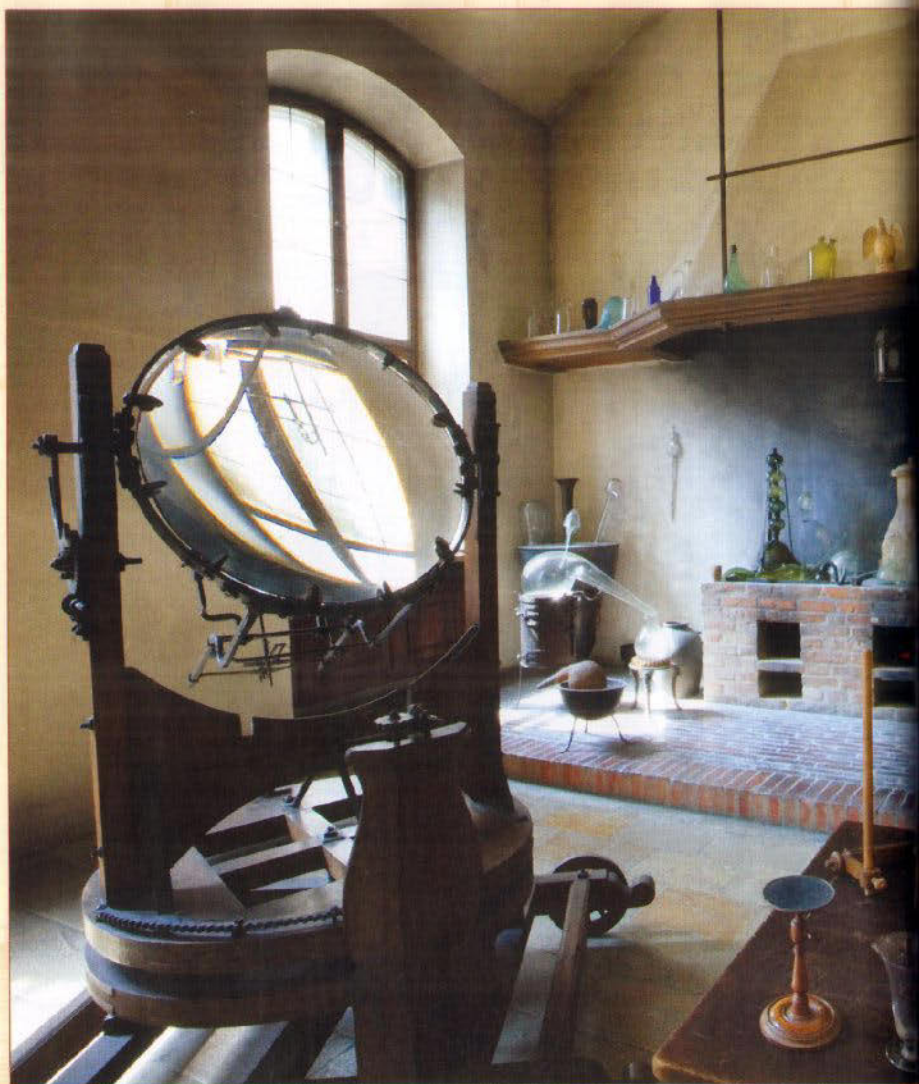
Zudem reicht er eine Abhandlung über Eigenschaften des Minerals Gips ein. Bahnbrechend ist die Studie zwar nicht, doch sie hält ihn im Gespräch. 1768 wird er tatsächlich von Ludwig XV. zum Mitglied der chemischen Sektion ernannt. Lavoisier ist noch keine 25 Jahre alt und ohne echte Meriten

– aber seine Hartnäckigkeit hat ihn ans Ziel geführt.

Rasch macht sich der junge Forscher daran, die Ernennung zu rechtfertigen. Noch im selben Jahr überprüft Lavoisier, ob jene Verwandlung der Elemente, von der zahlreiche Wissenschaftler in der Tradition der Alchemisten noch immer

Messen, beobachten, experimentieren – das sind für Lavoisier die einzigen **WEGE ZUM VERSTÄNDNIS** der Stoffe

träumen, überhaupt möglich ist. Viele Gelehrte glauben nach wie vor, dass man etwa destilliertes Wasser in Erde verwandeln kann. Einige Forscher meinen, genau dies beobachtet zu haben: Lässt man Wasser lange Zeit in einem geschlossenen Glasgefäß sieden, sammelt sich an dessen Boden ein weißlicher, erdartiger Rückstand. Offenbar, so vermuten die



WIE KEIN ANDERER CHEMIKER zuvor versucht Antoine de Lavoisier, das Wesen der Stoffe durch Experimente zu ergründen. So bündelt der Forscher etwa Licht mit einem Brennglas (vorn), um Substanzen zu entzünden, oder er erhitzt flüssige Stoffgemische in speziell dafür geformten Glasgefäßen, sogenannten Pelikanen (hinten links)

Wissenschaftler, hat sich ein Teil des Wassers zu Erde verwandelt.

Lavoisier geht die Frage mit gewohnter Sorgfalt an: 101 Tage lang erhitzt er Wasser in einem Glaskolben, der den aufsteigenden Dampf in seitliche Röhren leitet, wo er abkühlt und schließlich wieder in den Kolben zurückgelangt. Vor und nach dem Versuch wiegt Lavoisier die Apparatur so genau wie möglich.

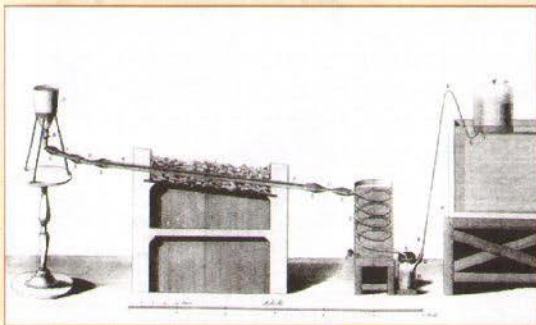
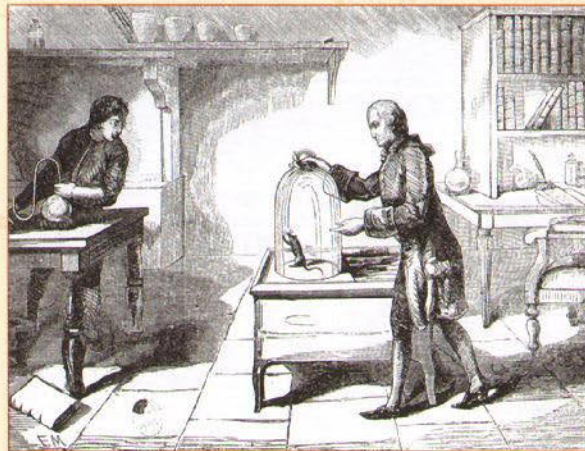
Aus heutiger Sicht mag diese Methode – das Gewicht des Versuchsinstru-



So zeigt sich, dass der Glaskolben in den drei Monaten leicht an Gewicht eingebüßt hat. Lavoisier schließt daraus, dass das kochende Wasser ein wenig vom Glas des Kolbens abgelöst haben muss: der weißliche Rückstand am Boden. Mitnichten also hat sich Wasser in Erde gewandelt. Der vermeintliche Nachweis für eine Verwandlung ist hinfällig.

Lavoisier ist ein erster Schlag gegen die Alchemie gelungen.

DAS BILANZIEREN und Rechnen ist seine Stärke – nicht nur in der Wissenschaft. Die Akademie zahlt ihren Mit-



IMMER NEUE METHODEN

entwickelt Lavoisier: Um etwa zu verstehen, was bei der Atmung geschieht, setzt er kleine Tiere unter eine luftgefüllte Glasglocke (oben); um Wasser mittels Hitze in Wasserstoff und Sauerstoff zu zerlegen, leitet er die Flüssigkeit durch ein glühendes Rohr (links)

ments zu bestimmen – naheliegend erscheinen. Doch in jenen Zeiten, in denen sich Chemiker vor allem auf ihr Augenmaß verlassen, ist die Idee revolutionär: Vor Lavoisier ist noch kein anderer Forscher darauf gekommen.

Und revolutionär ist auch das Ergebnis, das der junge Wissenschaftler mit seinem quantitativen Verfahren erzielt.

gliedern ein festes Monatshonorar, doch Lavoisier genügt dieses Auskommen nicht. Noch 1768 kauft er sich mit einer kleinen Einlage in die berühmte „Firme Générale“ ein. Diese von Privatunternehmern geführte Gesellschaft hat

vom französischen Staat das Recht gepachtet, Zölle und Steuern einzutreiben. Dafür zahlt sie vorab eine festgelegte Summe an den Finanzminister und trägt zudem das volle Risiko eventueller Steuerausfälle.

Die Abgaben an den Staat allerdings sind gewöhnlich weit niedriger als die eingesammelten Steuern: So macht die Ferme enormen Profit – auf Kosten des Staates und seiner Bürger. Zudem betreibt die Organisation in staatlichem Auftrag exklusiv die Produktion und den Handel mit Salz und Tabak.

Ihre 21 000 bewaffneten Angestellten dürfen ohne Ankündigung in jedes Haus in Frankreich eindringen und privaten Besitz beschlagnahmen; nicht selten gehen die Steuereintreiber dabei brutal und rücksichtslos vor.

Die Ferme Générale ist also nicht ohne Grund eine der am meisten gehassten Institutionen im absolutistischen Frankreich. Ein Pariser Dichter beschreibt sie als „mächtige Höllenorganisation, die die Bürger würgt und ihr Blut saugt“. Für den Philosophen Voltaire sind die Steuerpächter gar „Menschenfresser“.

Lavoisier jedoch plagen keinerlei Skrupel, Profiteur der Ferme zu werden. Dank seiner familiären Beziehungen und einem Kapital, das aus dem Vermögen seiner Eltern stammt, kann er sich an der Organisation beteiligen.

Fortan hat er Anspruch auf ein Jahreshonorar von 24 000 Livres, Spesen, eine feste Verzinsung auf seine Einlage und stattliche Gewinnbeteiligungen. So verdient er als Fermier anfangs mindestens 31 400 Livres jährlich (das Jahresgehalt eines mittleren Beamten beträgt weniger als 1000 Livres), nach einiger Zeit sogar ein Vielfaches dieser Summe.

Neben seinen Forschungen für die Akademie begibt er sich immer wieder auf Inspektionsreisen durchs Land, überwacht Zollstationen und Tabakfabriken. Der Chemiker nutzt dabei unter anderem ein Prüfverfahren, mit

dem sich feststellen lässt, ob Schnupftabakpulver illegal mit Holzasche gestreckt wurde. Wie unpopulär derlei Nachforschungen bei Ladenbesitzern und Händlern sind, kümmert ihn kaum.

Die hohen Einkünfte als Steuerpächter erlauben es Lavoisier, ein elegantes Haus zu führen – die ehrwürdigen Mitglieder der Akademie staunen über die Soupers, die er gibt. Zudem verschafft ihm sein Vater einen käuflichen Adelstitel. 1771 steigert Lavoisier seinen Wohlstand noch einmal beträchtlich, als er die Tochter eines Fermiers heiratet, der zu den reichsten Männern Frankreichs gehört.

Das Geld ermöglicht es dem Forscher, sich ein eigenes Laboratorium in Paris einzurichten. Dort wendet sich Lavoisier 1772 einem der großen ungelösten Rätsel der Chemie zu: der Frage, was eigentlich genau geschieht, wenn ein Stoff verbrennt.

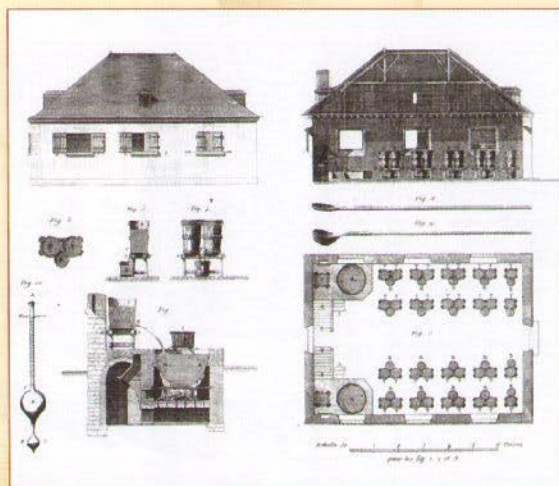
DIE DAMALS gängige Theorie zur Verbrennung stammt von dem 1731 verstorbenen Mediziner Georg Ernst Stahl. Der Deutsche glaubte, dass alle brennbaren Stoffe eine entzündbare Substanz enthalten, der er den Namen „Phlogiston“ gab (von griech. *phlogistós*, verbrannt). Beim Verbrennen entweiche das Phlogiston und werde von der umgebenden Luft aufgenommen. Setze man etwa Metalle großer Hitze aus, so würden sie leichter, da sie Phlogiston abgeben.

Erstaunlicherweise hatten weder Stahl noch die zahlreichen Anhänger dieser Lehre den Gewichtsverlust durch Messungen überprüft – zu einleuchtend erschien ihnen die Vermutung.

Doch Lavoisier zweifelt an der Existenz des Phlogistons. Und wieder einmal ist es seine Passion für das Zählen

und Wiegen, die ihm zu einer folgenreichen Entdeckung verhilft. Er stellt fest, dass Phosphor, Schwefel und Blei durchaus nicht an Gewicht verlieren, wenn man sie verbrennt – im Gegenteil: Die verkohlten Stoffe wiegen sogar mehr als zuvor. Noch kann Lavoisier den Grund dafür nicht erklären. Doch das Resultat ist unvereinbar mit der herrschenden Phlogiston-Theorie.

Der Naturforscher Guyton de Morveau, ein Anhänger des Stahl-Konzeptes, versucht mit einem gedanklichen Trick, den Glauben an das postulierte Phlogiston zu stärken: Er spekuliert, die ominöse Substanz, die noch kein Forscher zu isolieren vermochte, besitze

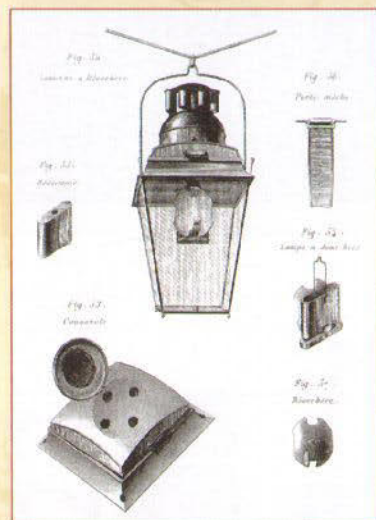
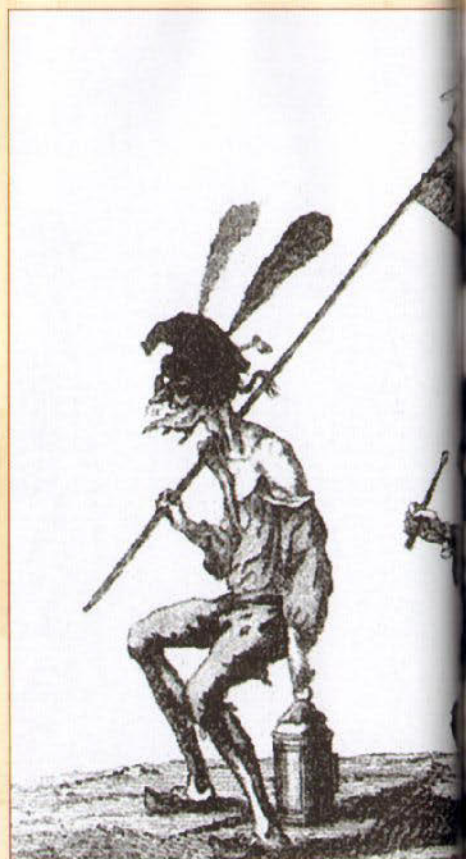


1775 WIRD DER CHEMIKER LEITER der staatlichen Schießpulversammlung – und entwickelt ein Verfahren, wie sich mithilfe aufwendiger Apparaturen in Fabriken Salpeter herstellen lässt: Ein Mineral, das neben Holzkohle und Schwefel zu den Bestandteilen des Schießpulvers zählt

womöglich ein negatives Gewicht. Demnach sei es nur natürlich, dass etwa verbranntes Blei schwerer wiege als das ursprüngliche Metall.

Lavoisier glaubt nicht an solche Fantastereien. Er ist entschlossen, seiner Beobachtung auf den Grund zu gehen. Und er hat bereits eine Vermutung.

Am 1. November 1772 hinterlegt er beim Sekretär der Akademie der Wissenschaften die versiegelten Notizen über seine Experimente, damit ihm kein anderer Forscher zuvorkommen kann. Er nehme an, teilt er mit, die durch ihn festgestellte Gewichtszu-



SEIN LEBEN LANG stellt Lavoisier seine Obsession für exakte Arbeit unter Beweis. So zieht er sich einmal sechs Wochen lang in ein Zimmer zurück, um die Lichtstärken verschiedener Lampenformen zu vergleichen. Schließlich entwickelt er die Idee für eine neuartige Straßenbeleuchtung in Paris



ALS MITGLIED DER BERÜCHTIGTEN »Firme Générale«, einer von Privatunternehmern geführten Organisation, treibt Lavoisier Zölle und Steuern ein. Deshalb gehört er zu den am meisten gehassten Personen in ganz Frankreich: Auf Karikaturen wie dieser von 1789 verhöhnen Bürger die »Fermiers«, die reichen Steuereintreiber

nahme etwa beim Verbrennen von Schwefel werde durch eine „beträchtliche Menge an Luft“ bewirkt, die sich an den Schwefel anlagere. Und: Bei der Verbrennung entstehe Schwefelsäure.

Noch aber geht der Gelehrte mit seiner Vermutung nicht an die Öffentlichkeit, denn die Idee ist zu abenteuerlich, und ohne konkreten Nachweis würde er sich in der Forschergemeinde wohl nur lächerlich machen.

Dass Luft ein Gemisch von Gasen ist, von denen sich ein jedes mit Stoffen verbinden, dabei seine Eigenschaften verändern und in einer flüssigen oder festen Substanz fixiert werden kann: Das ist eine Vorstellung, die anderen Chemikern damals gänzlich abwegig erscheint.

Zumal alle Forscher die Luft über Jahrhunderte als völlig passiv angesehen hatten, als etwas geradezu Geisterhaftes.

Luft galt daher lange als Stoff, der – anders als Flüssigkeiten oder Feststoffe – keine Aufmerksamkeit verdient.

Erst seit 1727 ist es überhaupt möglich, luftförmige Substanzen (Gase) gesondert aufzufangen und ihr Volumen zu messen: mit der von dem Engländer Stephen Hales erfundenen pneumatischen Apparatur. Sie besteht aus einer Wanne, die mit Wasser (später zuweilen mit Quecksilber) gefüllt ist. Auf einem Podest unterhalb der Wasseroberfläche

steht eine ebenfalls mit Wasser gefüllte, nur unten offene Glasglocke. Leitet man nun ein Gas, das bei einer chemischen Reaktion freigesetzt wird, durch ein Rohr von unten in diese Glocke, so steigt es darin auf und verdrängt nach und nach die Flüssigkeit nach unten.

Das Gas ist also gewissermaßen in der Glocke gefangen, das Wasser hindert es daran, zu entweichen und sich mit der Umgebungsluft zu vermischen. Das so separierte Gas kann dann näher untersucht werden.

Mithilfe der pneumatischen Wanne entdecken Chemiker – schon vor Lavoisiers erstaunlichen Erkenntnissen – unterschiedliche Luftarten. 1753 stellt beispielsweise der Schotte Joseph Black fest, dass beim Erhitzen eines kalkhaltigen Pulvers eine Luft freigesetzt wird, die offenbar zuvor in der Substanz gebunden war – er nennt sie „fixe Luft“ (heute: Kohlendioxid).

Im Jahr 1766 fängt der Brite Henry Cavendish ein leicht entzündliches Gas auf. Er tauft es „verbrennbare Luft“ (heute: Wasserstoff). Und 1772 entdeckt der schottische Arzt Daniel Rutherford ein Gas, an dem Versuchstiere sofort verenden; er nennt es „phlogistizierte Luft“ (heute: Stickstoff).

LAVOISIER AHNT, dass das Rätsel der Verbrennung, das Phänomen der Gewichtszunahme und all die verschiedenen Luftarten nach einer zusammenhängenden wissenschaftlichen Erklärung verlangen.

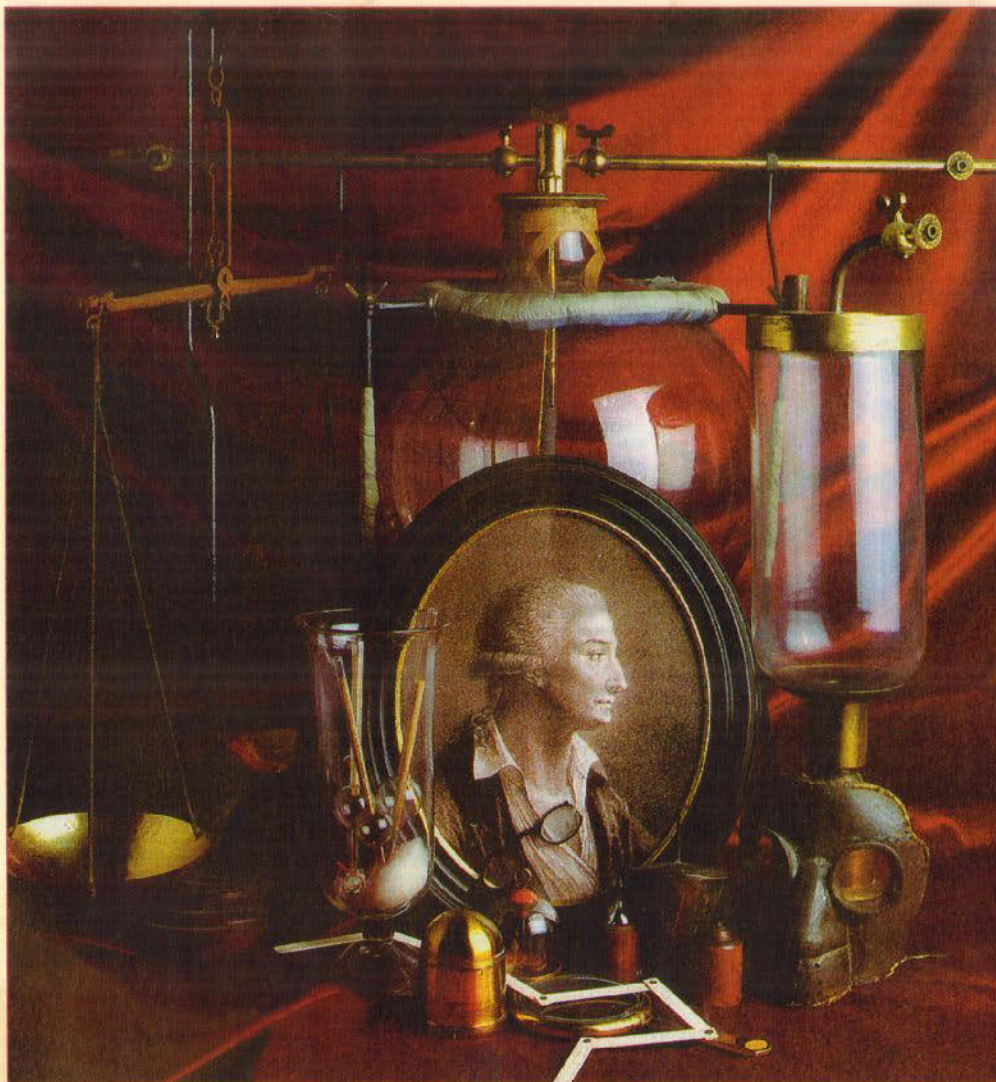
Die Suche danach wird für ihn zum Wendepunkt.

In einem Laborprotokoll hält er im Februar 1773 schriftlich fest, die „Wichtigkeit des Gegenstandes“ veranlasse ihn, „all die Arbeit auf mich zu nehmen, die mir nötig zu sein

scheint, in der Chemie und Physik eine Revolution hervorzurufen“.

Die Studien seiner Vorgänger betrachtet er als „verstreute Teilstücke einer langen Kette“. Er schreibt: „Die

Der Chemiker zählt zu den
REICHSTEN
MÄNNERN FRANKREICHS:
Er besitzt Wälder,
Äcker und ein
Schloss



VON ERFAHRENEN

Gerätebauern lässt sich der Forscher zahlreiche neue Apparaturen und Hilfsmittel anfertigen, darunter Präzisionswaagen (im Bild links), kostbare Glasbehälter zum Auffangen von Gasen (rechts) sowie eine Schutzmaske (rechts vorn)

reiner zu sein scheint als die gewöhnliche atmosphärische Luft, denn es lässt eine Kerze besonders hell und heiß brennen.

Priestley nennt das Gas „dephlogistizierte Luft“, weil er glaubt, dass es befreit ist von dem Stahl'schen Phlogiston.

Im Oktober 1774 reist Priestley nach Frankreich. In Paris lernt er Lavoisier kennen, der ihn zu einem Abendessen in sein Haus lädt. An der Tafel erwähnt der Engländer das neu entdeckte Gas und beschreibt, wie man es durch chemische Behandlung eines „Metallkalks“ (Metalloxids) gewinnt. Im November 1774 kehrt Joseph Priestley in seine Heimat zurück.

Glieder sind aber noch nicht zusammengefügt, sondern es werden noch sehr viele Versuche notwendig sein, um eine zusammenhängende Kette zu erhalten.“ Nicht weniger als dieses zusammenhängende Ganze will der Franzose liefern – und so seine Wissenschaft in ein neues Zeitalter führen.

Zuerst kehrt er den Vorgang der Verbrennung um und untersucht die Folgen mithilfe der pneumatischen Apparatur: Wenn man verglühendes Blei, sogenannte „Bleiglätte“, durch eine Rückführung (Reduktion) wieder in metallisches Blei verwandelt, wird eine große Menge Gas freigesetzt – ein Indiz

dafür, dass beim Verbrennen tatsächlich Luft gebunden wird.

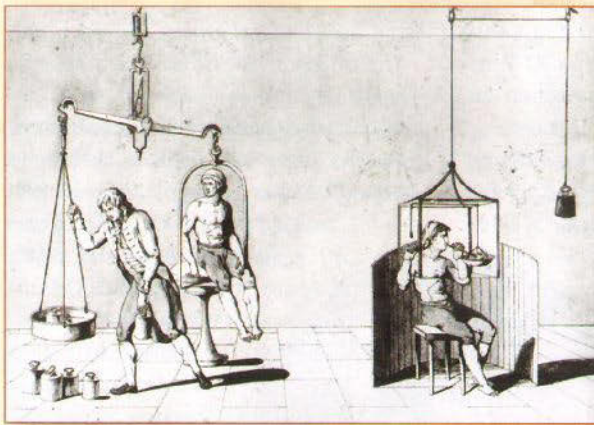
Noch 1773 fasst Lavoisier seine Experimente in einem umfangreichen Buch zusammen, das ihn über die Grenzen seines Heimatlandes hinaus bekannt macht.

Unter anderem erfährt auch der englische Chemiker Joseph Priestley von den Experimenten seines französischen Kollegen. Im August 1774 hat der Brite bei seinen eigenen Versuchen ein Gas aufgespürt, das viel

Zweifelloos verdankt Lavoisier seinem Besucher wichtige Inspirationen. In einem seiner nächsten Versuche verbrennt er eine zuvor

exakt ermittelte Menge an Zinn in einer geschlossenen Glasapparatur, die er vorher ebenfalls genau wiegt. Das Metall schmilzt, wirft Falten und zeigt schwarze Flecken, dann sammelt sich – unter Resten des reinen Metalls – ein

Lavoisier
ersinnt ein einheitliches System
zur **BENENNUNG**
VON STOFFEN –
eine chemische
Nomenklatur



MIT RAFFINIERTEN

Experimenten erforscht der Franzose die menschliche Atmung. Er versucht herauszufinden, wie sich die Zusammensetzung der Luft beim Gang durch den Körper verwandelt und wie das ausgeatmete Gas mit anderen Substanzen reagiert

bar ist es das Gewicht jener Luftmenge, die sich beim Verbrennen mit dem Zinn verbunden hat. Für Lavoisier ist erwiesen, dass die Gewichtszunahme des verbrannten Metalls durch die Luft bewirkt wurde.

Damit ist die 1772 deponierte Notiz endgültig bestätigt. In einem Vortrag vor der Akademie der Wissenschaften erklärt Lavoisier, dass der Stoff, der das Gewicht der Metalle beim Verbrennen vermehre, „der reine Anteil der Luft“ sei.

Erst zwei Jahre später wird er diesem Gas seinen heute geläufigen Namen geben: „Sauerstoff“ – und wie sich noch zeigt, verdankt sich ausgerechnet Lavoisiers folgenreichste Wortschöpfung einem Irrtum. Nun ist auch klar, dass eine Substanz sowohl in einem gasförmigen als auch in einem festen Zustand vorkommen kann.

Eine kleine Unkorrektheit erlaubt sich Lavoisier, der Liebhaber der Präzision, bei seinem Vortrag: Joseph Priestley, dem er womöglich den entscheidenden Hinweis zu seiner Entdeckung verdankt, erwähnt der Franzose nicht. Und tatsächlich hat ja er als Erster die Rolle des Sauerstoffs bei der Verbrennung erkannt, während Priestley den Vorgang noch immer in den Begriffen der alten Phlogiston-Lehre beschrieben hatte.

Eigentlich ist Stahls Theorie nun widerlegt. Doch Lavoisier wartet noch mit einer Generalattacke; zunächst will er ein zusammenhängendes Theoriegebäude erschaffen.

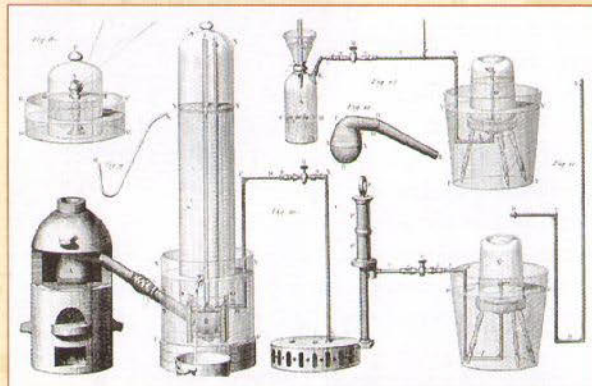
INZWISCHEN IST sein Ansehen auch außerhalb der Akademie gewachsen. 1775 überträgt ihm der Finanzminister die Leitung der neu geschaffenen staatlichen Pulververwaltung. Denn die Großmacht Frankreich ist nicht in der Lage, ausreichend Schießpulver für ihre Armeen zu produzieren.

Es fehlt vor allem an Salpeter – neben Schwefel und Holzkohle der wichtigste Bestandteil des Pulvers. Das Mineral bildet sich auf natürliche Weise aus Jauche und Fäkalien an den Wänden von Ställen und in feuchten Kellern.

Zwar lässt Lavoisier – wie anderswo in Europa bereits praktiziert – Gewölbe

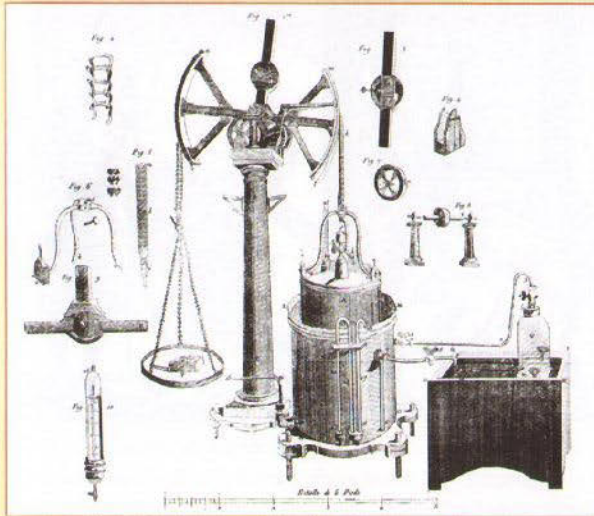
DAS ANALYSIEREN

von Gasen ist eine von Lavoisiers Passionen: In aufwendig konstruierten Apparaten aus Glas und Metall versucht er, die flüchtigen Stoffe aufzufangen, die bei chemischen Reaktionen entstehen



IN GASOMETERN

wiegt Lavoisier verschiedene luftige Substanzen. Dabei kann er die Gase über ein System von Ventilen kontrolliert auffangen oder ausströmen lassen. Da das Gewicht eines jeden Gases unter anderem durch seinen Druck und die Temperatur beeinflusst wird, enthält die Anlage zudem ein Thermometer und einen empfindlichen Druckmesser



schwarzes Pulver am Boden des Gefäßes: „Zinnkalk“ (Zinnoxid). Abermals wiegt der Franzose das Gefäß. Das Gewicht hat sich nicht geändert.

Lavoisier hat somit die Gewissheit, dass keinerlei Substanz durch das Glas in den Kolben hineingelangt ist.

Nun öffnet er das Gefäß vorsichtig und lässt Luft einströmen, um das Volumen des jetzt im Zinnkalk gebundenen

Gases zu ersetzen. Dann bestimmt er erneut das Gewicht von Apparat und Inhalt. Das Glasgefäß wiegt nun 166 Milligramm mehr.

Diese Menge hat das verbrannte Zinn gegenüber dem ursprünglichen Metall also an Gewicht gewonnen: Ganz offen-

und überdachte Gruben anlegen, sogenannte Salpetergärten, in denen sich Tierkadaver, Reste aus Schlachthöfen und organische Abfälle zersetzen, so dass Salpeter wachsen kann.

Als entscheidend stellt sich aber seine Entdeckung heraus, dass nur eines der Salze im Rohsalpeter für Schießpulver brauchbar ist, nämlich Kaliumnitrat; fortan lässt er diese Substanz (unter Verwendung von Pottasche) gezielt produzieren. Unter seiner Regie steigt die Salpeterproduktion so binnen weniger Jahre auf 3,7 Millionen Pfund pro Jahr an, auf mehr als das Doppelte. Frankreich kann nun sogar hochwertiges Schießpulver exportieren.

Über eine Provision ist Lavoisier an der Produktion jedes einzelnen Pfundes beteiligt und steigert so noch einmal sein Vermögen.

in Zentralfrankreich kaufen kann, mit Wäldern, Äckern und einem 30-Zimmer-Schloss. Er zählt inzwischen zu den reichsten Männern des Landes.

Als Direktor der Pulververwaltung steht ihm eine Amtswohnung im Arsenal zu, einem Gebäudekomplex an der Seine, in dem auch das Schießpulver gelagert wird.

Dort richtet sich Lavoisier ein neues, prächtiges Laboratorium ein – es ist das teuerste und beste, über das ein Chemiker zu jener Zeit in Europa verfügt.

Für dieses Labor lässt er sich nun von den erfahrensten Gerätebauern Frankreichs alle nur erdenklichen Apparaturen anfertigen – etwa Präzisionswaagen, die auf ein Tausends-

Luftarten wiegen und über ein System von Ventilen kontrolliert auffangen oder ausströmen lassen kann – kosten zusammen fast 1300 Livres (eine Summe, die heute mehr als 50 000 Euro entspräche).

Insgesamt sind in der Forschungsstätte mehr als 8000 chemische und physikalische Instrumente in Gebrauch. Lavoisier hat das erste chemische Großlabor der Welt errichtet.

Doch dem Gelehrten dienen die Räume nicht nur zur Forschung, er nutzt sie auch als Bühne: Lavoisier genießt es, sich darzustellen, die Macht

**In der
Französischen
Revolution VERLIERT
LAVOISIER SEINE
ÄMTER – und
wird zum Feind des
Volkes erklärt**



IM NOVEMBER 1793 dringen Häsher der Revolutionsregierung in das Labor Lavoisiers (oben links) ein, nehmen den vom Volk gehassten Chemiker gefangen und plündern seinen Besitz – so zumindest malt sich später ein Künstler die Verhaftung des wohlhabenden Steuerpächters aus. In Wirklichkeit aber stellt der sich nach zwei Wochen Flucht schließlich selbst

1776 wird er im Alter von 33 Jahren in die Direktion einer neuen Wechselbank berufen, die den Bankrott des französischen Staates aufhalten soll. Das Unternehmen misslingt zwar, aber auch hier fließt ihm ein Gehalt zu.

Lavoisier ist nun derart wohlhabend, dass er zwei Jahre später ein großes Gut

tel Gramm genau messen; ein Pyrometer, das hohe Temperaturen über die wärmeabhängige Ausdehnung von Metallen exakt misst; ein von ihm und einem Kollegen entwickeltes Eiskalorimeter, mit dessen Hilfe auf raffinierte Weise die bei einer Reaktion frei werdende Wärme ermittelt werden kann; zudem 17 verschiedene Thermometer.

Allein zwei seiner kostbaren Gasometer – Geräte, mit denen Lavoisier

chemischer Reaktionen zu präsentieren und Laien mit seinem Wissen und seinen Erkenntnissen zu beeindrucken.

Er empfängt den habsburgischen Kaiser Joseph II., führt König Ludwig XVI. sowie dem russischen Thronfolger und späteren Zaren Paul I. Experimente vor. Dabei lässt er beispielsweise Holz-

kohle im Sauerstoffstrom derart heiß erglühen, dass selbst Platin schmilzt.

Zudem beschränken sich seine Experimente mit Sauerstoff nicht auf chemische Versuche: Eines Tages setzt er einen Sperling unter eine mit Luft gefüllte Glasglocke und wartet, bis das Tier verendet. Die noch verbliebene Luft eignet sich nicht mehr zum Atmen und trübt Kalkwasser – ein Verfahren, das Chemiker nun anwenden, um „fixe Luft“ (Kohlendioxid) nachzuweisen. Offenbar

gennáo für „erzeugen“. Lavoisier stellt nämlich die Hypothese auf, dass Sauerstoff, der in Schwefelsäure vorhanden ist, auch Bestandteil aller übrigen Säuren sei.

Zwar irrt er hier, es gibt auch Säuren – etwa Salzsäure –, die keinen Sauerstoff enthalten. Das Kunstwort hält sich jedoch über die Jahrhunderte und findet

Sauerstoff macht Stoffe ja scheinbar „sauer“, also zur Säure.

DARÜBER HINAUS IST dieser Stoff offenbar auch Bestandteil einer Substanz, die Naturforscher seit Aristoteles für ein unteilbares Element halten: des Wassers.

Im Jahr 1781 zeigt Henry Cavendish, dass die zwei Gase Wasserstoff und Sauerstoff durch einen Funken zur Explosion gebracht werden können, sich bei diesem Vorgang sogar verbinden und erstaunlicherweise zu flüssigem Wasser werden. Allerdings verwendet der Engländer bei der Beschreibung des Vorgangs noch die Begriffe der alten Phlogiston-Theorie und postuliert: Wasser sei ein Gemisch aus „brennbarer“ und „dephlogistizierter“ Luft.

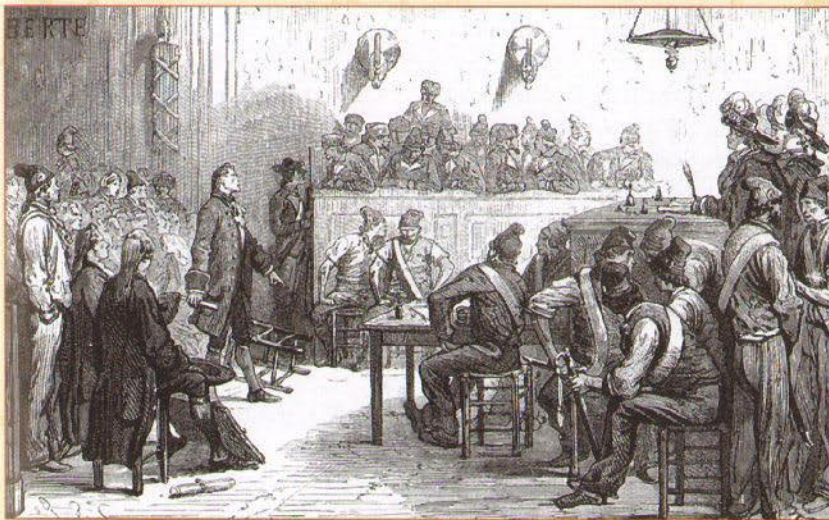
Lavoisier wiederholt den Versuch 1783 in seinem Pariser Laboratorium. Und um den letzten Nachweis anzutreten, entschließt er sich zudem, das Experiment umzukehren: Er will nicht bloß Wasser aus den beiden Gasen neu erschaffen, sondern die lange als unteilbar angesehene Flüssigkeit in ihre Bestandteile zerlegen.

Ende Februar 1785 lädt er mehr als 30 Forscher der Académie des Sciences in sein Laboratorium. Am Vorabend des Versuches gibt er ein glanzvolles Diner und führt seinen Gästen die aufgebaute Apparatur vor. Am Tag darauf beginnt das Experiment.

Lavoisier hat einen Flintenlauf, der mit zerkleinerten Eisennägeln gefüllt ist, in ein Becken voller Holzkohle einmauern lassen. Er zündet die Kohle an und erhitzt den Metalllauf nun bis zur Rotglut, dann lässt er Wasser aus einem Trichter hineintropfen.

Die Flüssigkeit verdampft sofort und spaltet sich in ihre zwei Bestandteile auf: Der Sauerstoff reagiert mit den glühenden Nägeln und lässt das Eisen zu rötlichem Eisenoxid rosten. Den freigesetzten Wasserstoff fängt Lavoisier in einer pneumatischen Wanne auf.

Anschließend wiegt er alle Endprodukte der Reaktion und erfasst sie in einer Gesamtbilanz des Versuches. Die rostigen Nägel sowie das Gas, das sich in der pneumatischen Wanne gesam-



8. MAI 1794: Bereits nach wenigen Stunden sprechen die Geschworenen des Revolutionstribunals in Paris das Urteil über Antoine de Lavoisier (links stehend). Noch am Abend desselben Tages soll der berühmte Chemiker auf dem Schafott sterben

hat der Vogel die Zusammensetzung der Luft verändert.

Lavoisier schließt daraus, dass der nutzbare Teil der Luft – der Sauerstoff – vom Blut des Vogels gebunden und beim Durchgang durch den tierischen Organismus in Kohlendioxid verwandelt wurde, das der Sperling dann beim Ausatmen freisetzt.

Damit liegt der Forscher nicht nur verblüffend nah an der Realität – ihm ist nun auch die fundamentale Bedeutung des Sauerstoffs klar geworden, da ohne dieses Gas weder die Verbrennung oder Oxidation der Metalle noch die Atmung möglich sind.

In einer 1779 erschienenen Abhandlung prägt er deshalb die Bezeichnung „oxygenes Prinzip“. Das Kunstwort ist zusammengesetzt aus den griechischen Wörtern *oxys* für „sauer“ und

in seiner Übersetzung Eingang in zahlreiche Sprachen, auch ins Deutsche.

Die Namensgebung zeigt beispielhaft Lavoisiers Ordnungsdenken: sein Bemühen um eine stringente Systematik, eine logisch-einheitliche Sprache, mit der er die Chemie auf ein neues Fundament heben möchte.

Bis dahin sind Chemikalien oft nach ihrer Herkunft, ihrem Entdecker oder ihren äußeren Eigenschaften benannt worden, heißen deshalb etwa Berlinerblausäure (später Zyanwasserstoffsäure), Glaubersalz (Natriumsulfat) oder Grünspan (Kupferazetat).

Lavoisier hingegen will sicherstellen, dass die Bezeichnung einer Substanz Aufschluss über ihr Wesen gibt – und

melt hat, wiegen exakt so viel wie die unverrosteten Nägel und die Menge an Wasser, die Lavoisier in den Flintenlauf geschüttet hat.

Damit ist endgültig bewiesen: Wasser ist kein Element, sondern besteht aus zwei unterschiedlichen Substanzen – Wasserstoff und Sauerstoff.

Und: Das einst von Georg Ernst Stahl postulierte flüchtige Feuerelement Phlogiston spielt weder bei der Synthese noch bei der Zerlegung des Wassers eine Rolle. Es existiert schlicht nicht.

Abermals hat Lavoisiers quantitative Methode triumphiert, abermals vermochte er die Chemie von einem lange etablierten Irrglauben zu befreien.

NUN, MEHR ALS zehn Jahre nach seinem Plan, die Chemie zu revolutionieren, fühlt sich Lavoisier gerüstet für einen zentralen Angriff auf seine Zunft. 1785 nennt der mittlerweile 42-jährige das Stahl'sche Phlogiston in einem Vortrag eine „hypothetische“ Substanz.

Zwei Jahre später entwickelt er gemeinsam mit drei weiteren französischen Chemikern eine neue Nomenklatur, um die alchemistischen Begriffe zu bannen. Säuren und Salze sollen fortan nach der Grundsubstanz benannt werden, aus der sie gebildet sind – also etwa „Schwefelsäure“ (und nicht wie bisher „Vitriolsäure“).

Ein System einheitlicher Endungen wird zudem Aufschluss über die Zusammensetzung einer Verbindung geben und so eine Nomenklatur von bis dahin unbekannter Präzision ermöglichen.

Als „Sulfat“ etwa bezeichnet Lavoisier das Salz, das aus Schwefelsäure hervorgeht, als „Phosphat“ das Salz der Phosphorsäure.

„Sulfit“ nennt er das Salz, das sich aus Schwefliger Säure bildet (die weniger Sauerstoff enthält als Schwefelsäure).

Metalle, die sich beim Verbrennen mit Sauerstoff verbinden, macht er durch die Endung „-oxid“ kenntlich, so Bleioxid, Eisenoxid, Kupferoxid.

Die neue Namensgebung geht ein in das große Hauptwerk, mit dem Lavoisier zwei Jahre später seine Chemische

Revolution krönt: Im Januar 1789 erscheint der „*Traité élémentaire de chimie*“ (in der deutschen Übersetzung von 1792 erhält die Schrift den kämpferischen Titel „System der antiphlogistischen Chemie“).

Das Opus magnum ist klar und einfach formuliert – nicht wie die alchemistischen Traktate in einer nur Eingeweihten verständlichen Sprache. Es stützt sich auf Messungen, Beobachtungen und Tatsachen, nicht auf Metaphysik und Spekulation.

Ausführlich beschreibt Lavoisier die Geräte und Instrumente, die er verwendet hat. Alles Rasonieren über das Wesen der Materie oder die Anzahl der



HUNDERTE MENSCHEN werden im Sommer 1794 mit der Guillotine hingerichtet (hier der Revolutionsführer Robespierre). Lavoisier steht am 8. Mai auf dem Schafott – im Alter von 50 Jahren

Elemente erklärt er für hinfällig. Seine Definition ist pragmatischer: Eine Substanz definiert er nur so lange als Element, wie es nicht gelingt, sie in einfachere Bestandteile zu zerlegen.

Die Reaktion auf das Werk ist überwältigend. Bald schon erscheinen Ausgaben in England, Deutschland, Italien, Spanien, den USA und sogar in Mexiko.

„Alle meine Hoffnungen werden durch die Briefe aus allen Teilen Europas übertroffen, welche über neue Prosely-

ten berichten“, schreibt Lavoisier 1789 einem befreundeten Forscher. „Nur mehr die Alten harren beim Phlogiston aus, die nicht den Mut haben, die Chemie von Neuem zu lernen, und die es nicht mehr fertigbringen, das Phlogiston aus ihrem Gehirn auszumerzen. Die Jugend nimmt überall meine Theorie an, woraus ich zu schließen wage, dass die Revolution in der Chemie gesiegt hat und beendet ist.“

Einige besonders aufwendig gebundene Exemplare lässt Lavoisier an den Hof in Versailles schicken. Ludwig XVI. verspricht, den Forscher in seinem Labor zu besuchen. Doch dazu kommt es nicht mehr. Zu sehr gärt es bereits im Land, das gerade von einer ganz anderen Revolution erschüttert wird.

UND NUN ERWEIST ES SICH als fatal für den Erneuerer Lavoisier, dass er so sehr Teil des alten politischen Systems ist. Als Steuerpächter, der innerhalb der Ferme Générale für die in Paris eingesammelten Zölle zuständig war, hat er sechs Jahre zuvor angeregt, die Hauptstadt und ihre 600 000 Einwohner mit einer Mauer zu umgeben, um so den verbreiteten Schmuggel einzudämmen.

Eine solche Barriere erschien dem Rationalisten zweckmäßig und gerechtfertigt. Und 1787 ist die Mauer tatsächlich gegen alle Widerstände errichtet worden. Seither kursieren in Paris, das seit Ende des Mittelalters stets eine offene Stadt war, Pamphlete und Verwünschungen gegen Lavoisier, die dessen wissenschaftliche Verdienste verdunkeln.

Der Entdecker des Sauerstoffs, so heißt es, schneide Paris von der Zufuhr an frischer Luft ab. Seinetwegen müssten dort die Menschen ersticken.

Als am 12. Juli 1789 in der Hauptstadt Unruhen losbrechen, richtet sich der Zorn der Menge als Erstes gegen die Zollmauer, die fast auf gesamter Länge niedergerissen wird. Zwei Tage später erstürmt das Volk die Bastille.

Und drei Wochen nach der Epochenwende wird Lavoisier von einer aufgebrachten Menge beinahe gelyncht. Die



Jetzt im Handel

Design, Delikatessen und Dolce Vita: eine Reise durch Italien.

In dieser Ausgabe

Kochkunst

Rezepte, die Italien vereinen.

Wohnkultur

Mein Palast in Venedig.

Dorfleben

Von einem, der auszog, im Süden zu sein.

GEO SPECIAL

Die Welt entdecken

ITALIEN

Schöne Schwestern Turin, Florenz, Rom und Neapel

Landpartie Zu Weinbergen, Olivenhainen, Zitronengärten

Design Mailand, Metropole mit Stil



www.geo-special.de

neu aufgestellte Bürgerwehr verdächtigt ihn, als Direktor der Pulververwaltung Munition an die Anhänger des Königs ausliefern zu wollen. Doch dann stellt sich heraus, dass das Pulver am Kai für den Bergbau bestimmt war. Lavoisier kommt noch einmal davon.

Eine Zeitlang kann er sich in seinen Ämtern halten; er wird sogar in mehrere Kommissionen berufen, die etwa Maße und Gewichte vereinheitlichen, das technische Ausbildungssystem reformieren oder die Finanzen des Staates sanieren sollen.

Doch als sich die Revolution radikalisiert und die kompromisslosen Jakobiner im Nationalkonvent immer mehr an Einfluss gewinnen, beginnt sein Abstieg.

Die Akademie der Wissenschaften wird aufgelöst. Lavoisier verliert seinen Posten als Direktor der Pulververwaltung. Die Ferme Générale ist bereits im März 1791 liquidiert worden. Man verdächtigt die Steuerpächter, die seit 1780 die Hälfte ihres Profits an den Staat abführen mussten, bei ihren Abrechnungen betrogen zu haben. Nun sollen sie endlich Bilanzen der letzten Jahre vorlegen.

Doch Lavoisier und die anderen Fermiers lassen sich Zeit mit der geforderten Schlussabrechnung. Mehr als zweieinhalb Jahre lassen sie verstreichen.

Am 4. November 1793 ordnet der Nationalkonvent die Verhaftung der ehemaligen Steuerpächter an. Lavoisier versteckt sich zwei Wochen lang in der Stadt, dann stellt er sich der Polizei.

Eine Kommission errechnet, die Ferme habe den Staat um 130 Millionen Livres betrogen. Zudem soll sie Tabak gestreckt haben, um ihren Gewinn zu steigern.

Der Nationalkonvent verweist die Angelegenheit an das Revolutionstribunal – und damit ist das Schicksal der Fermiers besiegelt. Vier Tage später muss sich Lavoisier zusammen mit 27 anderen Angeklagten vor dem Sondergericht verantworten.

Memo: LAVOISIER

► Innerhalb von zwei Jahrzehnten befreit Antoine de Lavoisier die Lehre der Stoffe aus den Fesseln der Alchemie und begründet die moderne Chemie.

► Der Franzose weist nach, dass Wasser entgegen der Ansicht der Alchemisten kein Element ist, sondern aus Sauerstoff und Wasserstoff besteht.

► Verbrennt eine Substanz, so erkennt Lavoisier, verbindet sie sich mit Sauerstoff.

► Der Chemiker ordnet die Vielfalt der Stoffe nach einer stringenten Systematik. Sein System der Namensgebung bildet bis heute die Grundlage der chemischen Nomenklatur.

NACHDEM die Verurteilten von ihren Karren herabgestiegen sind, formen Gendarmen ein Karree um sie. Einzeln werden die Namen der Delinquenten aufgerufen, von einem Mann, der wie ein Geistlicher gekleidet ist: dem Henker von Paris.

Der erste der Fermiers, der den Gang zur Guillotine antreten muss, sinkt an den Stufen zum Schafott in Ohnmacht. Gehilfen des Henkers müssen ihn die Treppe hinaufziehen. Lavoisier

sieht seinen Schwiegervater sterben. Dann ist er selbst an der Reihe.

Ohne Hilfe erklimmt er die Stufen, um Würde und Haltung bemüht. Mit geübten, raschen Bewegungen schnallen ihn die Assistenten an einem senkrecht stehenden Brett fest. Anschließend wird die Planke mit Lavoisier nach vorn in die Waagerechte gekippt.

Sein Hals wird zwischen zwei halbkreisförmigen Metallplatten so fixiert, dass nur der Kopf nach vorn herausragt.

Dann saust das Fallbeil in die Tiefe.

In einer Ecke des Platzes beobachten einige Wissenschaftler der aufgelösten Akademie das Ende ihres berühmten Kollegen. Einer von ihnen, der Mathematiker Lagrange, schaut auf seine Uhr

und bemerkt: „Eine Sekunde brauchten sie nur, um seinen Kopf zu nehmen, vielleicht werden hundert Jahre nötig sein, bis ein ähnlicher wieder wächst.“

Vermutlich hätte die Präzision der Beobachtung Lavoisier gefallen.

Dann werden die Leichname auf die Wagen geworfen.

Kaum länger als eine halbe Stunde dauert die Exekution aller 28 Verurteilten. Lavoisiers Leichnam wird zusammen mit den Körpern der anderen Toten auf einem Friedhof vor den Toren der Stadt in einem anonymen Grab verscharrt.

Sechs Wochen später ist die Terrorherrschaft der Jakobiner, der in diesen Wochen der Paranoia Tausende zum Opfer fallen, vorbei. 1795 werden die hingerichteten Steuerpächter sogar rehabilitiert, ihre Angehörigen erhalten das beschlagnahmte Vermögen zurück.

Inzwischen hat Lavoisiers Chemische Revolution in ganz Europa obsiegt. Fast alle Forscher geben die alte Phlogistonlehre auf und folgen fortan der messenden und wägenden Methode des Franzosen, seiner Theorie der Verbrennung und seiner neuen Nomenklatur.

Schon wenige Jahre nach seinem Tod wird Lavoisier unter Wissenschaftlern als Erfinder der modernen Chemie gefeiert – zumal in Frankreich, wo Schüler und Nachfolger seinen Namen mit der Chemischen Revolution verknüpfen.

Seither ruht die Lehre der Stoffe auf dem von ihm geschaffenen Fundament – seine systematische Benennung aller Substanzen hat sich bis heute gehalten. Auch Lavoisiers Erkenntnisse zur Verbrennung und über die Atmung erweisen sich als bahnbrechend.

Schon 1795 versammeln sich in Paris Gelehrte und Honoratioren zu einer Art Sühnefeier für den Exekutierten. Am Schluss enthüllen sie eine Büste für das „Opfer der Tyrannei“, so die Inschrift. Lavoisiers Wirken als Steuerpächter, das ihn zu Fall brachte, wird dabei diskret verschwiegen. □

Ralf Berhorst, 45, ist Journalist in Berlin und schreibt regelmäßig für GEOkompakt und GEOEPOCHE.

Literaturempfehlung: Jean-Pierre Poirier, „Lavoisier. Chemist, Biologist, Economist“, University of Pennsylvania Press; detaillierte Biografie des Wissenschaftlers in englischer Sprache.



ICH BIN

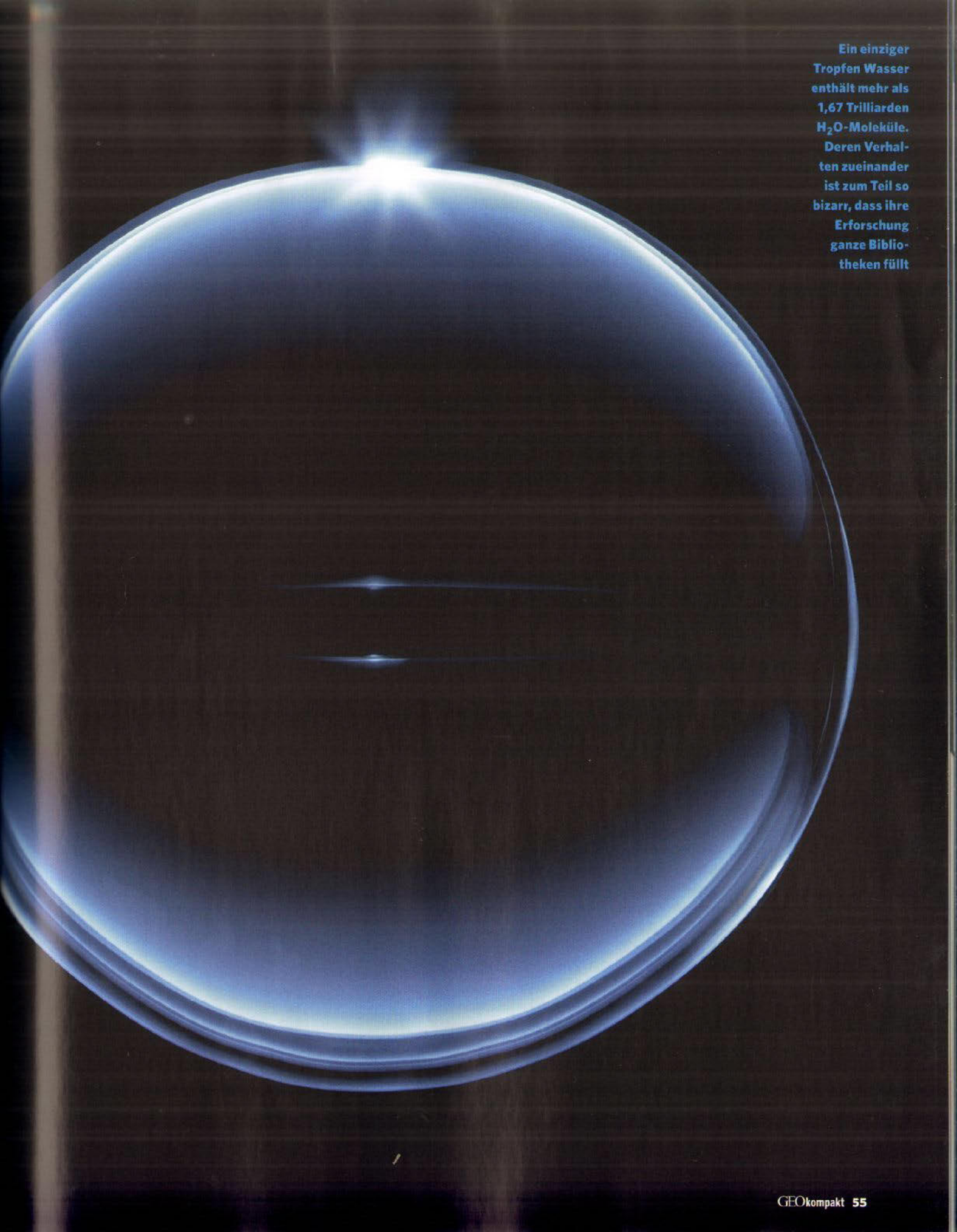


Nicht nur hinsehen,
sondern auch was
erkennen.

Wir trinken es, wir waschen uns damit, schwimmen darin, nutzen es zum Kochen, und letztlich bestehen wir selbst bis zu zwei Dritteln aus ihm – kein Stoff ist uns so vertraut wie Wasser. Doch die farblose Verbindung stellt Wissenschaftler vor immer neue Rätsel. Denn die Substanz verhält sich in vielen

Fällen anders, als man erwarten würde. Warum zum Beispiel ist H_2O – ein Verbund aus zwei Gasen – bei Raumtemperatur flüssig? Weshalb dehnt es sich aus, sobald es gefriert? Und wieso bringt es nicht eine kristalline Eisform hervor, sondern 16 verschiedene? Je mehr Forscher über das simpel gebaute Molekül herausfinden, desto einzigartiger erscheint es

Text: Ute Eberle

A large, glowing blue water droplet is the central focus of the image. It has a bright, white highlight at the top, giving it a three-dimensional appearance. The droplet's surface is smooth and reflects light, creating a gradient from a deep blue at the edges to a lighter blue near the top. The background is a dark, textured blue, which makes the droplet stand out. In the upper right corner, there is a block of German text. At the bottom right, the page number '55' is visible next to the 'GEOkompakt' logo.

Ein einziger
Tropfen Wasser
enthält mehr als
1,67 Trilliarden
 H_2O -Moleküle.
Deren Verhal-
ten zueinander
ist zum Teil so
bizarrr, dass ihre
Erforschung
ganze Biblio-
theken füllt

W

asser ist eines der kleinsten Moleküle der Welt. Es besteht lediglich aus zwei Wasserstoff-Atomen und einem Sauerstoff-Atom.

Kaum eine chemische Verbindung ist leichter und einfacher gebaut, und doch gibt es keine andere Substanz, die unseren Planeten auch nur annähernd so kraftvoll prägt.

Denn kein anderer Stoff beeinflusst unser Wetter und Klima so entscheidend, bildet Wolken, Nebel und Dunst, fällt als Schnee, Regen, Hagel vom Himmel herab.

Keine andere Substanz vermag ganze Landschaften so mächtig zu formen, trägt kilometerhohe Gebirge ab, gräbt gewaltige Canyons ins Gestein, flutet riesige Ozeane und bedeckt als Eispanzer die Pole.

Und obendrein wäre ohne Wasser auf der Erde niemals Leben entstanden. Jeder Körper enthält die farblose Flüssigkeit. Sie macht beim Menschen bis zu zwei Drittel des Körpervolumens aus. Ohne Nahrung kommen wir mehrere Wochen lang zurecht, ohne Wasser aber sterben wir bereits nach wenigen Tagen.

Ähnliches gilt für die überwiegende Zahl der Tiere und Pflanzen. Ganz gleich, ob Käfer, Vogel oder Hase, Bakterie, Baum oder Pilz: Wasser ist der Stoff, der sämtliche biologischen Kreisläufe in Gang hält. Auch das spiralig gewundene Molekül unserer DNS, unserer Erbsubstanz, fiel ohne das flüssige Nass augenblicklich in sich zusammen.

Wasser ist so allgegenwärtig und bedeutend, dass selbst Menschen, die keinerlei Ahnung von Chemie haben, meist diese Formel kennen: H_2O – die Bezeichnung für den Zusammenschluss zweier Wasserstoff-Atome (H) mit einem Sauerstoff-Atom (O).

Doch jener Stoff, der uns so vertraut ist wie kein zweiter, den wir gewissermaßen für selbstverständlich halten, ist alles andere als simpel oder gewöhnlich. Vielmehr ist Wasser ein ausgesprochenes Kuriosum: ein Stoff, dessen Erforschung ganze Bibliotheken füllt und der Wissenschaftlern noch immer Rätsel aufgibt.

Denn das kleine Molekül verhält sich keineswegs so wie andere chemisch vergleichbare Substanzen.

Weshalb etwa dehnt sich Wasser – anders als alle anderen Flüssigkeiten auf der Erde – aus, sobald es gefriert? Wieso lösen sich weit mehr Stoffe in Wasser als in anderen Flüssigkeiten? Und warum bildet H_2O , ein Verbund aus zwei Gasen, bei Raumtemperatur überhaupt eine Flüssigkeit – während ähnliche chemische Verbindungen nur als Gas vorkommen?

Wasser besteht aus unzähligen winzigen H_2O -Teilchen, die sich gegenseitig anziehen, sodass die Flüssigkeit erst bei einer Temperatur von 100 Grad Celsius verdampft



Seit Jahrhunderten studieren Forscher die Eigenschaften des scheinbar simplen H_2O -Moleküls und haben bislang mehr als 70 skurrile Wesenszüge (Anomalien) entdeckt. Um der Flüssigkeit die letzten Geheimnisse zu entlocken, greifen die Wissenschaftler bisweilen zu schwerem Gerät: Sie beschießen Wasser mit hochenergetischen Strahlen, setzen es unter höllischen Druck, zwingen es in Rohre, die 7500 Mal schmaler sind als die feinsten Blutgefäße, oder simulieren sein Verhalten in Großrechnern.

Und inzwischen ist klar: Die sonderbaren Eigenschaften der farb-, geruch- und geschmacklosen Flüssigkeit sind der Schlüssel für viele Vorgänge auf unserem Planeten. Sähen Wassermoleküle auch nur geringfügig anders aus, wäre die Erde ein trockener Ort, eine leblose Ödnis in den Weiten des Alls.

Wir alle, so kann man durchaus sagen, existieren nur deshalb, weil das Wasser etliche Besonderheiten aufweist. Die wichtigsten sind:

- Wasser kommt auf der Erde als Flüssigkeit vor.
- Die flüssige Substanz verflüchtigt sich erst bei einem Siedepunkt von 100 Grad Celsius als Gas.
- Gefriert flüssiges H_2O zu Eis, dehnt es sich aus.
- Wasser ist ein perfektes

Lösungsmittel.

- Die einfach gebaute Substanz spielt eine Hauptrolle bei komplexen biochemischen Prozessen in unserem Körper.

Nach Jahrhunderten der eingehenden Forschung sollte man meinen, alles um die Verbindung mit der schlichten Formel sei inzwischen bekannt. Und doch meldete die renommierte Fachzeitschrift „Nature“ vor einiger Zeit: „Niemand versteht Wasser wirklich.“

UM DIE EIGENHEITEN des H_2O zu begreifen, muss man verstehen, welche Gestalt die Grundbausteine haben, aus denen es besteht. Denn die Besonderheiten des Stoffes beruhen auf der ungewöhnlichen Beschaffenheit seiner Moleküle. Diese Gebilde sind so winzig klein, dass ein einziger Wassertropfen von vier Millimeter Durchmesser gut 1,67 Trilliarden Moleküle enthält.

Die Gestalt jedes einzelnen dieser Wassermoleküle ähnelt – stark vereinfacht – dem Buchstaben V. Dort, wo die beiden Schenkel zusammenlaufen, befindet sich ein Sauerstoff-Atom (siehe Seite 60). Das ist mit zwei Wasserstoff-Atomen verknüpft, die an den Enden der Schenkel liegen. Miteinander verbunden werden Wasserstoff und Sauerstoff durch Elektronen: Das sind winzige negativ geladene Teilchen, die zwischen den positiv geladenen Kernen der Atome hin und her schwirren. Wis-

Gibt es
nicht nur eine
Sorte von
flüssigem Wasser
– sondern zwei?



senschaftler sprechen in diesem Zusammenhang von „Bindungselektronen“ (siehe Seite 20).

Das H_2O -Molekül ist allerdings eine ungleiche Union. Denn der Atomkern des Sauerstoffs ist rund 16-mal schwerer als jeder der beiden Wasserstoffkerne. Zudem übt er auf die Bindungselektronen ei-

nen starken Sog aus. Diese Anziehungskraft führt zu einer folgenreichen Unwucht: Die negativ geladenen Elektronen halten sich häufiger in seiner Nähe auf als in der Umgebung der Wasserstoffkerne. Der Sauerstoff ist daher leicht negativ aufgeladen, die beiden Wasserstoffatome dagegen leicht positiv.

Es ist nur eine geringe Ladungsverschiebung, doch letztlich bringt sie mit sich, dass Wasser bei Raumtemperatur überhaupt flüssig ist.

Denn das Ungleichgewicht führt einerseits dazu, dass jedes H_2O -Molekül gewissermaßen über zwei elektrische Pole verfügt – ähnlich wie ein Magnet über Nord- und Südpol. Da der Nordpol des einen Magneten den Südpol eines anderen anzieht, kommt es immer wieder vor, dass Wasserteilchen kurz aneinander haften bleiben. Zum anderen kann der negativ geladene Sauerstoff des einen H_2O -Moleküls eine schwache Bindung zum positiv geladenen Wasserstoff-Atom eines anderen Moleküls aufbauen (siehe Seite 60). Es ist, als würden beide eine Brücke ausbilden. Chemiker bezeichnen das Phänomen daher als „Wasserstoffbrücke“.

Die Bindung ist jedoch nicht stabil, die Anziehungskraft reicht nicht aus, um sie lange aufrechtzuerhalten. Im Bruchteil einer Sekunde trennen sich die Moleküle wieder voneinander und docken an andere Teilchen an – wieder nur für einen Moment.

Es sind bloß flüchtige Begegnungen, die durch die elektrischen Pole und die Wasserstoffbrücken hervorgerufen werden – und doch: Sie sind der Grund dafür, dass die herumwirbelnden H_2O -Teilchen Kontakt zueinander halten,

Beginnt Wasser zu frieren, ordnen sich die H_2O -Teilchen, bis sie sich schließlich zu einem dreidimensionalen Gerüst vernetzen: zu Eis

dass Wasser auf der Erde in flüssiger Form existiert. Denn die H_2O -Moleküle verfügen bereits bei Raumtemperatur über so viel Energie, bewegen sich also so schnell, dass sie auseinanderfliegen und sich als Gas verflüchtigen würden, blieben sie nicht ständig aneinander kleben.

Dieses Haften bleiben erklärt auch, weshalb sich flüssiges Wasser nur bei vergleichsweise hohen Temperaturen zum Gas wandelt. Denn erst bei einer Hitze von (in der Regel) 100 Grad Celsius erreichen die Wasserteilchen eine derart hohe Geschwindigkeit, dass die anziehenden Kräfte – die elektrischen Pole und die

Wasserstoffbrücken – nicht mehr zum Tragen kommen, die Moleküle nunmehr also nichts mehr aneinander hält. Die Partikel fliegen auseinander, verflüchtigen sich in die Luft. Das Wasser wird zum Gas.

Kein anderes Molekül, das so klein ist wie Wasser, hat einen derart hohen Siedepunkt. Der stickstoffhaltige Ammoniak etwa verflüchtigt sich bei minus 33 Grad Celsius, Chlorwasserstoff bei minus 85 Grad, und Methan (ein Molekül aus Kohlenstoff und Wasserstoff) kocht sogar schon bei minus 162 Grad.

DIE BINDUNGEN zwischen den H_2O -Teilchen erklären auch eine weitere Anomalie: Denn in ihnen liegt der Schlüssel dafür, dass sich Wasser beim Gefrieren anders verhält als andere Flüssigkeiten.

Fällt die Temperatur, verlieren die Moleküle in einer Flüssigkeit an Energie, sie bewegen sich immer langsamer, rücken näher zusammen, bis die Substanz schließlich erstarrt. Ein Feststoff hat daher eine höhere

Dichte als eine Flüssigkeit. So sinkt etwa gefrorener Alkohol in einem Glas flüssigen Alkohols zu Boden.

Auch die Wassermoleküle rücken immer dichter zusammen, je kälter es wird (die höchste Dichte ist bei rund vier Grad Celsius erreicht).

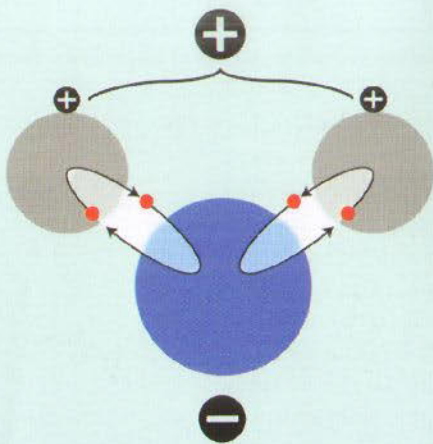
Doch bei einer Temperatur von null Grad Celsius geschieht etwas Erstaunliches: Die Teilchen haben keine Energie mehr, die Wasserstoffbrücken zu sprengen – die Anziehungskraft wird übermächtig. Die V-förmigen Wasserteilchen vernetzen sich zu einem dreidimensionalen Gerüst (siehe Seite 60), in dem die nun geordneten Moleküle allerdings wieder etwas weiter auseinanderliegen. Eis hat daher eine geringere Dichte als flüssiges Wasser.

Das führt dazu, dass Wasser in seiner festen Form um neun Prozent voluminöser ist als im flüssigen Zustand – und mithin leichter; Eis schwimmt oben.

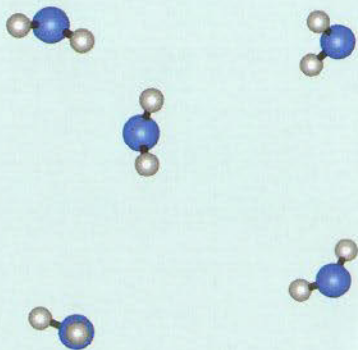
In welcher Form sich die Wassermoleküle im Eisgerüst zusammenfügen, lässt sich sogar hin und wieder mit bloßem Auge beobachten: wenn Wasser im Winter als Schneeflocke vom Himmel fällt. Denn die filigranen Kristalle, die in einem hochkomplexen, noch nicht vollends verstandenen Prozess in frostkalten Wolken entstehen, haben stets sechs Ecken – und spiegeln damit die Grundform des molekularen Eisgitters wieder, in das sich die Wasserteilchen fügen.

Die einzigartige Volumenzunahme, die mit dem sechseckigen Gitter einhergeht, ist für etliche Tier- und Pflanzenarten ein Segen: Im Winter bildet Eis auf vielen Seen eine isolierende Schicht, die das darunterliegende Nass gegen Minusgrade und damit vor

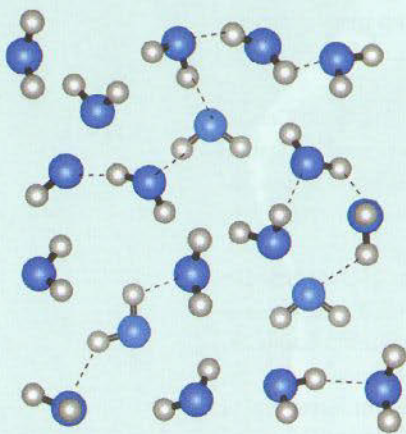
Wenn sie sich ausdehnen, können Eiskristalle **ganze Gebirge** erodieren lassen



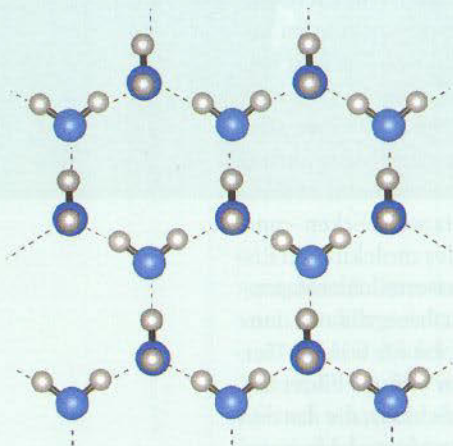
EIN H₂O-MOLEKÜL besteht aus einem Sauerstoff-Atom (blau) und zwei Wasserstoff-Atomen (grau), die über Elektronen (rot), die hin und her schwirren, miteinander verbunden sind. Der Sauerstoff ist negativ geladen, die beiden Wasserstoffe positiv. Daher verfügt das Molekül über einen Plus- und einen Minuspol.



IN GASFÖRMIGEM Zustand – bei Temperaturen von über 100 Grad Celsius – besitzen die H₂O-Moleküle derart viel Bewegungsenergie, dass sie mit hoher Geschwindigkeit umherfliegen. Dies und der gegenseitige Abstand verhindert, dass die elektrischen Pole der Teilchen in Kontakt kommen und einander anziehen.



ALS FLÜSSIGKEIT existiert Wasser, wenn die H₂O-Moleküle bei Temperaturen von weniger als 100 Grad an Energie verlieren und so weit zusammenrücken, dass zwischen den negativ geladenen Sauerstoff-Atomen und den positiv geladenen Wasserstoff-Atomen verschiedener Teilchen flüchtige Bindungen (gestrichelte Linien) entstehen können.



IN FESTER FORM – bei Temperaturen unter dem Gefrierpunkt – sind sämtliche Wasserteilchen über die Anziehungskräfte der elektrischen Pole miteinander verbunden. Es entsteht eine Gitterstruktur, die mehr Raum einnimmt als die Teilchen in der Flüssigkeit. Daher ist festes Wasser, also Eis, weniger dicht als flüssiges.

dem Gefrieren schützt. Am Grund des Gewässers sammelt sich das vier Grad kalte Wasser. So bleibt für Fische, Krebse und Algen genug Raum, um kalte Jahreszeiten zu überstehen, ohne im Eis festzufrieren.

Welche Kraft die Eiskristalle beim Ausdehnen entfalten, zeigt sich, wenn im Winter metallene Wasserleitungen platzen oder Felsen bersten, in deren Ritzen sich Feuchtigkeit gesammelt und Eis gebildet hat. Über Jahrhundertmillionen führt diese Macht der Expansion sogar dazu, dass ganze Gebirge erodieren.

ÜBERDIES SORGT der eigentümliche Charakter der H₂O-Moleküle für ein weiteres Phänomen, das unseren Planeten ebenso prägt und ohne das sich niemals Leben entwickelt hätte: Im Wasser lösen sich zahlreiche chemische Verbindungen, die in den Zellen benötigt werden – Minerale etwa, Eiweiße, Zucker.

Das beruht darauf, dass sich die Wasserteilchen nicht nur untereinander anziehen und Strukturen ausbilden; ihre winzigen elektrischen Pole können auch Kontakt zu etlichen anderen Stoffen aufbauen.

Denn zahlreiche Substanzen in der Natur bestehen ebenso wie das Wasser aus geladenen Teilchen (Ionen), zum Beispiel sämtliche Salze. Kochsalzkristalle etwa sind aus positiven Natrium-Ionen und negativ geladenen Chlor-Ionen aufgebaut (siehe Seite 20).

Mit ihren unterschiedlich geladenen Polen vermögen sich die Wassermoleküle nun an diese Ionen anzulagern und sie aus dem Kristall zu trennen.

Fällt ein Salzkristall in ein Glas Wasser, dauert es daher nicht lange, bis er sich auflöst. Die winzigen Natrium- und Chlor-Ionen, die nun in der Flüssigkeit umherschwimmen, sind umhüllt von H₂O-Molekülen. Dutzende der V-förmigen Wasserteilchen lagern sich jeweils mit ihrem negativ geladenen Sauerstoffpol um die positiv geladenen Natrium-Ionen, sechs davon in direkter Nachbarschaft. Andere H₂O-Teilchen wiederum docken mit ihrer positiven Wasserstoff-Seite an die negativ geladenen Chlor-Ionen an.

Diese Fähigkeit, andere Stoffe zu umhüllen, ist derart ausgeprägt, dass Wasser ein ausgezeichnetes Lösungsmittel ist. Es löst etliche Minerale aus dem Boden – und selbst Gase aus der Luft. In rund 97 Prozent des gesamten irdischen Wassers ist derart viel Salz gelöst, dass es für den Menschen sowie die meisten Tiere und Pflanzen ungenießbar oder giftig

Noch immer
sind **etliche**
Geheimnisse
um das farblose
Nass ungelöst

ist. Lediglich drei Prozent, etwa in Flüssen und Seen, gelten als Frischwasser.

Doch so kristallklar ein Bergsee, so gänzlich rein ein Regentropfen auch erscheinen mag – Chemiker haben herausgefunden: Wasser vermischt sich so begierig mit anderen Substanzen, dass es in der Natur gar kein reines H_2O gibt.

AUCH IN unserem Körper spielt Wasser eine wichtige Rolle:

- In den Flüssigkeiten in unseren Geweben sowie den Kreisläufen sind Unmengen von Stoffen gelöst, unter anderem Salze, Eiweiße oder Zucker.

- Wir können Nährstoffe nur deshalb aufnehmen, weil Wasser imstande ist, unterschiedlichste Substanzen zu lösen.

- Nur dank der Flüssigkeit sind Hormone sowie andere biochemische Signalstoffe in der Lage, durch unseren Organismus zu zirkulieren.

- Und nicht zuletzt schleusen wir viele Abbauprodukte in wässriger Lösung aus unserem Körper.

Darüber hinaus ist Wasser für viele Biomoleküle in unserem Körper extrem bedeutend; Eiweiße (Proteine) zum Beispiel können nur mithilfe von Wasser ihre spezifische Gestalt annehmen.

Denn alle Eiweiße bestehen aus langen Ketten von zum Teil mehr als 1000 Aminosäuren, die sich in jeweils ganz bestimmter Weise zu einer dreidimensionalen Struktur verknäulen – ähnlich einem Tau, das zu einem komplexen Knoten geschnürt wird.

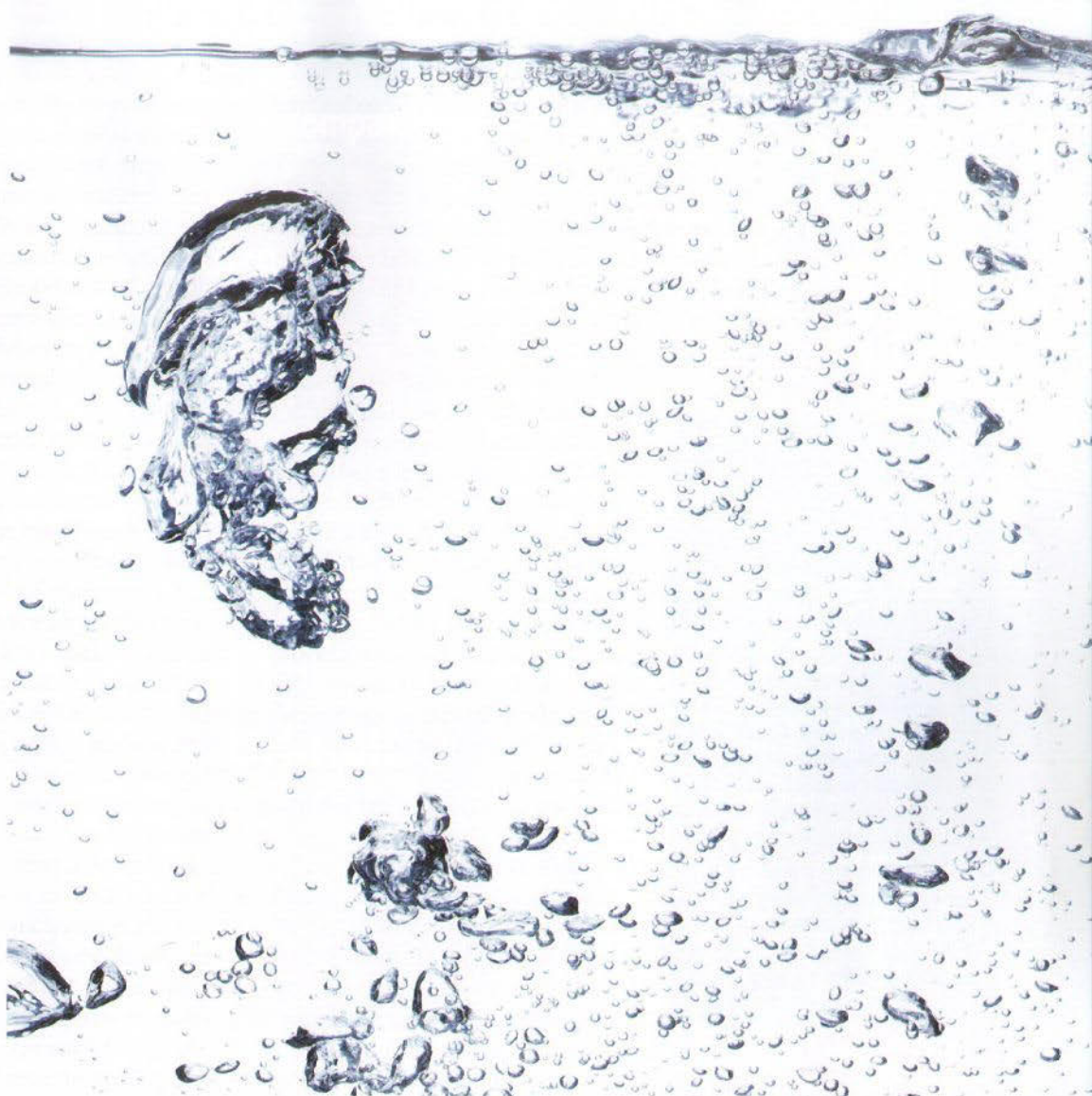
Und so wie ein Knoten erst dann seine Funktion erfüllt, wenn er richtig gebunden wird, arbeiten auch die Proteine nur dann, wenn sich die Aminosäureketten korrekt verflechten. Das aber funktioniert nur deshalb, weil manche Aminosäuren leichte elek-

Bei 100 Grad Celsius beginnt Wasser zu sieden, wird die Flüssigkeit zum Gas. Der farblose Stoff bildet Blasen, in denen er aufsteigt – um sich zu verflüchtigen

trische Ladungen tragen und sich die H_2O -Moleküle wie ein stützendes Korsett um diese positiv oder negativ geladenen Bereiche des jeweiligen Eiweißes lagern. Andere – ungeladene – Aminosäuren versuchen sich zusammenzulagern und von den H_2O -Molekülen abzuwenden. So gewinnt das Eiweiß Halt: Die H_2O -Teilchen verhindern, dass die voluminösen chemischen Strukturen – teils sind sie zigtausendmal größer als ein einzelnes Wassermolekül – kollabieren.

Auch in unserer Erbsubstanz, der DNS, sind Milliarden H_2O -Teilchen eingelagert, die dafür sorgen, dass das riesige Molekül seine charakteristische Spiralstruktur aufrechterhält. Experimente haben gezeigt, dass die DNS ihre Arbeit versagt, sobald man sie in andere Flüssigkeiten gibt.

Und nur durch H_2O -Teilchen stabilisiert, können Eiweiße etwa in Form von Enzymen im Darm Zucker und Fette zerlegen, können sich wieder andere Proteine an Bakterien anlagern, um den Abwehrzellen des Körpers den Weg zu Krankheits-erregern zu weisen, vermögen komplex aufgebaute



Eiweiße in unserem Blut Sauerstoff zu binden und damit die Zellen zu versorgen.

NOCH IMMER aber verstehen Wissenschaftler nicht alle Geheimnisse um das H_2O . Noch immer offenbart es scheinbar paradoxe Phänomene: Stellt man beispielsweise einen Topf mit dampfend heißem und einen Topf mit lauwarmem Wasser in eine Gefriertruhe, erstarrt das heiße Wasser zuerst.

Ebenso rätselhaft ist der uns vertraute Umstand, dass wir auf Eis Schlittschuh laufen können, auf noch so glatten Steinen dagegen nicht. Die Oberfläche von Eis ist, so haben Wissenschaftler ermittelt, bis zu 30-mal rutschiger als die anderer Feststoffe. Lange ging man davon aus, dass der Druck, den das Gewicht des Schlittschuhläufers erzeugt, den Schmelzpunkt des Eises so weit sinken lasse, dass es sich verflüssigt und dadurch ein hauchdünner, schlüpfriger Wasserfilm entsteht.

Neue Berechnungen zeigen jedoch, dass diese Absenkung einen Effekt von deutlich weniger als ein Grad Celsius ausmacht – zu wenig, um Eis bei Temperaturen von mehreren Minusgraden unter den Kufen verflüssigen zu lassen.

Manche Forscher vermuten daher, dass auf einer Eisoberfläche gleichsam von selbst eine glitschige Schicht aus flüssigem Wasser entstehen kann – möglicherweise deshalb, weil die Moleküle an der Eisoberfläche weniger Bindungen auszubilden vermögen und nicht komplett ins Gitternetz des Kristalls eingebunden sind. Womöglich vibrieren diese Teilchen und lassen die Oberfläche schmelzen.

Ohnehin sorgt Eis in der Forschergemeinde für immer neue Überraschungen. So existiert in der Natur nicht nur eine Form festen Wassers. Unter Extrembedingungen, wie sie in mehrere Kilometer hohen Schichten der Atmosphäre herrschen, kristallisiert Wasser nicht zu sechseckigen Gittern, sondern in Form winziger Würfel.

Besonders bizarre Eisformen bilden sich unter hohem Druck, den Forscher in speziellen Kammern erzeugen können. Bei fast zweieinhalb Gigapascal (das entspricht etwa dem 25 000-fachen Druck der Erdatmosphäre) verdichtet sich Wasser zu einer Eisart, die so hart wie Stein ist und erst bei über 100 Grad Celsius schmilzt.

Forschern ist es bislang gelungen, 16 verschiedene kristalline Eisformen herzustellen – und vielleicht gibt es sogar zwei Sorten von flüssigem Wasser. Dar-

auf deuten die Ergebnisse schwedischer und kalifornischer Wissenschaftler hin, die mithilfe hochenergetischer Röntgenstrahlen die Struktur und Dynamik der Flüssigkeit untersucht haben. Die Forscher fanden heraus, dass sich abhängig von der Temperatur ganze Gruppen von H_2O -Molekülen gewissermaßen zu Klumpen vernetzen, die eine andere Dichte als das umgebende Nass aufweisen. Welche Rolle dieses Phänomen bei all den seltsamen Charakterzügen des H_2O spielt, ist aber noch unbekannt.

IN JEDEM FALL verhält sich Wasser derart merkwürdig, dass der Verbindung von Zeit zu Zeit sogar Fähigkeiten zugesprochen werden, die ans Übernatürliche grenzen und naturwissenschaftlich nicht haltbar sind.

So mutmaßte etwa in den 1980er Jahren eine Gruppe von Forschern, Wasser habe eine Art Gedächtnis. Die Wissenschaftler am angesehenen französischen Medizininstitut Inserm studierten, wie Abwehrzellen des Körpers auf wässrige Lösungen reagierten, in denen sich organische Fremdkörper befanden. Diese Lösungen verdünnten die Forscher so lange, bis in ihnen kein biologisches Material mehr nachweisbar war. Und doch zeigten die Zellen Abwehrreaktionen, als sie mit dem Wasser beträufelt wurden. Die Forscher spekulierten, dass sich das Wasser in ihren Proben offenbar daran „erinnerte“, mit welcher Substanz es einmal Kontakt hatte.

Auch die Wirkung homöopathischer Arzneien erklären einige Mediziner mit ebendiesem Effekt: dass die Wirksubstanzen, die in den Präparaten immer weiter verdünnt werden, ihrem Lösungsmittel Wasser Informationen übermitteln; die Wasserteilchen also eine Art Abdruck des jeweiligen Stoffes speichern.

Fest steht, dass gelöste Substanzen die Anordnung der Wassermoleküle und die Brückenbindungen tatsächlich beeinflussen. Doch jede Wasserstoffbrücke bricht etwa eine Milliarde Mal pro Sekunde auf, um sich neu zu bilden. Und daher sollten solche Spuren in Sekundenbruchteilen verwischen.

So verwundert es nicht, dass Wissenschaftler bislang mit keiner noch so ausgeklügelten Methode die postulierten Gedächtnisspuren in der Flüssigkeit sichtbar machen konnten. Und ebenso wenig vermochte man die Ergebnisse aus Frankreich durch wiederholte Experimente zu bestätigen.

Heute nehmen die französischen Forscher an, dass sie sich damals schlicht vermessen haben. Da die Beobachtung wissenschaftlich geradezu absurd anmutete, wäre ihnen der Fehler bei jedem anderen Stoff vermutlich auch sofort aufgefallen.

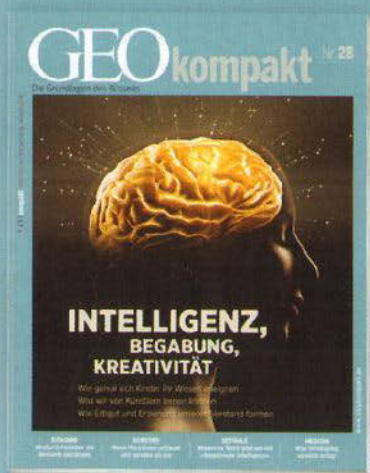
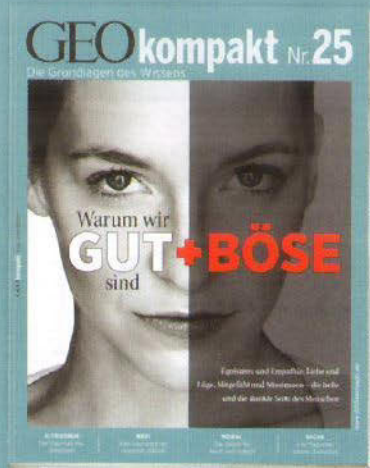
Doch bei Wasser scheint selbst das Unmögliche manchmal möglich. □

Memo: **WASSER**

► **H_2O -Moleküle** verfügen über zwei Ladungspole und ziehen sich mit schwacher Kraft gegenseitig an. So kommt es, dass in jedem Tropfen Wasser unzählige Teilchen aneinanderhaften.

► **Bei einer Temperatur** von 100 Grad Celsius erreichen die Moleküle eine so hohe Geschwindigkeit, dass die anziehenden Kräfte nicht mehr zum Tragen kommen: Die Flüssigkeit verflüchtigt sich als Gas.

► **Beginnt Wasser** zu frieren, besitzen die H_2O -Teilchen wenig Bewegungsenergie, die Anziehungskräfte werden übermächtig, die Flüssigkeit erstarrt zu einem Kristall.



Alle
Titel auch
mit DVD
erhältlich

Man kann nie genug wissen **GEO kompakt.**

Jetzt im ausgesuchten Buch- und Zeitschriftenhandel. Oder bestellen Sie direkt im GEO Shop unter Tel. 01805/86 18-003* oder Fax 01805/86 18-002*. Natürlich auch im Internet unter www.geoshop.de.

Weitere Produkte im Internet unter www.geoshop.de

GEO kompakt

ZAHLEN:

KILOGRAMM wiegt ein **ELEKTRON**

MINUTEN

dauert es, bis die **HÄLFTE**

EINER BESTIMMTEN

MENGE des Elements

FRANKIUM-221 ZERFÄLLT.

Es ist das instabilste natürliche Element der Erde.

5

ELEMENTE bilden die **MENSCHLICHE DNS** – und damit den genetischen Code: Wasserstoff, Sauerstoff, Kohlenstoff, Stickstoff und Phosphor.

2

ELEMENTE.

BROM UND QUECKSILBER,

liegen bei Raumtemperatur
als Flüssigkeit vor. **11 ALS GAS.**

101 ALS FESTSTOFF.

278 000 000 000

KILOGRAMM

KUNSTSTOFFE – so schätzen Fachleute – werden jedes Jahr produziert. Das entspricht dem Gewicht eines mit Wasser gefüllten Würfels von 673 Meter Kantenlänge.

58%

härter als ein Diamant
ist eine bestimmte Form des
MINERALS LONSDALEIT.

Zumindest nach wissenschaftlichen Berechnungen, denn bisher ist die entsprechende Variante **AUF DER ERDE NOCH NICHT GEFUNDEN** worden.

2 200 000 000 000 000 000 000 000 000 000

(2,2 QUADRILLIONEN) JAHRE würde es dauern, bis die **HÄLFTE ALLER ATOME DES ELEMENTS TELLUR-128** zerfallen sind. Es ist das stabilste radioaktive Element im Universum.

515 542

ATOME enthält das größte bislang bekannte **EIWEISS-MOLEKÜL**
IM MENSCHLICHEN KÖRPER: das in Muskeln vorhandene Titin.

-273,15

GRAD CELSIUS ist die **TIEFST-MÖGLICHE TEMPERATUR**. Bei ihr stehen alle Atome und Moleküle still, jede Bewegung ist eingefroren.

30

GRAMM ASTAT kommen

laut Schätzungen auf der Erde vor – es ist das **SELTENSTE** natürliche Element.

22,59

22,59 GRAMM bringt ein Kubikzentimeter **OSMIUM AUF DIE WAAGE**. Es ist das Element mit der höchsten Dichte - zum Vergleich: Ein Kubikzentimeter Wasser wiegt knapp 1 Gramm.

0,00001

GRAMM des Eiweißstoffes Botulinum reichen, um einen Menschen zu töten – es ist die **GIFTIGSTE BEKANNTE SUBSTANZ.**

6 700 000 000 000 000 000 000 000 000 000 000 (6,7 QUADRILLIARDEN) ATOME enthält ein Mensch.

[illegible]

PROTONEN

kommen im Kern
eines **NOCH NICHT
BENANNTEN
ATOMS** vor, dem
bislang schwersten
künstlich
erzeugten Element
der Erde.

GRAD CELSIUS HEISS ist die Flamme, die verbrennen-
des **DIZYAN ENTFACHT**. Kein Stoff auf der Erde erzeugt
höhere Temperaturen.

KILOMETER

lang kann ein **FADEN** werden, der
sich aus einem einzigen Gramm
GOLD SPINNEN lässt.
Gold ist das dehnbarste
aller Metalle.

(30,6 BILLIONEN) KILOGRAMM Kohlendioxid wurden 2010 weltweit bei der Verbrennung fossiler Stoffe durch den Menschen freigesetzt. Die natürliche CO₂-Emission – etwa durch Zersetzung organischen Materials – beträgt geschätzte 770 Billionen Kilogramm im Jahr.

GESTRICHENE TEELÖFFEL KOCH-
SALZ (Natriumchlorid) enthält ein etwa
70 Kilogramm schwerer Mensch.

GRAMM wiegt **EIN LITER WASSERSTOFF**, das leichteste aller Elemente.

LITER LUFT muss ein

PFIRSICHTBAUM aufnehmen, um einen Pfirsich zu bilden.

(191 Milliarden) **ATOME** formen die **MENSCHLICHE ERBSUBSTANZ.**

ELEMENTE sind bislang bekannt. Davon kommen

**20 IN DER NATUR
NICHT VOR.**

der **MASSE DES UNIVERSUMS**
besteht aus Wasserstoff.

70 GRAD CELSIUS beträgt die Temperatur, bei der **WASSER AUF DEM MOUNT EVEREST** zu kochen beginnt.

44 LITER WASSER enthält
ein 75 Kilogramm schwerer Mann.

GRAD CELSIUS erträgt das **METALL WOLFRAM**, bis es schmilzt. Kein anderes Element bleibt bei so hohen **TEMPERATUREN FEST.**

33 425 800 000 000 000 000 000 (33 QUADRILLIONEN) WASSER-MOLEKÜLE befinden sich in einem Liter Wasser.

GEOkompakt selbst lesen oder verschenken

Spannender Lesestoff mit 9% Ersparnis!

Sichern Sie sich GEOkompakt zum Vorzugspreis und wählen Sie ein exklusives Dankeschön.

GRATIS
zur Wahl!



1. Soundbox

- Radio und Dockingstation für MP3-Player
- trendiges Retro-Design
- kompaktes Format
- Maße: ca. 10 x 9,5 x 5,5 cm



2. Schreibset „Noblesse“

- für stilvolles Schreiben
- Druckkugelschreiber und Füller
- mit kariertem Muster, aus Metall
- in hochwertiger Geschenkbox



3. Reiserollentasche

- bequemer 2-stufiger Teleskop-Zuggriff
- extragroße Leichtlaufrollen
- praktische Innengurte und viele Fächer
- Maße: ca. 55 x 26 x 35 cm

Ja, ich möchte GEOkompakt zum Vorzugspreis:

☐ selbst lesen! Bestell-Nr. **879 769**

☐ verschenken! Bestell-Nr. **879 770**

☐ als Student lesen! Bestell-Nr. **879 771**

Senden Sie mir bzw. dem Beschenkten GEOkompakt ab der nächsterreichbaren Ausgabe zum Vorzugspreis von zzt. nur € 7,75 (D)/€ 8,95 (A)/Fr. 16,- (CH) pro Ausgabe (inkl. MwSt. und Versand) statt € 8,50 (D)/€ 9,80 (A)/Fr. 17,60 (CH) im Einzelverkauf (Studenten zahlen nur € 6,50 (D) pro Ausgabe und legen bitte eine Kopie ihrer Immatrikulationsbescheinigung bei). GEOkompakt erscheint zzt. 4x im Jahr. Mein Geschenk erhalte ich nach Zahlungseingang. Nach 1 Jahr kann ich das Abonnement jederzeit beim GEOkompakt-Kundenservice, 20080 Hamburg, kündigen. Im Voraus bezahlte Beträge erhalte ich dann zurück. Dieses Angebot gilt nur, solange der Vorrat reicht.

Meine persönlichen Angaben: (bitte unbedingt ausfüllen)

Name, Vorname: _____ Geburtsdatum: 19 ____
Straße, Hausnummer: _____
PLZ: _____ Wohnort: _____
Telefonnummer: _____ E-Mail-Adresse: _____
☐ Ja, ich bin damit einverstanden, dass GEO und Gruner + Jahr mich künftig per Telefon oder E-Mail über interessante Angebote informieren.

Ich bezahle bequem per Bankeinzug: (zzt. € 31,- (D)/€ 35,80 (A)/Fr. 64,- (CH) jährlich)

Bankleitzahl: _____ Kontonummer: _____

Geldinstitut: _____

☐ Ich zahle per Rechnung.

Ich verschenke GEOkompakt an:

(bitte nur ausfüllen, wenn Sie GEOkompakt verschenken möchten)

Name, Vorname des Beschenkten: _____ Geburtsdatum: 19 ____
Straße, Hausnummer: _____
PLZ: _____ Wohnort: _____
Telefonnummer: _____ E-Mail-Adresse: _____

☐ Die Belieferung soll frühestens ab dem 20. beginnen. (Optional)

Als Geschenk wähle ich: (bitte nur 1 Kreuz setzen)

- ☐ 1. Soundbox (Lieferung ohne iPod) ☐ 3. Reiserollentasche
☐ 2. Schreibset „Noblesse“

Widerrufsrecht: Innerhalb von zwei Wochen nach Absenden meiner Bestellung kann ich diese ohne Begründung beim GEOkompakt-Kundenservice, 20080 Hamburg in Textform (z.B. Brief oder E-Mail) oder durch Rücksendung der Zeitschrift widerrufen. Zur Fristwahrung genügt die rechtzeitige Absendung.

Datum: _____ Unterschrift: _____

Bestellen leicht gemacht:

Per Post:
GEOkompakt-Kundenservice,
20080 Hamburg

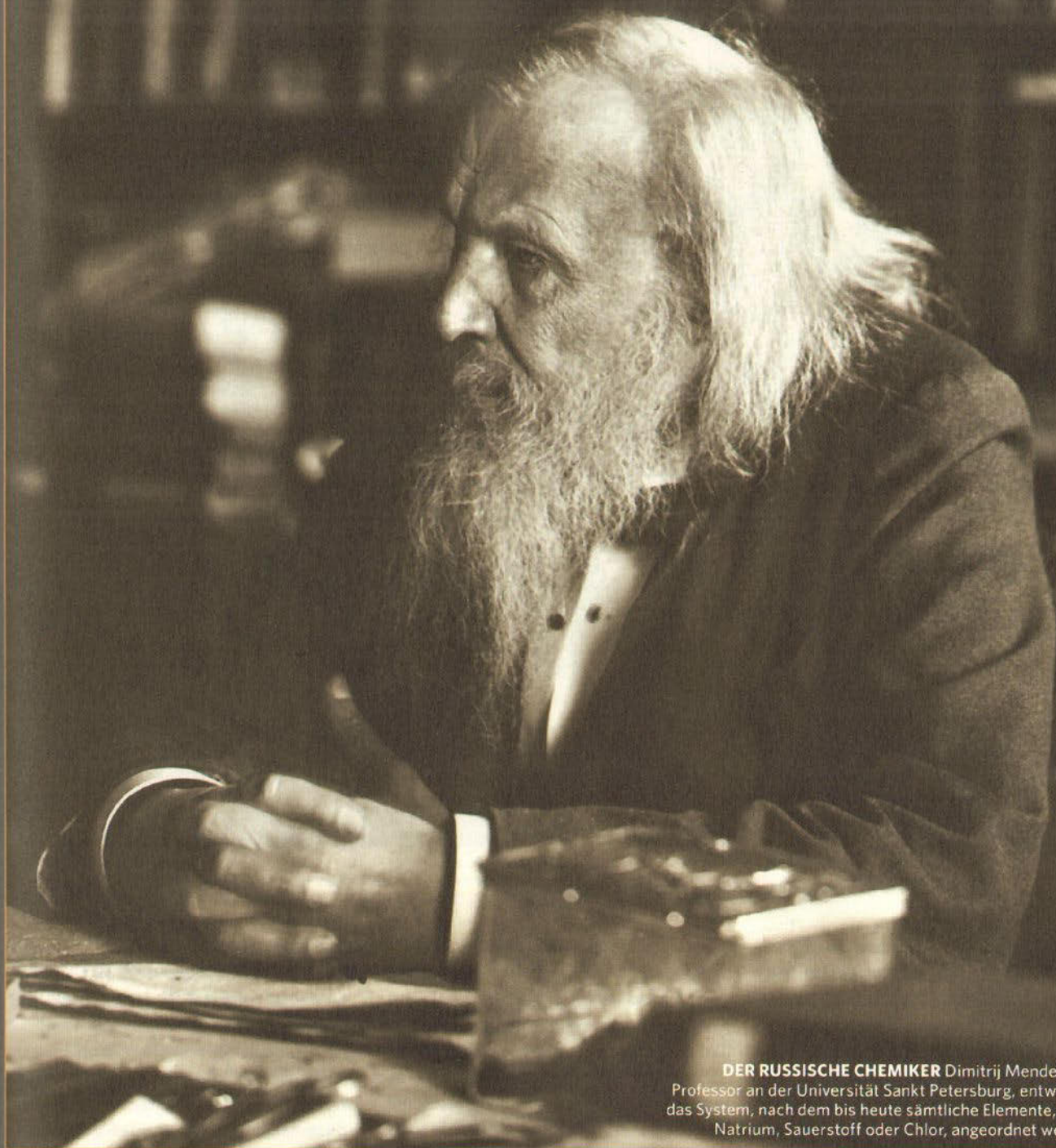
Per Telefon: (bitte die Bestell-Nr. angeben)
01805/861 80 03

14 Cent/Min. aus dem dt. Festnetz, max. 42 Cent/Min. aus dem dt. Mobilfunknetz.
Abonnenten-Service Österreich und Schweiz: +49 1805/861 80 03

Online mit noch mehr Angeboten:
www.geokompakt.de/abo

DIMITRIJ

MENDELEJEW



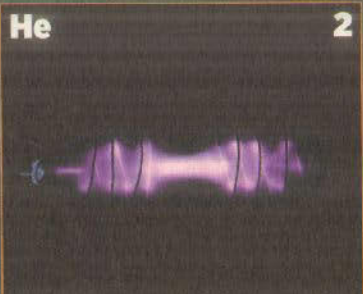
DER RUSSISCHE CHEMIKER Dimitrij Mendelejew, Professor an der Universität Sankt Petersburg, entwickelt das System, nach dem bis heute sämtliche Elemente, etwa Natrium, Sauerstoff oder Chlor, angeordnet werden

Der Herr der **Elemente**

Jahrhundertlang fragen sich Gelehrte, aus welchen Grundsubstanzen alle Stoffe aufgebaut sind, wie viele dieser Elemente es gibt und vor allem: welches Ordnungsprinzip jenen Bausteinen der Welt zugrunde liegt. Mitte des 19. Jahrhunderts widmet sich der geniale Chemiker Dimitrij Mendelejew diesem Rätsel. Der Russe findet schließlich eine Lösung, als ihm – angeblich im Traum – eine verborgene Ordnung erscheint



WASSERSTOFF: das häufigste Element im Universum, ein leicht brennbares Gas; stellt 93 Prozent aller Atome



HELIUM: ein farbloses Gas, leichter als Luft; leuchtet rosafarben, sobald es von Strom durchflossen wird



LITHIUM: das leichteste aller Metalle, wird in Batterien etwa für Uhren, Funkgeräte, Fernbedienungen eingesetzt



BERYLLIUM: giftiges, hitzebeständiges Metall; findet wegen seiner Widerstandskraft in Raketen Verwendung



FLUOR: blassgelbes Giftgas, reagiert äußerst aggressiv, vermag sogar robuste Substanzen wie Glas aufzulösen



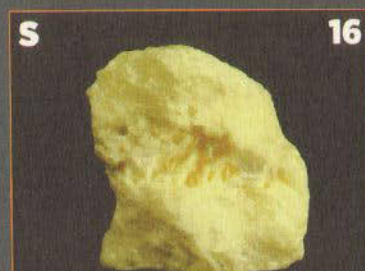
NEON: reaktionsträges Gas, wird in Leuchtstoffröhren durch elektrische Spannung zum Strahlen gebracht



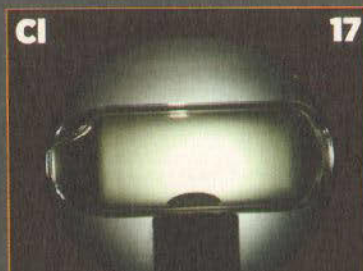
NATRIUM: weiches Metall, reagiert heftig mit Wasser, mit dem Element Chlor bildet es Kochsalz



MAGNESIUM: silbriges Element, brennbar, verglüht mit einer Temperatur von mehr als 2000 Grad Celsius



SCHWEFEL: stechend riechendes Element, Bestandteil von Schießpulver, kommt in manchen Aminosäuren vor



CHLOR: hochgiftiges Gas, wird in Wasser gelöst zur Desinfektion verwendet, Bestandteil zahlreicher Salze



ARGON: geruchloses Gas, macht knapp ein Prozent der Atmosphäre aus, glimmt unter elektrischer Spannung



KALIUM: weiches Metall, brennt mit violetter Flamme; im Körper beteiligt an der Übertragung von Nervenimpulsen

Text: Martin Paetsch

Die Welt besteht aus 94 natürlichen Elementen, aufsteigendem Gewicht mit sogenannten Ordnungszahlen. Manche Elemente sind höchst selten, kommen

Der 17. Februar 1869 ist ein arbeitsreicher Tag für Dimitrij Mendelejew. Auf dem Schreibtisch des russischen Chemieprofessors stapeln sich Papiere, Aufsätze, Bücher. Vor seinem Haus wartet der Pferdeschlitten darauf, ihn durchs verschneite Sankt Petersburg zum Bahnhof zu bringen. Am Nachmittag soll er einen Vortrag vor Käseproduzenten halten.

Mendelejew ist es gewohnt, mehrere Dinge gleichzeitig zu erledigen. Beim Frühstück geht er kurz die Post durch – darunter ist auch ein Brief der landwirtschaftlichen Genossenschaft, die den Besuch bei den Käseproduzenten orga-

nisiert hat. Seine Teetasse hinterlässt ringförmige Abdrücke auf den Papieren.

Dann verfällt der Forscher wieder ins Grübeln, angestrengt denkt er über das Problem nach, das ihm keine Ruhe lässt.

Seit Monaten arbeitet Mendelejew an einem Chemielehrbuch, in dem er die bekannten 63 Elemente erstmals nach einem systematischen Prinzip erklären und sie in logischer Reihenfolge präsentieren möchte. Den ersten Band hat er bereits abgeschlossen; jetzt sinnt er darüber nach, welche Gruppe von Substanzen er als Nächstes beschreiben soll.

Während er in Gedanken wieder die Eigenschaften von Fluor, Chlor und Brom, Natrium, Kalium und anderen Elementen durchgeht, fährt er sich mit

den Fingern durch den langen Bart. Das wirre Haar hängt ihm bis auf die Schultern – nur einmal im Jahr nimmt sich der 35-Jährige die Zeit und lässt sich die Mähne stutzen, von einem Schäfer.

Schließlich hat er einen Einfall: Er notiert die Namen einiger Elemente auf dem erstbesten Blatt, das ihm in die Hände gerät – es ist das Programm für die Inspektion der Käsefabrik. Die Notiz auf der Rückseite des Briefes ist rasch hingeworfen, und doch hat sie historische Bedeutung: Die Kritzelei markiert einen Durchbruch in der Chemie.

DIE FRAGEN, die Mendelejew an diesem Tag durch den Kopf gehen, beschäftigen Denker seit Langem: Welches sind



BOR: extrem hartes, sprödes Element, wird unter anderem als Strahlenschutz in Kernkraftwerken verwendet



KOHLENSTOFF: Grundbaustein aller Biomoleküle, bildet in Reinform die härteste Substanz der Welt - Diamant



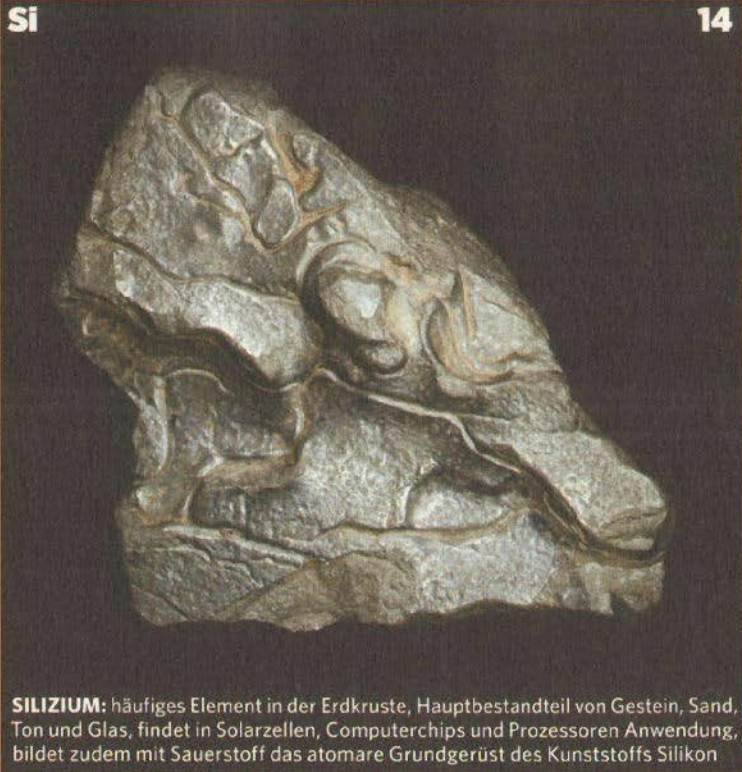
STICKSTOFF: farbloses Gas, macht 78 Prozent der Erdatmosphäre aus, verflüssigt sich bei extremer Kälte



SAUERSTOFF: lebensnotwendiges Atemgas, bildet bei minus 183 Grad Celsius eine bläuliche Flüssigkeit



ALUMINIUM: stabiles, korrosionsbeständiges, sehr leichtes Metall, Rohstoff für den Rumpf vieler Flugzeuge



SILIZIUM: häufiges Element in der Erdkruste, Hauptbestandteil von Gestein, Sand, Ton und Glas, findet in Solarzellen, Computerchips und Prozessoren Anwendung, bildet zudem mit Sauerstoff das atomare Grundgerüst des Kunststoffs Silikon



PHOSPHOR: leicht brennbares Element, dient als Zündmittel von Streichhölzern, bildet mit Sauerstoff Phosphat



KALZIUM: festes Metall, reagiert mit Sauerstoff und Kohlenstoff zu weißem Kalk, dient im Körper als Botenstoff



SCANDIUM: seltenes, weiches Metall, sorgt als Zusatzstoff in Halogenlampen für eine angenehmere Lichtfarbe

Über ein spezifisches Gewicht und besondere Eigenschaften verfügen. Chemiker haben ihnen Symbole zugeordnet (etwa S für Schwefel oder O für Sauerstoff) und sie nach Ordnung (diese entsprechen der Anzahl ihrer Protonen) versehen – das leichteste Element, Wasserstoff (H), trägt die Ordnungszahl 1, das nächstschwere, Helium (He), die 2 und so weiter. Nur in Spuren vor, und doch haben Forscher beinahe für jeden Urstoff eine technische Anwendung gefunden

die Grundsubstanzen, aus denen alle anderen Stoffe bestehen? Wie viele dieser elementaren Bausteine gibt es?

Wie lassen sich ihre unterschiedlichen Eigenschaften erklären? Vor allem aber: Welche Ordnung liegt dem Reich der Elemente zugrunde?

Im 5. Jahrhundert v. Chr. behauptet der griechische Philosoph Empedokles, alle Dinge setzten sich aus Erde, Luft, Feuer und Wasser zusammen. Die Lehre von den vier irdischen „Wurzeln“, denen der Denker Aristoteles später eine fünfte, himmlische Essenz – den „Äther“ – hinzufügt, bestimmt bis ins Mittelalter das Denken der Wissenschaftler. Zwar fördert unter anderem der Erzabbau weitere chemische Bausteine zu-

**Benachbarte
Stoffe zeigen
oft ganz *unterschiedliche*
Eigenschaften**

tage – darunter die nach Berggeistern benannten Metalle Kobalt und Nickel. Doch auch diese Substanzen gelten als Gemische der Grundstoffe, als Kombinationen aus Erde, Luft, Feuer, Wasser.

Erst der Franzose Antoine de Lavoisier widerlegt endgültig die antike Lehre: 1789 veröffentlicht er eine Liste von 33 einfachen Stoffen, die sich nicht durch chemische Experimente in weitere Substanzen aufspalten lassen. Viele davon sind tatsächlich Elemente wie Wasserstoff und Schwefel, Gold und Zinn, Sauerstoff, Quecksilber und Platin. Doch niemand vermag all diese Stoffe in eine logische Reihenfolge zu bringen. Zu unterschiedlich scheinen sie sich zu verhalten.

Ti**22**

TITAN: sehr festes, leichtes, rostfreies Metall, wird in Flugzeugturbinen, Raketen und vielen Werkzeugen verbaut

V**23**

VANADIUM: silbriges Element, dient mit Eisen gemischt zur Herstellung des extrem stabilen Vanadium-Stahls

Cr**24**

CHROM: korrosionsbeständiges, stark glänzendes Metall, Spuren davon verleihen dem Edelstein Rubin seine Farbe

Mn**25**

MANGAN: bräunliches Metall, wichtige Komponente von Gusseisen und sehr widerstandsfähigem Industriestahl

Cu**29**

KUPFER: biegsames Schmuckmetall, wirkt desinfizierend, bildet in Verbindung mit Zinn die Legierung Bronze

Zn**30**

ZINK: korrosionsbeständiges Element, reagiert mit Sauerstoff zu der bei Malern beliebten weißen Farbe Zinkoxid

Ga**31**

GALLIUM: geschmeidig-weiches Metall, schmilzt in der Hand, wird in Computchips und Leuchtdioden verbaut

Ge**32**

GERMANIUM: grünlich-glänzende Substanz, verwendet bei der Herstellung von Solarzellen für die Raumfahrt

Br**35**

BROM: beißend riechende Flüssigkeit, Bestandteil etlicher Salze, dient der Herstellung von Flamschutzmitteln

Kr**36**

KRYPTON: seltenes Gas, schwerer als Luft, strahlt durch Strom angeregt blau, schützt Drähte in hellen Glühlampen

Rb**37**

RUBIDIUM: weiches Metall, schmilzt bei 39 Grad Celsius, wird in violett strahlendem Feuerwerk verwendet

Sr**38**

STRONTIUM: äußerst geschmeidiges Material, Rohstoff zur Herstellung von Magneten und Leuchtstoffen

Einige Jahre später stellt der Engländer John Dalton eine bahnbrechende Erkenntnis vor: Demnach bestehen die Grundstoffe aus winzigen Teilchen – den Atomen. Die unterscheiden sich von Element zu Element, sie sind zum Beispiel unterschiedlich groß, und jedes besitzt ein charakteristisches Gewicht.

Zwar kann Dalton die Atome weder nachweisen, noch vermager die Partikel direkt zu wiegen. Doch er beobachtet Reaktionen, bei denen sich jeweils ein Element mit einem anderen zu einer chemischen Verbindung zusammenschließt (etwa Kohlenstoff und Sauerstoff zum Gas Kohlenmonoxid). Indem Dalton bestimmt, welche Mengen der Ausgangsstoffe dabei verbraucht werden, kann er abschätzen, wie sich deren Atomgewichte zueinander verhalten.

**Einige Metalle
sind verwandt:
Sie brennen
bei Kontakt mit
Wasser**

Reagiert etwa ein Gramm des Elements A mit zwei Gramm eines anderen (B) zu drei Gramm der Verbindung AB, sind die Atome des ersten Elements nur halb so schwer wie die des zweiten.

Mithilfe zahlreicher Experimente gelingt es dem Engländer 1803, einige der bekannten Grundsubstanzen nach dieser Maßzahl aufzulisten. Die leichteste, Wasserstoff, nutzt er dabei als Einheit: Er hat das Atomgewicht eins. Das Gewicht der anderen Elemente gibt Dalton jeweils als Vielfaches davon an. Dieser ersten Kalkulation zufolge wäre etwa Sauerstoff fünfeinhalbmal so schwer wie Wasserstoff, hätte damit ein Atomgewicht von etwa sechs (nach heutigem Wissen beträgt es 16).

Zwar sind Daltons Berechnungen fehlerhaft, auch seine Messverfahren

Fe**26**

EISEN: leicht rostendes Element, wichtiger Bestandteil der Erdkruste, bildet als Stahl das wichtigste Industriemetal

Co**27**

KOBALT: zähes, schweres Metall, dient der Erzeugung von enorm widerstandsfähigen Stahlsorten, aus denen Bohrköpfe und Sägeblätter hergestellt werden, spielt im Körper eine wichtige Rolle bei etlichen biochemischen Reaktionen

Ni**28**

NICKEL: wichtiges Münzmetall, dient der Beschichtung von Eisenwaren, etwa Werkzeugen, zum Schutz vor Rost

As**33**

ARSEN: seltenes Element, bildet hochgiftige Verbindungen, die jahrzehntelang als Rattengift verwendet wurden

Se**34**

SELEN: meist gräuliches Element, leitet von Licht bestrahlt Strom, findet Anwendung in Kopiergeräten

Y**39**

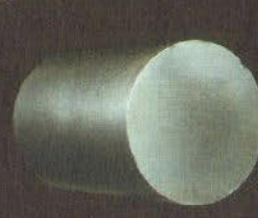
YTTRIUM: weißliches Metall, wird in Hightech-Lasern für Industrie und Medizin verwendet

Zr**40**

ZIRKONIUM: biegsame Substanz, brennt unter Wasser, geeignet als Rohmaterial für hochwertige Keramik

Nb**41**

NIOB: sehr säurefestes Metall, findet Verwendung in optischen Glaslinsen von Fotoapparaten und Brillen

Mo**42**

MOLYBDÄN: zähes, hitzebeständiges Material, bildet in Verbindung mit Schwefel hochwertige Schmiermittel

werden angezweifelt. Doch mit dem „relativen Atomgewicht“ gibt er Chemikern eine messbare Größe an die Hand, mit der sie eine erste Ordnung in die Fülle der Elemente bringen können.

Erstaunlicherweise aber lässt die Reihung nach Gewicht auf den ersten Blick keinerlei Ordnung in Bezug auf die chemischen Eigenschaften der Elemente erkennen.

So offenbaren benachbarte Stoffe oft einen völlig unterschiedlichen Charakter. Auf das silbrig glänzende Halbmetall Bor etwa folgt dem Atomgewicht nach der schwarze und leicht spaltbare Kohlenstoff, hinter den sich wiederum das geruch- und farblose Gas Stickstoff reiht. Der gelbe Schwefel steht in der Liste zwischen den Elementen Phosphor, dessen weiße Farbvariante bleich

und wachsartig anmutet – und Chlor, einem stechend riechenden Gas.

Andere Elemente wiederum, die in der Liste weiter auseinanderstehen, verhalten sich zum Teil verblüffend ähnlich, etwa die Metalle Lithium, Natrium und Kalium. Sie sind allesamt so weich, dass sie sich sogar mit dem Messer schneiden lassen, und zudem reagieren sie zischend, teils unter Flammen, wenn man sie in Wasser fallen lässt.

Einer der Forscher, die das Wirrwarr der Elemente zu entschlüsseln versuchen, ist Johann Wolfgang Döbereiner: Der deutsche Chemiker fasst ab 1817 jeweils drei Elemente mit ähnlichen Eigenschaften zusammen. Insgesamt vier solcher „Triaden“ kann er identifizieren: Eine davon besteht aus Lithium, Natrium und Kalium, eine weitere setzt

sich aus Jod, Chlor und Brom zusammen – Elemente, die oft Salze bilden. Döbereiner versucht herauszufinden, was die Stoffe verbindet.

Und tatsächlich entdeckt er einen Zusammenhang: In den Dreiergruppen lässt sich das Atomgewicht der zentralen Substanz jeweils recht genau vorhersagen – es liegt etwa in der Mitte zwischen den beiden anderen Werten. Im Reich der Elemente scheint es also Gesetzmäßigkeiten zu geben.

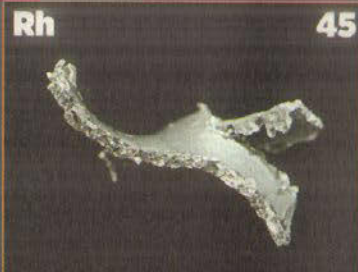
Doch der Chemiker hat mit einem grundlegenden Problem zu kämpfen: Daltons Theorie ist zu dieser Zeit noch umstritten. Selbst ihre Anhänger sind sich nicht einig darüber, was ein Atom eigentlich ist und wie sich sein Gewicht am besten berechnen lässt. Erst 1860, mehr als ein Jahrzehnt nach Döbereiner,



TECHNETIUM: radioaktives Element – zerfällt also nach einiger Zeit, wird zur Krebsdiagnose in den Körper injiziert



RUTHENIUM: hartes, korrosionsfestes Metall, verleiht als dünne Schicht Schmuck einen dunklen Schimmer



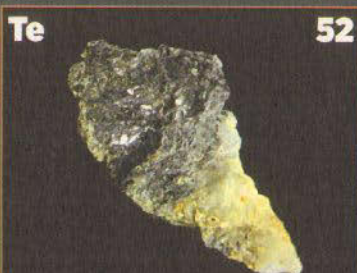
RHODIUM: besonders stark glänzender Stoff, wird in den Spiegeln von Autoscheinwerfern verwendet



PALLADIUM: leicht formbares Element, Komponente von Weißgold, entgiftet im Autokatalysator Abgase



ANTIMON: brüchiges weißlich-glänzendes Element, wird zusammen mit Blei zu Gewehrkegeln geschmolzen



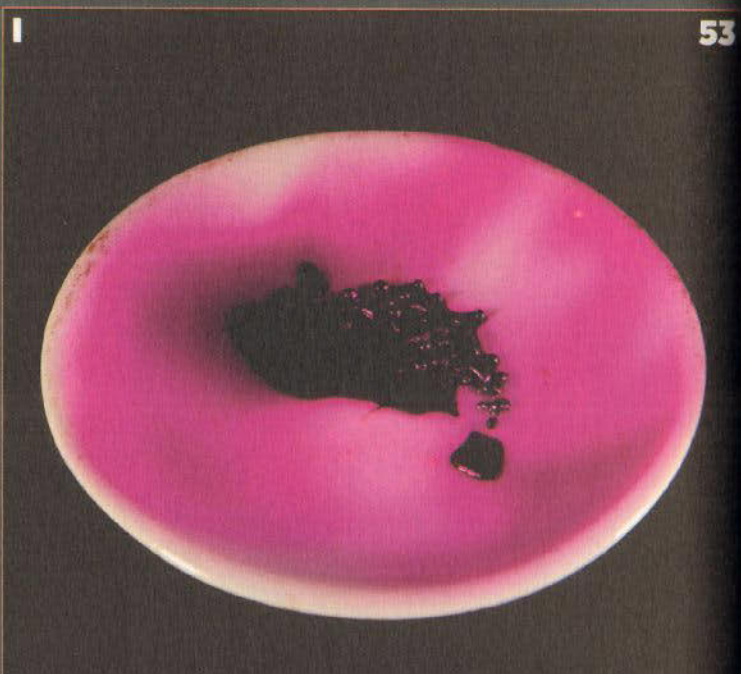
TELLUR: glänzt metallisch, dient der Beschichtung von DVDs, hinterlässt bei Kontakt starken Knoblauchgeruch



CER: gräuliches Metall, sprüht Funken, wenn daran gekratzt wird, wird in Zündsteinen für Feuerzeuge verwendet



PRASEODYM: geschmeidiges, silbriges Element, wird in Schutzbrillen für Glasbläser als UV-Filter verarbeitet



JOD: dunkel-violettes, bei Raumtemperatur festes Element, wird bereits bei geringer Erwärmung zum Gas, dient in Alkohol gelöst als Desinfektionsmittel; lebensnotwendiges Spurenelement, wichtig für die frühkindliche Hirnentwicklung

ners Tod, treffen sich die Chemiker zu einer ersten internationalen Tagung, dem Karlsruher Kongress. Im Anschluss setzt sich in der Fachwelt eine einheitliche Definition des Atomgewichts durch, nach der sich die bekannten Elemente auflisten lassen.

Viele Wissenschaftler beginnen jetzt, die Elemente miteinander zu vergleichen. Unabhängig voneinander meinen mehrere Forscher, ein Ordnungssystem zu erkennen. Unter ihnen ist der Deutsche Julius Lothar Meyer, der bereits 1868 eine Tafel der Grundsubstanzen entworfen hat. Doch der Chemiker zögert zu lange mit der Veröffentlichung.

DER MANN, der das verborgene Gesetz der Elemente in aller Welt bekannt macht, ist Dimitrij Mendelejew. Dabei

ist der wirrhaarige Russe ein Außen-seiter: Er ist kein Arztsohn wie Meyer, sein Weg in die Wissenschaft war alles andere als vorbestimmt.

Geboren 1834 in der sibirischen Kleinstadt Tobolsk östlich des Uralgebirges, hat der junge Mendelejew große Probleme, überhaupt einen Studienplatz zu finden. Sein Vater, ein Schuldirektor, ist früh gestorben. Seine Mutter steht einige Jahre später ohne Auskommen da, nachdem eine von ihr geleitete Glasfabrik in Flammen aufgegangen ist.

Gemeinsam mit ihrem Sohn – einem temperamentvollen Jungen, der bereits als Schüler durch seine überaus rasche Auffassungsgabe auffällt – macht sie sich auf die beschwerliche Reise nach Westen. Sie hofft, dass Dimitrij im gut 2000 Kilometer entfernten Moskau

ein Stipendium erhält. Nach einigen Wochen gelangen die beiden ans Ziel. Doch Dimitrij wird abgewiesen: Für Bewerber aus der fernen Provinz sind keine Studienplätze vorgesehen.

Erst in Sankt Petersburg hat die Familie endlich Glück: Am Pädagogischen Institut wird der Junge aufgenommen und beginnt, Mathematik, Physik und Chemie zu studieren. Seine Mutter stirbt kurz darauf – sie erlebt nicht mehr, wie ihr Sohn 1855 als Jahrgangsbester abschließt und mit einer Goldmedaille ausgezeichnet wird.

Nachdem er einige Jahre als Privatdozent an der Universität gearbeitet hat, erhält er ein staatliches Stipendium, mit dem er seine naturwissenschaftlichen Studien in Frankreich und Deutschland fortsetzen kann. Unter anderem be-

Ag 47  SILBER: antibakteriell wirkendes Metall, leitet Strom besser und reflektiert Licht stärker als jedes andere Element	Cd 48  KADMIUM: giftiges Metall, wird in Batterien verwendet, bildet mit Schwefel die Künstlerfarbe Kadmiumgelb	In 49  INDIUM: geschmeidiges Element, eignet sich als Stromleiter in Computerbildschirmen und als Dichtungsmittel	Sn 50  ZINN: weiches Metall, wird vor allem zu Blechen verarbeitet, zerfällt bei niedriger Temperatur zu grauem Staub
Xe 54  KENON: teuerstes gasförmiges Element, verwendet in den leuchtstarken Glühlampen von Kinoprojektoren	Cs 55  CÄSIUM: weiches, seltenes Metall, schmilzt bei 28,4 Grad Celsius, findet Verwendung in modernen Atomuhren	Ba 56  BARIUM: leichte, schimmernde Substanz, Teil von Kontrastmitteln für Röntgenuntersuchungen des Magens	La 57  LANTHAN: metallisches Element, wird zu Glühstrümpfen für gasbetriebene Campinglampen verarbeitet
Nd 60  NEODYM: biegsames Metall, dient der Herstellung starker Magnete, die etwa in Motoren eingesetzt werden	Pm 61  PROMETHIUM: radioaktives Element, leuchtet in Verbindung mit Zink und Schwefel; Rohstoff spezieller Batterien	Sm 62  SAMARIUM: metallisches Element, wird mit Kobalt zu Magneten etwa für Computerlaufwerke verarbeitet	Eu 63  EUROPIUM: korrodierendes Metall, wird als roter Leuchtstoff in Computer- und Fernsehbildschirmen verwendet

Allmählich offenbaren sich Regeln im Wirrwarr der Elemente

sucht er das Heidelberger Labor des Chemikers Robert Bunsen und des Physikers Gustav Kirchhoff: Die Wissenschaftler haben ein Verfahren entwickelt, das völlig neue Einblicke in die Welt der Elemente erlaubt.

Bunsen und Kirchhoff erhitzen verschiedene Stoffproben über einem Brenner. Das farbige Licht der Flamme leiten sie durch ein gläsernes Prisma, um es zu einem Spektrum aufzufächern: In diesem Leuchtband in Regenbogenfarben zeichnen sich einige Linien ab, die charakteristisch für die in der Stoffprobe enthaltenen Elemente sind.

Die Forscher untersuchen verschiedenste Stoffgemische, etwa Minerale, und Bunsen entdeckt 1860 und 1861 zwei zuvor unbekannte Metalle: Cäsium und Rubidium. Diese Elemente

verhalten sich ähnlich wie Lithium, Natrium und Kalium – aus der Triade ist damit eine Fünferreihe geworden.

Mendelejew hat inzwischen mit Fachaufsätzen über die Eigenschaften von Flüssigkeiten auf sich aufmerksam gemacht. 1861 kehrt er nach Sankt Petersburg zurück, heiratet und erhält mit nur 31 Jahren eine Professur.

Seine Vorlesungen ziehen zahlreiche Schaulustige an – auch wegen der explosiven Experimente, die er immer wieder vor aller Augen wagt. Mendelejew fehlt allerdings ein wichtiges Studienmittel für seine Studenten: ein gutes Lehrbuch. Er beschließt, selbst eines zu schreiben.

WIE ANDERE WISSENSCHAFTLER plagt er sich dabei mit ungelösten Fragen: Warum haben einige Elemente



GADOLINIUM: biegsames Metall, Bestandteil medizinischer Kontrastmittel in der Magnetresonanztomographie



TERBIUM: sehr weiches Element, Verwendung in der Lasertechnik und in Sonargeräten zur Unterwasser-Ortung



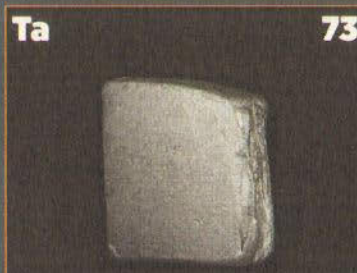
DYSPROSIUM: geschmeidiges Metall, genutzt in Atomreaktoren zur Abschirmung radioaktiver Strahlung



HOLMIUM: weiches Material, wird in speziellen Lasern sowie in Magnetfeldern für Tomographie-Geräte eingesetzt



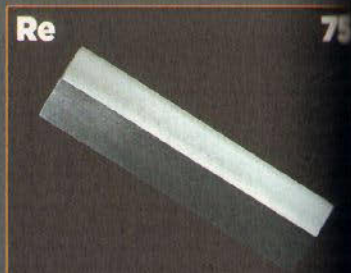
HAFNIUM: hitzebeständiges Element, Rohstoff für spezielle Keramiken und moderne Stahlschneide-Geräte



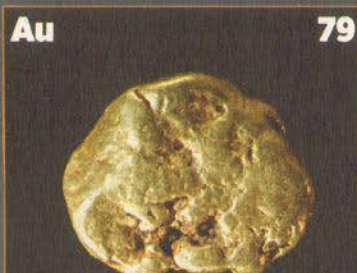
TANTAL: sehr schweres Metall, wichtiger Baustoff hochwertiger Mikroelektronik für Mobiltelefone und Computer



WOLFRAM: hitzebeständigster Stoff, schmilzt bei 3410 Grad Celsius, kommt in Lampen als Glühdraht zum Einsatz



RHENIUM: schweres Metall, findet Verwendung in Röntgenröhren und Turbinen von Kampfflugzeugen



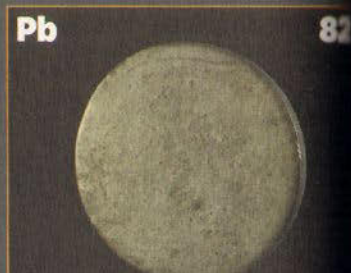
GOLD: dehnbarstes Metall, lässt sich zu hauchdünnen Folien walzen, Baustoff in Elektronik und Satellitentechnik



QUECKSILBER: neben Brom das einzige bei Raumtemperatur flüssige Element, verwendet in Leuchtstoffröhren



THALLIUM: hochgiftige Substanz; bereits geringe Mengen rufen Haarausfall, Erbrechen, Blindheit hervor



BLEI: giftiges Metall, Komponente von Autobatterien, bewahrt in Schutzkleidung vor radioaktiver Strahlung

ähnliche Eigenschaften? Welches Prinzip verbirgt sich hinter den 63 bekannten Grundstoffen? Mendeleejew hat die Arbeiten vieler Chemiker studiert, die sich in den Jahrzehnten zuvor mit diesen Problemen befasst haben. Er hat auch den Karlsruher Kongress besucht, und inzwischen liegen ihm neue Messungen der Atomgewichte vor.

Doch in dem Durcheinander der Elemente zeichnen sich nur schemenhaft Regelmäßigkeiten ab. Denn nicht immer sind die Ähnlichkeiten so offensichtlich wie bei einigen Metallen: Manche Stoffe lassen sich schon deshalb schwer vergleichen, weil die einen bei Raumtemperatur gasförmig, die anderen flüssig und wieder andere fest sind.

Nachdem er am 17. Februar 1869 seine Skizze auf die Rückseite des Brie-

fes gekritzelt hat, spürt Mendeleejew jedoch, dass er einem Durchbruch nahe ist. Er verschiebt die Fahrt aufs Land, schreibt stattdessen die Namen der Elemente auf verschiedene Karten, die er wie ein Puzzle auf immer neue Weise miteinander kombiniert.

Wieder und wieder vergleicht Mendeleejew im Geiste die unterschiedlichen Charakteristika der Substanzen. Der Chemiker hat sich ein enzyklopädisches Wissen über die bekannten Elemente angeeignet, er kennt sämtliche ihrer Eigenschaften, weiß genau, bei welcher Temperatur welches Element als Gas, als Flüssigkeit, als Feststoff vorliegt, wie sich Glanz oder Geschmeidigkeit eines Metalls von einem anderen unterscheiden und auf welche Weise ein jedes Element mit einem anderen reagiert.

Der Chemiker
ist der *Lösung*
ganz nah – da
schläft er
angeblich ein

**Er** **68**

ERBIUM: silberweißes Metall, dient der Herstellung rosafarbener Emaille, Lichtverstärker in Glasfaserkabeln

**Tm** **69**

THULIUM: gräulich-glänzendes Element, sehr weich, findet Anwendung als Leuchtstoff in speziellen Lampen

**Yb** **70**

YTTERBIUM: reaktionsträges Metall, wird zusammen mit Fluor in modernen Zahnfüllungen verarbeitet

**Lu** **71**

LUTETIUM: weiches, silbriges Metall, wird unter anderem als Katalysator in der Erdölraffinerie verwendet

**Os** **76**

OSMIUM: schwerstes und härtestes aller Metalle, ein ziegelsteingroßes Stück wiegt 25 Kilogramm, leichter Blauschimmer, bildet bei Raumtemperatur Spuren hochgiftigen Dampfes, wird zu Injektionsnadeln und Schreibfedern verarbeitet

**Ir** **77**

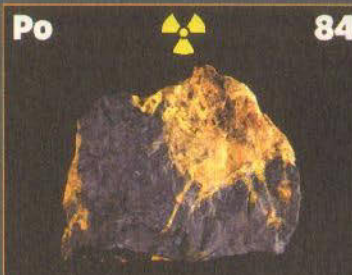
IRIDIUM: hitzeresistentes Metall, eingesetzt in hochwertigen Zündkerzen und Triebwerken von Satelliten

**Pt** **78**

PLATIN: säurebeständiges Schmuckmetall, Teil von Autokatalysatoren, Rohstoff empfindlicher Laborgeräte

**Bi** **83**

BISMUT: seltenes, farbig-schillerndes Element, dient unter anderem als Medikament gegen Magenbeschwerden

**Po** **84**

POLONIUM: stark radioaktiv, giftige Substanz, wird als Zünder von Nuklearwaffen benutzt

„In meinem Kopf hat alles seine Gestalt“, klagt er gegenüber einem Freund, der ihn am Nachmittag besucht. „Aber ich kann es nicht ausdrücken.“

Mendelejew ist völlig erschöpft: Wie sein Gast später berichtet, hat der Wissenschaftler zu diesem Zeitpunkt bereits seit drei Tagen nicht mehr geschlafen. Beinahe wahnhaft scheint dessen Suche nach der verborgenen Ordnung der Dinge, nach dem geheimen Schlüssel zum System der Elemente.

Die Lösung findet er angeblich, als er über den Karten einschläft: „Ich träumte und sah einen Tisch, auf dem sich alle Elemente wie erforderlich zusammenfügten“, behauptet er später. „Als ich erwachte, schrieb ich es sofort auf einem Blatt Papier nieder.“

Ob ihm die Lösung tatsächlich im Traum erschien oder nicht – am Ende des Tages hat Mendelejew eine erste Version der Elemententafel niedergeschrieben. Es ist eine Art Raster, in dem die Stoffe in Reihen und Spalten nebeneinander und untereinander stehen.

In dieser frühen Fassung sind zwar noch nicht alle Elemente korrekt platziert, doch schon jetzt treten darin chemische Verwandtschaften hervor: Stoffe mit ähnlichen Eigenschaften hat Mendelejew horizontal nebeneinander angeordnet. Eine dieser Reihen enthält unter anderem Lithium, Natrium, Kalium (eine von Döbereiners Triaden), Rubidium und Cäsium. Die Ähnlichkeiten zwischen diesen Metallen sind offenkundig: Sie sind generell sehr weich und reagieren heftig mit Wasser,

wobei eine farblose Lauge (das Gegenstück einer Säure) entsteht.

Doch nicht in allen Reihen sind die Gemeinsamkeiten so augenscheinlich. Um sie zu erkennen, braucht es oft ein umfassendes Wissen darüber, wie sich die von den Elementen gebildeten Verbindungen verhalten.

So bringt Mendelejew den gasförmigen Stickstoff mit einem weiteren Nichtmetall, dem festen Phosphor, sowie den Halbmetallen Arsen und Antimon und dem Metall Bismut zusammen. Erst die Art, wie diese Elemente mit anderen Stoffen reagieren, offenbart ihre Verwandtschaft: So können sich ihre Atome mit jeweils drei Wasserstoff-Atomen verbinden – die entstehenden Gase riechen stechend oder sind sogar hochgiftig.

At  **85**



ASTAT: seltenstes natürliches Element, auf der Erde existieren rund 30 Gramm, kommt in Uranmineralen vor (Bild)

Rn  **86**



RADON: radioaktives Gas, wird aus Granit (Bild) gewonnen, aus dem Spuren des flüchtigen Stoffes entweichen

Fr  **87**



FRANCIUM: instabilstes natürlich vorkommendes Element, wenige Atome bilden sich in manchen Mineralen

Ra  **88**



RADIUM: radioaktives Element, entsteht beim Zerfall von Uran, früher als Leuchtfarbe auf Zifferblättern benutzt

Th  **90**



THORIUM: häufigstes radioaktives Element, wird nur in einem experimentellen Reaktor in Indien verwendet

Pa  **91**



PROTACTINIUM: sehr seltenes Element, entsteht beim Zerfall von Uran in Erzen (Bild), findet keine Anwendung

U  **92**



URAN: säurelösliches Metall, Brennstoff der ersten Atombombe, erzeugt 17 Prozent der weltweiten Elektrizität

Np  **93**



NEPTUNIUM: silbrig-weißes formbares Metall, radioaktiv, Spuren kommen in manchen Mineralen (Bild) vor

Die verschiedenen Reihen hat der Chemiker so übereinandergestellt, dass sich senkrechte Spalten bilden. In diesen steht in der Regel das leichteste Element ganz unten, das schwerste dagegen ganz oben. Die Stoffe sind nun in etwa nach dem Atomgewicht aufgestellt, das von unten nach oben sowie von einer Spalte zur nächsten ansteigt (später wird er die Tabelle so umstellen, dass das leichteste Element in der ersten Spalte oben und das schwerste ganz rechts unten steht).

Geht man die Liste nun Spalte für Spalte von den leichtesten zu den schwersten Substanzen durch, dann wiederholen sich in einigermaßen regelmäßigen Abständen die chemischen Merkmale. Ausgehend von Lithium, folgt zum Beispiel sieben Elemente später das ähnliche Natrium, danach wiederum sieben Elemente später Kalium.

„Die nach der Größe ihres Atomgewichtes angeordneten Elemente zeigen eine deutliche Periodizität ihrer Eigenschaften“, schreibt Mendelejew wenig später in einem Fachaufsatz. Seine Aufstellung wird deshalb als „Periodensystem“ bekannt. Bis heute liegt dem System der Elemente diese Idee zugrunde – wenn auch in einer etwas anderen Form dargestellt (siehe Kasten Seite 77).

Mendelejew prophezeit *die* *Entdeckung* unbekannter Stoffe

Nach all den Jahren des Grübelns muss es sich für den Russen anfühlen, als habe er endlich einen grundlegenden Plan aufgedeckt, ein naturgegebenes, ehernes System – die wahre Anordnung der chemischen Elemente. Zwar kann sich Mendelejew nicht erklären, weshalb genau die Elemente in ebenjener Ordnung zueinander stehen, sich also ihre Atome so und nicht anders verhalten. Doch er ist fest überzeugt, dass sich hinter seinem Schema kein Zufall, sondern ein unabänderliches Gesetz verbirgt.

NUR WENIGE WOCHEN später stellt er die Tafel der Fachwelt vor. Zwar haben andere Chemiker wie Julius Lothar Meyer die Elemente schon vorher rasterförmig nach ihrem Atomgewicht angeordnet, also in einer Art Stofftabelle. Doch es ist wohl Mendelejews Gewissheit, die einzig richtige, die tiefere Struktur hinter den Dingen erfasst zu haben, die ihn einen entscheidenden Schritt weiter gehen lässt.

Denn: An einigen Stellen seines Systems scheinen die Werte der Elemente – Atomgewicht und Eigenschaften – nicht zusammenzupassen. Daraufhin lässt der Russe in manchen Reihen einfach Lücken stehen, so, als fehle in einem Puzzle der ein oder andere Stein.



ACTINIUM: äußerst seltenes radioaktives Metall, kommt in winzigen Spuren in manchen Gesteinen (Bild) vor



94



PLUTONIUM: giftigstes aller Elemente, wird zur Energieerzeugung in Satelliten und Raumstationen verwendet

Und er wagt Unerhörtes: Er prophezeit die Entdeckung neuer, bislang völlig unbekannter Elemente, die in die Leerstellen seiner Liste passen. Anhand seines Periodensystems sagt er sogar die Atomgewichte und chemischen Eigenschaften dieser Substanzen voraus.

Mit der kühnen Ankündigung riskiert er seinen Ruf. Viele Kollegen

halten ihn für einen Scharlatan: Wie lassen sich, allein anhand einer lückenhaften Aufstellung auf dem Papier, derartige Behauptungen aufstellen?

Wenige Jahre später entdeckt der Franzose Emil Lecoq de Boisbaudran aber tatsächlich ein neues Element: Gallium. Es besitzt ein Atomgewicht von 69,7, nahe dem von Mendelejew für einen unentdeckten Stoff angenommenen Wert von 68. Auch sonst stimmen viele Eigenschaften des neuen Elements mit den Vorhersagen überein. Mit seinen Merkmalen passt es im Periodensystem genau in die Leerstelle zwischen Aluminium und Indium.

Mendelejew sieht sich bestätigt. Und doch: Lecoqs Analysen ergeben für eine Größe, das sogenannte spezifische Gewicht, einen anderen Wert als den von Mendelejew prophezeiten. Sind die Vorhersagen des Russen also nichts weiter als eine Reihe glücklicher Zufälle?

Per Brief fordert Mendelejew seinen Kollegen dazu auf, die Messungen zu wiederholen – die Gallium-Probe sei wohl nicht rein genug gewesen. Lecoq wiederholt seine Experimente.

Und tatsächlich: Diesmal stimmen die Resultate mit der Vorhersage exakt überein. Ein Triumph für Mendelejew.

1879 und 1886 bestätigen sich weitere Prophezeiungen des Russen: Die Elemente Scandium und Germanium haben ähnliche Eigenschaften wie zwei von Mendelejew vorhergesagte Stoffe.

Eine weitere Lücke in seinem Periodensystem lässt sich jedoch trotz aller Anstrengung nicht füllen: Das Element Nummer 43 bleibt jahrzehntelang ein Phantom. Immer wieder verkünden Wissenschaftler seine Entdeckung – und immer wieder stellt sich heraus, dass ihre Resultate falsch waren.

Mendelejews Ruhm ist inzwischen jedoch längst gefestigt. In seiner Heimat gilt er als Held der Wissenschaft – die Regierung des Zarenreiches sieht ihm deshalb sogar seine liberalen Ansichten nach. Denn im Gegensatz zu seinen Kollegen lässt Mendelejew auch Frauen zu seinen Vorlesungen zu. Und als er kurz nach der Scheidung von seiner ersten Frau wieder heiratet, verstößt er gegen russisches Recht, das eine zweite Ehe erst nach siebenjähriger Pause erlaubt.

Die Angelegenheit beschäftigt sogar Zar Alexander II.: „Ich gebe zu, Mendelejew hat zwei Ehefrauen“, soll er gesagt haben. „Aber ich habe nur einen Mendelejew.“

Für den Herrscher ist der Chemiker von großem Wert – und das nicht nur

DAS PERIODENSYSTEM DER ELEMENTE

Mit welchem Prinzip es Chemikern gelingt, Ordnung in die Vielfalt der Stoffe zu bringen

Es gibt 94 natürliche und derzeit 20 künstlich erzeugte Elemente – Stoffe also, die sich chemisch nicht in kleinere Bestandteile aufspalten lassen. Jedes dieser Elemente verfügt über ein spezifisches Gewicht und besondere Eigenschaften. So ist etwa Helium ein durchsichtiges Gas, Brom eine braune Flüssigkeit, Eisen ein Metall. Der russische Forscher Dimitri Mendelejew findet heraus, wie sich Elemente so anordnen lassen, dass Stoffe mit ähnlichen Eigenschaften in Gruppen zusammenstehen. Heute benutzen Chemiker weltweit eine Tabelle, die auf Mendelejews Erkenntnissen beruht – das Periodensystem. Darin werden die Elemente zunächst nach aufsteigendem Gewicht mit sogenannten Ordnungszahlen versehen (diese entsprechen der Anzahl bestimmter Bausteine in den Atomkernen). Das leichteste Element – Wasserstoff (H; links oben) – trägt die Nummer 1, das nächstschwere Helium (He; rechts oben) die Nummer 2 und so weiter. Ihrem Gewicht nach werden die Elemente in sieben übereinanderliegenden Reihen angeordnet (a bis g). So besteht die erste Reihe aus den beiden leichtesten Elementen Wasserstoff und Helium, die zweite enthält die darauffolgenden Elemente Lithium (Li) bis Neon (Ne). In der untersten Reihe stehen die schwersten Elemente, darunter sämtliche künstlich erzeugten

Stoffe (roter Rahmen), die es in der Natur nicht gibt. Sie wurden mit Hightech-Apparaten hergestellt und sind sehr instabil, einige zerfallen bereits in Sekundenbruchteilen. Im Periodensystem stehen zum Teil aufeinanderfolgende Stoffe weit auseinander, etwa die Elemente Nummer 4 und 5, Beryllium (Be) und Bor (B), oder die Elemente 12 und 13, Magnesium (Mg) und Aluminium (Al). Doch nur auf diese Weise bilden sich Gruppen von Elementen mit ähnlichen Eigenschaften. Etwa die sehr reaktionsträgen Edelgase (gelb); die sogenannten Halogene (rot) – Stoffe wie Fluor (F) oder Chlor (Cl), die etliche Salze bilden; die Übergangsmetalle (grün), zu denen dichte und hitzebeständige Elemente gehören – etwa Eisen (Fe), Osmium (Os) und Zink (Zn), oder die weichen Alkalimetalle (orangefarben), die bei Kontakt mit Wasser heftig reagieren. Die Verwandtschaft der Stoffe, so haben Forscher herausgefunden, ist nicht zufällig. Elemente mit ähnlichem Charakter verfügen über Atome, die auf ähnliche, hochkomplexe Weise aufgebaut sind. So offenbart sich im Periodensystem eine natürliche Ordnung der Stoffe.

a **1** H
 b **2** Li **3** Be
 c **11** Na **12** Mg
 d **19** K **20** Ca **21** Sc
 e **37** Rb **38** Sr **39** Y
 f **55** Cs **56** Ba **57** La **58** Ce **59** Pr **60** Nd **61** Pm **62** Sm **63** Eu **64** Gd **65** Tb **66** Dy **67** Ho **68** Er **69** Tm **70** Yb **71** Lu
 g **87** Fr **88** Ra **89** Ac **90** Th **91** Pa **92** U **93** Np **94** Pu **95** Am **96** Cm **97** Bk **98** Cf **99** Es **100** Fm **101** Md **102** No **103** Lr

2 He
 3 Li
 4 Be
 5 B
 6 C
 7 N
 8 O
 9 F
 10 Ne
 11 Na
 12 Mg
 13 Al
 14 Si
 15 P
 16 S
 17 Cl
 18 Ar
 19 K
 20 Ca
 21 Sc
 22 Ti
 23 V
 24 Cr
 25 Mn
 26 Fe
 27 Co
 28 Ni
 29 Cu
 30 Zn
 31 Ga
 32 Ge
 33 As
 34 Se
 35 Br
 36 Kr
 37 Rb
 38 Sr
 39 Y
 40 Zr
 41 Nb
 42 Mo
 43 Tc
 44 Ru
 45 Rh
 46 Pd
 47 Ag
 48 Cd
 49 In
 50 Sn
 51 Sb
 52 Te
 53 I
 54 Xe
 55 Cs
 56 Ba
 57 La
 58 Ce
 59 Pr
 60 Nd
 61 Pm
 62 Sm
 63 Eu
 64 Gd
 65 Tb
 66 Dy
 67 Ho
 68 Er
 69 Tm
 70 Yb
 71 Lu
 72 Hf
 73 Ta
 74 W
 75 Re
 76 Os
 77 Ir
 78 Pt
 79 Au
 80 Hg
 81 Tl
 82 Pb
 83 Bi
 84 Po
 85 At
 86 Rn
 87 Fr
 88 Ra
 89 Ac
 90 Th
 91 Pa
 92 U
 93 Np
 94 Pu
 95 Am
 96 Cm
 97 Bk
 98 Cf
 99 Es
 100 Fm
 101 Md
 102 No
 103 Lr
 104 Rf
 105 Db
 106 Sg
 107 Bh
 108 Hs
 109 Mt
 110 Ds
 111 Rg
 112 Cn
 113 Nh
 114 Fl
 115 Lv
 116 Uuh

Nichtmetalle Alkalimetalle Erdalkalimetalle Übergangsmetalle
 Lanthanoide und Actinoide Andere Metalle Halbmetalle Halogene
 Edelgase Künstliche Elemente

Nummer 2 und so weiter. Ihrem Gewicht nach werden die Elemente in sieben übereinanderliegenden Reihen angeordnet (a bis g). So besteht die erste Reihe aus den beiden leichtesten Elementen Wasserstoff und Helium, die zweite enthält die darauffolgenden Elemente Lithium (Li) bis Neon (Ne). In der untersten Reihe stehen die schwersten Elemente, darunter sämtliche künstlich erzeugten

lig. Elemente mit ähnlichem Charakter verfügen über Atome, die auf ähnliche, hochkomplexe Weise aufgebaut sind. So offenbart sich im Periodensystem eine natürliche Ordnung der Stoffe.

* Die Elemente 113 und 115 haben Forscher zwar vorhergesagt, bislang jedoch noch nicht künstlich hergestellt.

wegen seiner theoretischen Forschung. Im Auftrag der Regierung reist Mendelejew unter anderem in die USA, um die Ölförderung zu studieren. Zurück in seiner Heimat, hilft er dabei, die russische Petroleumindustrie aufzubauen.

Als 1881 Zar Alexander III. an die Macht kommt, ändert sich jedoch das Klima an den Universitäten. Der neue Herrscher reglementiert das Bildungssystem stärker als zuvor: Juden, Frauen und „Bewerber niederer Herkunft“, wie Kutscher, Diener oder Waschfrauen, sollen nicht mehr an den Hochschulen lernen. Mendelejew unterstützt die Proteste, die unter den Studenten aufflammten, lässt weiterhin Frauen an seinen Vorlesungen teilnehmen – und tritt 1890 sogar von seiner Professur zurück. Trotzdem bricht er nicht völlig mit der Regierung, entwickelt etwa ein verbessertes Schießpulver oder untersucht die Eisenerzeugung im Ural.

Vor allem aber arbeitet er weiter an seiner immer wieder korrigierten Aufstellung der Elemente: Insgesamt veröffentlicht er rund 30 verschiedene Versionen. 1902 stellt er eine Fassung vor, die auch die Edelgase Helium, Argon, Krypton und Xenon berücksichtigt. Die neu entdeckten Substanzen lassen sich gut in das Raster des Russen einfügen.

DIE EDELGASE gehören zu den letzten Stoffen, die Mendelejew in seine Tafel aufnehmen kann: Am 20. Januar 1907 stirbt er mit 72 Jahren in Sankt Petersburg an den Folgen einer Grippe. Tausende kommen zu seinem Begräbnis, darunter viele ehemalige Studenten. Auf einer großen Tafel tragen sie das wichtigste Werk ihres Professors vor sich her: sein Periodensystem.

Zu dieser Zeit haben sich neue wissenschaftliche Revolutionen angebahnt – und einige scheinen das Lebenswerk Mendelejews infrage zu stellen. Längst schon gelten Atome nicht mehr als kleinste Teilchen: Bereits 1897 hat der Brite Joseph John Thomson das Elek-

tron nachgewiesen, ein winziges Teilchen, das um den Atomkern schwirrt.

Zudem finden Wissenschaftler heraus, dass manche Grundsubstanzen unter Abgabe radioaktiver Strahlung zerfallen – und sich dabei sogar in andere Elemente verwandeln können.

Immer mehr Zwischenprodukte solcher Reaktionen werden bekannt. Und es wird klar: Elemente können in verschiedenen Varianten auftreten, die sich in ihrem Atomgewicht unterscheiden. Angesichts dieser sogenannten Isotope fordern Forscher, Mendelejews Periodensystem aufzugeben. Doch der Österreicher Friedrich Adolf Paneth kann das Konstrukt anpassen: Künftig werden die Elemente nicht mehr nach dem schwankenden Atomgewicht geordnet, sondern nach den positiv

ihrer Atomhülle jeweils nur ein Elektron enthält. Metalle wie Beryllium, Magnesium, Kalzium verhalten sich ähnlich, weil sie über zwei Elektronen in der Außenhülle verfügen.

Weil ihre Atome nach dem gleichen Muster aufgebaut sind, haben diese Elemente auch vergleichbare chemische Eigenschaften. So verlieren Lithium, Natrium und Kalium sehr schnell ihr einzelnes äußeres Elektron – und reagieren deshalb heftig mit anderen Stoffen. Beryllium, Magnesium und Kalzium geben ihre zwei äußeren Elektronen nicht so leicht ab und gehen deshalb etwas weniger einfach chemische Verbindungen ein.

Bei einer anderen Stoffgruppe, den Edelgasen, ist die Außenhülle dagegen voll mit Elektronen besetzt. Eine solche Anordnung ist überaus stabil, die Atome dieser Elemente formen daher nur selten Moleküle. Solche Ähnlichkeiten im Atomaufbau sind letztlich für die Struktur des Periodensystems verantwortlich.

Und 1937 können Wissenschaftler auch endlich eine jahrzehntealte Lücke in der Tabelle der Grundsubstanzen schließen – zwischen den Elementen 42 und 44: In Italien beschließen Emilio Segrè und Carlo Perrier eine Folie aus Molybdän mit kleinen Partikeln und können so das Element Nummer 43 erzeugen. Das „Technetium“, wie sie es nennen, ist die erste künstlich hergestellte chemische Grundsubstanz.

In den folgenden Jahren führen Nuklearphysiker immer gewagtere Experimente durch, lassen Teilchen mit immer größerer Energie aufeinanderprallen – und entdecken dabei immer neue Elemente. 1955 entstehen so an der University of California in Berkeley 17 Atome eines zuvor unbekannten Stoffes.

Die Forscher erinnern sich an jenen russischen Chemiker, der Ordnung ins Chaos der Elemente gebracht hat, und nennen ihn: Mendelevium. □

Memo: **DIE ORDNUNG DER ELEMENTE**

- **Elemente sind** Stoffe, die sich chemisch nicht in kleinere Bestandteile zerlegen lassen – etwa Eisen, Schwefel, Zink und Gold.
- **Jahrhundertlang** fragen sich Forscher, weshalb die Elemente so unterschiedliche Eigenschaften haben (einige sind Gase, andere flüssig oder fest) und welche Ordnung ihnen zugrunde liegt.
- **Der Russe** Dimitrij Mendelejew erkennt 1869 erstmals ein System, nach dem sich die Elemente sinnvoll sortieren lassen.
- **In diesem** sogenannten Periodensystem sind die Elemente ihrem Gewicht nach so in Reihen und Spalten angeordnet, dass Stoffe mit ähnlichem Charakter in Gruppen zusammenstehen.
- **Bis heute** bildet das Periodensystem die Grundlage für die Systematik der Elemente. Mittlerweile weiß man, dass die tabellarische Anordnung auf komplexe Weise den Aufbau von Atomen widerspiegelt.

geladenen Teilchen im Atomkern – die Zahl dieser Protonen stimmt bei allen Atomvarianten eines Elements überein.

Damit ist das Periodensystem gerettet. Und neue wissenschaftliche Theorien erlauben es, seinen lange Zeit mysteriösen Aufbau zu erklären. Denn warum manche Elemente ähnliche Eigenschaften haben, ist bis dahin ein Rätsel geblieben. Der dänische Physiker Niels Bohr liefert 1912 eine Erklärung: Nach seiner Theorie kreisen Elektronen auf mehreren Ebenen um den Atomkern. Die Metalle Lithium, Natrium und Kalium etwa verhalten sich deshalb vergleichbar, weil die äußerste Schicht

Martin Paetsch, 41, ist Wissenschaftsjournalist in Hongkong.

Da stimmt die Chemie: Geschenk und bis zu 12% Ersparnis für Sie!

GRATIS dazu!



- ☒ Ein Geschenk gratis!
- ☒ Lieferung frei Haus!
- ☒ Ein oder mehrere Magazine zur Wahl!

BRESSER-Taschenfernglas

Ausgezeichnetes 4x30-Fernglas für unterwegs! Sorgfältig verarbeitet, gummibeschichtet, Lieferung komplett mit Etui und Trageschleife. Gewicht: ca. 265 g, Maße: ca. 11x11x4 cm.

☒ Ja, ich möchte mein/e GEO-Wunschmagazin/e zum Vorzugspreis:



1. Die großen Themen der Allgemeinbildung – visuell opulent, leicht verständlich.

GEOkompakt erscheint 4x jährlich zum Preis von zzt. €7,75 statt €8,50 im Einzelkauf mit 9% Ersparnis. **Best.-Nr.**

☐ selbst lesen! **871 586**
☐ verschenken! **871 587**



2. Aufwendige Reportagen über den Zustand der Welt.

GEO erscheint 12x jährlich zum Preis von zzt. €6,30 statt €6,60 im Einzelkauf mit 5% Ersparnis. **Best.-Nr.**

☐ selbst lesen! **871 604**
☐ verschenken! **871 605**



3. Beeindruckende Erkundungen – je Heft ein Land, eine Region oder eine Stadt.

GEO SPECIAL erscheint 6x jährlich zum Preis von zzt. €7,50 statt €8,50 im Einzelkauf mit 12% Ersparnis. **Best.-Nr.**

☐ selbst lesen! **871 606**
☐ verschenken! **871 607**



4. Die schönsten Reiseziele der Welt – einladend und informativ.

GEOSAISON erscheint 12x jährlich zum Preis von zzt. €4,40 statt €5,- im Einzelkauf mit 12% Ersparnis. **Best.-Nr.**

☐ selbst lesen! **871 608**
☐ verschenken! **871 609**



5. Auf den besonderen Spuren der Geschichte.

GEO EPOCHE erscheint 6x jährlich zum Preis von zzt. €8,- statt €9,- im Einzelkauf mit 11% Ersparnis. **Best.-Nr.**

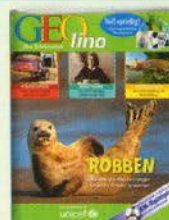
☐ selbst lesen! **871 610**
☐ verschenken! **871 611**



6. Rätsel, Bastelspaß und Spiele – für Kinder von 5 bis 7 Jahren.

GEOmini erscheint 12x jährlich zum Preis von zzt. €2,90 statt €3,20 im Einzelkauf mit 9% Ersparnis. **Best.-Nr.**

☐ selbst lesen! **871 624**
☐ verschenken! **871 625**



7. Spielerisch-sympathisch lernen – für Kinder von 8 bis 14 Jahren.

GEOline erscheint 12x jährlich zum Preis von zzt. €3,30 statt €3,60 im Einzelkauf mit 8% Ersparnis. **Best.-Nr.**

☐ selbst lesen! **871 626**
☐ verschenken! **871 627**

Senden Sie mir bzw. dem Beschenkten die oben ausgewählte(n) Zeitschrift(en) aus der GEO-Familie ab der nächsterreichbaren Ausgabe. Mein Geschenk erhalte ich nach Zahlungseingang. Nach 1 Jahr kann ich das Abonnement jederzeit beim GEO-Kundenservice, 20080 Hamburg, kündigen. Im Voraus bezahlte Beträge erhalte ich dann zurück. Dieses Angebot gilt nur in Deutschland und nur, solange der Vorrat reicht. Auslandsangebote auf Anfrage.

Meine persönlichen Angaben: (bitte unbedingt ausfüllen)

Name, Vorname Geburtsdatum 19
 Straße, Hausnummer
 PLZ Wohnort
 Telefonnummer E-Mail-Adresse
☐ Ja, ich bin damit einverstanden, dass GEO und Gruner + Jahr mich künftig per Telefon oder E-Mail über interessante Angebote informieren.

Ich bezahle bequem per Bankeinzug: (jährliche Abbuchung)

Bankleitzahl Kontonummer
 Geldinstitut
☐ Ich zahle per Rechnung.

Ich verschenke ein oder mehrere Magazine aus der GEO-Familie an:

(bitte nur ausfüllen, wenn Sie ein oder mehrere Magazine aus der GEO-Familie verschenken möchten)

Name, Vorname des Beschenkten Geburtsdatum 19
 Straße, Hausnummer
 PLZ Wohnort
 Telefonnummer E-Mail-Adresse
☐ Die Belieferung soll frühestens ab dem 20 beginnen. (Optional)

Als Geschenk erhalte ich: ☒ BRESSER-Taschenfernglas

Widerrufsrecht: Innerhalb von zwei Wochen nach Absenden meiner Bestellung kann ich diese ohne Begründung beim GEO-Kundenservice, 20080 Hamburg in Textform (z.B. Brief oder E-Mail) oder durch Rücksendung der Zeitschrift widerrufen. Zur Fristwahrung genügt die rechtzeitige Absendung.

Datum Unterschrift ☒

Bestellen leicht gemacht:

Per Post:
 GEO-Kundenservice,
 20080 Hamburg

Per Telefon: (bitte die Bestell-Nr. angeben)

01805/861 80 03

14 Cent/Min. aus dem dt. Festnetz, max. 42 Cent/Min. aus dem dt. Mobilfunknetz.
 Abonennten-Service Österreich und Schweiz: +49 1805/861 80 03

Online mit noch mehr Angeboten:

www.geo.de/familie

Wohl nirgendwo
sonst wecken Farben
unsere Aufmerksam-
keit derart stark wie in
der belebten Natur.
Besonders die Körper
vieler Gifttiere fallen
durch grelle, teils exoti-
sche Farbvariationen
auf. Für seine Studie
»Serpentine« porträ-
tierte der US-Fotograf
Mark Laifa Dutzende
Schlangenarten aus aller
Welt - hier die Blaue
Bauchdrüsenotter



Materie & Licht

Das Geheimnis der Farben

Text: Ute Kehse
Fotos: Mark Laita

*Weshalb ist Rost rot, Ruß schwarz, Schwefel gelb,
mancher Schlangenkörper blau, ein Eichenblatt grün?
Um zu verstehen, warum wir nicht in einem
eintönigen Universum leben, erforschen
Chemiker wundersame Vorgänge in der Welt
der kleinsten Teilchen. Denn erst eine besondere
Eigenschaft der Atome und Moleküle lässt unsere
Umgebung in allen erdenklichen Farben erstrahlen*

Farben entstehen,
weil Stoffe unterschied-
lich auf Licht reagieren.
Einige lassen es unge-
hindert passieren
und erscheinen farblos,
andere reflektieren
einen Teil des Lichts
und erstrahlen
in grellen Farben
(Bambusotter)



Der Schatz der Meeres-
schnecke *Murex brandaris* sieht auf
den ersten Blick eher unappetitlich
aus. Es ist ein schmieriges Sekret,
abgesondert von einer Drüse in
der Nähe ihres Atemorgans. Erst
wenn der farblose Schleim an die
Luft kommt und vom Sonnen-
licht beschienen wird, offenbart
er sein Geheimnis. Nach weni-
gen Minuten zeigt sich ein helles
Grün, das nach und nach in
einen tiefen Meerton übergeht
und alsbald in ein liches
Blau umschlägt. Schließlich
folgt das Wunder: Ein kräftiger,
beinahe magischer Farbton er-
scheint, ein durchdringendes
Violett, manchmal mit einer
rötlichen Schattierung, manch-
mal schwer und dunkel.

Es ist die Farbe Purpur, die Farbe der
Kaiser, Könige und Kardinäle.

Über Jahrtausende war die Essenz aus
dem Schneckenschleim wertvoller als Gold.
Purpur stellte ein herausragendes Symbol
der Macht dar. Um ein einziges Kleidungs-
stück zu färben, mussten Zehntausende
der Weichtiere sterben. Lange Zeit gab
es keinen anderen Farbstoff, der ebenso
leuchtete, ebenso haltbar und prächtig
war wie Purpur.

Und auch heute noch ist das Ori-
ginal ein Vermögen wert. Man kann
die edle Substanz – Dibromindigo –
mittlerweile im Internet bestellen. Ein
Gramm kostet 2439,50 Euro.

Es ist ein erstaunlicher Preis für
eine simple organische Verbindung.
Ein Preis, der wie die jahrtausende-
lange Jagd auf den Schneckenschleim
vor allem eines erkennen lässt: welche
fundamentale Bedeutung Farben für
unser Leben haben.

Farben wecken unsere Aufmerksamkeit, sie beeinflussen unser Wohlbefinden, rufen Gefühle hervor, senden Botschaften aus, verleihen unserer Umwelt eine Struktur – und helfen uns nicht zuletzt dabei, die Welt besser einzuordnen.

Noch heute unterstreichen beispielsweise manche Kleidungsstücke durch einen bestimmten Farbton die hierarchische Position ihres Trägers, etwa die rote Robe eines Richters am Bundesgerichtshof.

Ebenso können Farben die Zugehörigkeit zu einer Religionsgemeinschaft oder einer

Berufsgruppe signalisieren: Buddhistische Mönche hüllen sich in leuchtend orangefarbene Kutten, katholische Ordensschwester in schwarze Gewänder, Ärzte kleiden sich in weiße Kittel, Sanitärtechniker tragen blaue Arbeitskleidung.

Und für ihr Corporate Design wählen Firmen, Sportvereine, Parteien sorgsam ein Farbmuster mit Wiedererkennungswert. Überdies nutzen Menschen

Farben, um Stimmungen auszudrücken – Trauernde etwa hüllen sich in unserer Kultur in Schwarz.

Umgekehrt sind Farben imstande, selber Stimmungen zu erzeugen: Erdige Rottöne wirken warm und gemütlich;

klares Blau nehmen wir als kühl, erfrischend wahr; mit lichthem Blattgrün verbinden wir Sicherheit, Vertrauen und Hoffnung.

Der Anblick einer bunten Sommerwiese, einer schimmernden Pfauenfeder oder eines funkelnden Rubins übt daher einen mächtigen Reiz auf den Betrachter aus.

Farben sind keine Einbildung des Gehirns. Unsere Augen nehmen reale Eigenschaften der Materie wahr. So wirken bestimmte Substanzen, die jegliches Licht verschlucken, schwarz (Pakistanische Kobra)



Spezielle
Materie-Bausteine
können Anteile
des Lichts
verschwinden
lassen – und
danach in Wärme
umwandeln

Die Farben der
Natur zeigen uns
zudem, welches Es-
sen schmeckt: Aus
dem kräftigen Rot ei-
ner Tomate, dem satten
Gelb einer Banane, dem
frischen Orange einer Ap-
felsine schließen wir, dass
die Frucht reif und süß ist.

Und nicht zuletzt warnen
uns Farbtöne auch vor Gefah-
ren: Die Körper vieler Gifttiere
fallen durch grelle, teils exotische
Farbvariationen auf.

Hornissen, Bienen und Wespen
etwa schrecken uns durch ihren
schwarz-gelb gemusterten Hinterleib
ab. Rote, schwarze und gelbe Bänder
zierden den Leib giftiger Korallenschlan-
gen. Die Haut tropischer Pfeilgiftfrösche
schillert je nach Spezies strahlend blau,
metallisch-grün oder feuerrot.

DOCH OBWOHL WIR in einer bunten
Welt leben, obwohl die Bedeutung von Rot
und Grün, Blau und Gelb für unser Leben
so überragend ist, sind Farben merkwürdig
schwer zu fassen.

Im Alltag *besitzen* Gegenstände für uns
gewissermaßen eine Farbe. Einer reifen Kir-
sche etwa wohnt scheinbar die Farbe Rot
inne. Doch diese Wahrnehmung ist nicht
universell. Wird die Kirsche von Sonnen-
licht beschienen, mag sie rot erstrahlen –
doch in blaues Licht getaucht, verliert sie
ihre Farbe, versinkt in tiefes Schwarz.

Ohnehin haftet Farben etwas Subjektives
an: Schließlich sehen rote und grüne Kirschen
für Rot-Grün-Blinde gleich aus.

Auch viele Tiere nehmen die Welt in Farbe
wahr, doch sehen sie vermutlich etwas ganz
anderes als wir: Hunde können zwar Gelb,
Grün und Blau unterscheiden, erkennen aber
kein Rot. Viele Insekten dagegen, etwa Bienen,
erfassen auch für uns unsichtbares ultra-
violett Licht.

Für Menschen spielt bisweilen auch die
Kultur eine Rolle dabei, ob sie manchen
hellen und dunklen Farbton nur als Schat-
tierung der gleichen Farbe oder als gänz-
lich eigene Farbe wahrnehmen.

So gelten etwa
Hellblau und Dunkel-
blau vielen Russen als
zwei Grundfarben – ähnlich
wie bei uns Rot und Grün.

Der Farbenreichtum der
Welt entsteht also vor allem
in unserem Kopf. Die Sinnes-
zellen im Auge wandeln
Lichtsignale in eine Art
Code um, den das Gehirn
interpretiert und daraus
ein farbiges, wenn auch
manchmal trügerisches
Bild entwirft (wie zahl-
reiche optische Täu-
schungen belegen).

Dennoch sind Far-
ben keine Einbildung.
Vielmehr nehmen
unsere Sinnesorgane
höchst reale Eigen-
schaften der Materie
wahr: Sie registrieren,
dass Stoffe auf die Be-
rührung des Lichts unter-
schiedlich antworten. „Far-
ben sind die Taten des Lichtes“,

notierte Johann Wolfgang von
Goethe. Die schillernde Palette des
Regenbogens etwa entsteht durch
ein verblüffendes Wechselspiel zwi-
schen Lichtstrahlen, Umwelt und dem
menschlichen Sehapparat.

Doch was genau geschieht beim
Zusammentreffen von Materie und Licht?

Wieso reagieren Stoffe so unterschied-
lich auf Sonnenstrahlen, lassen manche
(wie etwa Glas oder Wasser) das Licht bei-
nahe ungehindert hindurch und erschei-
nen farblos?

Weshalb schlucken dagegen Substanzen
wie Kohle, Teer und Graphit das ein-
gestrahlte Licht nahezu vollständig und
wirken schwarz?

Und welche besondere Eigenschaft der
Materie verleiht so vielen Elementen in
unserer Umgebung ihre brillante Farbigkeit?

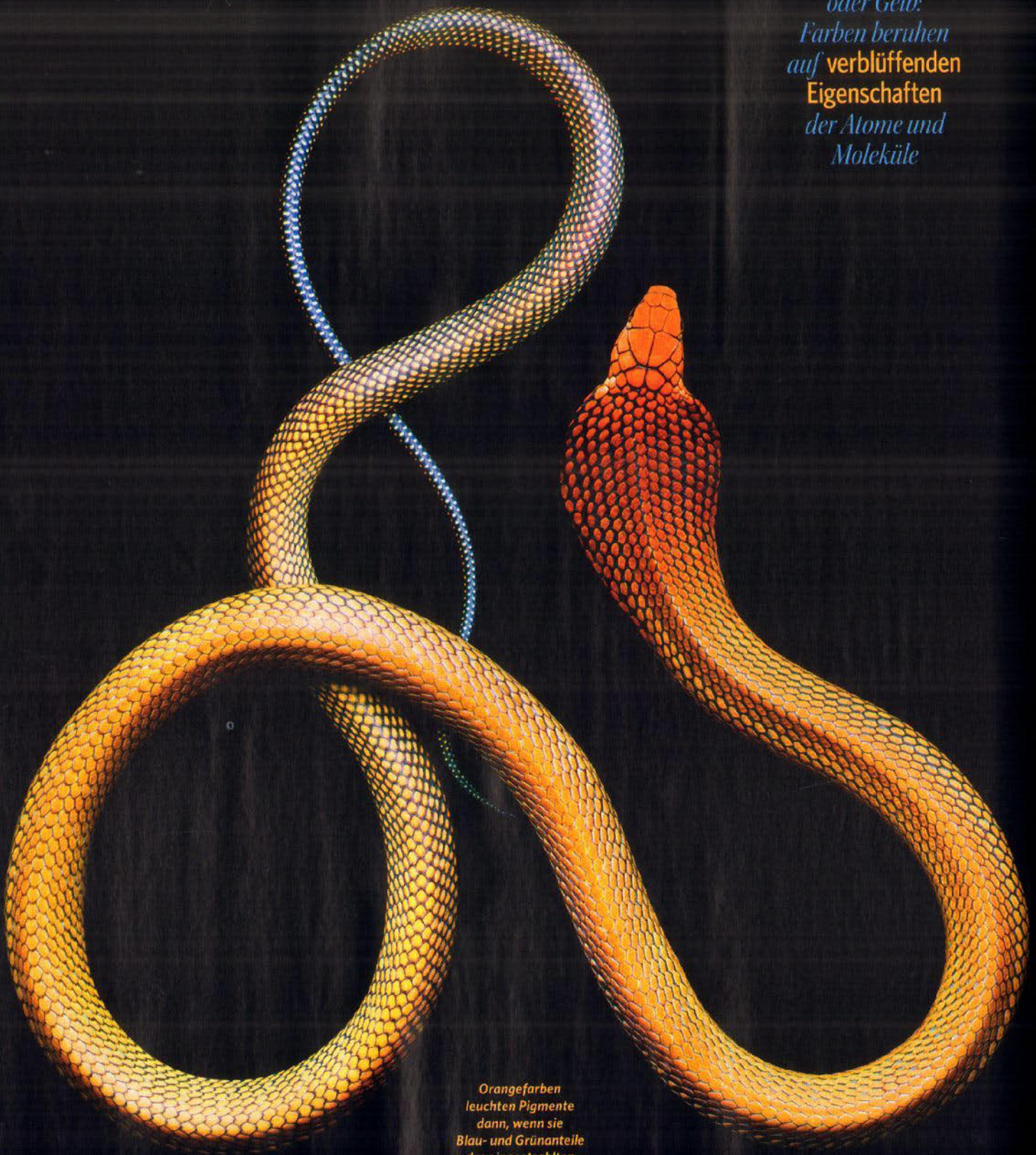




*Obwohl
Farben für
unser Leben eine
überragende
Bedeutung haben,
sind sie merk-
würdig schwer
zu fassen*

*Manche Farb-
mittel schlucken nur
einen Teil des ein-
fallenden Lichts. Je nach-
dem, welchen Bereich
des Farbspektrums sie
zurückwerfen oder
durchlassen, erscheinen
sie mal rötlich, mal
braun oder sandfarben
(Abgottschlange)*

Ob Orange
oder Blau, Rot
oder Gelb:
Farben beruhen
auf **verblüffenden**
Eigenschaften
der Atome und
Moleküle



Orangefarben
leuchten Pigmente
dann, wenn sie
Blau- und Grünanteile
des eingestrahnten
Lichtspektrums ver-
schwinden lassen,
gelbes und rotes Licht
aber reflektieren
(Königskobra)

Da schwarz
wirkende Pigmente
das Licht schlucken
und dessen Energie in
Wärme umwandeln,
heizen sie sich schneller
auf als weiße, die
die meisten Lichtstrah-
len zurückwerfen
(Kettennatter)



So leicht es für uns ist,
Farben wahrzunehmen und
den einen vom anderen Ton
zu unterscheiden, so komplex
sind die Antworten auf diese
Fragen – und so fremdartig jene
chemischen und physikalischen
Mechanismen, auf denen die Far-
benpracht um uns herum beruht.

EIN TEIL DER ANTWORT wurzelt
in der Natur des Lichtes. Physiker beschrei-
ben Licht als Welle, die sich durch den Raum
bewegt – ähnlich wie eine Wasserwelle auf
dem Meer. Der Abstand zwischen zwei Wellen-
bergen, die sogenannte Wellenlänge, ist beim
sichtbaren Licht allerdings winzig klein. Sie
beträgt weniger als ein Millionstel Meter (Wissen-
schaftler geben die Wellenlänge von Licht meist
in Nanometern an, wobei ein Nanometer einem
Milliardstel Meter entspricht).

Das menschliche Auge vermag nur ein ganz
bestimmtes Spektrum von Wellenlängen zu
erfassen: An dessen unterem Ende liegt

violettes Licht mit einer Wellenlänge
von 380 Nanometern, darüber folgen
blaues, grünes, gelbes und orangefarbenes
Licht, und am oberen Ende befindet sich rotes
Licht von 780 Nanometern.

Neben dem sichtbaren Licht existieren aber
noch etliche andere Formen von Strahlung, die wir
Menschen nicht wahrzunehmen vermögen – ultra-
violettes Licht zum Beispiel, dessen Wellenlängen
weniger als 380 Nanometer messen, oder Infra-
rotstrahlung, deren Wellenberge weiter als
780 Nanometer auseinanderliegen.

Besonders intensiv erscheinen Licht-
strahlen einer einzelnen Wellenlänge,
etwa das rote oder grüne Laserlicht der
Scanner im Supermarkt. Im Alltag aller-
dings erfasst unser Auge nur äußerst

Farben beein-
flussen unsere
Gefühle: Der
Anblick **grüner**
Töne wirkt
vertrauen-
erweckend, rote
Farben vermögen
uns in Alarm-
bereitschaft zu
versetzen



Schon kleinste
Veränderungen an
organischen Farb-
molekülen führen mit-
unter dazu, dass sie
nicht mehr orangefar-
ben, sondern grün
erstrahlen (Boa mit
Nachwuchs)

selten Licht, das aus einer einzelnen Wellenlänge besteht. Meist sehen wir ein Gemisch aus zahlreichen unterschiedlichen Wellenlängen, etwa das Licht einer Glühlampe oder das Sonnenlicht.

Doch anders als unser Ohr, das aus dem Klang eines Orchesters einzelne Töne herauszuhören vermag, kann unser Sehapparat nicht wahrnehmen, welche verschiedenen Wellenlängen ein Lichtstrahl enthält.

Aus jeder erdenklichen Kombination unterschiedlicher Wellenlängen bildet das Gehirn einen einzigen, einheitlichen Farbeindruck. Es ist eine Interpretation unseres Denkapparats, und sie folgt erstaunlichen Regeln: Strahlt etwa das Licht einer roten und einer grünen Lampe gemeinsam in unser Auge, sehen wir nicht etwa ein rot-grünes Flimmern, sondern die Farbe Gelb. Eine Mischung aus dunkelblauem und grünem Licht erscheint für uns türkisfarben. Rot und Blau mischen sich zu einem kräftigen Magenta.

Und treffen alle Wellenlängen des sichtbaren

Lichtes gemeinsam auf unsere Netzhaut, erscheint kein buntes Durcheinander, sondern: die Farbe Weiß.

Deshalb nehmen wir das Licht der Sonne als weiß wahr, obwohl es ein Gemisch aus mehreren Wellenlängen ist, die unser Auge registriert. Das merken wir erst, wenn Sonnenlicht durch einen Wassertropfen oder ein dreieckiges Glasprisma gelenkt und in seine Bestandteile – die unterschiedlichen Wellenlängen – aufgefächert wird: Dann zeigen sich die Farben des Regenbogens, die sogenannten Spektralfarben Violett, Blau, Grün, Gelb, Orange, Rot.

Dieses Prinzip der additiven Farbmischung begegnet uns bei sämtlichen Lichtquellen, also bei Lampen, Bildröhren und technischen Geräten, die Licht ausstrahlen. TV-Geräte und Computerbildschirme etwa verwenden rote, grüne und blaue Pixel, die Licht in unterschiedlicher Intensität aussenden und daraus fast 17 Millionen unterschiedliche Farben mischen.

LICHTWELLEN SIND also die Träger aller Farben; in den Sonnenstrahlen verbergen sich sämtliche Töne.



Viele Tiere nutzen ihre rote Färbung – die blaues und grünes Licht absorbiert –, um aufzufallen: Entweder weil sie Partner anlocken oder Feinde abschrecken wollen (Kornnatter)



Das menschliche Auge ist in der Lage, mehr als sieben Millionen verschiedene Farbtöne zu unterscheiden

Würde allerdings das Licht der Sonne – jenes Gemisch aller Wellenlängen – einfach an allen Dingen um uns herum abprallen, die Materie in unserer Umgebung also stets das gesamte Spektrum reflektieren, lebten wir gewissermaßen in einer weißen Welt.

Erst eine besondere Eigenschaft der Atome und Moleküle in den Stoffen der materiellen Welt tunkt unsere Umgebung in unterschiedliche Farben: Die winzigen Materie-Bausteine vermögen Wellenlängen verschwinden zu lassen. Sie verschlucken einen Teil des Lichtes, mit dem sie in Berührung kommen, filtern es gleichsam – und verändern bei dieser Absorption (von lat. *absorbere*, verschlingen) die Zusammensetzung der Strahlung.

Rote Wasserfarbe etwa lässt die Lichtfarben von Blau bis Grün verschwinden. Nur das langwellige Rot wird von den Pigmenten reflektiert und gelangt zum Auge. Grüne Farbe dagegen saugt kurzwellige Blau- und langwellige Rottöne auf, der grüne Bereich dazwischen wird zurückgeworfen.

Mischt man schließlich rote und grüne Wasserfarben, verschlucken die beiden miteinander vermengten Pigmente sämtliche Bereiche des sichtbaren Lichtes. Im Prinzip müsste die Kombination schwarz erscheinen.

Tatsächlich ergibt sich aber eher ein schmutziges Braun. Der undefinierbare Ton entsteht, da bei Wasserfarben und anderen

Farben haftet
naturgemäß etwas
Subjektives an:
Menschen mit einer
bestimmten Farb-
sehenschwäche können
etwa Gelb und Blau
nicht auseinander-
halten (Viper)

Farbmitteln die Absorption nie vollkommen verläuft, stets werden einige Lichtstrahlen schwach zurückgeworfen. Doch je mehr Pigmente miteinander verrührt werden, desto mehr Wellenlängen verschwinden – und desto dunkler, schwärzlicher ist das Resultat.

Wer die Absorption genau verstehen will, wer begreifen möchte, weshalb manche Substanzen einen Teil des Lichtes aufsaugen, andere nicht, muss sich auf eine Reise in den Nanokosmos begeben. Es ist eine Reise in eine exotische Welt, in der zum Teil bizarre Regeln gelten.

DENN VERANTWORTLICH für die Absorption des sichtbaren Lichtes sind winzige Elementarteilchen, die Bestandteil eines jeden Atoms und Moleküls sind: die Elektronen. Diese negativ geladenen Partikel rasen gemäß hochkomplexen physikalischen Gesetzen um die positiv geladenen Kerne der Atome, sie bilden gewissermaßen deren Hülle.

Diese Hülle lässt sich mit einem mehrstöckigen Gebäude vergleichen. Die unteren Etagen sind stets komplett mit Elektronen gefüllt, weiter oben allerdings gibt es noch Leerstände. Normalerweise sind die Elektronen in ihren Stockwerken gefangen, sie können sich mithin nicht frei in dem Gebäude bewegen.

Fällt aber Licht auf die Atomhülle, kommen die Elektronen also mit Strahlung in Berührung, geschieht es hin und wieder, dass die winzigen Partikel die Lichtenergie nutzen, um sich auf eine freie, höhere Etage zu katapultieren – fast als versetzte das Licht ihnen einen Stoß (siehe Seite 94). Chemiker sprechen davon, dass Elektronen „angeregt“ werden. Dies erfolgt allerdings nur dann, wenn das Licht exakt jene Energie



mitbringt, die für diesen Ortswechsel nötig ist. Hat das Licht zu viel oder zu wenig Energie, verbleibt das entsprechende Elektron auf seiner ursprünglichen Etage: Es geschieht also nichts.

In diesem Fall rauscht das Licht mehr oder weniger ungehindert durch den Stoff hindurch – er ist daher farblos. Dieses Phänomen zeigen besonders jene Substanzen, deren Elektronen zu viel Energie benötigen, um angeregt zu werden: Sauerstoff etwa und Stickstoff in der Luft, Kristalle wie reiner Quarz und Diamant, aber auch manche Flüssigkeiten wie Wasser.

Bei vielen Stoffen geschieht jedoch etwas anderes. Hier gelangt ein Elektron durch Lichtenergie in eine höhere Etage, hält sich dort aber oft nur für einen Sekundenbruchteil auf.

Das Teilchen fällt danach zwar aus der oberen Etage in sein altes Stockwerk zurück, doch dabei verliert es die zuvor gewonnene Energie wieder: zum Beispiel dadurch, dass sie das Gebäude ein wenig erwärmt, sich also die Temperatur des Materials erhöht. So verschwindet das absorbierte Lichtpaket aus dem eingestrahnten Spektrum – und der restliche, nicht verschluckte Lichtanteil lässt den Stoff farbig erscheinen.

Besonders auffällig ist das bei Stoffen wie Kohle oder Teer: Deren Elektronen werden fast durch das gesamte Spektrum des sichtbaren Lichts angeregt und verwandeln die aufgenommene Energie vollständig in Wärme – ohne ihrerseits Licht auszusenden. Kohle und Teer erscheinen daher schwarz. Und im Vergleich zu Stoffen wie hellem Papier oder weißem Sand, die einen Großteil des Lichts reflektieren, erwärmen sie sich weitaus stärker.

Jene vielen Substanzen, die unsere Umwelt in allen erdenklichen Farbtönen erstrahlen lassen, schlucken also bestimmte Wellenlängen und lassen sie als unsichtbare Wärme verschwinden.

So erscheint Blut deshalb als rot, weil Elektronen im Blutfarbstoff Hämoglobin

*Oft sind es
Metall-Atome,
die Stoffen ihre
charakteristische Farbe
verleihen*

globin die grünen und blauen Bereiche des sichtbaren Lichts verschlucken.

Für diesen Effekt sorgen vor allem Eisenatome, die sich im Hämoglobin-Molekül befinden. Die Elektronen des Metalls Eisens sitzen recht locker und können daher durch Licht leicht angeregt werden.

Bei vielen anderen Farbmitteln sind es ebenfalls bestimmte Metalle, die ihnen ihre charakteristische Farbe verleihen: zum Beispiel Kadmium in der seit dem 19. Jahrhundert gebräuchlichen Künstlerfarbe Kadmiumgelb; das Metall Kupfer im sogenannten Schweinfurter Grün; Quecksilber, das dem Pigment Zinnoberrot zur Brillanz verhilft; oder Magnesium, das den pflanzlichen Blattfarbstoff Chlorophyll grün erscheinen lässt.

Welchen Einfluss solche besonderen Metalle auf die Farbmacht ausüben, zeigen auch viele Kristalle – etwa der Edelstein Rubin, eine Variation des Minerals Korund.

Korundkristalle bestehen in der Regel aus den Elementen Aluminium und Sauerstoff. Sie sind durchsichtig und als Schmucksteine nicht besonders wertvoll.

Doch in seltenen Fällen wird in dem Kristall ungefähr jedes 100. Aluminium-Atom durch ein Chrom-Atom ersetzt.

Und allein diese geringfügige Verunreinigung reicht aus, um den schmucklosen Kristall als Rubin rot funkeln zu lassen.

Einen vergleichbaren Effekt bewirken winzige Beimischungen der Metalle Titan und Eisen: Sie lassen Korund blau erstrahlen und werten ihn zum Saphir auf.

DASS SOLCHE kleinen Veränderungen der Struktur großen Einfluss auf das Erscheinungsbild einer Substanz ausüben, offenbaren auch viele Stoffe in der belebten Natur – etwa jene Verbindungen, die Blütenblätter färben.

Diese pflanzlichen Farbstoffe bestehen häufig aus Molekülen, in



*Kontraste beeinflussen unseren
Seheindruck: Stehen sich
etwa Pink und Grün
gegenüber, erscheinen
uns die Farben als
besonders intensiv
(Grubenotter)*

denen zahlreiche Kohlenstoff-, Sauerstoff- und Wasserstoff-Atome zu Ringen und Ketten vereinigt sind. Schon kleinste Veränderungen an solchen organischen Farbmolekülen können dazu führen, dass anschließend ganz andere Spektralbereiche absorbiert werden als vorher.

Eine solche Metamorphose kann jeder beobachten, der versucht, Rotkohlflecken mit Seife zu beseitigen. Der anfangs rotviolette Fleck verfärbt sich zunächst blau, um dann in ein fades Gelb umzuschlagen.

Dieser Umschwung beruht auf dem Biofarbstoff Zyanidin, einer Substanz, die zu der Gruppe der Anthozyane gehört. Kommt ein Zyanidin-Molekül mit Seifenlauge in Kontakt, spaltet es ein Wasserstoff-Atom ab – und das reicht aus, um das Rotviolett in ein Blau zu verwandeln. Noch mehr Seife führt zu einem weiteren Umbau: Nun wird der Fleck gelb.

Viele Pflanzen erhalten ihre Färbung durch Anthozyane. So beruht etwa das satte Rot einer Rose, das zarte Rosa einer Geranie oder das tiefe Blau der Heidelbeere auf diesen vielseitigen Farbstoffen. Je nachdem, wie sauer der Zellsaft des entsprechenden Gewächses ist, fällt die Färbung unterschiedlich aus.

Im Gegensatz zu farbigen Kristallen sind die meisten Farbstoffe aus der Natur jedoch nicht besonders stabil. Ultraviolettes Licht und der Sauerstoff in der Luft verändern die Moleküle. Ihre Strahlkraft verblasst.

Der grüne Blattfarbstoff Chlorophyll etwa, den Pflanzen für die Photosynthese brauchen, zerfällt ständig und muss laufend nachgebildet werden. Die Blätter vieler Gewächse bilden zudem weitere Farbmoleküle, die weit stabiler sind als Chlorophyll: etwa gelb-orangefarbene Karotine, deren Farbe

jedoch vom Grün überdeckt wird. Erst im Herbst entfalten sie nach und nach ihre Strahlkraft, wenn die Bäume aufhören, Chlorophyll zu produzieren. Dann verschwindet das Blattgrün, die beständigeren Karotine kommen zum Vorschein und verleihen dem Laub seine Färbung.

DA DIE FARBSTOFFE der Natur so flüchtig sind, hatte es der Mensch lange Zeit nicht leicht, haltbare Farben für seine Kleidung zu gewinnen. Nur wenige Substanzen vermochten Stoffe dauerhaft zu färben: etwa das Blau der Indigopflanze *Indigofera tinctoria*, das heute noch in Jeans zu finden ist – oder eben das Purpur der Schnecken aus der Murex-Familie (zwei Stoffe, die chemisch eng verwandt sind). Um die

Farben auf Textilien zu fixieren, waren obendrein komplizierte und umweltschädliche Prozeduren notwendig – so setzte man den Tinkturen etwa giftige Metallsalze zu.

Erst Mitte des 19. Jahrhunderts gelang es dem britischen Chemiker William Perkin, eine künstliche Farbe in großen Mengen herzustellen: ein zartes, fliegenderfarbenes Lila – das Mauvein (von franz. *mauve*, Malve).

Perkin entdeckte den Stoff durch Zufall. Auf der Suche nach einem Herstellungsverfahren für das Malariamittel Chinin experimentierte er mit einer Substanz, die bei der Verkokung von Steinkohle übrig blieb. Zwar war die Ausbeute des Farbstoffes – ähnlich wie bei der Herstellung von Purpur – denkbar gering: Aus 45 Kilogramm Kohle gewann Perkin nicht mehr als sieben Gramm Mauvein. Doch Kohle war reichlich vorhanden, und der Chemiker entwickelte Verfahren zur industriellen Produktion.

Mit seiner Farbstoffherstellung legte der Brite den Grundstein für die chemische Industrie, die später vor allem in Deutschland aufblühte.

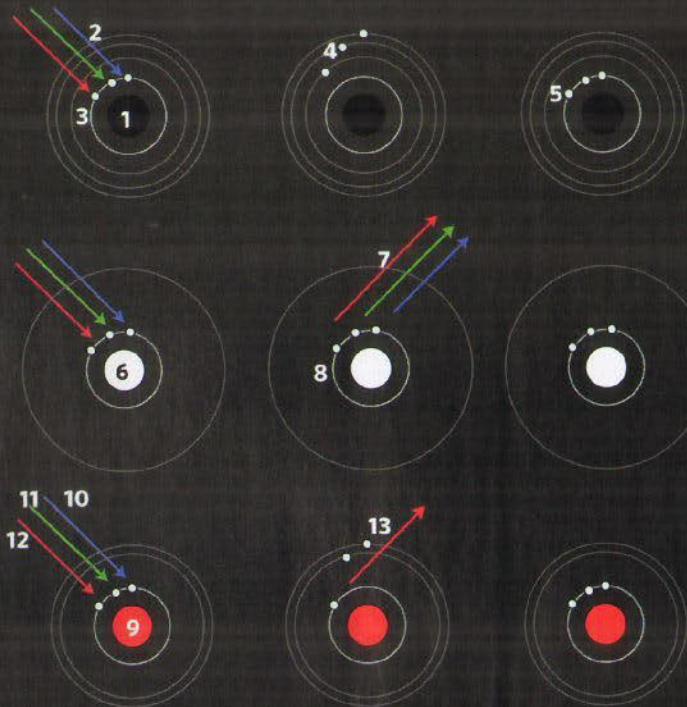
Mehr als zehn Jahre lang war Mauvein schwer in Mode, dann verblasste sein Glanz. In der Zwischenzeit war es Chemikern gelungen, andere künstliche



Auch viele Tiere wie diese Brillenschlange erkennen Farben. Manche Spezies können sogar für das menschliche Auge unsichtbares Licht erfassen – etwa Infrarot- oder UV-Strahlen

WENN LICHT AUF MATERIE TRIFFT

Verborgene Vorgänge in Atomen erklären, warum Substanzen schwarz, weiß oder farbig erscheinen



Stoffe wirken schwarz (1), wenn sie sämtliches einfallendes Sonnenlicht – ein Gemisch verschiedener Farbstrahlen (2) – schlucken. Dieser Vorgang beruht darauf, dass die in Atomen und Molekülen kreisenden Elektronen (3) durch die Energie des Lichts angeregt und auf ein höheres Niveau (4) katapultiert werden. Anschließend kehren sie aber binnen Sekundenbruchteilen auf ihr ursprüngliches Niveau (5) zurück.

Weiß erscheinen Substanzen (6), wenn sie alles sichtbare Licht reflektieren (7). Dazu kommt es, weil Sonnenstrahlen nicht die nötige Energie besitzen, um in weißen Materialien Elektronen anzuregen. Die Teilchen verbleiben daher auf ihrem ursprünglichen Niveau (8); alle Anteile des Lichts – zusammen ergeben sie Weiß – gelangen ungefiltert in unser Auge.

Farbig sind Stoffe (9), die nur einen Teil des Lichts herausfiltern. Rote Substanzen etwa bestehen aus Atomen oder Molekülen, deren Elektronen durch die Energie blauer und grüner Farbstrahlen (10, 11) angeregt werden. Die Energie des roten Farbstrahls (12) vermag dies jedoch nicht, er wird folglich zurückgeworfen (13) – der Stoff erstrahlt rot.

Farbmittel herzustellen und schließlich in ihren Labors alle Nuancen des Regenbogens in allen möglichen Schattierungen hervorzuzaubern. Und bis heute ist das Geschäft mit den Farben überaus lukrativ, die Herstellung von Farbmitteln ein umsatzstarker Zweig der chemischen Industrie: Jahr für Jahr verkaufen die Produzenten Farben im Wert von mehr als 20 Milliarden Dollar.

DOCH NOCH immer gibt es Farbvariationen in der Natur, deren Nachbildung die Hersteller vor Herausforderungen stellt. So vermag kein noch so ausgeklügelter Hightech-Lack das irisierende Blau einer Kolibri- oder Pfauenfeder zu imitieren; und kein noch so aufwendig konstruierter Farbstoff schillert derart grün oder

rot wie mancher Schmetterlings- oder Käferflügel.

Denn deren Farbenpracht baut nicht auf Atome oder Moleküle, die einen Teil

Und anders als die meisten Farbmittel sind diese Effekte nicht vergänglich: selbst jahrmillionenalt, in Stein konservierte Insektenflügel leuchten noch heute bunt.

Kaum verwunderlich also, dass Forscher längst daran arbeiten, auch dieses Spiel mit dem Licht nachzuahmen und immer weiter zu perfektionieren.

Ihr Ziel ist, eine neue Generation von Farben zu entwerfen, die ebenso brillant glänzen wie die Federn eines Pfaus.

Und die ihre Strahlkraft womöglich niemals verlieren. □

Memo: **FARBEN**

- **Wir können Farben** wahrnehmen, weil Sinneszellen im Auge Lichtsignale in eine Art Code übersetzen, den das Gehirn deutet und daraus ein farbiges Bild entwirft.
- **Materie**, die sämtliches eingestrahktes Licht reflektiert, wirkt weiß; solche, die es vollends verschluckt, erscheint schwarz. Zahlreiche andere Stoffe filtern hingegen nur einen bestimmten Teil der Strahlung heraus, die restlichen Bereiche des Lichtspektrums nehmen wir als farbig wahr.
- **Nicht selten** sind es Metall-Atome (etwa von Eisen), die Substanzen ihre charakteristische Farbe verleihen.
- **Viele Farbstoffe** sind nicht stabil, sondern sie zerfallen mit der Zeit – aus diesem Grund bleicht die entsprechende Substanz aus.

der Strahlung, mit der sie in Berührung kommen, verschwinden lassen. Vielmehr wird sie durch spezielle Lichtreflexe erzeugt. Das gleiche Phänomen sorgt dafür, dass Öltropfen auf feuchten Straßen oder Seifenblasen in den unterschiedlichsten Farbtönen schimmern.

Ute Kehse 43, ist Wissenschaftsjournalistin in Delmenhorst.

Literaturempfehlung: Heinrich Zollinger, „Color: A Multidisciplinary Approach“, WILEY-VCH: wissenschaftlich fundiertes Übersichtswerk, das das Thema Farben aus Sicht verschiedenster Fachrichtungen wie Chemie, Psychologie oder Kunstgeschichte schildert.

Schule – und dann? 1000 Möglichkeiten,
100 Wege, 1 Heft.

GEO WISSEN

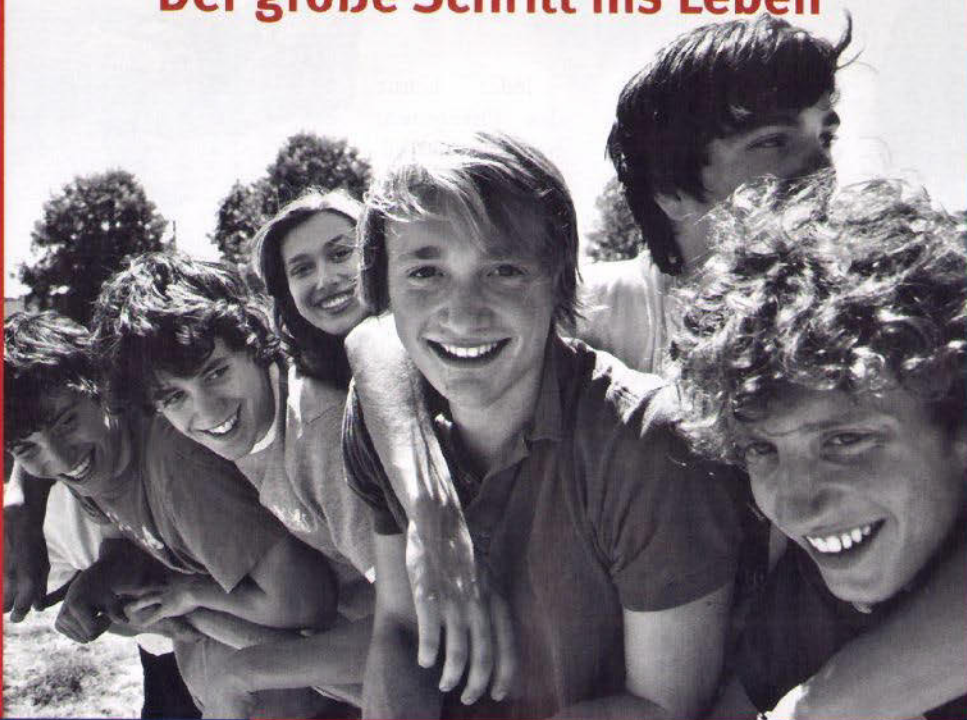
DIE WELT VERSTEHEN

www.geo-wissen.de

GEO WISSEN Nr. 49 Was kommt nach der Schule?

Was kommt nach der Schule?

Der große Schritt ins Leben



DOSSIER
Die besten Tests zur
Berufswahl

SOZIALES JAHR
Anderen helfen –
und sich selbst

LEHRE
Winzer, Köchin,
Fluglotsin

HOCHSCHULE
Lieber im Ausland
studieren?

Die **magische** Substanz

Er verbirgt sich in Abermillionen unterschiedlicher Substanzen, er bringt mehr Verbindungen als jedes andere Element hervor, auf ihm beruht die Vielfalt der Natur: **Kohlenstoff ist ein Wundermittel**, ohne das die Erde wohl niemals zu einem belebten Planeten geworden wäre. Worin wurzelt seine einzigartige Kraft?

Text: Sebastian Witte

Die stoffliche Vielfalt der belebten Natur auf unserem Planeten ist schier grenzenlos: Der geruchlose, im Urin enthaltene Harnstoff ist ebenso eine organische Substanz wie das herb riechende Öl der Bittermandel, der bei der Vergärung zuckerhaltiger Früchte entstehende Alkohol ebenso wie das aus einem indischen Gewächs gewonnene tiefblaue Indigo.

Auch die von Ameisen produzierte Methansäure gehört zu diesen Stoffen – und das aus Schlafmohn isolierte Schmerzmittel Morphin, das Hormon Adrenalin, das Treibhausgas Methan, der Aromastoff Vanillin, das Lösungsmittel Benzol, der Pflanzenbaustoff Zellulose, das im Tabak enthaltene Nikotin.

Die Erscheinungsformen all dieser Verbindungen sind derart divers, ihre Eigenschaften mitunter so verschieden, dass sie auf den ersten Blick nichts miteinander zu verbinden scheint. Und doch gibt es eine Auffälligkeit, die den organischen Stoffen gemein ist: Wenn man sie erhitzt oder verbrennt, bleibt fast immer ein sprödes, schwärzliches Substrat zurück. Eine bisweilen pulvrige Substanz, die keine teilbare chemische Verbindung mehr darstellt, sondern ein eigenständiges Element ist: Kohlenstoff.

Jeder kennt das Phänomen: Beim Grillen bildet sich auf einem Stück Fleisch eine kohlenstoffhaltige Röstkruste; weißer Kristallzucker, der in einem heißen Topf karamellisiert, färbt sich nach und nach schwarz; lodernde Holzscheite hinterlassen in einem Kamin eine Ascheschicht voller Ruß. Doch so alltäglich diese Vorgänge auch anmuten, so erstaunlich ist, was sich da ein ums andere Mal offenbart: Alles Lebendige, die ganze Schönheit der Welt also, baut auf einem der unscheinbarsten Elemente auf.

Und nicht zufällig ist ein ganzes Gebiet der Erforschung ebendieses Stoffes gewidmet: die Chemie der Kohlenstoffverbindungen (oder Organische Chemie).

Seit rund 250 Jahren versuchen Wissenschaftler die Geheimnisse des Elements Nummer sechs zu entschlüsseln. Dazu zerlegen, destillieren, isolieren und analysieren sie in ihren Laboren all jene Verbindungen, denen der Kohlenstoff zugrunde liegt. Mit aufwendigen Apparaturen erforschen sie, wie organische Substanzen aufgebaut sind, welche



Diamant:
100 Prozent
Kohlenstoff

Kein Element neben Wasserstoff ist in so vielen Substanzen enthalten wie der Kohlenstoff. Zumeist bildet er das innere Gerüst eines Moleküls, er gibt einer Verbindung ihre Stabilität. In der Regel schließt er sich mit anderen Elementen zusammen, nur ganz selten kommt er in Reinform vor – etwa als Diamant (hier ungeschliffen)



chemischen Reaktionen zwischen ihnen ablaufen, wie sie sich bei Extremtemperaturen verhalten oder was sie von den anorganischen Substanzen, etwa Mineralen, unterscheidet.

Nach und nach ist es den Forschern so gelungen, die immense Fülle der organischen Stoffe in spezifische Kategorien einzuteilen. Sie haben enträtselt, wie die einzelnen Atome in einem Biomolekül angeordnet sind, was sie zusammenhält – und vor allem: warum gerade Kohlenstoff in der Lage ist, die Grundlage für immer neues Leben zu bilden.

Mittlerweile wissen die Wissenschaftler sogar, weshalb das Element Silizium (das sehr ähnliche Eigenschaften hat wie Kohlenstoff) jene magisch anmutende, Leben spendende Kraft nicht besitzt.

DASS KOHLENSTOFF für den biologischen Reichtum der Welt eine so entscheidende Rolle spielt, mag verwundern. Denn mengenmäßig ist das Element auf unserem Planeten allenfalls eine Randerscheinung – unter 10 000 Atomen der Erdkruste befinden sich gerade einmal neun Kohlenstoffatome. Auch die Atmosphäre enthält nur winzige Spuren Kohlenstoff. Sein Masseanteil dort beträgt lediglich 0,013 Prozent.

Doch dem Stoff wohnt eine Gabe inne, die ihn trotz seiner überraschenden Seltenheit zu einem universellen Baustein der Natur macht – und die ihn von allen anderen Elementen unterscheidet. Denn ganz gleich, in welchen Molekülen ein Kohlenstoff-Atom vorkommt: Stets ist es in der Lage, gleichzeitig vier Bindungen zu anderen Atomen einzugehen.

Diese besondere Fähigkeit verdankt das Kohlenstoff-Atom vier winzigen Teilchen, sogenannten „Außenelektronen“, die um den Rumpf des Atoms

schwirren. Stark vereinfacht kann man sich vorstellen, dass jedes Kohlenstoffatom gewissermaßen über vier Arme verfügt, mit denen es andere Atome greifen und festhalten kann.

Könnte man etwa ein Methanmolekül, das bei Stoffwechselprozessen in Organismen entsteht, mit bloßem Auge sehen, würde man erkennen, dass es sich um nichts weiter als ein einzelnes Kohlenstoffatom handelt, an dessen vier Bindungsstellen je ein Wasserstoffatom sitzt – die chemische Bezeichnung für Methan lautet daher „CH₄“. Der Buchstabe C steht für den Kohlenstoff (von lat. *carbo*, Kohle), H für Wasserstoff (von griech. *hýdōr*, Wasser).

Das Kohlenstoffatom muss sich jedoch nicht zwangsläufig mit jedem seiner vier Arme an einen anderen Bindungspartner heften. Vielmehr kann es auch mit zwei oder gar drei Armen Kontakt zu ein und demselben Atom aufbauen, also Doppel- oder Dreifachbindungen eingehen. Formaldehyd

etwa wird von einem Kohlenstoffatom gebildet, das sich mit zwei seiner vier Arme an ein Sauerstoffatom klammert, mit den restlichen zwei jeweils an ein Wasserstoffatom. Demzufolge heißt die Formel der Verbindung „CH₂O“ – der Buchstabe O symbolisiert

das Element Sauerstoff (von griech. *oxýs*, sauer).

Allein aufgrund seiner Fähigkeit, eine Liaison mit vier anderen Atomen einzugehen oder aber Mehrfachbindungen herzustellen, vermag Kohlenstoff Moleküle hervorzubringen, die sehr unterschiedlich gebaut sind und mithin verschiedenste Eigenschaften besitzen. Bindet er sich etwa an zwei Chloratome und ein Sauerstoffatom, entsteht das hochgiftige, nach faulem Heu riechende Gas Phosgen. Fesselt er sich dagegen an ein Wasserstoff- und zwei Sauer-

Kohlenstoff verfügt über
außergewöhnliche Gaben
die ihn zum universellen
Baustein der Natur machen



Kohle:
75–90 Prozent
Kohlenstoff

Ohne Kohlenstoff gäbe es keine Pflanzen, denn dessen Großmoleküle bilden die Basis aller organischen Strukturen. Nach Jahrmillionen bleiben von Gewächsen oft allein die trockenen Reste der Kohlenstoffgerüste übrig



Haare: **40-60 Prozent** Kohlenstoff

Auch tierisches – und damit menschliches – Leben ist ohne Kohlenstoff nicht denkbar: Alle Strukturen und Prozesse in unserem Organismus sind von dem sechsten Element abhängig. Muskeln und Knochen, Haut und Haare bestehen zu unterschiedlichen Anteilen aus Kohlenstoff. Denn Dank seiner Eigenschaften vermag er eine schier unbegrenzte Vielfalt an Biomolekülen zu bilden

stoffatome, resultiert daraus die stark ätzende Methansäure. Im Methanol wiederum – einer toxischen Substanz, die bei der Herstellung von Spirituosen entstehen kann – hängt er sich an drei Wasserstoffatome und ein Sauerstoffatom.

DIESE MOLEKÜLVIELFALT reicht aber längst noch nicht aus, damit sich aus unbelebter Materie etwas Lebendiges entwickeln kann. Denn so gut sich das Kohlenstoffatom auch an andere Elemente heftet: Die dabei entstehenden Verbindungen sind zu klein und simpel gebaut, um für sich genommen komplexe, biochemische Funktionen zu übernehmen.

Wären die Möglichkeiten des Kohlenstoff-Atoms damit bereits erschöpft, wäre die Erde vermutlich noch heute ein lebloser, steriler Ort – maßgeblich bestimmt von Metallen und Mineralen, von Salzen und Energie.

Doch das Element verfügt über eine weitere besondere Fähigkeit, die dem Leben überhaupt erst die Chance bot, zu entstehen. Es ist imstande, stabile Verbindungen mit sich selbst einzugehen. Lagern sich mehrere Kohlenstoffatome aneinander, können

sie die unterschiedlichsten Gebilde formen: Ketten, Ringe, Gitter, Kugeln, Scheiben, Stäbchen, Röhren.

So naheliegend diese Fähigkeit auch erscheinen mag – kein Element beherrscht die Kunst der Selbstverknüpfung derart geschickt wie Kohlenstoff, kein anderer Stoff ist auch nur annähernd in der Lage, einen vergleichbaren Formenreichtum hervorzubringen.

Und es ist diese Eigenschaft, die die Verwandlung von Chemie in Biologie erst möglich macht. Denn die verschiedenen Kohlenstoff-Kohlenstoff-Verbindungen, die Ringe und Ketten etwa, fungieren als Mikro-Gerüste, an deren Enden wiederum weitere Elemente (darunter Wasserstoff, Sauerstoff, Stickstoff, Phosphor, Schwefel und Chlor) oder auch ganze Moleküle andocken können. Mitunter ist ein Kohlenstoffatom nur mit einer seiner Bindungsstellen an das Gerüst gekettet und vermag bis zu drei weitere Atome oder Atomverbände an die Formation zu knüpfen (siehe Illustration Seite 104).

Auf diese Weise können schon etwas komplexere Substanzen entstehen: beispielsweise Moleküle wie die Milchsäure, die bei Menschen und Säugetie-

ren im Blut, in Muskeln, in der Niere oder der Galle vorkommt. Hier bilden drei Kohlenstoffatome eine Kette und halten mit ihren freien Armen insgesamt vier Wasserstoff- und drei Sauerstoffatome fest.

Noch vielfältiger sind organische Verbindungen gebaut, deren Grundgerüst aus einem Kohlenstoffring (oder gar mehreren Ringen) besteht. Das im menschlichen Körper produzierte Hormon Adrenalin etwa enthält einen aus sechs Kohlenstoffatomen formierten Reif, an dem insgesamt 20 weitere Atome hängen – darunter ein Stickstoffatom, drei Sauerstoffatome sowie 13 Wasserstoffatome.

Dieser Zusammenschluss ist bereits so vielschichtig und speziell, dass er in Organismen hochkomplizierte biochemische Prozesse in Gang zu bringen

vermag: Im menschlichen Körper reguliert das Adrenalin beispielsweise die Herzfrequenz, überbringt Informationen von einer Nervenzelle zur nächsten oder beschleunigt den Fettabbau im Fettgewebe.

Der Kohlenstoff ist aber auch in der Lage, stabile Ketten und Gerüste aus Hunderten, Tausenden von einzelnen Einheiten zu erschaffen. Selbst Moleküle mit Hunderttausenden, ja Millionen Kohlenstoffatomen sind noch stabil.

Nahezu unendlich scheinen daher die Möglichkeiten, nach denen organische Verbindungen auf Grundlage von Kohlenstoffgerü-

Zucker und Öl, Haare und Holz – alle organischen Stoffe enthalten ein Gerüst aus dem Element Nr. 6

ten entstehen können. Sie versetzen die Atome in die Lage, die unterschiedlichsten Stoffe zu erzeugen. Rund 18 Millionen dieser organischen Moleküle sind den Wissenschaftlern bisher bekannt.

Holz: 50 Prozent Kohlenstoff

Trockene Baumstämme bestehen zu einem großen Teil aus Zellulose – einem Zuckermolekül, in dem sich Tausende von Kohlenstoff-Atomen mit Wasser- und Sauerstoff zusammengeschlossen haben. Kein anderes Element kann derart große und komplexe Moleküle bilden.



Federn: **30-40 Prozent** Kohlenstoff

Kohlenstoffatome können sich zu Ketten, Ringen und Gittern verknüpfen und so etlichen Gebilden Halt verleihen – etwa den ebenso leichten wie flexiblen Federn. Hier hat sich der Kohlenstoff mit Stick-, Wasser- und Sauerstoff sowie Schwefel verbunden



Zu den ersten größeren, auf Kohlenstoffbauenden Atomkonstrukten zählen die Aminosäuren, die wohl vor mehr als vier Milliarden Jahren am Boden der Ozeane entstanden. Sie sind die chemischen Bausteine aller Organismen – bis heute kommen sie millionenfach in jeder einzelnen Zelle vor. Denn mehrere Aminosäuren können sich zu langen Schnüren zusammenschließen, ähnlich wie Glieder einer Kette. Auf diese Weise entstehen Proteine (Eiweiße), die zum Teil aus Zehntausenden Aminosäuren aufgebaut sein können und demzufolge gut Hunderttausende Kohlenstoffatome enthalten.

IN DER GESCHICHTE des Lebens entstand aber noch eine weitere Klasse unverzichtbarer Verbindungen: die Nukleotide, die Grundeinheiten der Erbmoleküle (DNS).

Diese biochemischen Datenträger sind gigantische, unter anderem aus Milliarden von Kohlenstoffatomen zusammengesetzte Riesensmoleküle, die den Aufbau einer jeden Körperzelle festlegen – und zugleich sich selbst zu vervielfältigen vermögen.

Vor allem aber ist das der DNS zugrundeliegende Atomgerüst stabil und dennoch beweglich: So vermag es, je nach Aufgabe, seine Form zu ändern und dabei seine Funktion zu bewahren.

Nicht auszudenken, was geschähe, wäre dies plötzlich nicht mehr der Fall: Die DNS würde ständig andere Anweisungen für den Bau neuer, meist unbrauchbarer Moleküle geben, Lebewesen würden permanent mutieren. Kein komplexer Organismus könnte dauerhaft erfolgreich sein, geschweige denn könnten sich Arten weiterentwickeln und so den

Kampf ums Dasein bestehen. Glücklicherweise aber sind die Bindungen, die Kohlenstoff mit sich selbst und anderen Elementen eingeht, von genau der richtigen Stärke, sodass sich selbst komplexe Kreaturen entwickeln konnten: Organismen mit Beinen oder Flossen, mit Fangarmen und Greifzangen, mit empfindlichen Sinnesorganen und Neuronennetzen, die Gefühle und Gedanken erzeugen.

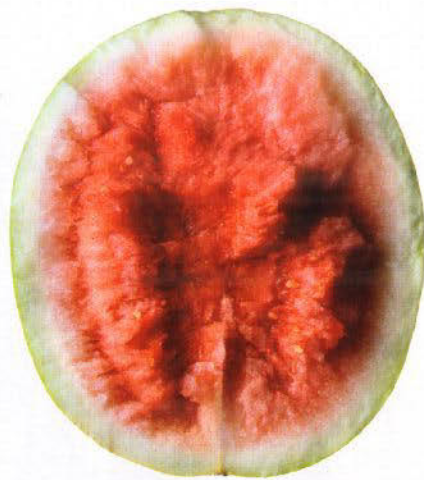
Nicht zufällig ist noch heute jedes Wesen ein Kohlenstoff-Wesen. Allein im Körper eines erwachsenen Menschen befinden sich im Schnitt etwa 16 Kilogramm des Elements – insgesamt gut 800 Quadrillionen Kohlenstoffatome. Und immerzu benötigt er mehr davon, um Energie zu gewinnen, Zellen zu erneuern, Gewebe zu reparieren, Proteine zu produzieren.

WO ABER KOMMT all der Kohlenstoff her? Immerhin existieren auf der Erde nur winzige Spuren des Elements in Reinform, als Graphit etwa oder Diamant. Es sind starre Verbindungen, die nicht im Mindesten dazu geeignet sind, organische Substanzen aufzubauen. Denn in ihnen halten sich die einzelnen Atome mit allen vier Armen gegenseitig fest, können also keine weiteren Stoffe mehr an sich heften. Im Graphit etwa ordnen sich die Kohlenstoffatome zu hauchdünnen Schichten aus flachen Ringen.

Im Diamanten wiederum bilden sie eine dreidimensionale Gitterstruktur, die so fest ist, dass das Gefüge erst bei Temperaturen von mehr als 3550 Grad Celsius schmilzt und der harte Kristall zu einer amorphen Masse zergeht.

Zwar existieren neben Graphit und Diamant noch weitere Reinformen des Kohlenstoffs, beispielsweise Ruß, doch stets sind die Kohlenstoffatome in ihnen so stark miteinander verbunden, dass sie – etwa bei uns Menschen – als Baustoff von Molekülen nicht infrage kämen.

Nähmen wir einen Löffel Graphit zu uns oder verschluckten einen Diamanten, könnte unser Körper daraus keine Vitalität beziehen, das Potenzial des



Melone: **1,1 Prozent** Kohlenstoff

Das Innere der Frucht besteht hauptsächlich aus Wasser – und ist dennoch nicht flüssig. Das liegt an den mikroskopisch kleinen Zellwänden, deren Struktur auf Kohlenstoff basiert. Sie bilden ein Netz winziger Kammern, die den Fruchtsaft enthalten

Kohlenstoffs bliebe gänzlich ungenutzt.

Tatsächlich kommt die Vielfalt der natürlichen organischen Verbindungen erst dadurch zustande, dass Kohlenstoff nicht nur in fester Form existiert, sondern auch in flüchtiger: als das Gas Kohlendioxid (CO_2), die Verbindung eines Kohlenstoffatoms mit zwei Sauerstoffatomen.

Denn ohne diesen luftigen Stoff wären Pflanzen nicht in der Lage, das Licht der Sonne als Energiequelle zu nutzen, also Photosynthese zu betreiben.

Fallen Sonnenstrahlen auf die Oberfläche eines Blattes, wird in speziellen kleinen Zellorganen mit-

hilfe der Lichtenergie Wasser (H_2O) in Wasserstoff (H) und Sauerstoff (O) zerlegt. Anschließend bauen die Gewächse aus dem Wasserstoff und dem Kohlendioxid – das sie der Luft entnehmen – Zucker auf, der nun die gespeicherte Energie enthält; der Sauerstoff entweicht als Abfall in die Umgebung.

Die Zuckermoleküle dienen den Gewächsen dazu, neue organische Substanzen (etwa Zellulose) herzustellen oder Zellen zu bilden, zu wachsen und Stoffwechselvorgänge in Gang zu halten.

Diesen wundersamen Vorgängen verdanken heute fast alle Kreaturen ihre Existenz – auch wir Menschen. Denn indem wir uns von Nährstoffen wie Zucker oder Fetten ernähren, die im Pflanzengewebe gespeichert sind, nehmen wir nicht nur Kohlenstoff als Bausubstanz auf, sondern letztlich auch die Energie der Sonne – und können so Lebenskraft schöpfen.

Dazu spalten wir die kohlenstoffhaltige Nahrung mithilfe von eingeatmetem Sauerstoff wieder in seine Bestandteile auf; bei diesem Prozess verbindet sich der Sauerstoff mit einem Teil des Kohlenstoffs – es ent-

steht Kohlendioxid. Und es wird jene Energie frei, die jede Zelle für mechanische oder chemische Vorgänge in ihrem Inneren benötigt.

Anschließend befreit das Blut die Zellen vom CO_2 und befördert es zur Lunge. Und nur weil Kohlendioxid ein Gas ist, vermag es die dort befindlichen

Im menschlichen Körper
befinden sich nicht weniger
als **16 Kilogramm** des
Leben spendenden Elements

Das Rätsel der **Spiegelbild-Moleküle**

Etliche Naturstoffe kommen in zwei Varianten vor, die einander gleichen wie Bild und Spiegelbild. Obwohl beide Formen aus exakt den gleichen Atomen aufgebaut sind, können sie sehr unterschiedliche Wirkungen entfalten

Mitte des 19. Jahrhunderts macht der Chemiker Louis Pasteur eine erstaunliche Entdeckung. Unter einem Mikroskop betrachtet der Franzose winzige Kristalle, die von einem leicht säuerlich schmeckenden Naturstoff, Tartrat, gebildet werden. Er dreht und wendet die weißlich schimmernden Gebilde, misst ihre Kanten und Flächen. Dabei erkennt er: Obwohl die Kristalle nur aus einer einzigen Substanz bestehen, gibt es von ihnen zwei unterschiedliche Typen. Diese Typen scheinen zunächst identisch, sie schmelzen bei der gleichen Temperatur, haben die gleiche Dichte, besitzen die gleiche Farbe – und doch: Hält man zwei der unterschiedlichen Kristalle nebeneinander, wirkt der eine wie das seitenverkehrte Abbild des anderen – ähnlich einer Reflexion im Spiegel.

Die Eigenschaften eines Kristalls, so weiß Pasteur, hängen stets von der Struktur seiner Bausteine ab, in diesem Fall von den Molekülen. Wenn es also zwei verschiedene Formen von Tartrat-Kristallen gibt, so muss es auch zwei Formen von Tartrat-Molekülen geben. Und auch diese sollten einander gleichen wie Bild und Spiegelbild.

Da bis dahin niemandem derartige Moleküle aufgefallen sind, scheint das von Pasteur entdeckte Phänomen zunächst ein wissenschaftliches Kuriosum zu sein. Erst nach und nach erkennen Chemiker: In der Natur existieren Tausende solcher Spiegelbild-Substanzen – chemische Verbindungen, die einander ähneln wie rechte und linke Hand. Sie nennen diese Verbindungen daher chirale Moleküle (von griech. *cheir*, Hand).

Da zwei chirale Moleküle aus exakt den gleichen Atomen bestehen, lassen sie sich durch Experimente im Labor nur schwer voneinander unterscheiden. Die beiden Spiegelbild-Moleküle reagieren beispielsweise auf die meisten anderen chemischen Verbindungen völlig gleich – gerade so wie zwei Hände, die theoretisch genau die gleichen Tätigkeiten ausführen können: Sowohl die linke als auch die rechte Hand vermag etwa nach einem Apfel zu greifen, auf einen Lichtschalter zu drücken oder Klavier zu spielen.

Und doch können die beiden Spiegelbilder ein und derselben Substanz hin und wieder völlig unterschiedlich in Erscheinung treten. So verleiht etwa eine Spiegel-Variante des Aromastoffs Carvon dem Gewürz Kümmel seinen charakteristischen Geruch, die andere Variante wiederum lässt die Blätter von Minze duften. Der chirale Naturstoff Limonen dagegen riecht mal nach Orange, mal terpentinähnlich; eine dritte Substanz, eine Butansäure, verströmt entweder ein angenehm süßliches Aroma oder den Gestank vergorener Milch.

Dieses verblüffende Phänomen beruht darauf, dass jene Duftstoffe in unserer Nase auf spezielle Geruchssensoren treffen, die jeweils nur eine Variante des chiralen Stoffes erkennen.

Denn die Sensoren gleichen – stark vereinfacht – molekularen Handschuhen: Nur die passende Hand vermag in den entsprechenden Handschuh zu schlüpfen, nur die passende Variante eines Duftstoffs den entsprechenden Sensor zu aktivieren. Und nur dann schickt dieser ein Duftsignal an unser Gehirn.

Ähnliche Sensoren befinden sich auch auf unserer Zunge. So dockt etwa die eine „Hand“ des Naturstoffs Asparagin (einer zum Beispiel in Spargel vorkommenden Aminosäure) an einen Sensor, der einen bitteren Geschmack hervorruft – die andere passt zu einem Sensor, der uns Süßes schmecken lässt.

Im menschlichen Körper können also die beiden Formen eines Moleküls zu unterschiedlichen Reaktionen führen. Bisweilen mit

dramatischen Folgen. Dies zeigte sich erstmals Ende der 1950er Jahre, als Kinder mit Missbildungen zur Welt kamen. Die Mütter hatten während der Schwangerschaft das als Schlafmittel verschriebene Medikament Contergan eingenommen – eine chirale Substanz. Nach Meinung vieler Forscher ist eine Variante des Stoffes verantwortlich für den gewünschten Beruhigungseffekt, die andere dockt im Körper eines werdenden Kindes an spezielle Eiweiß-Moleküle an, die daraufhin wichtige Wachstumsprozesse blockieren.

Heute muss bei der Herstellung

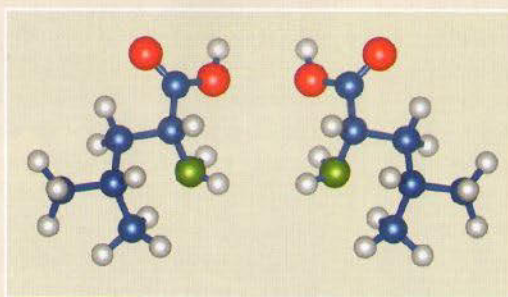
jedes neuen Wirkstoffs geprüft werden, ob zwei Spiegelbild-Formen entstehen und welche Wirkungen sie entfalten. So ist etwa bekannt, dass die beiden Varianten des Wirkstoffs Dobutamin, der als Notfallmedikament Patienten mit akuter Herzschwäche hilft, jeweils unterschiedlich auf die Herztätigkeit einwirken. Beide Varianten sind in der Substanz kombiniert, ihre Wirkungen heben sich zum Teil gegenseitig auf. Genau dieses Zusammenspiel bestimmt den besonderen therapeutischen Nutzen des Wirkstoffs.

Eine andere chemische Verbindung, mit der Schwermetallvergiftungen behandelt werden können, darf ausschließlich in einer einzigen Variante verabreicht werden. Die andere, so zeigen Versuche an Ratten, kann zu Atemlähmung und Tod führen.

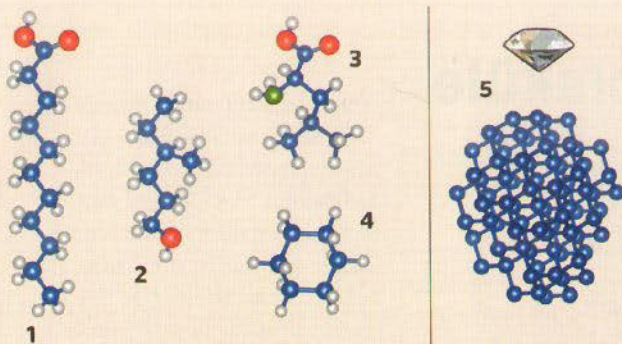
Es ist manchmal also durchaus lebenswichtig, die beiden Spiegelbilder einer Substanz zu kennen und auseinanderzuhalten. Da chirale Moleküle nur schwer voneinander zu unterscheiden sind, müssen Chemiker dafür bis heute oft aufwendige, langwierige und teure Verfahren anwenden. Vor einigen Jahren entwickelten drei Wissenschaftler aus Japan und den USA immerhin eine Methode, mit deren Hilfe sich einige chirale Substanzen gezielt und schnell in nur einer Variante herstellen lassen.

Für diese Entwicklung erhielten sie 2001 die höchste Ehrung der Chemie: den Nobelpreis.

Ilona Baldus



Ein Molekül, zwei Varianten: Die Aminosäure Leucin schmeckt mal bitter, mal süß, je nachdem, welche Spiegelbildform auf unsere Geschmackssensoren trifft



Von Ketten, Ringen und Gittern

Kohlenstoff spielt in der Natur deshalb eine so große Rolle, weil kein anderes Element derart komplexe und stabile Verbindungen mit sich selbst zu knüpfen vermag – zum Beispiel Ketten, Ringe, Gitter. Diese Gebilde formen das Gerüst der „organischen Moleküle“. In diesen Verbindungen kann sich die Kohlenstoffstruktur mit Atomen anderer Elemente zusammenschließen – wie Wasserstoff (grau), Sauerstoff (rot) oder Stickstoff (grün). So entstanden Millionen Naturstoffe, etwa die in Ölen enthaltenen Fettsäuren (1), Alkohole (2), Aminosäuren (3) – die Grundbausteine der Eiweiße – oder Alkane (4), Komponenten des Erdöls. Verbinden sich Kohlenstoff-Atome nur mit anderen Atomen dieses Elementes, entstehen unter anderem Diamanten (5). Die Struktur eines Einkaräters besteht aus zehn Trilliarden Atomen.

hauchdünnen Häutchen der Lungenbläschen zu durchdringen und als Abluft zurück in die Atmosphäre zu gelangen.

Dieser Kreislauf des Kohlenstoffs bestimmt das gesamte Leben auf unserem Planeten. Er sorgt dafür, dass Organismen sowohl mit Baustoffen versorgt werden als auch mit Energie – also existieren können.

Und hier zeigt sich auch, warum auf der Erde allein Kohlenstoff als Grundeinheit des Lebens infrage kommt. Zwar besitzt beispielsweise Silizium ähnliche Bindungsmöglichkeiten wie Kohlenstoff – auch das Halbmetall kann sich mit vier anderen Elementen zu Molekülen verknüpfen. Doch ihm fehlt unter Erdbedingungen die entscheidende Fähigkeit, sich als Gas in die Luft zu verflüchtigen: Verbindet sich ein Siliziumatom mit zwei Sauerstoffatomen, entsteht Siliziumdioxid, ein kristalliner Feststoff.

Dieses Wesensmerkmal hat fatale Folgen. Denn selbst einfachste Lebensformen hätten unter Bedingungen der uns umgebenden Umwelt keine Möglichkeit, das Element in ihren Körper hinein- und wieder hinauszubefördern.

Der Grund: Atmung mit Feststoffen funktioniert einfach nicht, da feste Stoffe aneinander hängen bleiben und zu grob sind, um die Zellmembranen oder die Lungenbläschen zu passieren. Kaum vorstellbar,

dass Siliziumwesen die beim Zellstoffwechsel anfallenden Abfälle in Bröckchen aushusten. Und ebenso würde es auf Silizium basierende Pflanzen wohl niemals geben, da auch sie keine Möglichkeit hätten, Siliziumdioxid mit der Umwelt auszutauschen, nie kämen sie an neues Baumaterial oder Energie.

EIN GLÜCK ALSO, dass Kohlenstoff in der Welt, in der wir leben, ein Gas ist, wenn er sich mit zwei Sauerstoffatomen verbindet. Anderenfalls hätte sich aus unbelebter Materie vermutlich nie Leben entwickelt, wäre die Evolution wohl niemals in Gang gekommen.

Erst das Element Nummer sechs hat die vormals karge Erde im Laufe mehrerer Milliarden Jahre zu einer belebten Welt werden lassen, zu einem Planeten, den Wälder begrünen, den unzählige Mikroorganismen und Millionen von Spezies in den unwirtlichsten Regionen bevölkern.

So außergewöhnlich sind die Vorzüge des Kohlenstoffs, dass Forscher sie sich längst zu eigen gemacht haben, um in Hightech-Laboren eine zweite, gewissermaßen eine künstliche Evolution voranzutreiben. Wie die Natur nutzen auch Chemiker und Ingenieure seine außergewöhnliche Eigenschaft, alle möglichen Formen zu bilden.

Denn verblüffenderweise fußt die Welt des Synthetischen zum Großteil auf dem gleichen Stoff wie die Welt des Lebendigen. So bestehen viele Kunststoffe – etwa PVC, Plexiglas, Nylon – aus langen Molekülen von Tausenden Kohlenstoffatomen, an denen wiederum andere Elemente baumeln (siehe Seite 126).

Und obwohl es mittlerweile Abertausende verschiedene synthetische Materialien gibt, erfinden Wissenschaftler Tag für Tag neue künstliche Produkte. In ihren Instituten konstruieren sie Moleküle gleichsam am Reißbrett, entwerfen Substanzen Atom für Atom – und finden so immer wieder Möglichkeiten, neue Stoffe zu entwickeln.

Doch ob sie die Vielfalt der biologischen Verbindungen jemals übertreffen werden, ist ungewiss. Denn das produktivste Kohlenstoff-Labor ist immer noch die Natur selbst. □

Memo: KOHLENSTOFF

► **Kohlenstoff** ist in der Lage, gleichzeitig vier Bindungen mit anderen Atomen einzugehen. Lagern sich mehrere Kohlenstoffatome zusammen, vermögen sie die verschiedensten Gebilde zu formen: Ketten, Ringe oder Gitter.

► **Auf ebendieser** Eigenschaft beruht die Vielfalt des Lebendigen: Alle Biomoleküle (Alkohole und Zucker, Fette und Eiweiße) bestehen aus Kohlenstoff-Gerüsten, an die sich wiederum andere Elemente anlagern, etwa Wasserstoff.

► **Komplexe Kreaturen** konnten aber nur entstehen, weil Kohlenstoff auch gasförmig als Kohlendioxid existiert. Mithilfe des flüchtigen Stoffes bauen Pflanzen Zuckermoleküle auf, die nahezu jeder Organismus zum Leben braucht.

► **Auch ein Großteil** der synthetischen Materialien fußt auf Kohlenstoffatomen, die zu großen Molekülen vereinigt sind.

Sebastian Witte, 28, ist Redakteur im Team von GEOkompakt.

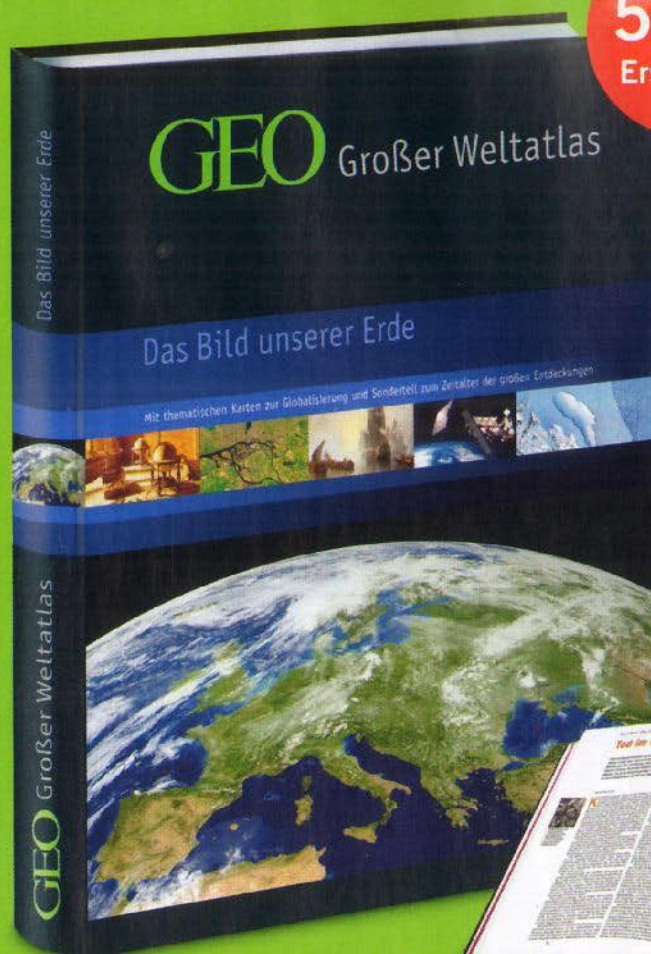
Nur noch kurze Zeit erhältlich

GEO Shop
Das Beste von GEO zum Bestellen

Der große GEO Weltatlas – jetzt über €69 reduziert!

Sichern Sie sich eines der letzten verfügbaren Exemplare zum günstigen Vorzugspreis.

58 %
Ersparnis!



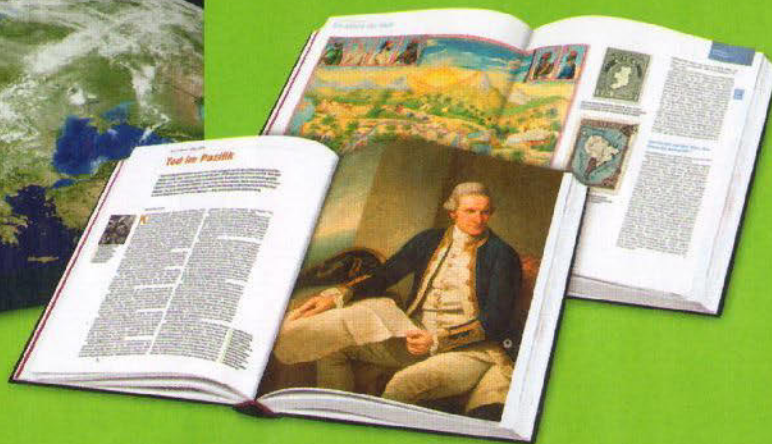
Satellitenbilder (32 Seiten)

Kartenteil und Register (328 Seiten)

Globale Aspekte (128 Seiten)

Geschichte der Kartografie (224 Seiten)

Entdeckungen und Entdecker (176 Seiten)



GEO Großer Weltatlas

Ein Atlas in außergewöhnlicher Zusammenstellung: 5 eigenständige Bücher in einem Werk, die sich gegenseitig ergänzen und neue Sichtweisen auf unsere Erde ermöglichen. Freuen Sie sich auf atemberaubende Satellitenfotos und digital erstellte Karten zu Ländern und Kontinenten, auf mitreißende GEO-Reportagen über die großen Entdecker, die Geschichte der Kartografie u.v.m. Ca. 904 Seiten, Format: ca. 37,5 x 29 x 6 cm.
Best.-Nr.: 6728345

Preise A: € 51,40/CH: Fr. 75.90

€ 49,99
statt UVP € 119,95



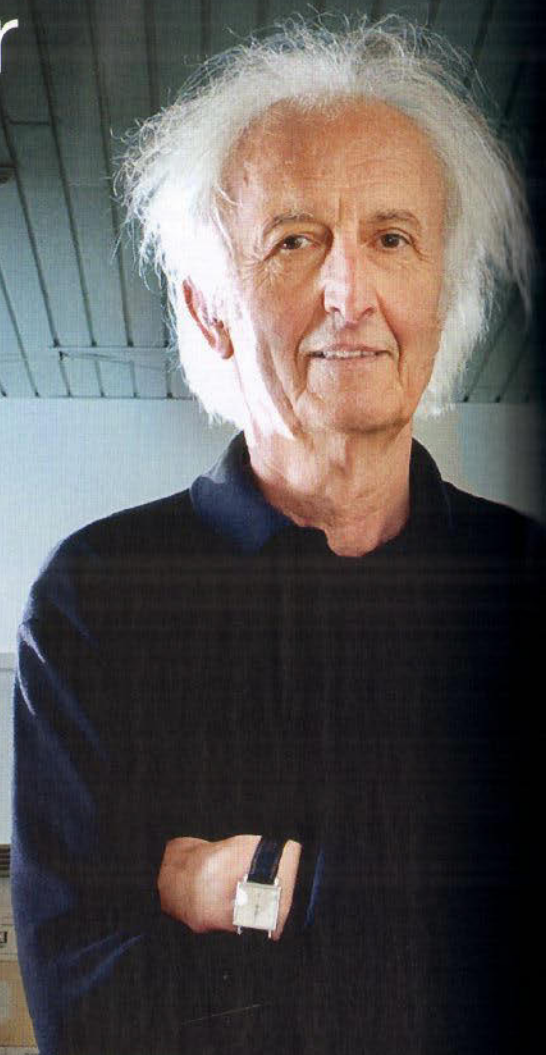
Bestellen Sie jetzt den großen GEO Weltatlas unter:

www.geoshop.de/weltatlas

Telefonisch bestellen unter 01805/22 50 59* (Bitte die Aktionsnr. G00052 angeben)



Was ist das größte Rätsel der Chemie, **Herr Prof. Schwarz?**



Prof. Dr. Helmut Schwarz von der Technischen Universität Berlin (hier an einem Analysegerät, mit dem sich die Masse von Atomen und Molekülen bestimmen lässt) ist einer der renommiertesten deutschen Chemiker. Zudem fördert der 68-Jährige als Präsident der Alexander-von-Humboldt-Stiftung talentierte Wissenschaftler aus aller Welt

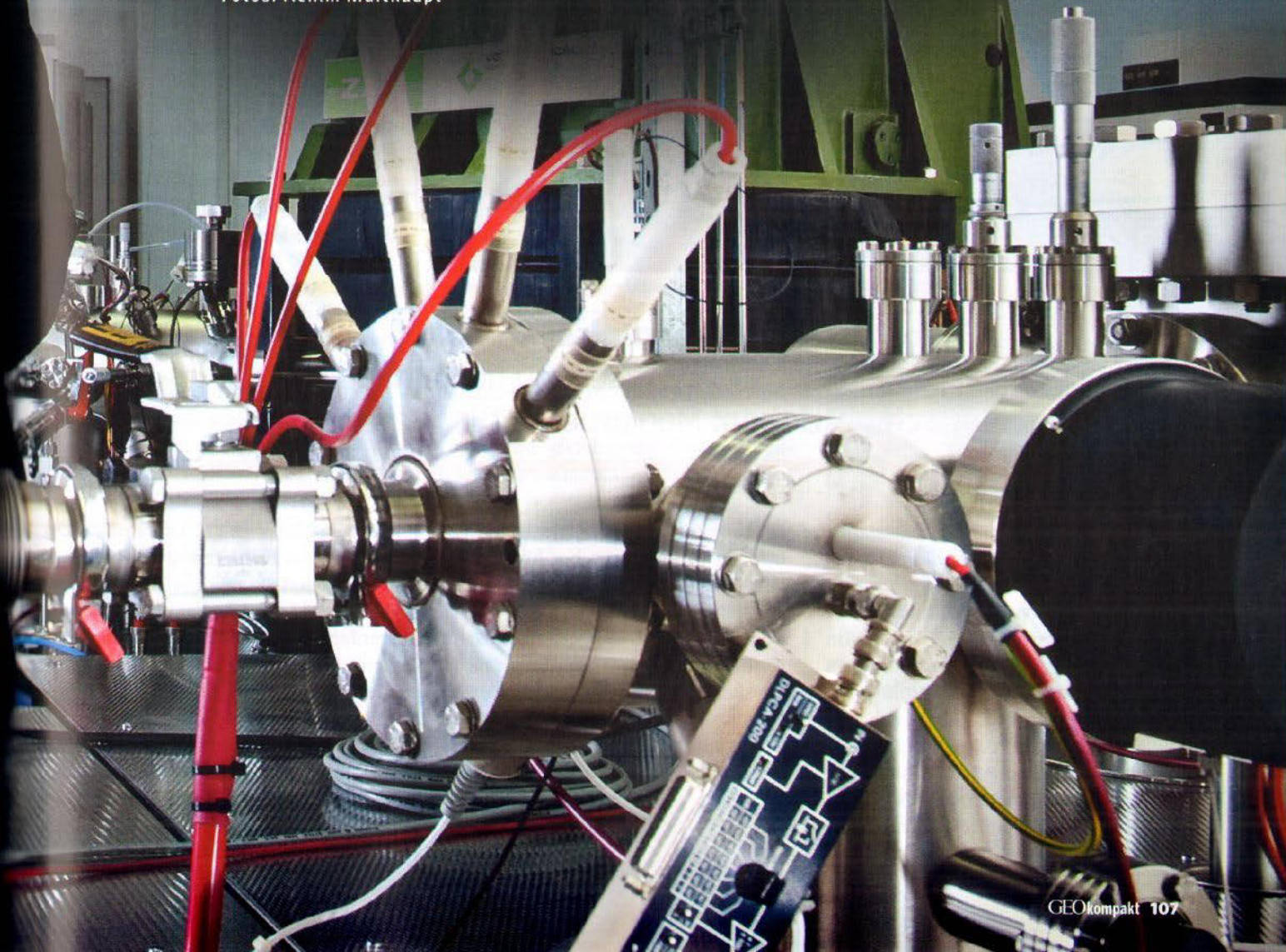


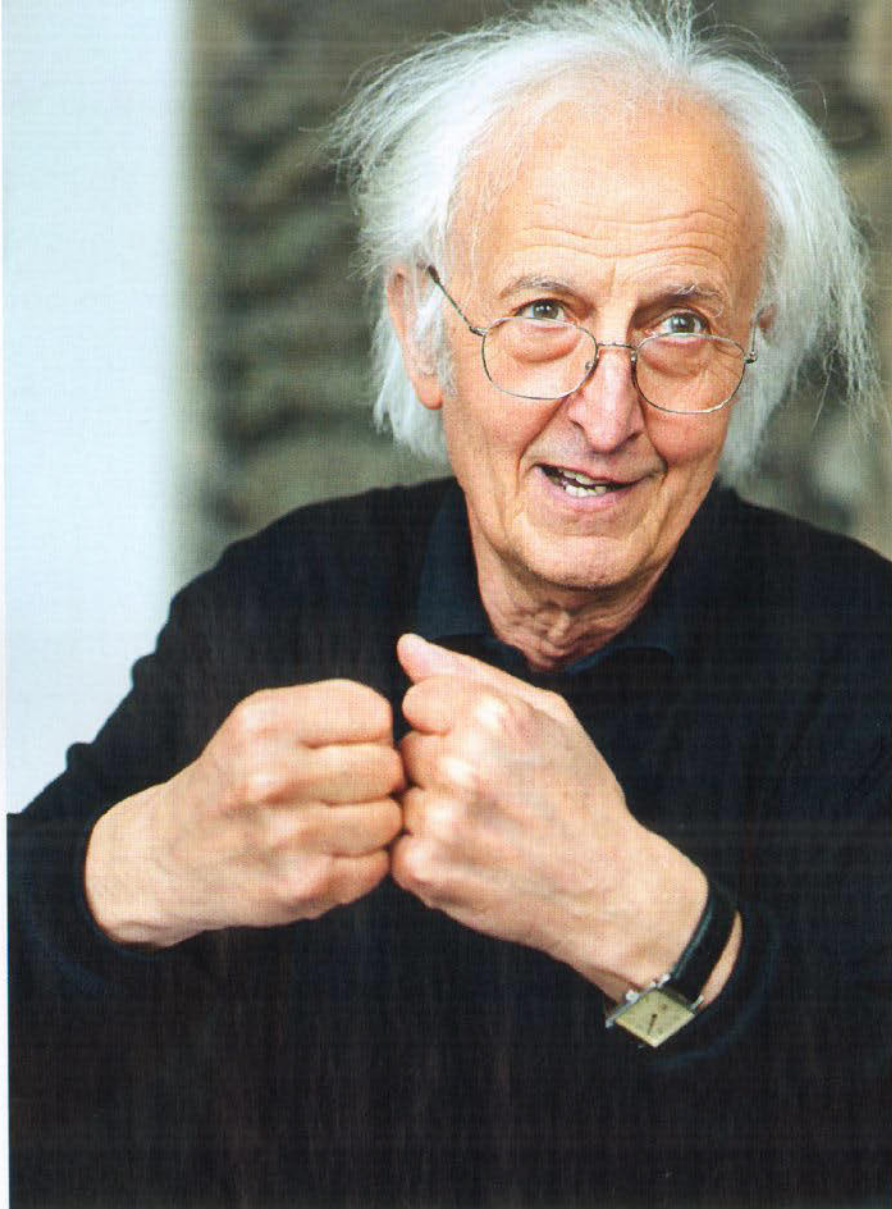
Wie **aus toter Materie** etwas Lebendiges wird!

Nichts hat unser Leben so stark verändert wie die Erforschung der stofflichen Welt. Der Chemiker Helmut Schwarz über die wichtigsten Entdeckungen aus dem Kosmos der Atome und Moleküle, über die offenen Fragen seiner Zunft – und darüber, wie Chemie helfen kann, die großen Probleme der Menschheit zu lösen

Interview: Henning Engel, Rainer Harf und Sebastian Witte

Fotos: Achim Mulhaupt





Bosch-Verfahren gewesen. Es eröffnete die Möglichkeit, Stickstoff aus der Luft in Ammoniak zu überführen und damit künstlichen Dünger herzustellen. Es gibt Schätzungen, nach denen ohne das Haber-Bosch-Verfahren weit über zwei Milliarden Menschen verhungert wären. Auch heute noch ist es das mit Abstand wichtigste Verfahren, um die Ernährungslage der Welt zu gewährleisten.

Welche Erkenntnisse waren ebenfalls entscheidend?

Eine zentrale Entdeckung ist die Aufklärung der Natur der Erbsubstanz – der DNS-Doppelhelix. Die Erkenntnis, dass alles, was Leben darstellt, im Grunde in diesem Erb molekül materiell festgelegt ist, hat ein neues Weltbild geschaffen. Eine weitere bedeutende Erfindung ist die der Antibabypille. Sie hat entscheidend zur Emanzipation der Frau beigetragen, und auch vor dem Hintergrund einer Kontrolle der Weltbevölkerung kann man diese Erfindung gar nicht hoch genug einschätzen.

Sind das nicht eher biologische und medizinische Erkenntnisse?

Ja, aber dahinter steckt dennoch die Chemie. Ich würde auch die Rote, also die medizinische, sowie die Grüne Gen-

» Trotz aller **theoretischen Erkenntnisse**
wird chemische Forschung heute **nach wie vor**
zumeist empirisch betrieben: Man probiert Dinge aus «

GEOkompakt: Herr Professor Schwarz, die meisten Menschen könnten nicht erklären, was Chemie ist, schrecken gar vor dem Begriff zurück. Was verstehen Sie darunter?

Helmut Schwarz: Chemie handelt von den Veränderungen in der stofflichen Welt. Ob sich diese in der Biologie, in der Atmosphäre, in der Erdkruste oder beim Rosten eines Autos zutragen, es handelt sich immer um chemische Prozesse. Beim Geborenwerden, Altern, Sterben – überall spielt die Chemie eine Rolle. Sie ist für viele Menschen deshalb

etwas Fremdes, weil die meisten von uns von ihrer Natur her konservativ sind und Veränderungen nicht mögen.

Dabei hat Chemie die Welt enorm verändert. Was waren die größten Durchbrüche?

Wenn wir eine etwas größere Zeitspanne betrachten, dann ist im vergangenen Jahrhundert die vermutlich wichtigste Entdeckung das Haber-

technik hinzuzählen. Die Ernährung der Welt ist mittelfristig nur möglich, wenn genetisch modifizierte Pflanzen in einem sehr großen Umfang angebaut werden. Und dies wird weltweit geschehen. Auch Gesundheitsfürsorge und medizinische Versorgung sind ohne Chemie nicht vorstellbar. Es gibt derzeit etwa 1400 Ersatzteile für den menschlichen Körper, und sie alle haben eine chemische Grundlage, ob es sich nun um eine künstliche Pupille, eine Ader oder eine Herzklappe handelt.

Also steckt hinter aller Forschung, die mit Materie umgeht, chemisches Wissen?

Genau, und aus diesem Grund wird Chemie auch in diesem Jahrhundert die zentrale Querschnittswissenschaft bleiben. Ein molekulares Verständnis von Krankheit setzt eben voraus, dass man begreift, wie die Gesetze der Chemie selbst in einem so komplexen System wie dem menschlichen Körper wirken.

Weshalb haben dennoch so viele Menschen Probleme mit der Chemie?

Sie sehen in ihr nur etwas Künstliches und Fremdes, das ihnen nicht geheuer ist, weil es sich eben laufend verändert. Gleichzeitig berührt die Chemie das Leben eines jeden Individuums ganz unmittelbar, und jeder fühlt sich von ihr betroffen. Die Chemie hat dieses Doppelgesicht: höchste Nützlichkeit, und gleichzeitig bleibt sie unbegreifbar.

Dem Begriff haftet auch etwas Giftiges an. Bei Lebensmitteln sagen Menschen oft: „Da ist Chemie drin, das will ich nicht essen.“

Ja, obwohl das ein großes Vorurteil ist, denn die stärksten Gifte produzieren nicht die Chemiker, sondern die Natur. Pilze stellen Gifte her, manche Fische in der Tiefsee erzeugen Antibiotika, und allein im Brokkoli gibt es mehr als 30 krebserzeugende Substanzen. Wird ein „Giftstoff“ von Menschen hergestellt, regen sich die Bedenken, entsteht er in der Natur, wird er akzeptiert.

Viele Menschen haben ja schon in der Schule die Erfahrung gemacht, dass ihnen dieses Feld nicht zugänglich ist.

Das liegt vielleicht daran, dass die Chemie sich einer Kunstsprache bedient, einer Formelsprache, wie sie übrigens auch die Mathematik oder die Musik – mit ihrer Notensprache – auszeichnen. Aber der Chemie fehlt nicht nur die Klarheit der Mathematik, sie ist auch wesentlich komplexer und sie betrifft uns unmittelbar im Alltag.

Wie stark spielt die Chemie in die Dinge hinein, die uns direkt umgeben?

Sie ist überall gegenwärtig. Wenn Sie heute ein Haus bauen und es isolieren möchten, damit nicht 80 Prozent der

Energie nach draußen gelangen, dann ist dies ohne moderne Kunststoffe nicht möglich. Autos, die nur zwei oder drei Liter Kraftstoff verbrauchen, sind nur mit leichteren Werkstoffen zu konstruieren. Entsalzungsanlagen für Länder, in denen Wassermangel herrscht, lassen sich nur mit den Rezepten der Chemiker bauen. Ich wüsste kein Beispiel aus dem täglichen Leben,

dungsprozesse auslösen. Dies ist nur über eine Kenntnis der molekularen Vorgänge möglich – also der Chemie.

Worin liegt der Schlüssel zum Verständnis der Chemie?

Letztlich in der Struktur der Elektronenhülle der Atome, die man verstehen möchte. Ob es sich um das Verständnis von komplizierten Vorgängen an einer Oberfläche, um extrem schnelle oder die unvorstellbar langsamen Reaktionen geologischer Veränderungen han-

» Ein Baguette ist mehr als die **Summe seiner Krümel.** Und ein Molekül ist mehr als die Summe seiner Atome «

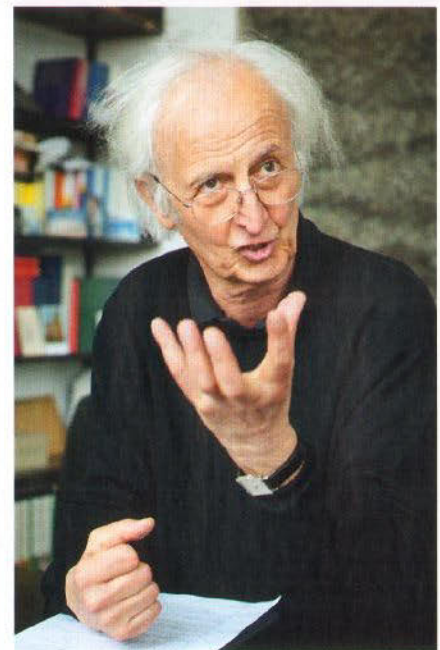
an dem die Chemie nicht wenigstens mittelbar teilhat.

Demnach ist die Chemie auch ein besonders wichtiger Industriezweig?

Sie ist nach dem Maschinenbau die zweitwichtigste Industrie in Deutschland. Die chemische Industrie ist Zuliefererbetrieb für das gesamte Bauwesen und die Kraftfahrzeugindustrie. In einem Auto besteht der überwiegende Teil heute nicht mehr aus Stahl, es sind Verbundwerkstoffe – also Kunststoffe mit besonderen Eigenschaften. Chemiker arbeiten daran, Materialien zu entwickeln, die so leicht sind wie eine Feder und gleichzeitig die mechanischen Eigenschaften von Stahl besitzen.

Ist die pharmazeutische Industrie ein weiterer Bereich?

Ohne Zweifel. Chemie betrifft das gesamte medizinische Wesen. Ich sprach von den mehr als 1000 künstlich hergestellten Ersatzteilen in einem menschlichen Körper. Das sind alles Materialien, die funktionsgerecht entwickelt worden sind. Sie dürfen das Blut nicht verklumpen lassen oder Entzün-



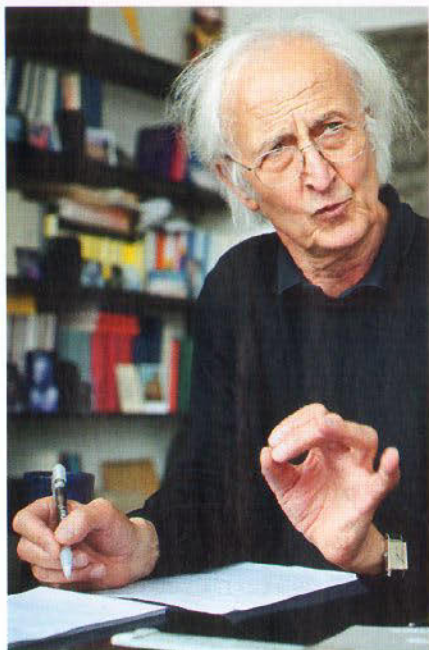
delt – die Theorie hat in den letzten Jahrzehnten enorme Beiträge geliefert. Und dennoch gilt, dass wir bis heute nicht in der Lage sind vorherzusagen, welche Eigenschaften etwa ein neues Molekül aus zehn verschiedenen Atomen besitzen wird: Ist die Verbindung ein Gas, eine Flüssigkeit oder ein Festkörper, schmeckt sie salzig oder süß? Wir können nicht einmal einen Schmelz- oder Siedepunkt vorhersagen.

Selbst wenn man die Eigenschaften aller seiner Atome kennt, kann man den Charakter eines Moleküls also nicht voraussagen?

Davon sind wir weit entfernt. Schon relativ minimale Veränderungen eines Moleküls können oftmals größere Konsequenzen auslösen. Nehmen wir einen kleinen Nanocluster mit zum Beispiel zehn Atomen, der mit einem anderen Molekül in einer bestimmten Weise reagiert. Wenn Sie nun ein Atom hinzufügen oder eines wegnehmen, unterbleibt die Reaktion.

Hier ist die Welt einfacher, und wir sind heute in der Lage, manche ziemlich vollständig zu beschreiben. Und dennoch gelingt es nicht, selbst kleine Moleküle wirklich zu bändigen, sie dazu zu bringen, etwas ganz Bestimmtes zu tun. Das Treibhausgas Methan, das uns neben Kohlendioxid viele Sorgen macht, ist hierfür ein gutes Beispiel. Methan stellt eine der wichtigsten Ener-

» Katalysatoren sind die **Heiratsvermittler der Chemie.** Sie bringen Partnersubstanzen zusammen «



Die Wirkung kann fundamental anders sein, obwohl das Molekül nur minimal länger ist?

Ja, sie kann größenabhängig sein. Und auch die Wechselwirkungen von vielen Molekülen – etwa in einer Flüssigkeit – lassen sich bis heute quantitativ nur eingeschränkt beschreiben.

Wie ist es mit relativ simplen Molekülen, mit Gasen wie Kohlendioxid etwa? Kann man deren Eigenschaften erklären?

giequellen überhaupt dar. Doch es ist ein Gas und damit in der Praxis nicht so gut zu handhaben. Man möchte daraus etwas Flüssiges machen, um den Stoff besser transportieren zu können. Zum Beispiel Methanol.

Und das gelingt nicht?

Methan plus Sauerstoff ergibt Methanol. Methanol und etwas mehr Sauerstoff liefert Kohlendioxid. Bei jedem dieser Schritte wird Energie freigesetzt, und das nutzen wir, wenn wir unsere Räume heizen oder ein Auto antreiben wollen. Um einen flüssigen Stoff zu erhalten, müsste man die Reaktion auf der Stufe des Methanols bremsen. Dieser scheinbar simple Prozess müsste bei Raumtemperatur und normalem Luftdruck verlaufen und zudem ökonomisch attraktiv und umweltfreundlich sein.

Wie könnte ein Chemiker das Problem lösen? Durch Herumprobieren nach dem Prinzip von Versuch und Irrtum?

Ja, Empirie wird unersetzlich bleiben. Und wir sind auf die Hilfe von Katalysatoren angewiesen. Sie sind ja die

Heiratsvermittler in der Chemie. Bei Goethes Wahlverwandtschaften vollziehen zwei Paare einen Partnertausch, und dazu bedienen sie sich eines Mittlers. Das ist der Katalysator – ein Stoff, der zwei Substanzen zusammenbringt, aber in diesem Vereinigungsprozess selbst nicht verbraucht wird.

Wie wichtig ist die Rolle der Katalysatoren in der Chemie?

Die Katalysatorforschung ist eines der wichtigsten Gebiete der Chemie überhaupt: uralte und trotzdem hochaktuell. Rund 80 Prozent aller Produkte werden mit chemischen Verfahren hergestellt, bei denen Katalyse eine zentrale Rolle spielt. Und trotz aller theoretischen Erkenntnisse wird diese Forschung nach wie vor überwiegend empirisch betrieben. Man probiert Dinge aus, wie beim Haber-Bosch-Verfahren. Rund 20 000 Katalysatoren haben die Chemiker damals getestet, ehe sie den richtigen „Mittler“ fanden.

Der Erfinder eines neuen Verfahrens könnte vermutlich ein Vermögen machen oder?

Ja, dafür gibt es Beispiele. Etwa das Verfahren von Karl Ziegler und Giulio Natta zur Herstellung von Polyethylen und Polypropylen – Plastiktüten oder Folien sind aus diesem Material. Es ist das technisch wichtigste Verfahren zur Herstellung von Kunststoffen. Von den Erlösen aus den Patenten hat das Mülheimer Max-Planck-Institut für Kohlenforschung, an dem das Verfahren entwickelt wurde, über 40 Jahre lang einen großen Teil seiner Forschung mit mehreren Hundert Mitarbeitern finanziert.

Was ist der Katalysator beim Ziegler-Natta-Verfahren?

Es ist eine Nickel-Titan-Verbindung. Und es war eine reine Zufallsentdeckung, ein „Dreck-Effekt“. In einem nicht ordentlich gereinigten Reaktionsgefäß blieb eine Spur Salz zurück. Aber Ziegler hatte bemerkt, dass diese Verschmutzung eine katalytische Wirkung besitzt. Das zeichnet einen Großen aus, der einfach mehr sieht als andere.

Weshalb sind die Katalysatoren so wichtige Hilfsmittel?

In unserem Körper haben wir biologische Katalysatoren, die Enzyme. Alles, was in uns permanent passiert, in der Leber etwa, ist Chemie bei Raumtemperatur und normalem Druck. Ohne Bio-Katalysatoren wären dazu vielleicht 500 Grad Hitze oder ein Druck von 10 000 Atmosphären nötig.

Also würde ohne Katalysatoren nichts geschehen?

So ist es. Und deshalb entwickeln Chemiker weltweit Katalysatoren, die Moleküle zusammenführen, alte Bindungen aktivieren und aufbrechen, neue Bindungen knüpfen.

Warum reagieren Stoffe nicht einfach so miteinander? Und wie schafft es der Katalysator, dass sie sich doch verbinden?

Viele Moleküle sind „in sich abgesättigt“, wie der Chemiker sagt. Sie bedürfen keiner Veränderung mehr. Will man diese Moleküle in etwas Neues überführen, dann müssen Bindungen aufgegeben werden. Dabei hilft der Katalysator, indem er zum Beispiel kurzzeitig anbietet: „Mache eine Bindung zu mir.“ Und das Molekül „merkt“ gar nicht, worauf es sich bei diesem Spiel einlässt, denn ist es einmal aktiviert, und kommt dann ein zweites Molekül, kann das durch den Katalysator angegriffen und in einen neuen Zustand gebracht werden.

Lässt sich das noch anders erklären?

Sie können den Prozess als eine Kurve darstellen. Alles, was den Berg hochgeht, kostet Anstrengung, Energie. Bei einer nichtkatalysierten Reaktion muss ein ziemlich riesiger Berg überwunden werden, um von einem Ausgangs- in den Endzustand zu kommen. Das bedeutet: Sie brauchen hohe Temperaturen. Der Katalysator eröffnet nun einen neuen Weg, der niedriger liegt oder in einem Tunnel unter dem Berg hindurch führt. Auf diese Art und Weise wird die Aktivierungsbarriere gesenkt, und deshalb kann etwas, was sonst nur bei 1000 Grad abläuft, plötzlich bei Raumtemperatur geschehen.

Katalysatorforschung ist also ein wichtiger Zweig der Chemie. Gibt es Bereiche, die zu wenig beachtet und gefördert werden?

Ich bin ein ganz altmodischer Mensch und strikter Anhänger des Bottom-up-Prinzips in der Forschung: Man sollte nicht bürokratisch agieren und Vorgaben machen, sondern den klugen Leuten selber überlassen, auf welchem Gebiet sie forschen möchten. Die wissen schon, wo die großen und spannenden Fragen liegen und ob diese Fragen mit den verfügbaren Methoden überhaupt lösbar sind. Es ergibt ja keinen Sinn, sich mit einer Sache zu befassen, die methodisch nicht zu bewältigen ist. Um bestimmte Fragen zu lösen, braucht man eben bestimmte technische Voraussetzungen. Das war etwa Anfang der 1950er Jahre so, als man anfang, sich mit den Nukleinsäuren, den Bausteinen der Erbsubstanz, zu beschäftigen.

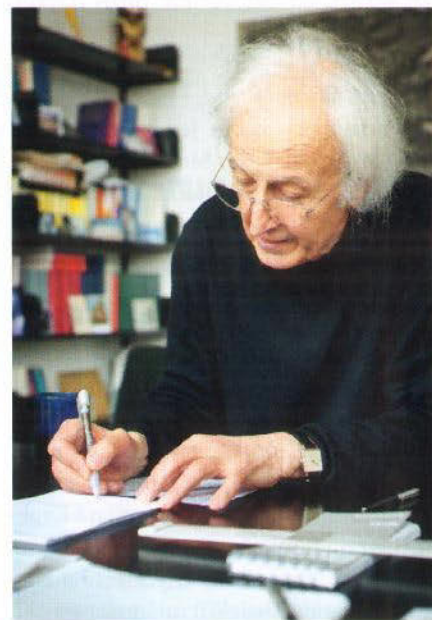
Wie gehen Sie persönlich an die Forschung heran? Was reizt Sie am meisten?

Ich habe mich ein Leben lang ausschließlich mit Grundlagenforschung beschäftigt, wollte beispielsweise ver-

bereits von seiner Elektronenstruktur her Eigenschaften, die andere Elemente nicht besitzen und die es für viele biologische Prozesse prädestiniert haben? Dies sind Fragen, die mich 20 Jahre lang beschäftigt haben.

Was ist Ihre persönlich größte Erkenntnis, Ihr Durchbruch gewesen?

Ich möchte zwei Beispiele erwähnen. Das Erste hängt mit dem Fußballmolekül zusammen. Ein Fußballmolekül



» Wir konnten experimentell zeigen, dass **manche Moleküle** tatsächlich ein **Gedächtnis besitzen** «

stehen, weshalb die Natur von den vielen, vielen Metallen, die es gibt, ein paar wenige herausgehoben hat, wie etwa das Eisen in unserem Blut: Es hilft, Sauerstoff zu aktivieren, ist an den zentralen Oxidationsprozessen beteiligt und vieles mehr. Woher kommt die Sonderstellung dieses Elementes? Ist es bloß die biologische Verfügbarkeit, weil es relativ häufig ist? Oder hat Eisen

besteht aus 60 Kohlenstoffatomen und ist wie ein Fußball aufgebaut: zwölf Fünfecke und 20 Sechsecke. Die Chemiker nennen das Molekül „Fulleren“ nach dem Architekten Buckminster Fuller, der Kuppeln nach genau diesem Motiv gebaut hat. Als es meinem Heidelberger Kollegen Wolfgang Krätschmer 1991 gelang, das Fußballmolekül in größeren Mengen herzustellen, stellte sich sofort die Frage: Kann man in den Hohlkörper etwas hineinpacken?

So als würde man einen Tischtennisball in einen Fußball bugsieren?

Ja, oder wie bei einer russischen Puppe, wo eine in der anderen steckt. Wir haben dazu ein wirklich spektakuläres Experiment entworfen, das Fußballmoleküle auf so hohe Geschwindigkeiten beschleunigt, dass Michael Schumacher in seinem Formel-1-Renner dagegen eine lahme Ente gewesen wäre. Und dann haben wir das C_{60} -Molekül durch eine Atmosphäre von Gasen hindurchgeschossen, um zu sehen, ob bei diesem Stoß irgend etwas passiert.

Und was geschah?

Vermutlich hätte jeder Kollege erwartet, dass sich das Molekül bei einem solchen Zusammenprall innerhalb von 10^{-13} bis 10^{-14} Sekunden auf einige 10000 Grad aufheizt und durch die hohe Schwingungsenergie zerstört wird. Es wäre so, als führen Sie in einem Rennwagen mit 300 km/h gegen eine Wand. Wir aber haben es geschafft, Bedingungen zu finden, in denen Gase in das Fußballmolekül bugsiert wurden. Es war eine Arbeit ohne jede praktische Bedeutung. Aber es war das erste Experiment, in dem gezeigt werden konnte, dass in einem Hochenergiestoß das kollidierende Molekül nicht notwendigerweise zerstört wird. Wir konnten erklären, warum das so ist und warum

Ziel her bestimmte Forschung, bei der etwas ganz Spezielles erreicht werden muss. Und dann gibt es dieses „Schneisenschlagen in einen wirklich unbekannten Dschungel“, bei dem man nie weiß, was an der nächsten Ecke auf einen wartet.

Und was war Ihre zweite wichtige Erkenntnis, die Sie eben angesprochen haben?

Es ging um ein etwas kompliziertes Experiment, das die Frage beantworten sollte: Haben einzelne Moleküle ein Gedächtnis?

Was ist darunter zu verstehen?

Nehmen wir an, man regt ein Molekül etwa mit einem Laserstrahl an einer bestimmten Stelle an, um es zu einer chemischen Reaktion zu verleiten. Eine Grundannahme der Moleküldynamik ist, dass sich die Anregungsenergie sehr rasch über das ganze Molekül verteilt und es in dem Moment, in dem es reagiert, nicht mehr weiß, wo es angeregt worden ist. Mit anderen Worten, es hat kein Gedächtnis für seine Vorgeschichte.

Und das haben Sie widerlegt?

Wir konnten experimentell beweisen, dass sich ein Molekül tatsächlich erinnern kann. Denn je nachdem, in

Gibt es in der modernen Chemie so etwas wie den Heiligen Gral, also eine entscheidende Frage, die im Zentrum steht?

Aus meiner Sicht wäre es ein Durchbruch, wenn es uns gelänge, verlässliche Vorhersagen zu machen über die makroskopischen Eigenschaften herzustellender Stoffe, ob sie etwa gasförmig, flüssig oder fest sind. Das ist bis heute nicht befriedigend gelöst.

Nehmen wir einmal an, wir würden Wasser nicht kennen. Dann wäre ein Chemiker nicht in der Lage, anhand der Molekülstruktur zu sehen, dass das eine Flüssigkeit ist und ihre Eigenschaften vorherzusagen?

Ich wäre nach wie vor skeptisch. Wir sind nur beschränkt in der Lage, die zwischenmolekularen Wechselwirkungen quantitativ zu erklären – also wie sich die Moleküle genau untereinander verhalten –, und die bestimmen nun einmal die Eigenschaften.

Liegt das daran, dass wir einfach noch nicht genug über die einzelnen Atome wissen, oder kommen da neue Eigenschaften hinzu?



» Ob Sie **schwermütig sind** oder glücklich – immer hat die **Chemie ihre Hand** im Spiel «

es nur mit Fußballmolekülen gelingt. Ja, wir haben enorm viel über Reaktionsdynamik gelernt.

Ein Chemiker darf also manchmal verrückte Ideen haben und einfach ausprobieren, was passiert und was er daraus lernen kann?

Ja, so ist es. Aber es gibt auch ganz andere berechnete Motivstränge. Es gibt beispielsweise die von einem

welchem Teil des Moleküls die Anregung erfolgte, fand der Zerfallsprozess unterschiedlich schnell statt.

Obwohl die Gedächtnisleistung recht kurz anhält, nämlich winzige Sekundenbruchteile, hat das Experiment einen Paradigmenwechsel ausgelöst.

Von den Atomen wissen wir fast alles. Es ist im Grunde so: Ein Baguette ist mehr als die Summe seiner Krümel. Und ein Molekül ist mehr als die Summe seiner Atome. Und eine Zelle ist mehr als nur Wasser, Kochsalz und ein paar

Proteine. Dieses Zusammenwirken macht im Grunde erst den Verband aus. Doch wir verstehen immer noch nicht, diese Phänomene quantitativ zu beschreiben, also exakt vorherzusagen, wie Komplexität sich auswirkt.

Könnte man das nicht fast als ein Wunder bezeichnen; da taucht plötzlich eine Eigenschaft auf, die es vorher nicht gab? Muss man da nicht an Übernatürliches denken?

Nein, nein, dazu bedarf es keiner übernatürlichen Kräfte. Wir verstehen zwar vieles noch nicht, aber die Dinge sind nicht prinzipiell unerklärbar. Das ist ein Unterschied.

Besonders schwer zu begreifen ist, wie aus einer Ansammlung von leblosen Molekülen eine Zelle entstehen kann.

Ja, das ist vermutlich die zentrale Frage überhaupt, auf die ich gern eine Antwort finden würde: Wo genau liegt molekular der Übergang von toter zu lebender Materie? Oder: Was ist die molekulare Grundlage von Bewusstsein? Denn, dass wir denken können und so sind, wie wir sind, hat garantiert eine molekulare Grundlage.

Letzten Endes ist also alles auf der Basis von stofflichen Vorgängen erklärbar, und selbst unser Bewusstsein ein Produkt chemischer Reaktionen. Ist das nicht eine sehr ernüchternde Weltsicht?

Die Chemie bietet das Potenzial, diesen Fragen nachzugehen, und es ist für denjenigen, der bereit ist, sich auf dieses intellektuelle Abenteuer einzulassen, eine Herausforderung. Man sieht und begreift die Umwelt und das Verhalten von Menschen anders, wenn man akzeptiert, dass alles eine molekulare Basis hat.

Nimmt das dem Leben nicht ein wenig von seinem Wunder?

Nein. Der Sternenhimmel wird doch auch nicht weniger schön, wenn man die Gesetze der Himmelsmechanik versteht. Die Naturwissenschaften sind faszinierend, weil sie immer wieder Anreize bieten, ein wenig mehr zu begreifen, etwas mehr zu verstehen.

Es gibt Leute, die empfinden das als eine Entzauberung.

Mag sein, aber niemand wird gezwungen, sich damit zu beschäftigen. Umgekehrt muss aber auch gelten, anderen nicht zu verbieten, sich mit diesen Fragen zu befassen.

Empfinden Sie eine gewisse Ästhetik und Schönheit in der Welt der Moleküle?

Unter den chemischen Elementen würde ich Helium und Eisen nennen.

Weshalb Helium?

Helium ist nach Wasserstoff das häufigste Element im Universum und zugleich das „inerteste“, wie wir Chemiker sagen: Es reagiert nicht mit anderen Elementen, ist sich selbst genug. Alle Schalen seiner Hülle sind elektronisch abgesättigt, es gibt daher keine Notwendigkeit, Partnerschaften einzugehen, weil es sich bereits in einem ext-

» Dass **wir denken können** und so sind, wie wir sind, hat garantiert eine **molekulare Grundlage** «

Nicht nur Chemiker werden durch die Symmetrie eines Würfels oder eines Oktaeders fasziniert – Menschen insgesamt scheinen einen Sinn für hohe Symmetrie und Schönheit zu besitzen. Deshalb wirkt der Goldene Schnitt auf uns ästhetisch ansprechend, deshalb wurde das Fußballmolekül von Chemikern zum schönsten Molekül des Jahres gewählt. Allerdings sind hohe Symmetrien in der belebten Natur eher selten. Die meisten wichtigen biochemischen Vorgänge laufen mithilfe von Enzymen ab, und diese haben oft gar keine Symmetrie. Sie dürfen sie auch gar nicht besitzen, weil viele Reaktionen räumliche Strukturen liefern müssen, die nur bei Abwesenheit von Symmetrie zugänglich sind.

Haben Sie ein Lieblingselement oder ein Lieblingsmolekül?

Mein Lieblingsmolekül ist das Fußballmolekül. Das war allerdings nur für wenige Wochen eine Art Liebesaffäre, die recht intensiv war, mich nachts kaum schlafen ließ, bis wir das bereits erwähnte spektakuläre Experiment durchgeführt und es verstanden hatten.

rem stabilen Zustand befindet. Die Triebkraft einer chemischen Reaktion ist ja immer, ein energetisches Minimum zu finden.

Und das Eisen?

Eisen ist so zentral in vielen Lebensprozessen wie in bedeutenden technischen Vorgängen. Ferner ist es für einen Theoretiker eine Herausforderung, das Element korrekt zu beschreiben. Wir als Experimentatoren stellen bei Eisen die verrücktesten Dinge fest. Überraschungen gehören zum Alltag, und deshalb ist Eisen mein Lieblingselement.

Kehren wir zurück zu den praktischen Anwendungen der Chemie. Wo sehen Sie die Herausforderungen, wo die Probleme?

Sie liegen auf der Hand: Wie stellen wir eine ausreichende Versorgung mit Wasser, mit Nahrungsmitteln oder mit Kleidung sicher? Wie bewältigen wir die Verkehrs- und Wohnungsprobleme von Megastädten? Die Weltprobleme, davon bin ich überzeugt, sind ohne Chemie nicht lösbar.

Welche Beiträge könnte Ihre Zunft dabei in der Zukunft leisten?

Das Problem, Hunger aus der Welt zu verbannen, ist nur mithilfe der

Grünen Gentechnik, zusammen mit der Chemie, in den Griff zu bekommen. Eine adäquate, bezahlbare Gesundheitsfürsorge der Menschen oder eine personalisierte Medizin mit maßgeschneiderten Wirkstoffen sind ohne die Beiträge der Chemie nicht vorstellbar. Vermutlich werden auch die Computersysteme der Zukunft viel stärker von der chemischen Biologie geprägt sein. Es wird eines Tages womöglich Quantencomputer geben, die auf biologischen Prinzipien basieren, Parallel-

gendeinem Grund nicht gibt und der eine viel wirksamere Methode der Energiekonversion ist als die natürliche Photosynthese. Wenn wir von der Sonnenenergie auch nur einen Bruchteil effizient nutzen könnten, dann hätten wir zumindest die Energiefrage gelöst.

Die Chemie kann aber auch Probleme schaffen: Forscher erfinden Substanzen, die

das punktgenau, ohne jede Nebenwirkung appliziert werden kann – dies ist prinzipiell nicht möglich. Also muss auch hier der Nutzen gegen den Schaden bedacht werden.

Dennoch hat die Medizin für die meisten Menschen einen guten Ruf, während der Begriff Chemie für viele ein Abschreckungswort ist, bei dem sie immer nur an komplizierte Formeln und große Probleme denken.

Zugegeben, die Materie ist komplex, die Sprache abstrakt, die Wirkungen sind allgegenwärtig; ferner begreift man die Gesetze nicht, sieht nicht, dass vieles, was abläuft, völlig natürlich ist, und meint, es sei nur das Teufelswerk von ein paar verrückten Chemikern, die die Natur pervertieren. Man hat das Gefühl, dass man sich der Chemie nicht entziehen kann, denn diese ist omnipräsent. Sie ist in jeder Küche, ob Sie es wollen oder nicht. Der Maggi-Brühwürfel ist reinste Chemie. Wenn Sie ein Stück Fleisch grillen, ein Ei kochen – immer laufen chemische Reaktionen ab. Und aus all diesen Gegensätzen heraus entsteht dieses Abwehrgefühl, die Chemie müsse am besten unter Verschluss gehalten werden.

Überschreiten Chemiker nicht dennoch manchmal Grenzen?

Die Chemie hat vielleicht etwas Unheimliches an sich, weil Stoffe hergestellt werden können, die die Natur gar nicht kennt – der überwiegende Teil der derzeit bekannten 20 Millionen chemischen Verbindungen ist ja Menschenwerk. Aber letztlich schöpft der Chemiker nur aus dem Potenzial, das die Natur ihm bietet. Sollen wir es nicht nutzen, nur weil die Natur manches nicht erprobt hat? Die Chemie selber ist nicht das Böse, so wie Chlor kein Element des Teufels ist. Ich habe ein entspanntes Verhältnis zur Chemie, einfach weil sie die natürlichste Sache der Welt ist. Warum sich dagegen wehren? □

Dr. Helmut Schwarz ist seit 1978 Professor für Chemie an der Technischen Universität Berlin und beschäftigt sich unter anderem mit Katalyse-Prozessen.

» Die Chemie selbst ist nicht das Böse – so wie Chlor kein Element des Teufels ist «

rechner, die „künstliches“ Bewusstsein hervorbringen.

Das klingt noch sehr weit entfernt. Gibt es auch konkretere Vorstellungen?

Ich denke, die Chemie muss Wege zu einer effizienten Energiespeicherung aufzeigen. Nicht ohne Grund hat die Max-Planck-Gesellschaft vor Kurzem beschlossen, ein Institut zur chemischen Energiespeicherung einzurichten. Das Problem ist ja, dass alternative Energien, wie Windkraft oder Solarenergie, manchmal zu viel und dann wieder zu wenig Energie bereitstellen. Bislang wird überschüssige Energie in Pumpspeicherkraftwerken zwischengelagert. Aber es gäbe vielleicht effizientere Verfahren, indem man zum Beispiel energiereiche Moleküle herstellt, die die in ihnen gespeicherte Energie – auf Abruf sozusagen – durch eine chemische Reaktion freisetzen.

Kann die Chemie auch helfen, Sonnenenergie einzufangen?

Ja. Die bisherigen Einrichtungen, Sonnenlicht in Energie umzuwandeln, arbeiten bei Weitem nicht effizient genug. Vielleicht wird es Chemikern eines Tages gelingen, einen Prozess zu entwickeln, den es in der Natur aus ir-

die Umwelt verschmutzen oder sie als Gifte belasten. Wie sehen Sie diese Folgen?

Hier ist eine Differenzierung erforderlich! Es ist nicht die Chemie, es sind immer Menschen, die sich fehlverhalten. Wenn man Gold gewinnt, dabei mit Blausäure arbeitet und anschließend die Abwässer in einen Fluss leitet, dann kann die Chemie dafür nicht verantwortlich gemacht werden. Es ist unredlich, eine Disziplin zu verteufeln, nur weil sie missbraucht wird.

Für viele Menschen ist auch die Vorstellung des Künstlichen, des Synthetischen an der Chemie etwas, das ihnen Angst macht.

Das einzig Künstliche in der Chemie ist, dass Chemiker in der Lage sind, durch bestimmte „Tricks“ Dinge zu machen, die die Natur nicht versucht hat – mit allen Vor- und Nachteilen. Die Vorteile eines Kunststoffes sind beispielsweise eine lange Lebensdauer, eine hohe Isolierfähigkeit und dergleichen mehr. Damit kaufe ich natürlich Nachteile ein. Bei der Entwicklung von Wirkstoffen ist es ebenso: Es wird kein Medikament geben,

Als Europapolitik noch in Frankreich gemacht wurde: die Ära Napoleon.

Nr. 55

GEO EPOCHE

DAS MAGAZIN FÜR GESCHICHTE

NAPOLEON
und seine Zeit
1769-1821



Kaiser der Franzosen
Herrscher über Europa

* Heft ohne DVD: 9,00 € (A: 10,20 €/CH: 18,60 CHF).
Heft mit DVD: 15,90 € (A: 17,90 €/CH: 33,00 CHF).



Heft 9,00 € –
mit DVD 15,90 €*

Metalle

DIE ELEMENTE DES

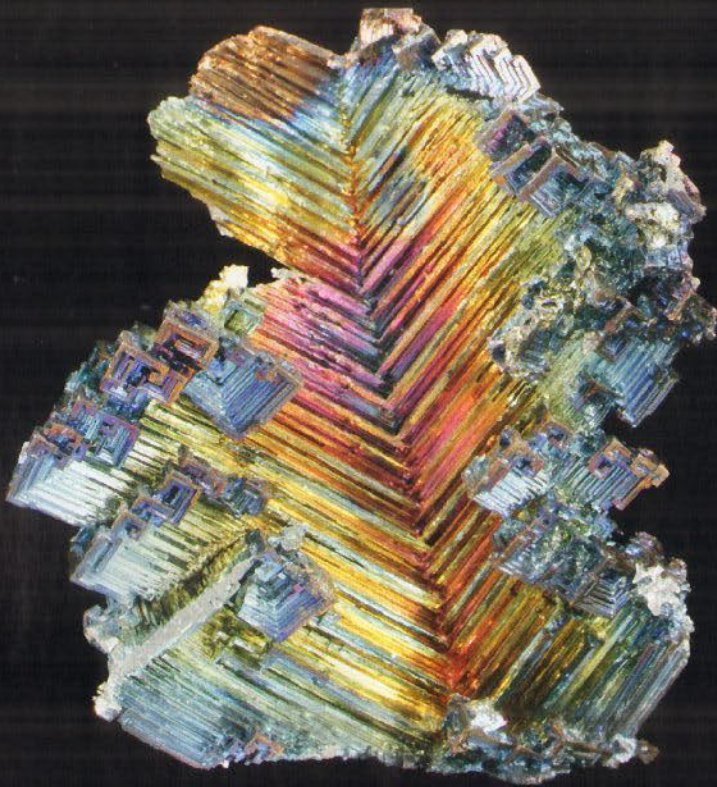
Gold

Kein Material ist so geschmeidig wie das schillernde Edelmetall. Mit gut anderthalb Kilogramm Gold ließe sich beispielsweise ein Faden spinnen, der einmal um den Erdball reicht. Diese enorme Verformbarkeit wird dadurch ermöglicht, dass sich die Atome des Stoffes nahezu unbegrenzt gegeneinander verschieben lassen.

FORTSCHRITTS

Sie bestechen durch spiegelnden Glanz, vermögen elektrischen Strom und Wärme zu leiten – und lassen sich dauerhaft verformen, ohne zu zerbrechen: Metalle verfügen über außergewöhnliche Eigenschaften, die sie zu Erfolgsfaktoren der Zivilisation gemacht haben. Ohne Kupfer und Zinn, Eisen und Zink wäre *Homo sapiens* in der Steinzeit geblieben, wäre die Industrialisierung niemals in Gang gekommen. Heute verdrahten Metalle die ganze Welt, sind in sämtlichen elektronischen Geräten enthalten. Verblüffenderweise aber beruhen die Vorzüge der glänzenden Stoffe nicht auf einer perfekten, makellosen atomaren Struktur – sondern auf zahllosen Baufehlern

Text: Alexandra Rigos



Bismut

Wie alle Metalle besteht die schillernde Substanz aus abertausend kleinen Kristallen. Meist bleibt diese Struktur verborgen, doch im Bismut lässt sie sich mit bloßem Auge erkennen

Im Jahr 1972 machen bulgarische Bauarbeiter eine sensationelle Entdeckung: Beim Verlegen eines Kabels stoßen sie am Schwarzen Meer auf ein steinzeitliches Gräberfeld. Archäologen legen dort fast 300 Ruhestätten frei. Einige davon enthalten märchenhafte Schätze.

So muss beispielsweise der Tote aus Grab Nummer 43 einer der höchstgestellten Männer seiner Zeit gewesen sein: Etwa 1000 Gegenstände aus Gold liegen zwischen seinen Gebeinen verstreut. Die Hand umkrallt ein Zepter aus dem Edelmetall, Reifen schmücken seine Arme. In seinem Schoß liegt ein Zylinder aus Goldblech, der einst sein Geschlechtsteil umhüllt hat.

Insgesamt bergen die Forscher mehr als sechs Kilogramm Gold. Zudem finden sie Schmuck und Werkzeuge aus Kupfer, einem Metall, das in der Natur nur selten in reiner Form vorkommt. Die Menschen dieser Region gehörten damit zu den Ersten, die Kupfer aus Erz herauschmelzen konnten und daraus Kunstwerke zu schmieden vermochten.

Sie meisterten also bereits vor 6500 Jahren eine enorme technische Herausforderung: Denn das rote Metall verflüssigt sich erst bei 1083 Grad Celsius – einer Temperatur, die kein normales Herdfeuer erreicht.

Die steinzeitlichen Gräber bezeugen, wie sehr bereits unsere Ahnen dem Glanz der Metalle verfallen waren und wie deren verführerischer Schimmer die Gesellschaft aufzugliedern begann. Denn soziale Unterschiede zeigten sich nun auch in der Ausstattung der Gräber:

Manche bestückten die Trauernden mit Reichtümern, während sie den anderen Toten nur bescheidene Gaben ins Grab legten.

Schon seit Jahrtausenden also steht die Menschheit unter jenem Bann, der später die spanischen Konquistadoren auf der Suche nach Gold Mittelamerika und Teile Südamerikas unterwerfen ließ oder Abertausende von Goldsuchern nach Australien und ins lebensfeindliche Alaska lockte. Seit Jahrtausenden hat die Gier nach metallischen Bodenschätzen die Welt verändert und geprägt; sie führte zu glorreichen Entdeckungen wie zu blutigen Kriegen.

Vor allem aber nährte sie den technischen Fortschritt. Denn heute ist unser Leben ohne die glänzenden Elemente nicht denkbar: Nie hätte Thomas Newcomen die erste Dampfmaschine gebaut; es gäbe ohne Metalle keine Motoren, keine Autos, keine Fabriken mit Maschinen und Fließbändern. Kei-

ne Hochhäuser aus Stahlbeton würden in den Städten aufragen, nie hätten elektrische Lichter die Nacht erhellt, hätten Menschen begonnen, Informationen mittels Telefonen, Computern, Satelliten auszutauschen.

So bedeutend sind Metalle für die Menschheit, dass Archäologen ganze Zeitalter nach ihnen benannt haben. Die Verarbeitung der spiegelnden Stoffe ist eine der Triebkräfte der menschlichen Zivilisation gewesen: Metalle haben zu Neuerungen geführt, zum Aufbruch – und letztlich haben sie unsere Vorfahren in die Moderne gebracht.

KULTUREN WIE die in Bulgarien allerdings standen nur für eine Art Vorspiel, ein erstes Herantasten an den technischen Wert der Metalle. Denn die kupfernen Äxte und Klingen jener Zeit dienten mehr als Statussymbole denn

als Gebrauchsgegenstände. Der Durchbruch der Metallverarbeitung gelang erst mehr als ein Jahrtausend später, als Menschen Kupfer mit anderen Metallen wie Zinn mischten – und so die Bronze entdeckten: eine goldglänzende Melange, die weitaus härter ist als Kupfer und sich vorzüglich bearbeiten lässt.

Nun endlich konnten die Menschen widerstandsfähigere Werkzeuge schmieden – aber auch tödliche Klingen: Das Bronzeschwert war wohl die erste Metallwaffe, die vor allem zum Töten von Gegnern diente.

So ist die Geschichte der Metallverarbeitung auch eine des Krieges – vom Schwert über Kettenhemden und Kanonen bis zur uranhaltigen Atombombe.

Und noch eine Neuerung aus der Bronzezeit bestimmt unser Leben bis heute: das Geld. Da die zur Bronzeher-

stellung benötigten Kupfer- und Zinnerze in der Alten Welt äußerst selten nah beieinander zu finden waren, erlebte der frühzeitliche Handel mit diesen Metallen eine Blüte. Man tauschte Güter gegen glänzende Barren und Ringe. Als bald folgten die ersten Münzen.

Werkzeuge aus Bronze waren also echte Luxusgüter; Metall diente daher

konnten so ein erschwinglicheres Metall gewinnen, das in vielen Gesteinen vorkommt, sich aber erst bei dieser Hitze aus ihnen herauslöst: Eisen.

Nun steigerte sich die Produktivität überall in der Wirtschaft. Eiserne Pflugscharen erleichterten die Feldarbeit, das Handwerk profitierte von besserem Werkzeug, Pickel und Äxte steigerten

den Ausstoß der Bergwerke. Unter den Römern erlebte das Metallhandwerk eine Hochzeit: Sie leiteten ihr Trinkwasser durch Rohre aus Ton und

Blei, ihre Ärzte ersetzten fehlende Zähne durch Prothesen aus Gold.

Im Mittelalter schließlich stieg der Ausstoß der Erzhütten sprunghaft an. Denn nun trieben Wasserräder die Blasebälge an, zugleich entstanden die ersten Hochöfen. Ab dem 17. Jahrhundert setzten Bergleute sogar Sprengstoff

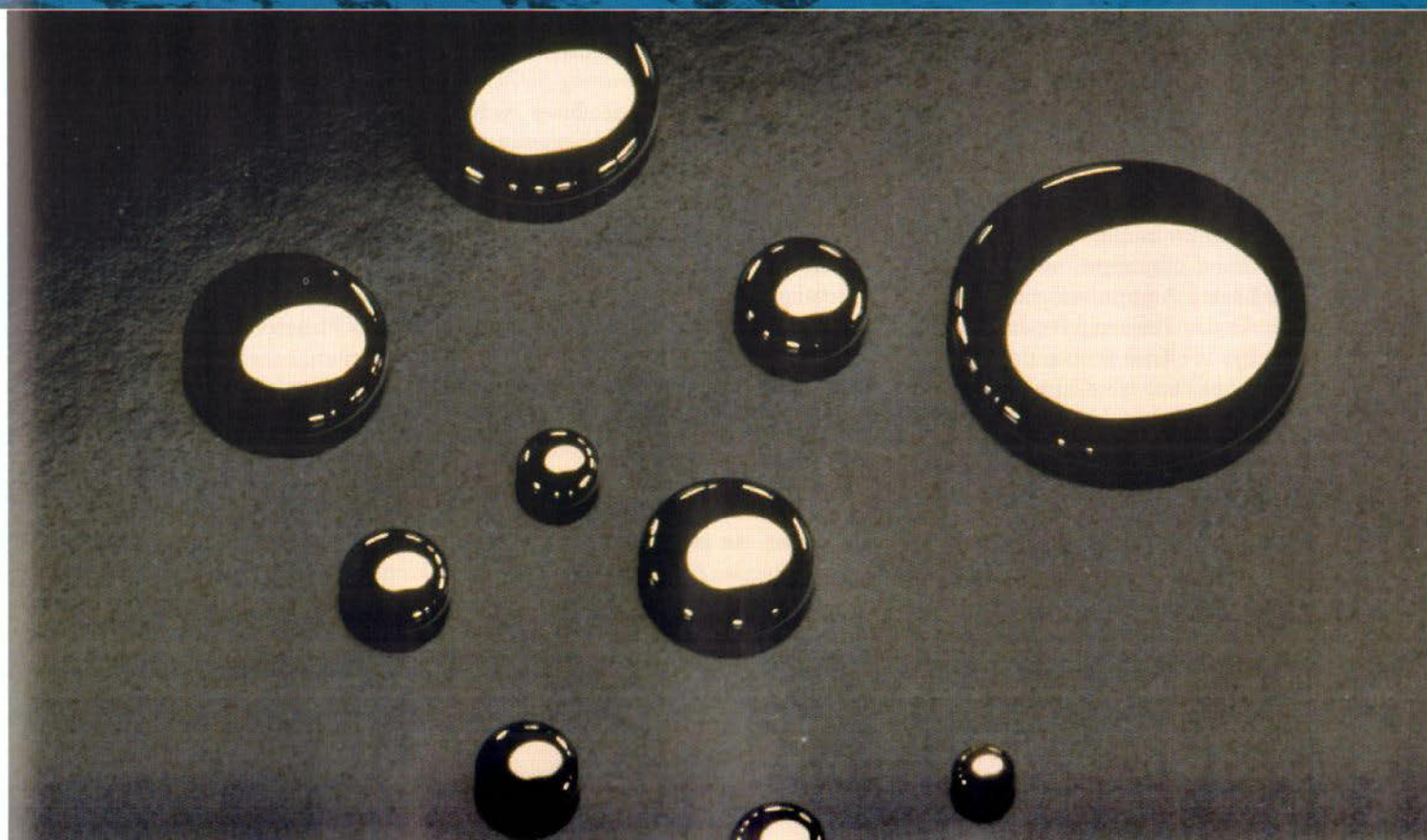
Welche atomaren Strukturen machen Metalle so vielseitig, für die Menschheit so unverzichtbar?

nach wie vor eher selten als Werkstoff für Alltagsgegenstände. Es war zu teuer.

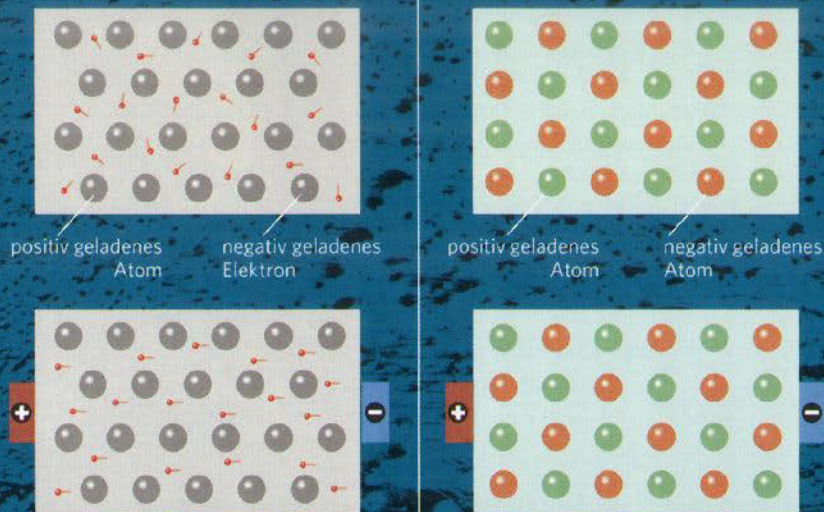
Das änderte sich vor 3200 Jahren, als Menschen Schmelzöfen mit verbesserter Luftzufuhr entwickelten. Indem sie sauerstoffreiche Luft in die Glut bliesen, erreichten sie in den Öfen Temperaturen von mehr als 1200 Grad Celsius und

Quecksilber

Der Glanz des bei Raumtemperatur flüssigen Stoffes beruht auf winzigen Elementarteilchen, die einfallendes Sonnenlicht wie ein Spiegel geradewegs reflektieren

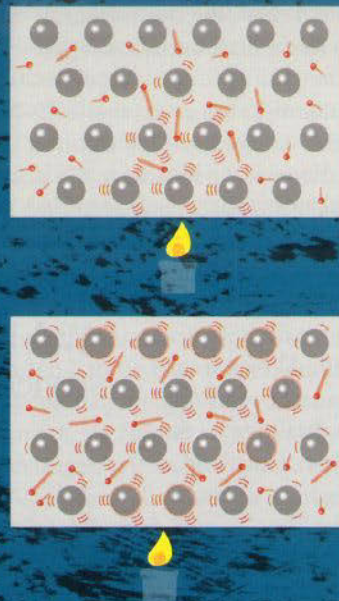


WESHALB METALLE ELEKTRISCHEN STROM LEITEN



In Metallen (links oben) schwirren negativ geladene Elektronen (rot) zwischen den positiv geladenen Atomen (grau) frei umher. Legt man eine Spannung an (links unten), folgen die zuvor ziellosen Elektronen einer Richtung – vom Minuspol (rechts) zum Pluspol (links). Es fließt ein elektrischer Strom. In nichtmetallischen Stoffen wie Salzen (rechts oben) sind alle Elektronen fest in den Atomen verankert – im Salz wechseln positiv (grün) und negativ geladene Atome (rot) einander ab. Diese können sich nicht gegeneinander bewegen, bei Anlegen einer Spannung (rechts unten) fließt daher kein Strom.

WIE METALLE WÄRME WEITER



Hält man eine Flamme an ein Stück Metall (oben) heftiger zu vibrieren. Die umherrassenden Elek energie auf und geben sie an andere Atome wei (unten links) im ganzen Metall. Auch die Atome hin und her zu schwingen (oben rechts). Doch fügen, die die Bewegungsenergie im ganzen Ma sich der Salzblock nur in der Nähe der Flamme

ein, um noch schneller an eisenhaltiges Gestein zu gelangen. Diese Fortschritte bereiteten den Boden für die industrielle Revolution, für Dampfmaschinen und Fabriken.

In den Jahrhunderten darauf entdeckten Chemiker immer neue Metalle und mit ihnen ungeahnte Möglichkeiten: Das leichte Aluminium etwa eignete sich für den Flugzeugbau, das hitzebeständige Wolfram für den Leuchtdraht in Glühlampen, radioaktives Uran für Atomkraftwerke, das Metall Indium für LED-Displays und Solarzellen, das Gallium für den Bau von Halbleitern.

WAS ABER GIBT Metallen ihre ungeheure Vielseitigkeit? Was macht diese Elemente so unverzichtbar für die Entwicklung der menschlichen Zivilisation? Welche atomaren Strukturen verleihen Kupfer und Gold, Zink und Zinn, Eisen und Blei ihre einzigartigen Eigen-

schaften? Was unterscheidet sie von anderen Stoffen?

Sämtliche Metalle zeichnen sich durch vier typische Eigenschaften aus:

- Sie glänzen – eine Qualität, die die Menschen der Steinzeit wohl zuallererst an ihnen bewunderten;
- sie leiten elektrischen Strom – diese Leitfähigkeit ermöglichte revolutionäre Techniken wie Telekommunikation und Computer;
- sie transportieren Wärme – eine Eigenschaft, die unter anderem beim Erhitzen von Kochtöpfen genutzt wird;
- sie sind verformbar; dies ist der zentrale Vorzug der glänzenden Stoffe, ohne den sie in der Menschheitsgeschichte bloßer Zierrat geblieben wären.

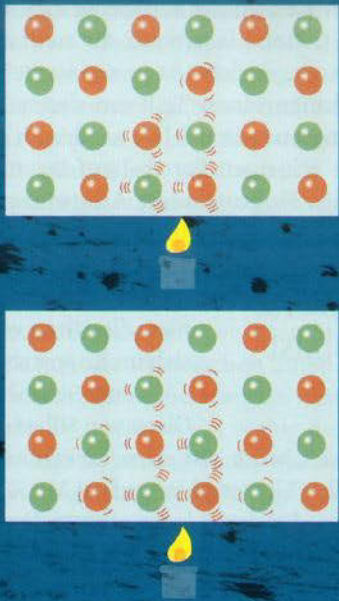
Chemisch gesehen, gehören 89 der insgesamt 114 bis heute entdeckten Elemente zu den Metallen. Und obwohl sie alle die typischen Eigenschaften aufweisen, handelt es sich auf den

ersten Blick um extrem unterschiedliche Stoffe: Das leichte, brennbare Lithium zählt ebenso dazu wie schweres Blei, flüssiges Quecksilber ebenso wie hartes Chrom oder radioaktives Plutonium.

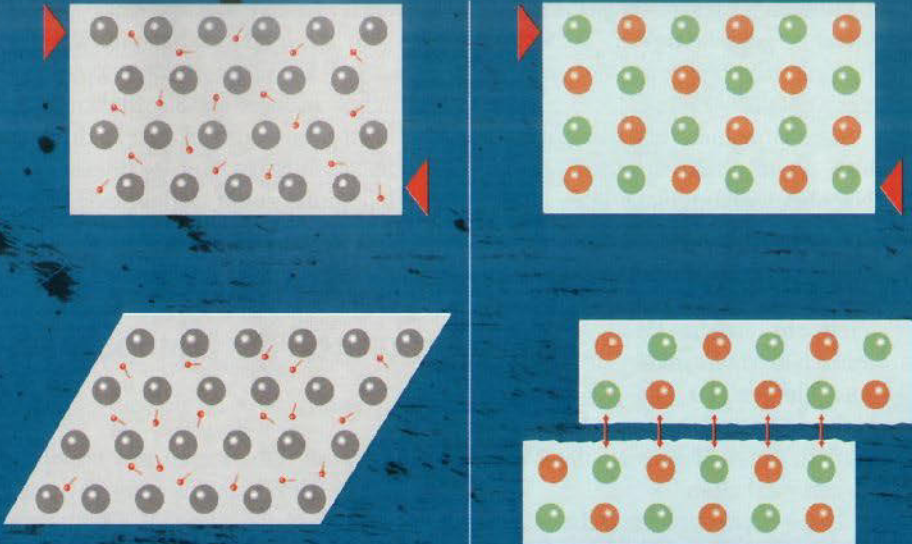
Nach Sauerstoff und Silizium sind Metalle die wichtigsten Bausteine der Erdkruste. So besteht die feste Hülle unseres Planeten zu acht Prozent aus Aluminium, zu sechs Prozent aus Eisen, zu vier Prozent aus Magnesium und zu etwa 2,5 Prozent aus Kalzium. Auch die metallischen Elemente Natrium, Kalium, Magnesium und Titan sind in Gestein weit verbreitet.

Doch dieses üppige natürliche Vorkommen bleibt meist unsichtbar, die wenigsten Felsen glänzen wie Eisen oder Aluminium.

Das liegt daran, dass Metalle in der Natur kaum pur, also in Reinform, existieren. Vielmehr sind sie – fest an andere



links), beginnen die Atome immer tronen nehmen einen Teil der Bewegungs- ter. So überträgt sich die Hitze rasch im Salz beginnen bei Einwirkung von Wärme weil sie über keine freien Elektronen ver- terial verteilen können, erhitzt (rechts unten)



Wirkt eine Kraft von außen auf einen Metallblock ein (links oben), verformt sich das Material, ohne dabei zu zerbrechen (links unten). Das liegt daran, dass die Atome im Metall nicht starr fixiert sind – und sich einzelne Atomreihen gegeneinander verschieben lassen. Im Salzkristall (rechts oben) dagegen ist eine solche Verschiebung der Atome nicht möglich: Denn sie bewirkt, dass sich gleich geladene Atome mit einem Mal gegenüberstehen (rechts unten). Gemäß physikalischen Gesetzen stoßen sich gleichnamige Ladungen gegenseitig ab – der Salzkristall birst

nichtmetallische Elemente wie Sauerstoff oder Schwefel gebunden – meist im Gestein versteckt und lassen dann selten etwas von ihrem typischen Charakter erahnen. Nur wenige Metalle wie Gold, Silber oder Kupfer liegen gelegentlich in „gediegener“, also reiner Form vor. Und reines Eisen findet sich auf der Erde sogar nur dann, wenn es als Meteorit vom Himmel gefallen ist.

MIT EINEM RUBIN oder Diamanten haben Metalle wenig Ähnlichkeit – und doch: Jedes Metall besteht aus Aber-tausenden kleinen Kristallen.

Diese Struktur bleibt dem menschlichen Auge meist verborgen. Könnte man aber bis auf die Ebene der Atome schauen, fiel auf, dass dort große Ordnung herrscht: Dicht an dicht liegen die Atome

nebeneinander – wie Kugeln, die regelmäßige geometrische Muster bilden, etwa quadratische Gitter oder Raster aus Sechsecken. In einem Metall-Kristall sind unzählige solcher Schichten zu einem dreidimensionalen Gebilde aufgestapelt. Die einzelnen Ebenen liegen dabei übereinander wie Blätter in einem Stoß Papier – ganz anders als etwa in Glas, in dem sich die Atome unregelmäßig verteilen.

Die Struktur des Kristallgitters beruht auf einer besonderen Eigenschaft der Metall-Atome: Zwar bestehen diese ebenso wie die Atome von Nichtmetallen aus positiv geladenen Atomkernen, die von winzigen negativ geladenen

Teilchen, den Elektronen, umschwirrt werden.

Doch im Gegensatz zu anderen Elementen wie Sauerstoff oder Chlor neigen Metall-Atome dazu, ihre äußersten Elektronen loszulassen – also jene, die besonders weit vom Atomkern entfernt umherfliegen.

Das führt dazu, dass Scharen freier Elektronen zwischen den ortsgebundenen Atomrümpfen des Kristallgitters vagabundieren. Da sie sich ähnlich wie die Luftteilchen in einem Ballon in alle Richtungen bewegen, sprechen Chemiker auch von einem „Elektronengas“.

Zusammengenommen besitzen diese freien Elektronen eine starke negative Ladung, während die zurückbleibenden Atomrümpfe positiv geladen sind. Aufgrund physikalischer-Gesetze ziehen sich

In den glänzenden Stoffen können sich Elektronen wie Luftteilchen in einem Ballon bewegen

solche negativen und positiven Ladungen – Elektronengas und Atomgitter – gegenseitig an. Diese Anziehungskraft sorgt für den Zusammenhalt des Kristalls.

Die einzelnen Metall-Atome sind also nicht direkt an ihre jeweiligen Nachbarn gekoppelt, wie es bei anderen Arten der chemischen Bindung der Fall ist (siehe Seite 20). Vielmehr liegen sie einfach nebeneinander und bleiben nur deshalb an Ort und Stelle, weil die freien Elektronen den Verband zusammenhalten.

Diese Form der chemischen Gemeinschaft heißt „metallische Bindung“, und es ist diese besondere Struktur, in der das ganze Geheimnis der Metalle wurzelt. Dieser spezielle Zusammenhalt sorgt für all ihre typischen Eigenschaften: die Leitfähigkeit, den Glanz,

das Vermögen, Wärme zu transportieren, und die Verformbarkeit.

So leiten Metalle beispielsweise deshalb elektrischen Strom, weil Strom nichts anderes ist als Elektronen in Bewegung. Legt man eine Spannung an ein Stück Eisen, Kupfer oder Gold an, so folgt das zuvor ziellose Hin und Her

dort die Atomrümpfe immer stärker, sie vibrieren immer heftiger an ihrem Platz im Gitter. Elektronen, die an den wild schwingenden Atomen vorbeirasen, nehmen einen Teil von deren Bewegungsenergie auf. Die wiederum geben die winzigen Partikel auf ihrem konfusen Flug an andere Atomrümpfe im

Metallgitter weiter: So überträgt sich die Wärme über das Kristallgerüst, die Hitze verteilt sich im Eisenstab.

Ebenso beruht der Glanz von Silber, Platin

und Chrom auf dem Elektronengas: Fallen Lichtstrahlen auf ein Metall, nehmen die darin herumflitzenden Elektronen die Strahlung auf und senden einen Teil in Sekundenbruchteilen wieder ab. Wie ein Spiegel schickt das Elektronengas das gesamte Spektrum des auftreffenden Lichts wieder zurück: Das Metall glänzt silbrig. Gold und

Reines Metall ist oft weich, mitunter machen erst Beimischungen das Material hart und robust

der freien Elektronen mit einem Mal einer festen Richtung – vom Minuspol zum Pluspol –, und es fließt Strom (siehe Kasten Seite 120).

Auch die herausragende Fähigkeit von Metallen, Wärme weiterzuleiten, erklärt sich durch ihren kristallinen Bau: Hält man beispielsweise das Ende eines Eisenstabes in ein Feuer, bewegen sich

Eisen

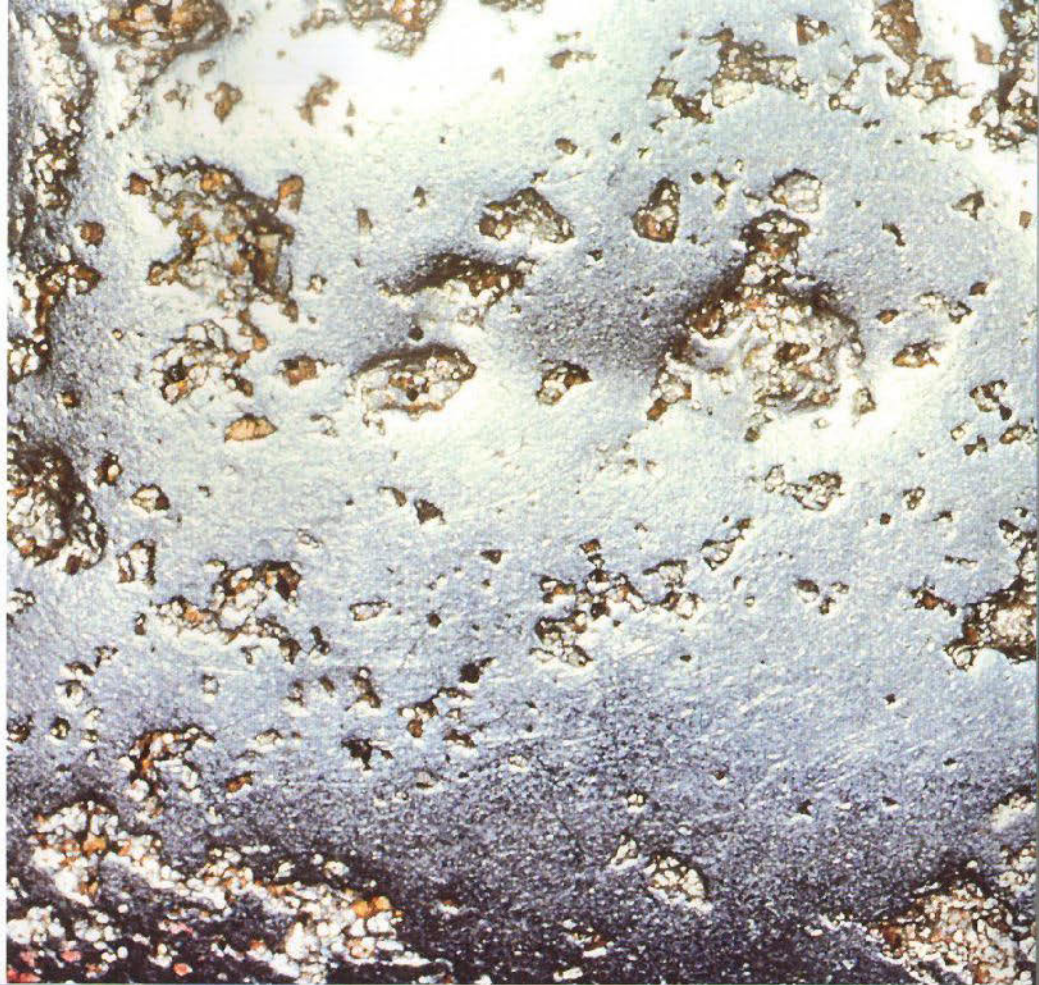
Das nach Aluminium häufigste Metall der Erdkruste verbirgt sich meist – fest an andere, nichtmetallische Atome gekettet – im Gestein. Beim Kontakt mit Luft und Wasser bildet es schnell rötlich-braunen Rost



Kupfer dagegen machen eine Ausnahme. Mit Licht bestrahlt, schlucken sie bestimmte Wellenlängen des sichtbaren Spektrums. Reflektiert werden nur die roten und gelben Anteile des Lichts: Gold und Kupfer glänzen farbig.

Und schließlich beruht auch die wohl wichtigste Gebrauchseigenschaft von Eisen, Zink, Nickel und Kupfer – ihre Verformbarkeit – auf der metallischen Bindung. Denn das Kristallgitter gibt den Atomen einen gewissen Spielraum, der Abstand zwischen ihnen ist nicht starr fixiert (wie etwa bei einem Salzkristall), sondern ein wenig dehnbar. Ist die Belastung nicht zu hoch, verformt sich das Metall nur vorübergehend, das Gitter schnell bei Entspannung in seine Ausgangslage zurück. Diese Elastizität machen sich Ingenieure etwa bei Stahlfedern zunutze.

Doch damit ist die Nachgiebigkeit der Metalle noch nicht ausgereizt: Vielmehr kann man diese Werkstoffe auch



Platin

Anders als Eisen ist Platin sehr korrosionsbeständig, die meisten Säuren vermögen die Substanz nicht anzugreifen. Daher dient das Metall als Rohstoff für sehr hochwertige Elektronikbauteile

dauerhaft verformen, ohne sie zu zerbrechen. Wirkt eine Kraft von außen ein – etwa, wenn ein Hammer auf einen Metallblock schlägt –, vermögen die Atome ein Stück weit ihren Platz zu verlassen und so auszuweichen; der spröde Salzkristall hingegen bricht.

So lässt sich beispielsweise Gold zu derart dünnem Blech hämmern, wie man es dem Fürsten vom Schwarzen Meer als Penisköcher ins Grab gelegt hat. Heute fertigen Kunsthandwerker Blattgold, das unfassbar zart ist: 10 000 Lagen übereinander gestapelt, sind gerade mal einen Millimeter dick. Wenige Gramm des edlen Metalls reichen daher aus, um mit solchen hauchdünnen Folien große Turmdächer zu bedecken.

Erstaunlicherweise beruht diese extreme Geschmeidigkeit, diese nahezu unbegrenzte Verformbarkeit der Metalle nicht etwa auf einer perfekten, makellosen atomaren Struktur – sondern im Gegenteil auf zahllosen Baufehlern. Denn nur in der Theorie zeich-

springt die eine oder andere Ebene abrupt um eine Atomreihe zurück, es bilden sich mikroskopisch kleine Kanten. Chemiker nennen diese Fehler „Versetzungen“.

Genau diese Unvollkommenheiten aber sind es, die die Stärke der Metalle ausmachen: Schmiedet oder walzt man sie, geraten Teile des Kristallgefüges durch die Versetzungen ins Rutschen. Das metallene Bauteil streckt

sich unter dem Schmiedehammer, ohne zu reißen.

Allerdings entstehen dabei Spannungen im Material. Daher muss der Schmied sein Werkstück immer wieder in die Glut halten.

Denn durch die Hitze kristallisieren Teile des Metalls neu, die Gitterebenen

Die außergewöhnliche Verformbarkeit beruht auf einer besonderen Atomstruktur

net sich die Masse der in einem Stück Metall vorhandenen Kristalle durch vollkommene Regelmäßigkeit aus.

In der Realität gibt es überall winzige Brüche: Da schieben sich zum Beispiel Gitterebenen ineinander wie etwa ein Lesezeichen in einen Stapel Papier, andere enden unvermittelt, dann wieder

ordnen sich um –, und die Prozedur kann weitergehen.

ZU HÄMMERN und zu schmieden verstanden bereits die Untergebenen des Fürsten vom Schwarzen Meer meisterlich, wie ihre Kupferbeile und Goldgeschmeide beweisen. Und dennoch lebten sie – der Nomenklatur der Historiker folgend – noch in der Steinzeit.

Denn nicht das reine Kupfer führte die Menschen in eine neue Ära; es war vielmehr ein Gemisch aus Kupfer und Zinn: die Bronze.

Das liegt daran, dass reine Metalle nur einen begrenzten Gebrauchswert haben. Gibt man jedoch geringe Mengen anderer Elemente hinzu, zeigen die entstehenden Legierungen (von lat. *ligare*, vereinigen) neue, im Hinblick auf ihre Verwendung als Werkstoff verbesserte Eigenschaften. So ist beispielsweise Bronze viel härter als Kupfer. Und auch Stahl, eine Legierung aus Eisen und Kohlenstoff, ist seinem Ausgangsmaterial weit überlegen.

In der Regel macht die Beimischung Metalle härter und fester, wenn auch weniger geschmeidig. Während pures Gold kaum härter ist als Schokolade, lässt es die Beimischung von ein wenig Silber robust genug für Ringe und Münzen werden. Denn die fremden Bestandteile wirken im Kristallgitter wie Hindernisse: Sie bremsen das Gleiten der Gitterebenen.

Durch Legierung lässt sich jedoch nicht nur die Härte eines Metalls steuern, es lassen sich auch andere Eigenschaften verändern. So machen Beimischungen von Chrom rostenden Stahl korrosionsbeständig. Denn das Chrom verbindet sich mit Luftsauerstoff zu einer hauchdünnen, extrem harten Schicht aus glänzendem Chromoxid. Sie umhüllt das Metall wie ein Schutzpanzer und verhindert, dass der Sauerstoff mit dem Eisen zu bröckeligem Rost reagiert.

Die Mischungen unterschiedlicher Metalle sind so vielseitig, dass eine wesentliche Aufgabe vieler Werkstoffingenieure heute darin besteht, die richtige Legierung für beinahe jeden erdenklichen Zweck zu finden. Zu-

nehmend versuchen Materialwissenschaftler, solche Hightech-Stoffe am Computer zu entwickeln. Dabei untersuchen sie mit hochkomplexen Programmen, wie sich verschiedene Gefüge mehrerer Metalle verhalten.

Besonders exotisch muten spezielle Legierungen aus Nickel und Titan oder aus Eisen, Nickel und Aluminium an, die Forscher „Memory-Metalle“ nennen. Bauteile aus diesen Werkstoffen lassen sich unbesorgt verbiegen oder zusammendrücken, man muss nur – je nach Wirkmechanismus – die darauf lastende Kraft wegnehmen. Manche schnellen dann direkt in ihre Ausgangsform zurück, andere reagieren erst nach zusätzlichem Erwärmen. Zum Einsatz kommen sie beispielsweise in der Medizintechnik in Form winziger Röhren („Stents“), die zusammengepresst etwa in Herzkranzgefäße geschoben werden, sich dort ausdehnen, die Adern stabilisieren und so den Blutfluss erleichtern.

Eine weitere Herausforderung an die Werkstoff-Designer ist der Leichtbau. Um Energie zu sparen, sollen Auto- und Flugzeugteile heutzutage immer weniger wiegen, ohne aber Stabilität einzubüßen. Daher rücken nun Metalle in den Mittelpunkt, die bisher eher wenig beachtet wurden: So verwenden Autohersteller anstelle von Stahlblech zunehmend Magnesium – das dafür leichteste Gebrauchsmetall.

Auch Schäume aus Metall kommen mittlerweile zum Einsatz, zum Beispiel aus Aluminium. Manche davon besitzen eine so geringe Dichte, dass sie im Wasser nicht untergehen, sondern ähnlich wie Styropor auf der Oberfläche schwimmen. Doch trotz ihres Leichtbaus stehen diese

Schäume dem massiven Metall in Festigkeit und Steifigkeit kaum nach. Zudem nimmt eine Schaumkarosserie bei einer Karambolage besonders viel Energie auf, puffert also den Stoß ab – gleichsam wie ein Gummimantel.

ANGESICHTS IHRER enormen Vielseitigkeit scheint den Metallen also auch in Zukunft eine Schlüsselrolle in der menschlichen Zivilisation sicher. Ihre überragende Bedeutung für alle Bereiche der Technik spiegelt sich in den Produktionszahlen wider: Mehr als 2,5 Milliarden Tonnen wurden 2011 weltweit allein an Edelstahl und Eisen produziert; rechnerisch entfallen etwa 357 Kilogramm auf jeden Erdenbürger.

Und doch ist den glänzenden Substanzen in den letzten Jahrzehnten Konkurrenz erwachsen: Zunehmend kommen Kunststoffe und Keramiken, Kohlefasern und biologische Materialien als Hightech-Werkstoffe in Gebrauch. Glasfasern ersetzen Kupferkabel, das Keramik-Inlay den Goldzahn, faserverstärktes Carbon den Fahrrad-Rahmen aus Aluminium.

Und so haben die Metalle ihre Einzigartigkeit als Elemente des Fortschritts eingebüßt. Vielleicht stehen wir am Beginn einer Zeitenwende wie einst die Menschen am Schwarzen Meer: Noch lebten sie in der Steinzeit, noch hing ihre Kultur fast ausschließlich

vom Feuerstein ab, gleichwohl hatten sie das Tor zum Zeitalter der Metalle bereits aufgestoßen.

Es mag sein, dass sich diese Ära nun ganz allmählich dem Ende zuneigt. □

Memo: **METALLE**

► **89 der insgesamt 114** bekannten Elemente gehören zu den Metallen. Die wenigsten davon kommen in der Natur in reiner Form vor: Zumeist sind Metall-Atome mit nicht-metallischen Elementen wie Sauerstoff verbunden.

► **Alle Metalle** zeichnen sich durch vier typische Eigenschaften aus: Sie glänzen, leiten elektrischen Strom, transportieren Wärme und lassen sich verformen, ohne dabei zu zerbrechen.

► **Diese Wesenszüge** beruhen auf einer besonderen Form der atomaren Bindung: In Metallen sind die Atome in einem festen Gitter angeordnet, die Elektronen können sich frei zwischen ihnen bewegen.

Die Kunst der klaren Form

Von der schöpferischen Herausforderung, Bilder und Texte perfekt zu präsentieren

W eit mehr als ein Jahr, bevor die erste Ausgabe im Dezember 2004 erschien, begann Torsten Laaker mit seiner Arbeit für GEOkompakt. Als Art Director war er entscheidend daran beteiligt, das optische Gesicht der Heftreihe zu entwerfen. Die Neigung für das Visuelle hatte der heute 49-jährige bereits als Jugendlicher entdeckt – er wollte eigentlich Maler oder Bildhauer werden.

Zugleich hatte ihn die Verbindung von Bildern und Texten in Magazinen fasziniert, und so beschloss er, ein Fach zu studieren, in dem sich Kunst und Journalismus vereinen ließen: Grafik-Design.

Früh wurde ihm dabei klar, wie extrem wichtig das Layout für ein Magazin ist: „Gute Textbeiträge werden nur dann gern gelesen, wenn sie auch exzellent bebildert sind“, sagt Laaker. Unmittelbar nach dem Studium in Düsseldorf begann er, diese Erkenntnis in verschiedenen Magazinen umzusetzen, erst

in Düsseldorf, dann in Berlin und schließlich in Hamburg. Als Art Director bei Magazinen wie „Prinz“ und „Max“ – und schließlich GEOkompakt.

Es ist eine schöpferische Arbeit, bei der er sich nicht an feste Formeln halten kann, sondern sich für jede Ausgabe und für jeden Beitrag etwas Neues ausdenken muss. Ein kreatives Jonglieren mit Schriftarten und -typen, mit Farben und Formen.

„Das Layout soll dem Leser über die Optik Lust machen, in einen Text einzusteigen“, sagt Laaker. Typisch für GEOkompakt sei die Klarheit des Layouts, das mit den Texten zu einem Gesamtkunstwerk verschmilzt – wie

etwa in diesem Heft der Beitrag über die Natur der Farben.

Auch privat ist Torsten Laaker kreativ: Er malt Aquarelle und fertigt Holzschnitte – wenn er nicht gerade mit seinen Söhnen (7 und 12) herumtobt oder mit dem Segelboot auf der Ostsee kreuzt.



Als Art Director gestaltet Torsten Laaker, 49, das Layout von GEOkompakt

BILDNACHWEIS/COPYRIGHT-VERMERKE

Anordnung im Layout: l. = links, r. = rechts, o. = oben, m. = Mitte, u. = unten

Titel: zoonar.de

Editorial: Werner Bartsch f. GEOkompakt: 3 o.; Katrin Trautner: 3 u.

Inhalt: siehe entsprechende Seiten

Vom Wandel der Dinge: Heiner Müller-Elsner f. GEOkompakt: 6/7; Jerry Mason/SPL/Agentur Focus: 8; Charles D. Winters/Photo Researchers/Agentur Focus: 9 + 14/15; Marilyn F. Chalmers/SPL/Agentur Focus: 10/11; Brian J. Skerry/National Geographic Creative/Getty Images: 12; Jürgen Freund/NaturePL: 13; Philip Evans/Visuals Unlimited/Corbis: 16/17; BASF: 18/19

Die Kraft der Bindung: Tim Wehrmann f. GEOkompakt: 20-37; Infografiken: Andreas Boock/Rainer Harf f. GEOkompakt: 26, 27, 30, 31 + 34

Der Vater der Chemie: Musée des Arts et Métiers: 39 o., 43 u., 44/45, 46, 47 m.; akg images: 39 u., 47 u., 48; Bridgeman Art Library: 40/41; J. Royan/blickwinkel: 42; SSPL/Science Museum/Getty Images: 47 o.; Roger-Viollet/fullstein bild: 49 + 50

H.O: Ludovic Alussi/Picturetank/Agentur Focus: 55, 56 + 61; William Castellana/Gallerystock: 58; Infografiken: Rainer Harf f. GEOkompakt: 60

Der Herr der Elemente: alle: Theodore Gray/Visuals Unlimited/Corbis, außer: Philip Evans/Visuals Unlimited/Corbis: 68 (Nr. 2) + 73 (Nr. 54); Scientifica/Visuals Unlimited/Corbis: 77 (Nr. 94)

Das Geheimnis der Farben: Mark Laita/Gallery Stock: 80-94; Infografik: Rainer Harf f. GEOkompakt: 94

Die magische Substanz: Olivier Polet/Corbis: 96/97; D. Harms/WILDLIFE: 98; Herlinde Koelb/Agentur Focus: 99; Mauritius: 100; Mark Laita/Gallery Stock: 101; Kang Kim/Gallery Stock: 102; Infografiken: Rainer Harf f. GEOkompakt: 103 + 104

Was ist das größte Rätsel der Chemie, Herr Prof. Schwarz?:

Achim Mulhaupt für GEOkompakt: 106-114

Die Elemente des Fortschritts: Josh Westrich/Corbis: 116/117; Theodore Gray/Visuals Unlimited/Corbis: 118; Vaughan Fleming/SPL/Agentur Focus: 119; Tony Craddock/SPL/Agentur Focus: 122; E. R. Degginger/Photo Researchers/Agentur Focus: 123; Infografiken: Andreas Boock für GEOkompakt: 120/121

Mitarbeiterporträt: Katrin Trautner

Über die Natur hinaus: Heiner Müller-Elsner f. GEOkompakt: 126/127; Getty Images/Flickr Open: 128 o.; Zoonar/O Cramm/Prisma: 128 u.; Hugh Threlfall/Alamy: 129 o.; Steve Wisbauer: 129 u.; Oote Boe/Plainpicture: 130 o.; Tom Marks/Corbis: 130 u.; Stockbyte/Getty Images: 130/131 + 131 u.; ddp images: 132 o.; Mark Mattlock/Gallerystock.com: 132 u.; bestprice-images/DE: 133 o.; Evans: 133 u.

Auf der Spur der klebenden Moleküle: David Klammer f. GEOkompakt: 134-142; Infografik: Rainer Harf f. GEOkompakt: 140

Die Chemie im Überblick: Getty Images: 147-149, 150; Rue des Archives/SZ-Photo: 149 r. + 151 r.; Bridgeman Art Library: 151 l.

Die Suche nach dem Ich: FORESTBED 1998, Robert and Shana ParkeHarrison

Für unverlangt eingesandte Manuskripte und Fotos übernehmen Verlag und Redaktion keine Haftung.

© GEO 2012, Verlag Gruner + Jahr, Hamburg, für sämtliche Beiträge.

GEOkompakt

Gruner + Jahr AG & Co KG, Druck- und Verlagshaus, Am Baumwall 11, 20459 Hamburg, Postanschrift der Redaktion: Brieffach 24, 20444 Hamburg, Telefon 040/37 03-0, Telefax 040/37 03 56 47 Internet: www.GEOkompakt.de

CHEFREDAKTEUR

Michael Schaper

KONZEPT DIESER AUSGABE

Rainer Harf

ART DIRECTOR

Torsten Laaker

TEXTREDAKTION

Jörn Auf dem Kampe, Dr. Henning Engeln, Sebastian Witte

BILDREDAKTION

Lars Lindemann, Roman Rahmacher

Freie Mitarbeit: Katrin Kaltenberg

VERIFIKATION

Susanne Gilges, Bettina Süssmilch

Freie Mitarbeit: Dr. Eva Danulat, Regina Franke, Evelyn von Thenen

WISSENSCHAFTLICHE BERATUNG: Tobias Hamelmann

AUTOREN

Freie Mitarbeit: Ilona Baldus, Dr. Ralf Berthorst, Ute Eberle, Dr. Marion Hombach, Ute Kehse, Dirk Liesemer, Jan Ludwig, Julia Merlot, Martin Pletsch, Alexandra Rigos, Bertram Weiß

SCHLUSSREDAKTION: Ralf Schulte

ILLUSTRATION

Tim Wehrmann

Freie Mitarbeit: Andreas Boock

FOTOGRAFIE

David Klammer, Mark Laita, Achim Mulhaupt

CHEF VOM DIENST TECHNIK

Rainer Droste

REDAKTIONSASSISTENZ: Ursula Arens

Freie Mitarbeit: Heidrun Brockmann, Annette Riestenpatt, Cornelia Wawroschek

HONORARE: Angelika Györfy

Verantwortlich für den redaktionellen Inhalt:

Michael Schaper

HERAUSGEBER: Peter-Matthias Garde

VERLAGSLEITUNG: Dr. Gerd Brüne, Thomas Lindner

GESAMTANZEIGENLEITUNG: Heiko Hager, G + J Media Sales

VERTRIEBSLEITUNG: Sascha Klose, Deutscher Pressevertrieb

MARKETING: Anje Schlöder (Lg.), Kerstin Füllgraf

HERSTELLUNG: Oliver Fehling

ANZEIGENABTEILUNG: Anzeigenverkauf: G + J Media Sales/Direct Sales:

Sabine Plath, Tel. 040/37 03 38 89, Fax: 040/37 03 53 02; Anzeigen-

disposition: Anja Mordhorst, Tel. 040/37 03 23 38,

Fax: 040/37 03 58 87

Es gilt die Anzeigenpreisliste Nr. 8 vom 1. Januar 2012

Der Export der Zeitschrift GEOkompakt und deren Vertrieb im Ausland

sind nur mit Genehmigung des Verlages statthaf. GEOkompakt darf nur

mit Genehmigung des Verlages in Lesezirkeln geführt werden.

Bankverbindung: Deutsche Bank AG Hamburg,

Konto 0322800, BLZ 200 70000

Heft-Preis: 8,50 Euro (mit DVD: 15,90 Euro)

ISBN 978-3-652-00090-1 (978-3-652-00140-3)

© 2012 Gruner + Jahr Hamburg

ISSN 1614-6913

Litho: 4mat Media, Hamburg

Druck: Mohn Media Mohndruck GmbH, Gütersloh

Printed in Germany

GEO-LESERSERVICE

FRAGEN AN DIE REDAKTION

Tel.: 01805/861 80 03*, Fax: 040/37 03 56 48 E-Mail: briefe@geo.de

ABONNEMENT- UND EINZELHEFTBESTELLUNG

KUNDENSERVICE UND BESTELLUNGEN

Anschrift: GEO-Kundenservice 20090 Hamburg pers. erreichbar: Mo.-Fr. 7.30 bis 20.00 Uhr Sa. 9.00 bis 14.00 Uhr

E-Mail: geo-service@guj.de

Tel. innerhalb Deutschlands: 01805/861 80 03*

Tel. außerhalb Deutschlands: +49/1805/861 80 03

Telefax: +49/1805/861 80 02

24-Std.-Online-Kundenservice: www.meinabo.de/service

Preis Jahresabonnement 31,00 € (D) / 35,80 € (A) / 64,00 CHF (CH)

Preise für weitere Länder auf Anfrage erhältlich

BESTELLSERVICE FÜR GEO-BÜCHER, GEO-KALENDER, SCHUCHER ETC.

KUNDENSERVICE UND BESTELLUNGEN

Anschrift: GEO-Versand-Service: 74569 Blaufelden

Tel.: +49/1805/22 50 59*

Fax: +49/1805/21 66 03*

E-Mail: gujss@tobich.de

* 14 Cent/Min. aus dem deutschen Festnetz, Mobilfunkpreis max. 42 Cent/Min.



8

Kunststoffe

Über die Natur **hinaus**

Vor gut 100 Jahren gelang Chemikern einer der größten Durchbrüche in der Geschichte der Menschheit. In ihren Laboren schufen sie völlig neuartige Verbindungen – Substanzen, die es in der Natur nicht gibt: Kunststoffe. Wie kein anderes Material haben diese synthetischen Verbindungen das Gesicht der Welt verändert und innerhalb von Jahrzehnten nahezu alle Bereiche des Lebens erobert. Eine Reise durch die Historie des Plastiks in 13 Etappen

1. BAKELIT, 1907*

Ende des 19. Jahrhunderts leuchten immer mehr Glühbirnen in den Städten auf, immer mehr Menschen lenken Automobile über die Straßen, Dynamos erzeugen Strom für Telefone, Radios und Elektromotoren. Diese Errungenschaften verlangen nach gänzlich neuen Werkstoffen, denn keine bis dahin bekannte Substanz vereint die gewünschten Eigenschaften in sich: lässt sich zum Beispiel so problemlos formen wie Wachs, ist so leicht wie Horn, so fest wie Metall, so hitzebeständig wie Keramik – und blockiert zugleich elektrischen Strom. Zudem soll das Material in großen Mengen einfach und günstig herzustellen sein. Gesucht wird also nicht weniger als eine Wundersubstanz.

Deshalb versuchen sich zahlreiche Chemiker an dieser Herausforderung und mischen in ihren Laboren Hunderte Stoffe zusammen. Sie lassen etwa Alkohole und Lösungsmittel, Eiweiße, Öle oder Zellulose miteinander reagieren. Doch ihre Mühe scheint vergebens, die Mixturen sind für den gewünschten Zweck unbrauchbar – spröde, brüchig oder schmierig.

Seit 1902 ist in New York auch der Chemiker Leo Hendrik Baekeland auf der Suche. Ihm gelingt schließlich der Durchbruch: Der gebürtige Belgier löst winzige Splitter des glasklaren Feststoffs Phenol in der stechend riechenden Flüssigkeit Formaldehyd auf. Er erhitzt das Gemisch in einem luftdichten Kessel und beobachtet: Bei einer bestimmten Kombination von Temperatur und Druck vereinigen sich die beiden Stoffe zu einer zähflüssigen Masse. Diese lässt sich in nahezu jede Form bringen, denn erst erneuter Druck und Hitze lassen die Substanz erstarren. Außerdem ist sie unempfindlich gegen Säuren und leitet keinen elektrischen Strom.

Es ist die erste vollständig synthetische (und industriell nutzbare) Substanz der Welt: ein „Kunst-Stoff“. Erstmals zeigt Baekeland, wie es möglich ist, gänzlich neue organische Materialien hervorzubringen, Werkstoffe zu entwickeln, die es in der Natur nicht gibt – dass also Forscher gleichsam zu Schöpfern werden können.

Bald schon werden aus dem „Bakelit“, das Baekeland 1907 zum Patent anmeldet, Flugzeugpropeller und Aschenbecher gefertigt, Elektroteile, Haartrockner und Rundfunkgeräte, Telefone, Toilettenbrillen und Billardkugeln. Damit beginnt eine völlig neue Ära in der Industrie – ja mit der Erfindung des plastisch formbaren Stoffs bricht gar eine neue Epoche in der Menschheitsgeschichte an: das Zeitalter des Plastiks.

* Die Jahreszahlen beziehen sich auf die Anmeldung des jeweiligen Patents. Bei den Stoffnamen sind, wo möglich, die bekannten Handelsnamen angegeben.

2. PVC, 1912

Angespornt von Baekelands Erfolg, forschen etliche Chemiker nach weiteren plastischen Stoffen. Sie hoffen, dass die Erfindung des Bakelits kein Einzelfall ist. Doch die Rezeptur allein hilft ihnen nicht weiter. Aus der Mischung von Phenol und Formaldehyd lässt sich keine allgemeingültige Regel ableiten, kein Gesetz, nach dem sie weitere Kunststoffe erschaffen können.

Und so suchen sie nach anderen Rohstoffen, testen die Eigenschaften zahlreicher Substanzen, experimentieren auf Verdacht mit vielfältigen Gasen und Flüssigkeiten, die massenhaft verfügbar und somit preiswert sind. In den folgenden Jahren entstehen auf diese Weise tatsächlich weitere Kunststoffe - doch mehr oder minder durch Zufall.

Beispielsweise findet der deutsche Chemiker Fritz Klatte nach vielen Experimenten heraus: Bringt man Salzsäure, Quecksilber-Verbindungen und das Gas Acetylen miteinander in Kontakt, entwickelt sich zunächst eine flüchtige Substanz - in hoher Konzentration süßlich riechendes Vinylchlorid. Setzt man diesen Stoff in einem Glaskolben dem Sonnenlicht aus, entsteht an den Wänden des Gefäßes ein zäher Niederschlag, ein feiner Film, der sich allmählich verfestigt: Polyvinylchlorid, PVC.

1912 beantragt Klatte das Patent für das synthetische Material, denn es lässt sich einfach und schnell in sehr großen Mengen produzieren. Nach und nach zeigt sich zudem, dass PVC sehr wandelbar ist: Je nach Fabrikation kann es fest wie ein Brett sein, aber auch ge-

schmeidig wie Leder oder weich wie Gummi. Daher bildet PVC bis heute die Grundsubstanz für eine immense Vielfalt von Industriegütern: Käämme und Knöpfe, Fußbodenbeläge und Gartenschläuche, Lacke und Tapeten, Fensterrahmen - und Schallplatten.

4. POLYSTYROL, 1930

In den 1920er Jahren entsteht - wohl auch im Rahmen der Suche nach Kunststoffen - allmählich eine neue Disziplin der Wissenschaft: die Polymerchemie. Immer mehr Forschern gelingt es, Hermann Staudingers Erkenntnisse über die Struktur von synthetischen Substanzen durch eigene Beobachtungen im Labor zu erweitern. Sie versuchen nicht nur, neue Rohmaterialien zu finden, aus denen sich Kunststoffe fertigen lassen, sondern ergründen zudem, mit welchen Mitteln die Eigenschaften bereits bekannter Substanzen beeinflusst werden können.

Manche Kunststoffe, so erkennen sie, verändern ihren Charakter, wenn man sie mit Gasen behandelt. Sie verwandeln sich mitunter von einem schweren, kompakten Material in eine leichte und poröse Masse: einen Schaumstoff. Polystyrol etwa, ein Kunststoff, für dessen industrielle Großproduktion der deutsche Chemiekonzern IG Farben (so der damalige Name der BASF) 1930 das Patent erhält, ist eigentlich dicht und hart - die Substanz eignet sich zur Herstellung von Wäscheklammern oder Kleiderbügeln. Unter Zugabe des Gases Pentan und heißen Wasserdampfs aber dehnt sich der Kunststoff aus. Denn dabei verändert sich seine innere Struktur: An manchen Stellen lösen sich die Bausteine des Feststoffs voneinander, die Polymerstränge; sie trennen sich und driften auseinander. So vergrößert sich das Volumen des zuvor massiven Polystyrols um das 30- bis 50-Fache. Chemiker nutzen diese Eigenschaft, um das Plastik in jenen leichten, schneeweißen Stoff zu verwandeln, mit dem bis heute empfindliche Waren wie Porzellan, Glas oder elektronische Geräte verpackt werden: Styropor.

3. PLEXIGLAS, 1928

Zwar erweitern die Forscher in ihren Laboren die chemische Welt jetzt Stoff um Stoff. Noch aber ist ihnen rätselhaft, wie überhaupt ein Kunststoff in seinem Inneren beschaffen ist, wie also die Grundbausteine (Atome und Moleküle) zusammenwirken und so die einzigartigen Eigenschaften der neuartigen Substanzen hervorbringen – bis in den 1920er Jahren der deutsche Chemiker Hermann Staudinger mithilfe komplexer Experimente die molekulare Anatomie der synthetischen Materialien entschlüsselt.

Sämtlichen Kunststoffen, so erkennt Staudinger, ist eine besondere Struktur eigen. Ob fest oder weich, sie folgen einem erstaunlich einfachen Prinzip: der Wiederholung des immer Gleichen. Kleine Grundbausteine aus wenigen Atomen – sogenannte Monomere (von griech. *mono*, eins, und *meros*, Teil) – reihen sich wie Glieder einer Kette aneinander und bilden Riesenmoleküle, die Polymere (von griech. *poly*, viel).

Beispielsweise verknüpfen sich Vinylchlorid-Monomere tausendfach zu Polyvinylchlorid (PVC). Und Moleküle des Stoffes Methylmetacrylat verketteten sich zu Polymethylmetacrylat (PMMA), einem Kunststoff, den der deutsche Chemiker Otto Röhm 1928 zum Patent anmeldet und ab 1933 als „Plexiglas“ vermarktet.

Die Anordnung der Polymere bestimmt dabei die Eigenschaften eines Kunststoffs: Wickeln sich die Molekülstränge nur lose umeinander – können sie also verschoben werden –, ist der Stoff dehnbar und geschmeidig. Verzweigen sie sich dagegen zu dichten, netzartigen Strukturen, die sich vielfach ineinander verhaken, gewinnt der Stoff an Härte.

Diese innere Architektur verleiht auch Plexiglas seine Festigkeit. Die starre Struktur des leichten und transparenten Materials kann allerdings wieder aufgehoben werden: Hitze löst die Polymere voneinander, sie gleiten dann frei umher und bilden eine formbare Masse – die schließlich erkaltet und wieder erstarrt. Deshalb kann ein Stück Plexiglas zu immer neuen Gebilden geformt werden.



5. POLYISOBUTYLEN, 1931

Allmählich entdecken die Kunststoff-Wissenschaftler: Viele Rohstoffe, aus denen sich synthetische Substanzen formen lassen, stammen aus der Tiefe unseres Planeten. Denn die Ausgangsmaterialien gewinnen Chemiker vor allem aus Erdöl. In riesigen Fabrikanlagen, den Raffinerien, zerlegen sie nun den Naturstoff. So erhalten sie unter anderem kleine Moleküle aus nur wenigen Atomen: Monomere, die sich hervorragend zu Polymeren verknüpfen lassen.

Das Grundgerüst dieser Substanzen bildet der Kohlenstoff – ein Element, das eine besondere Eigenschaft besitzt, denn jedes Kohlenstoff-Atom vermag sich mit bis zu vier anderen Atomen zu verbinden. Selbst wenn die Monomere aus der Erdöl-Verarbeitung nur aus wenigen Kohlenstoff-Atomen bestehen, sind sie in der Lage, riesige Verbände zu formen: lange, verschlungene Ketten oder vielfach verzweigte Netze von abertausend einzelnen Molekülen.

Der Rohstoff Isobutylene etwa wird aus Erdöl gewonnen. 1931 finden Forscher heraus, dass sich die Isobutylene-Monomere bei frostigen Temperaturen von bis zu minus 100 Grad Celsius mithilfe bestimmter Säuren, Salze und Alkohole zu Riesenmolekülen verknüpfen lassen – zu Polyisobutylene (PIB), einem elastischen Kunststoff, den sich heute viele Menschen von Zeit zu Zeit in den Mund stecken: als Kaugummi.



6. POLYETHYLEN, 1936

Die Polymerisation – die Verknüpfung von Monomeren zu Polymeren – geschieht mitunter erst bei sehr hohen oder niedrigen Temperaturen oder unter enormem Druck. Dies stellt Wissenschaftler anfangs vor eine große Herausforderung. Um etwa aus Ethylen, einem Produkt der Erdölindustrie, den erstmals 1936 erschaffenen Kunststoff Polyethylen (PE) herzustellen, benötigen Chemiker das 1000-Fache des normalen Luftdrucks und Hitze von bis zu 300 Grad Celsius.

Deshalb wird die Substanz jahrelang nicht in Massenproduktion hergestellt – bis die Chemiker Karl Ziegler und Giulio Natta 1953 herausfinden: Bringt man die Monomere mit besonderen, oft metallhaltigen Chemikalien in Kontakt, verknüpfen sich die Bausteine bereits bei niedrigeren Temperatur- und Druckverhältnissen. Auf komplexe Weise regen die Chemikalien (sogenannte Katalysatoren) die Kohlenstoff-Atome in den Monomeren an, sich mit denen anderer Monomere zu verketteten. Die Katalysatoren selbst gehen dabei keine dauerhafte Verbindung ein und können wiederverwendet werden.

Für das „Ziegler-Natta-Verfahren“ erhalten die beiden Forscher 1963 den Chemie-Nobelpreis. Denn ihre Einsicht eröffnet der Kunststoffchemie eine neue Dimension: Erstmals gelingt es, Polyethylen und ähnliche Kunststoffe in großen Mengen herzustellen – etwa für Einkaufstüten, Haushaltswaren, Mülltonnen oder Getränkekisten. Heute verbrauchen Menschen jährlich mehr als 36 Millionen Tonnen Polyethylen, das mithilfe dieses Katalyseverfahrens hergestellt wird.

7. NYLON, 1937

Die synthetischen Substanzen ersetzen zunehmend Naturstoffe, die selten und teuer sind: Bakelit etwa eignet sich als Ersatz für Elfenbein und Horn. PVC verdrängt den aus Pflanzenläusen gewonnenen Schellack (einen Rohstoff für die ersten Schallplatten), künstliche Schaumstoffe erfüllen in Kissen und Matratzen die Funktion von Wolle und Federn. Was zuvor ein Gut für Wohlhabende war, wird nun zum Massenprodukt. Der Kunststoff Nylon (Polyhexamethylenadipinsäureamid) etwa macht feine Strumpfhosen auch für Frauen aus einfachen Verhältnissen erschwinglich. Bis zur Erfindung der Kunstfaser, für die ein amerikanisches Chemieunternehmen 1937 das Patent erhält, sind hauchdünne Beinkleider exklusiver Luxus, gefertigt aus kostbarer Seide. Das synthetische Material lässt sich dagegen recht einfach herstellen und zu langen Fasern ausziehen. Fein versponnen, bilden sie ein zartes und doch reißfestes Gewebe, dem Motten nichts anhaben können. Am 15. Mai 1940, dem ersten offiziellen Verkaufstag von günstigen Nylonstrümpfen in den USA, drängen dort Hunderte Frauen in die Kaufhäuser. Nur mit Mühe können Polizisten die Mengen in Schach halten, die nach dem neuesten Erzeugnis der Kunststoffindustrie gieren. Innerhalb weniger Tage sind die Lager leer, sind vier Millionen Nylonstrümpfe verkauft. Bald finden Forscher weitere Kunststoffe mit ähnlichen Eigenschaften. Gemeinsam ist diesen Polyamiden, dass sie neben Kohlenstoff über die Elemente Sauerstoff und Stickstoff verfügen. Häufig werden diese Substanzen mit anderen Kunststoffen wie Polyethylen vermischt, sodass Stoffe entstehen, die nützliche Eigenschaften verschiedener Plastik-Typen in sich vereinen, sogenannte „Polymerblends“. Und die weisen manchmal sogar völlig neue Eigenschaften auf, die sich aus ihren Einzelbausteinen gar nicht vorhersagen lassen, so zum Beispiel eine besonders hohe Bruchfestigkeit.

8. POLYURETHAN, 1937

In den 1930er Jahren werden immer mehr Konsumgüter aus Kunststoffen gefertigt, die Produktion synthetischer Substanzen nimmt beständig zu. Doch nach und nach zeigt sich eine Kehrseite der Wundermaterialien: Sie verrotten extrem langsam. Nur sehr wenige Pilze oder Bakterien, die normalerweise jeden Naturstoff rasch zersetzen, können den Substanzen etwas anhaben. Und so sammeln sich immer mehr Abfälle an; Millionen Tonnen wertloser Plastikprodukte häufen sich auf riesigen Deponien oder treiben in den Ozeanen. Kunststoff wird für viele Menschen zum Sinnbild der Wegwerfgesellschaft.

Zwar ist es durchaus möglich, Produkte aus synthetischen Materialien wiederzuverwerten, den Kunststoff also in seine chemischen Bestandteile zu zerlegen und neu zusammenzufügen. Doch dieses „Recycling“ ist meist ein aufwendiges,

langwieriges Verfahren – weitaus komplizierter und kostspieliger, als immerzu neuen Kunststoff herzustellen.

Um etwa Polyurethan wiederzuverwerten – eine erstmals 1937 patentierte Kunststoffart –, muss die Substanz zunächst in wenige Zentimeter große Stücke zerschnitten werden. Anschließend wird das Material zusammen mit aggressiven Chemikalien sieben Stunden lang auf 200 Grad Celsius erhitzt. Erst dann beginnen die Polymere in ihre Bestandteile, die Monomere, zu zerfallen. Und können anschließend zu neuen Polyurethan-Produkten verarbeitet werden, etwa zu Dämmmaterial in Kühlschränken, zu Fußbällen – und zu Badeschwämmen.

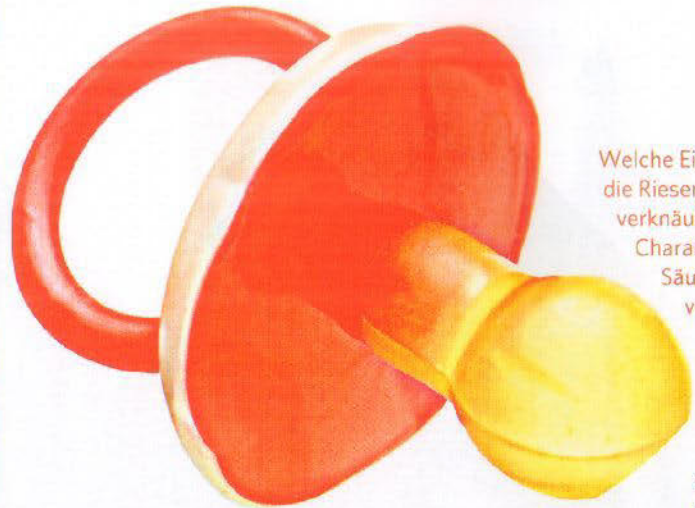
9. TEFLON, 1938

Mit manchen Substanzen, die Chemiker in ihren Laboren entwickeln, weiß zunächst niemand etwas anzufangen; zu seltsam erscheinen ihre Eigenschaften. So erkennen die Forscher der US-Chemiefirma DuPont lange Zeit nicht, welchen Nutzen das weißliche, spröde Polytetrafluorethylen haben könnte – ein Stoff, den sie 1938 erfunden haben.

Die Substanz scheint völlig ungeeignet für chemische Verfahren: Sie schmilzt erst bei enormer Hitze und reagiert nicht mit anderen Stoffen. Kaum etwas vermag deshalb an ihr haften zu bleiben, Wasser perlt einfach an ihr ab, die meisten Klebstoffe lösen sich. Selbst gegen Königswasser, eine höchst aggressive Mischung aus Salz- und Salpetersäure, ist sie resistent.

Das liegt vor allem an der atomaren Beschaffenheit des Kunststoffes: Die Kohlenstoff-Atome in den Polymeren sind derart fest mit Atomen des Elementes Fluor verknüpft, dass kein anderes Element die Verbindung aufzubrechen vermag.

Wie nützlich diese Eigenschaft ist, zeigt sich erst 1943: Da senden die Entwickler der ersten Atombombe einen Hilferuf an Chemieunternehmen in aller Welt, denn sie suchen einen Stoff, der unempfindlich gegen scharfe Säuren ist. Dabei stellt sich heraus, dass Polytetrafluorethylen dafür geradezu ideal ist: Sie beschichten Behälter und Rohrleitungen fortan mit der Substanz, die DuPont „Teflon“ nennt und bald auch mit großem Erfolg vermarktet. 1954 steht die erste Bratpfanne mit einer Beschichtung aus Teflon in einem Warenhaus – vier Jahre, bevor der erste Satellit in die Erdumlaufbahn gelangt. Denn obwohl die Legende häufig zu lesen ist: Für die Raumfahrt wurde Teflon nicht entwickelt.



10. SILIKON, 1940

Welche Eigenschaften Kunststoffe haben, hängt nicht nur davon ab, wie sich die Riesenmoleküle in ihrem Inneren aneinanderlagern, auf welche Weise sie sich verknäulen oder vernetzen – auch die chemischen Elemente beeinflussen den Charakter des Materials: Ohne Fluor etwa wäre Teflon nicht gegen aggressive Säuren resistent. Ein anderes Element, Silizium, macht gar eine ganze Gruppe von Substanzen äußerst widerstandsfähig und beständig: die Silikone.

Zwar haben Chemiker bereits vor dem Zweiten Weltkrieg erkannt, dass Silizium Bestandteil vielfältiger, meist zäher und wasserundurchlässiger Substanzen wie bestimmter Öle und Wachse ist. Doch erst ab 1940 findet der deutsche Chemiker Richard Müller – etwa zur selben Zeit wie der US-Forscher Eugene Rochow – einen Weg, Ausgangsprodukte für diese Substanzen in großen Mengen zu produzieren, und lässt ihn patentieren. Eigentlich ist Müller auf der Suche nach einem künstlichen Nebel, um im Krieg ganze Städte vor den Blicken feindlicher Soldaten zu verbergen. Aber bei seinen Experimenten erhält er schließlich eine weiße Masse, die rasch zu einem beliebten Werkstoff der Industrie wird. Schon 1957 gibt es rund 200 verschiedene Siliconprodukte, heute sind es mehr als 3000. Manche finden sich in Autolacken und Dämmstoffen, andere in Cremes, Schminke oder Implantaten. Silikone zählen gar zu den ersten Kunststoffen, mit denen ein Mensch überhaupt in Kontakt kommt – in Form von Babyschnullern.

11. PET, 1941

Die Möglichkeiten der Kunststoffe, so finden Forscher im Laufe der Zeit heraus, lassen sich enorm erweitern, wenn man ihnen besondere Stoffe beimengt, die Additive (von lat. *addere*, hinzufügen). Vermischt man manche Kunststoffe mit gemahlener Kreide, werden sie etwa gegen Hitze beständig; andere Zusatzstoffe machen synthetische Materialien fester oder resistent gegen Regen und Sonnenlicht.

Im Polyethylenterephthalat (PET), einem 1941 von britischen Forschern patentierten Kunststoff, verhindert ein Additiv, dass sich leicht süßlich schmeckendes Acetaldehyd aus dem Material löst. Diese Chemikalie ist für die Herstellung des Kunststoffs nötig, doch bei der Verwendung unerwünscht. Denn PET dient als Rohstoff für Behälter, Verpackungen sowie Wasser- und Fruchtsaftflaschen – und muss daher geschmacksneutral sein.

Andere Additive, sogenannte Weichmacher, lassen manche Kunststoffe wie etwa PVC biegsamer werden: Wie eine Art Schmiermittel sorgen diese Substanzen dafür, dass die Riesenmoleküle im Inneren der synthetischen Substanzen beweglich werden und gleichsam umeinanderrutschen statt fest zusammenzuhängen.

Der Nachteil: Die bei der Herstellung verwendeten Weichmacher vermögen sich später wieder aus dem Kunststoff zu lösen. Manche können deshalb – etwa bei Beißen und Spielzeug wie Quietsche-Entchen – die Gesundheit von Babys und Kleinkindern gefährden. Und nehmen werdende Mütter über die Atemluft oder Nahrung Weichmacher in ihren Körper auf, können sogar schon ungeborene Kinder Schäden davontragen.



12. POLYPHENYLENVINYLEN, 1968

Die ersten Kunststoffchemiker suchten anfangs vor allem nach Substanzen, die keinen elektrischen Strom leiten – und stießen bei ihren Forschungen auf elektrische Isolatoren wie Bakelit, PVC und viele andere Substanzen. Über Jahrzehnte lautet daher eine anscheinend allgemeingültige Regel: Kunststoff blockiert Elektrizität. Bis ein Forscherteam aus den USA und Japan 1977 das Gegenteil beweist. Die Chemiker Alan Heeger, Alan MacDiarmid und Hideki Shirakawa entdecken, dass manche Kunststoffe doch elektrischen Strom leiten.

So übermittelt etwa das Polyphenylenvinyl (PPV), das Forscher bereits Ende 1968 patentiert haben, elektrische Impulse – ein Effekt, der erst neun Jahre später untersucht wird. Mehr noch: Diese Substanz wandelt Strom in sichtbares Licht. Denn die Elektrizität regt – vereinfacht gesagt – die Atome an, winzige Lichtportionen abzustrahlen. Als Bestandteil von Organischen Leuchtdioden, sogenannten OLEDs, bringen PPV und ähnliche Stoffe inzwischen so manche Bildschirme und Mobiltelefone zum Glimmen.

Noch können die leuchtenden Kunststoffe weder Energiesparbirnen noch Neonröhren ersetzen, denn sie verlieren bereits nach relativ kurzer Zeit ihre Leuchtkraft. Doch leitfähige Kunststoffe werden womöglich die Technik insgesamt in eine neue Ära führen – in die der „Plastik-Elektronik“. Schon heute arbeiten Chemiker, Physiker und Ingenieure daran, elektronische Bauteile, etwa in Computern, vollständig aus Kunststoff herzustellen.

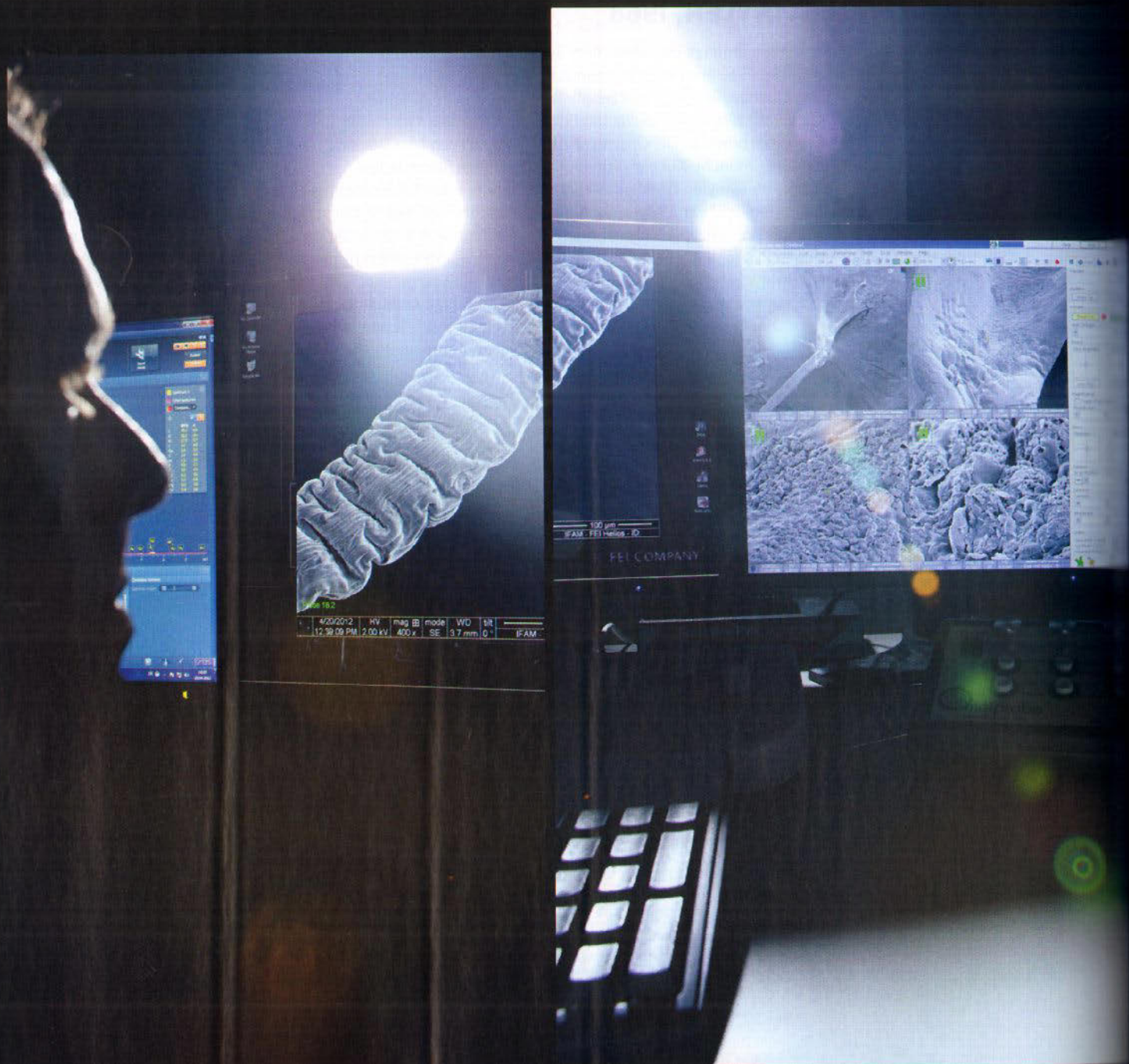


13. KEVLAR, 1971

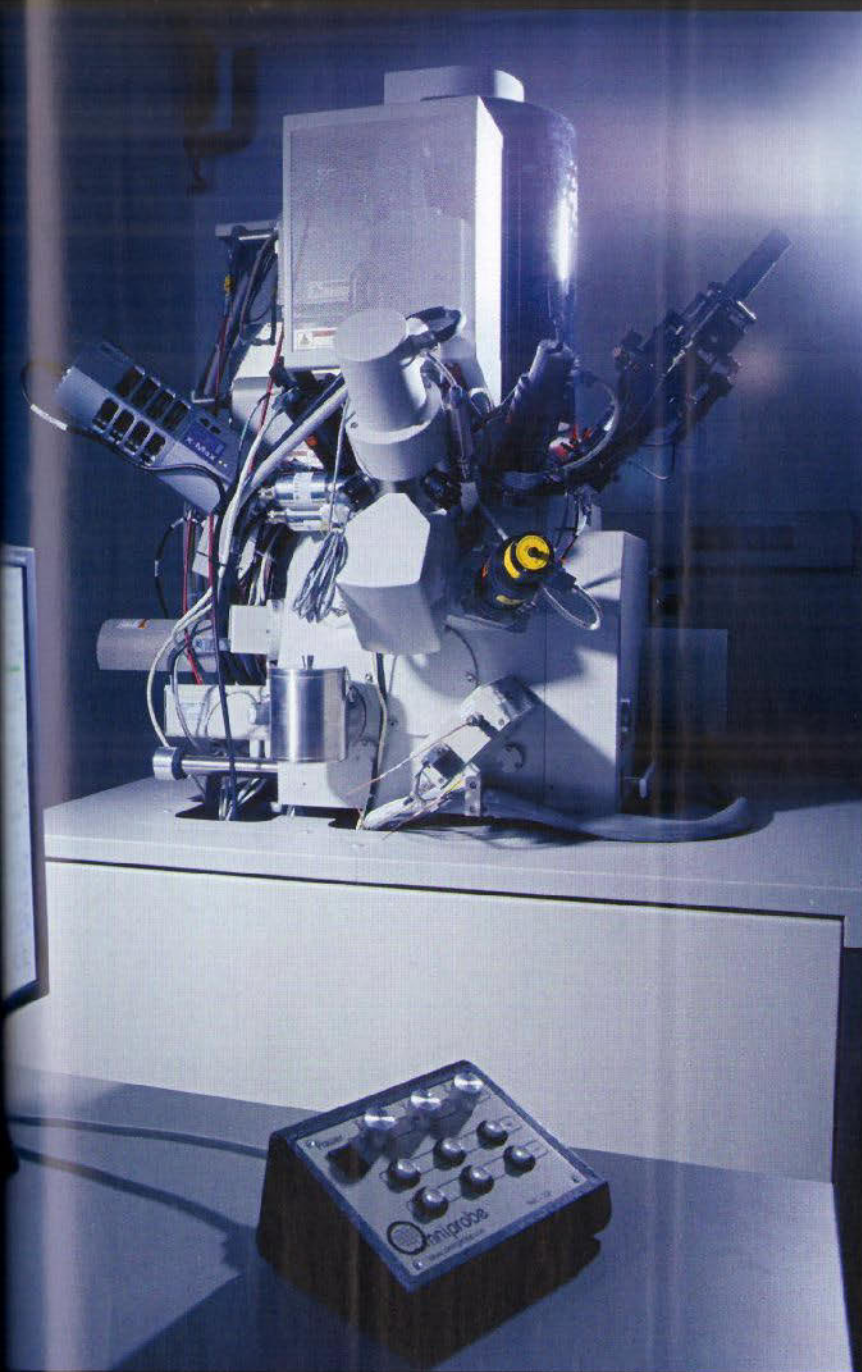
Kunststoffe sind weiter verbreitet und vielfältiger als sämtliche anderen Rohstoffe. Und doch: Forscher suchen immer weiter nach künstlichen Materialien, die mehr aushalten als alle anderen, sogenannten Hochleistungskunststoffe.

Zu diesen außergewöhnlichen Substanzen zählt Kevlar: Es ist fünfmal so zugfest wie Stahl, widersteht Hitze von 400 Grad und Kälte von minus 190 Grad Celsius. Seine Widerstandskraft erhält Kevlar, das chemisch korrekt Polyparaphenylenterephthalamid heißt, durch seine besondere Struktur: Die Polymer-Ketten knäulen sich nicht wie bei vielen anderen Kunststoffen chaotisch-locker umeinander, sondern starke Anziehungskräfte zwischen den Molekülen sorgen dafür, dass sie sich in hoher Ordnung nebeneinander drängen – parallel gelagert wie Holzbalken auf einem Stapel. Kevlar ist daher ungemein robust: ein idealer Rohstoff für so unterschiedliche Produkte wie Hockeyschläger, Bremsklötze, Yachtsegel, Schlagzeuge und kugelsichere Westen.

Und so kommen Kunststoffe heute sogar dort vor, wo Extreme herrschen. Die Erfolgsgeschichte der synthetischen Substanzen ist ohnehin beispiellos: 1950 betrug der weltweite Verbrauch von Plastik 1,5 Millionen Tonnen – im Jahr 2011 stellten Chemiker rund 280 Millionen Tonnen Kunststoffe her. In nur einem Jahrhundert haben die künstlichen Materialien alle Bereiche des Lebens durchdrungen – ja man könnte gar sagen: Jene Wunderstoffe, von denen Chemiker einst bloß träumten, haben die Welt in die Moderne geführt. □



Mit hochmodernen Geräten (oben rechts) analysieren Klebstoffforscher am Fraunhofer-Institut für Fertigungstechnik und Angewandte Materialforschung (IFAM) in Bremen verschiedene Werkstoffe und erstellen detaillierte Bilder von deren Oberfläche (Mitte, links). So können sie erkennen, wie ein neuer Klebstoff etwa an Glas, Metall oder Plastik andockt



Auf *der* *SPUR* *der* klebenden MOLEKULE

Text: Dirk Liesemer und
Bertram Weiß

Fotos: David Klammer

Ob in Eisenbahnen oder Flugzeugen, Verpackungen oder Textilien: Klebstoffe zählen zu den wichtigsten Materialien der Moderne. Denn kaum ein Gegenstand kommt noch ohne die haftenden Substanzen aus. Mit ausgefeilten Apparaturen entschlüsseln Wissenschaftler, weshalb Moleküle überhaupt kleben, untersuchen winzige Details von Oberflächen – und entwickeln immer bessere, immer raffiniertere Kitte. Eines der weltweit führenden Institute für Klebstoffforschung hat seinen Sitz in Bremen

Sie wirken meist im Verborgenen, kaum sichtbar für das menschliche Auge. In schmalen Zwischenräumen, in winzigen Spalten und Rissen. Sie halten zusammen, was andernfalls auseinanderfie; vermögen Gegenstände gar so fest miteinander zu verbinden, dass sie nichts mehr lösen kann. Diese Substanzen sind äußerst vielseitig. Manche entfalten ihre Kraft in Sekundenschnelle, andere erst nach Tagen, einige bestehen zum Teil aus Kristallen, andere gleichen einem zähen, amorphen Wachs.

Aber gemein ist ihnen eine ungewöhnliche Eigenschaft: Sie kleben.

Kleister und Kitte, Leime und Harze zählen zu den wichtigsten Werkstoffen der modernen Welt. Denn fast überall, wo Menschen Materialien zusammenführen, benutzen sie Haftstoffe. Nahezu unbemerkt haben die Kleber in beinahe allen Bereiche des Lebens Einzug gehalten, heutzutage kommt kaum ein Gegenstand ohne sie aus.

Klebstoffe befinden sich nicht nur auf Briefumschlägen, Pflastern und Etiketten, sondern auch in Kleidungsstücken und Schuhen, in Büchern und Möbeln, in Telefonen, Verpackungen, Monitoren, Uhren und Kameras.

In jedem Computer halten Tausende winziger Hafttropfen Prozessoren und Mikrochips zusammen, in vielen Autos winden sich mehr als 100 Meter lange Klebenähte durch Karosserie und Innenverkleidung, sogar die tonnenschweren Rotorblätter von Windkraft-rädern werden mithilfe von Klebstoffen zusammengefügt.

Selbst in der Humanmedizin finden sie bereits Anwendung. Schon heute schließen spezielle Sekundenkleber Hautwunden ohne Klammern und Wundnaht. Forscher suchen nach Wegen, wie Ärzte mit haftenden Pasten

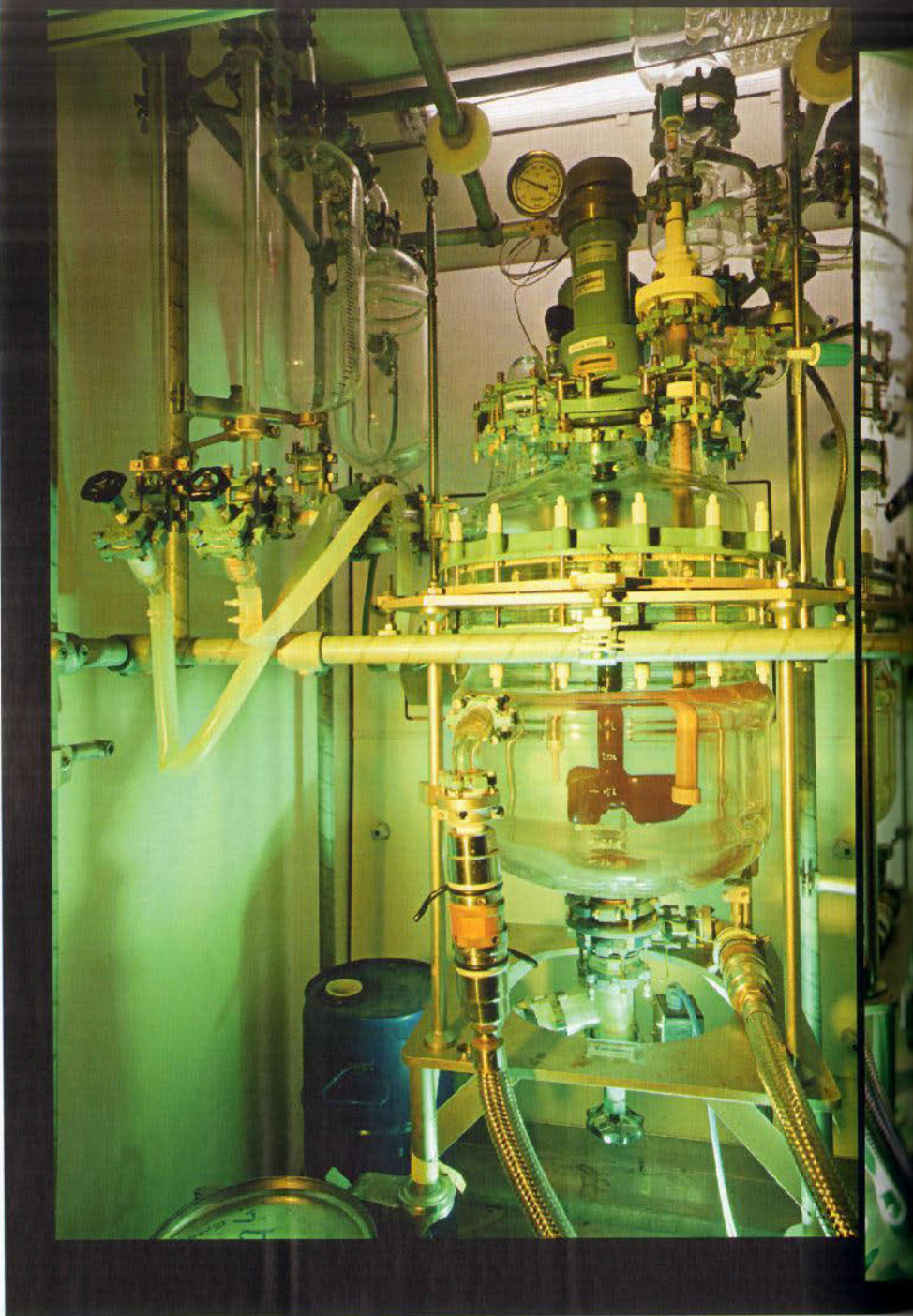
auch Verletzungen innerer Organe heilen könnten, etwa einen Riss in der Milz.

Inzwischen existieren mehr als 250 000 Sorten von Klebstoffen. Und Chemiker entwickeln immer neue Varianten. Denn nicht alle Substanzen haften gleichermaßen. Manche verbin-

den Holz mit Glas, andere Metall mit Porzellan oder Papier mit Kunststoff.

Manche härten nur bei hohen Temperaturen aus, andere können dies selbst bei Minusgraden. Manche sind gegen Säuren unempfindlich, andere verlieren bereits ihre Klebkraft, sobald sie mit Wasser in Kontakt kommen.

Die Fraunhofer-Gesellschaft, die führende Organisation für angewandte Wissenschaft in Europa, hat unter ihren 60 Instituten in Deutschland sogar



Wissenschaftler kennen **Zehntausende Rohstoffe**, die sich für den **EINSATZ IN EINEM KLEBER** eignen



DIE REZEPTUR DER KLEBSTOFFE

Auf der Suche nach neuen Haftsubstanzen vermischt Matthias Popp, der Leiter der Arbeitsgruppe »Klebstoffformulierung« am IFAM, verschiedene Stoffe im sogenannten Reaktor (o. l.). Bis er das optimale Mischungsverhältnis findet, vergehen oft Monate

.....

eines eigens zur Erforschung von Klebstoffen gegründet: den Bereich Klebtechnik und Oberflächen des Bremer Instituts für Fertigungstechnik und Angewandte Materialforschung (IFAM).

Dort analysieren 360 Wissenschaftler die Eigenschaften von klebenden Substanzen. Sie untersuchen in ihren Laboren, wie genau diese ihre Kraft entfalten, welche molekularen Mechanismen dabei wirken. Sie testen, wie die Stoffe auf Temperaturen und Luftfeuch-

tigkeiten reagieren, prüfen, wie beständig sie gegen Laser- und UV-Strahlen sind, und simulieren an Hightech-Rechnern, wie einzelne Moleküle sich anziehen, aneinander haften bleiben, wie sie chemisch miteinander reagieren.

Die IFAM-Forscher treibt eine Vision an: Autos, Flugzeuge, Züge und Schiffe, ja sogar Raumsonden könnten schon bald größtenteils von Klebemitteln zusammengehalten werden. Eines Tages, so hoffen die Spezialisten, werden



MEISTER DER HAFTUNG

In der Arbeitsgruppe »Bioinspirierte Materialien« untersuchen Forscher in Bremen jene extrem klebrige Substanz, mit der sich Miesmuscheln an Felsen heften. Der Kitt ist so stark, dass die Tiere sogar am Antihaftmaterial Teflon (l.) und an Glasscheiben Halt finden (r.)

.....

Klebstoffe fast alle anderen Methoden, Materialien zusammenzufügen, ersetzen. Werden nahezu alle Schrauben und Nägel, alle Dübel, Nieten und Schweißnähte verschwinden.

DOCH GANZ GLEICH, woraus die Hightech-Kitte der Zukunft bestehen und wo sie zur Anwendung kommen: Alle Haftstoffe funktionieren nach den gleichen Prinzipien.

Damit ein Kleber überhaupt benutzt werden kann, muss er zunächst flüssig oder zumindest schmierfähig sein. Nur so lässt er sich auf einer Oberfläche auftragen und kann sie benetzen.

Bleibe der Stoff allerdings flüssig, würde niemals etwas dauerhaft auf der Oberfläche haften bleiben, zusammengefügte Materialien ließen sich wieder voneinander lösen – wie zwei Glascheiben, zwischen denen sich ein Ölfilm befindet. Klebstoffe müssen daher aushärten, um dauerhaft zu wirken.

Und trotz der Vielfalt an haftenden Materialien sind beim Kleben stets nur zwei Kräfte von Bedeutung:

- Die Kohäsionskraft (von lat. *cohaerere*, zusammenhängen) hält den Klebstoff in seinem Inneren zusammen, verleiht ihm somit Festigkeit.
- Die Adhäsionskraft (von lat. *adhaerere*, anhaften) verbindet ihn mit den

Oberflächen, auf die er aufgetragen wird – lässt ihn also kleben.

Worauf genau die beiden Kräfte beruhen, offenbart sich auf Ebene der Moleküle. Oft verändern die sich, wenn ein Klebstoff vom flüssigen in den festen Zustand übergeht.

Denn viele Haftmaterialien bestehen zunächst aus winzigen Molekülen, den Monomeren. Die bewegen sich wie glitschige Kügelchen frei umeinander und bilden so eine Flüssigkeit – bis ein Reiz von außen einen chemischen Prozess anstößt.

Mal werden die Monomere durch UV-Licht, Wärme oder Luftfeuchtigkeit dazu angeregt, miteinander zu reagieren. Mal muss die Flüssigkeit dafür mit einer zweiten Substanz gemischt werden, einem Härter.

Nach und nach verknüpfen sich die einzelnen Teilchen daraufhin zu Molekülketten oder komplexen netzartigen Strukturen: zu Polymeren.

Schon in den Monomeren existieren Ladungen, die ungleichmäßig über das gesamte Molekül verteilt sind. An einigen Stellen bilden sich negative

Ladungen, in anderen Bereichen positive. Unterschiedliche Ladungen ziehen sich gegenseitig an und haften aneinander – ein Phänomen, das Wissenschaftler „elektrostatische Anziehung“ nennen. Aus dem gleichen Grund bleiben zum Beispiel die Füße von Geckos an einer Zimmerdecke kleben.

Während sich die Monomere nun miteinander verketten und vernetzen, geschieht Erstaunliches: War die Anziehungskraft zwischen den Monomeren anfangs noch sehr klein, wächst sie durch die steigende Zahl der Bausteine im Polymer immer weiter an.

Die Kräfte summieren sich. Und gerade so wie die Pole kleiner Magneten ziehen sich die unterschiedlichen Ladungen unzähliger Molekülteile auf den Polymersträngen gegenseitig an. Immer wieder bleiben sie aneinander haften, immer wieder verhaken sich die einzelnen Ketten mit anderen.

Schließlich verknäulen sich die Polymere und verwickeln sich. Die Kohäsion ist jetzt so stark, dass sich die Molekülverbände nicht mehr frei umeinander bewegen können: Aus der Flüssigkeit wird ein Feststoff. Zudem bilden sich oft auch chemische Bindungen zwischen den einzelnen Polymerketten, und es entstehen besonders feste, sogenannte duroplastische Kunststoffe.

Nicht bei jedem Klebstoff aber bilden sich die Polymere erst im Zuge des Aushärtens: Bei manchen, etwa den kautschukhaltigen Bauklebern, befinden sich die Riesenmoleküle bereits in einer Flüssigkeit. Sie schwimmen in einem Lösungsmittel – etwa Alkohol oder Terpentin – ähnlich wie Spaghetti in Kochwasser. Sobald der Klebstoff auf eine Oberfläche aufgetragen wird, verdunstet das Lösungsmittel; zurück bleiben nur die Molekülketten, die sich aufgrund der Kohäsionskräfte anziehen und wie Nudeln nach dem Kochen ineinander verheddern.

Die elektrischen Ladungen der Polymere wirken jedoch nicht nur innerhalb

Forscher suchen nach **haftenden Substanzen**, die gleichsam **PER KNOPFDRUCK IHRE KLEBKRAFT VERLIEREN**

des Klebstoffes. Auch zwischen den Riesenmolekülen und der Oberfläche, auf die der Klebstoff aufgetragen wird, kommt es zu Wechselwirkungen.

Denn jedes Material – sei es Holz, Keramik, Kunststoff oder Glas – besteht aus Molekülen und Atomen. Zwischen diesen üben, wie bei den Klebstoffmolekülen, elektrische Ladungen Anziehungskräfte aus. Die resultierenden elektrischen Felder sind allerdings sehr schwach. So geschieht zunächst nichts, wenn sich Klebstoffmoleküle und die Oberfläche des zu klebenden Teils einander annähern.

Doch ab einem hauchfeinen Abstand beginnen die Haftkräfte eines jeden Klebstoffs zu wirken: die Adhäsionskräfte. Plötzlich ziehen sich die positiven und negativen Ladungen der Polymere und der Oberflächen an, die elektrischen Felder entfalten ihre Wirkung – Klebstoff und Materialoberfläche haften aneinander.

Es ist ein schier unvorstellbar schmaler Raum, in dem sich dieser Vorgang abspielt: Die „Adhäsionszone“, so haben Wissenschaftler herausgefunden, ist gerade einmal einen Nanometer breit – also ein Milliardstel Meter.

Mitunter verbinden sich Klebstoff und Material in der Adhäsionszone sogar noch inniger: Einzelne Atome der Riesenmoleküle reagieren mit Atomen der Oberfläche – sie bilden also chemische Bindungen aus. Die Kräfte, die hier wirken, sind zehn- bis 100-mal stärker als die physikalischen Wechselwirkungen zwischen Ladungen. Forscher sprechen auch von „chemischer Adhäsion“. Durch das Zusammenwirken von Kohäsion und Adhäsion haftet der Kleber nun.

Da die Klebkraft immer erst aus dem Wechselspiel zwischen dem ausgehärteten Kleber und einer Materialfläche entsteht, verwenden die Forscher ausgeklügelte Apparaturen, um die Mikrostruktur verschiedenster Oberflächen zu analysieren. Nur so ist es ihnen möglich, völlig neuartige Klebstoffe für den Einsatz in der Industrie zu entwerfen.

Am IFAM in Bremen existiert eine eigene Arbeitsgruppe für die Analyse von Nanostrukturen. Hierher gelangen Proben aller möglichen Hightech-Mate-

rialien, wie polierte Spezialkunststoffe oder komplexe Metalllegierungen, die Auftraggeber – etwa im Automobilbau, in der Flugzeugtechnik oder in der Medizin – miteinander verkleben möchten.

Mithilfe eines „Dual-Beam“-Geräts vermögen die Bremer Wissenschaftler die Beschaffenheit einer jeden Oberfläche auf das Genaueste zu betrachten. Dieser Apparat ist eine Kombination aus einem Rasterelektronen-Mikroskop, das Details sichtbar machen kann, die nur Millionstel Millimeter groß sind, und einer sogenannten Ionen-Feinstrahlanlage. Damit können die Forscher das Material hauchfein zerlegen, um zu verstehen, wie sein Inneres Schicht um Schicht aufgebaut ist.

Dabei offenbart sich ein ums andere Mal Erstaunliches: In Wirklichkeit ist keine Oberfläche völlig glatt, mag sie mit bloßem Auge noch so ebenmäßig erscheinen. Mal durchziehen Rillen und Gänge das Material, mal übersäen es winzige Poren und Löcher, mal ist es zerklüftet wie eine Mondlandschaft, gefurcht wie ein gepflügter Acker.

Mitunter sind die Mikrostrukturen so fein, dass nicht alle Klebstoffe vor dem Aushärten die Oberflächen vollends benetzen können; zu zähflüssig sind manchmal die Substanzen, um jede Stelle zu erreichen, um in die Poren oder Ritzen einzudringen – und so können sich die Adhäsionskräfte nur beim Einsatz besonders dünnflüssiger Rezepturen optimal entfalten.

Außerdem sind Materialoberflächen in der Realität selten völlig rein. Klebstoffe müssen daher häufig auch an winzigen Schmutzpartikeln oder Tropfen haften können, die in den obersten Schichten eines Werkstoffs lagern.

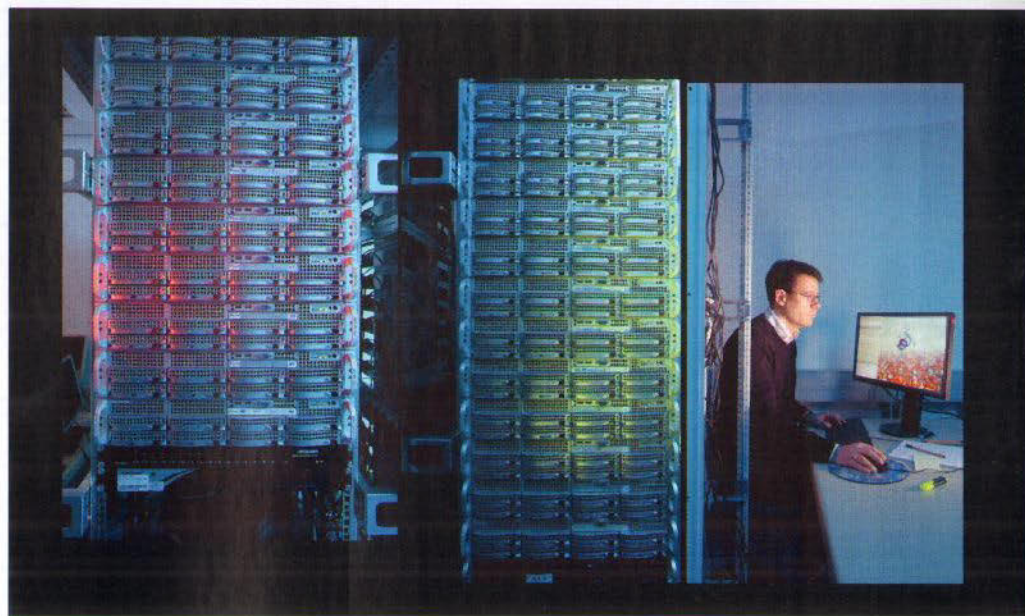
Eine Herausforderung für die Forscher. Denn so müssen sie für viele Oberflächen individuelle Kleber finden.

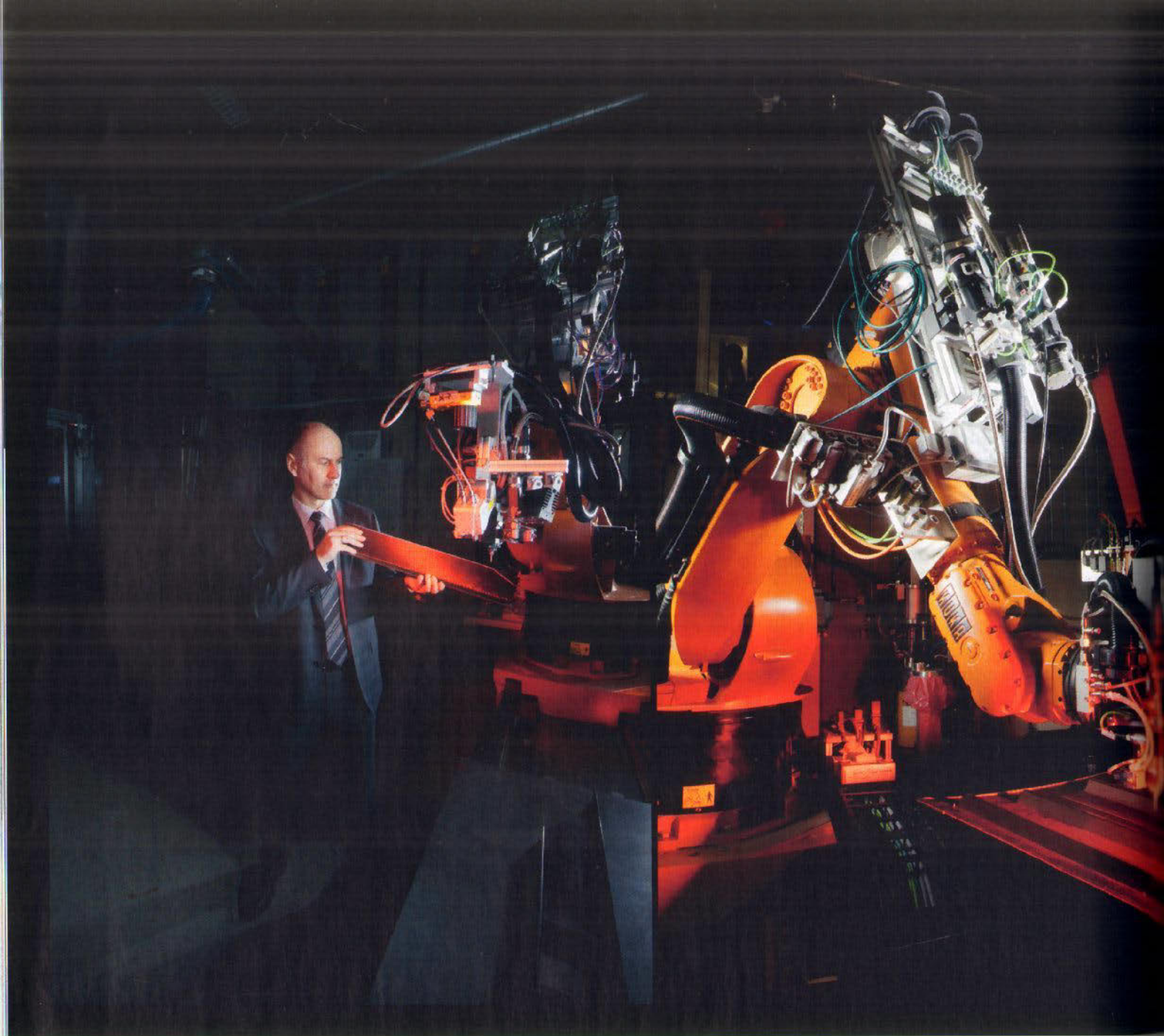
IMMERHIN KENNEN SIE heutzutage Zehntausende Rohstoffe, die sich potenziell für den Einsatz in einem Kleber eignen. Beispielsweise künstliche Harze aus Epoxiden oder Acryl – beides Substanzen, die aus sehr reaktionsfreudigen Verbindungen von

.....

DAS GEHEIMNIS DER KLEBKRAFT

Mit Hochleistungscomputern berechnen Spezialisten, ob Gemische klebriger Substanzen ihre Wirkung entfalten. So können die Experten etwa simulieren, wie Moleküle auf der Oberfläche bestimmter Materialien anhaften (Bildschirm, r.)





Sauerstoff, Wasserstoff und Kohlenstoff bestehen.

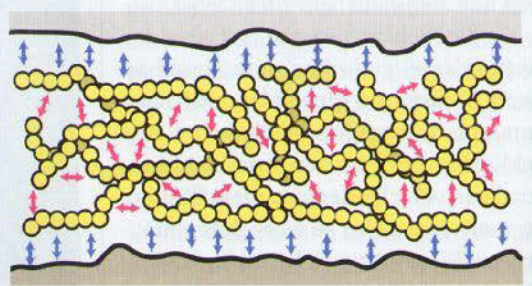
Die Forscher wissen genau, wie diese Grundbausteine beschaffen sind, welche chemischen Eigenschaften sie kennzeichnen und welche von ihnen sich miteinander verbinden lassen.

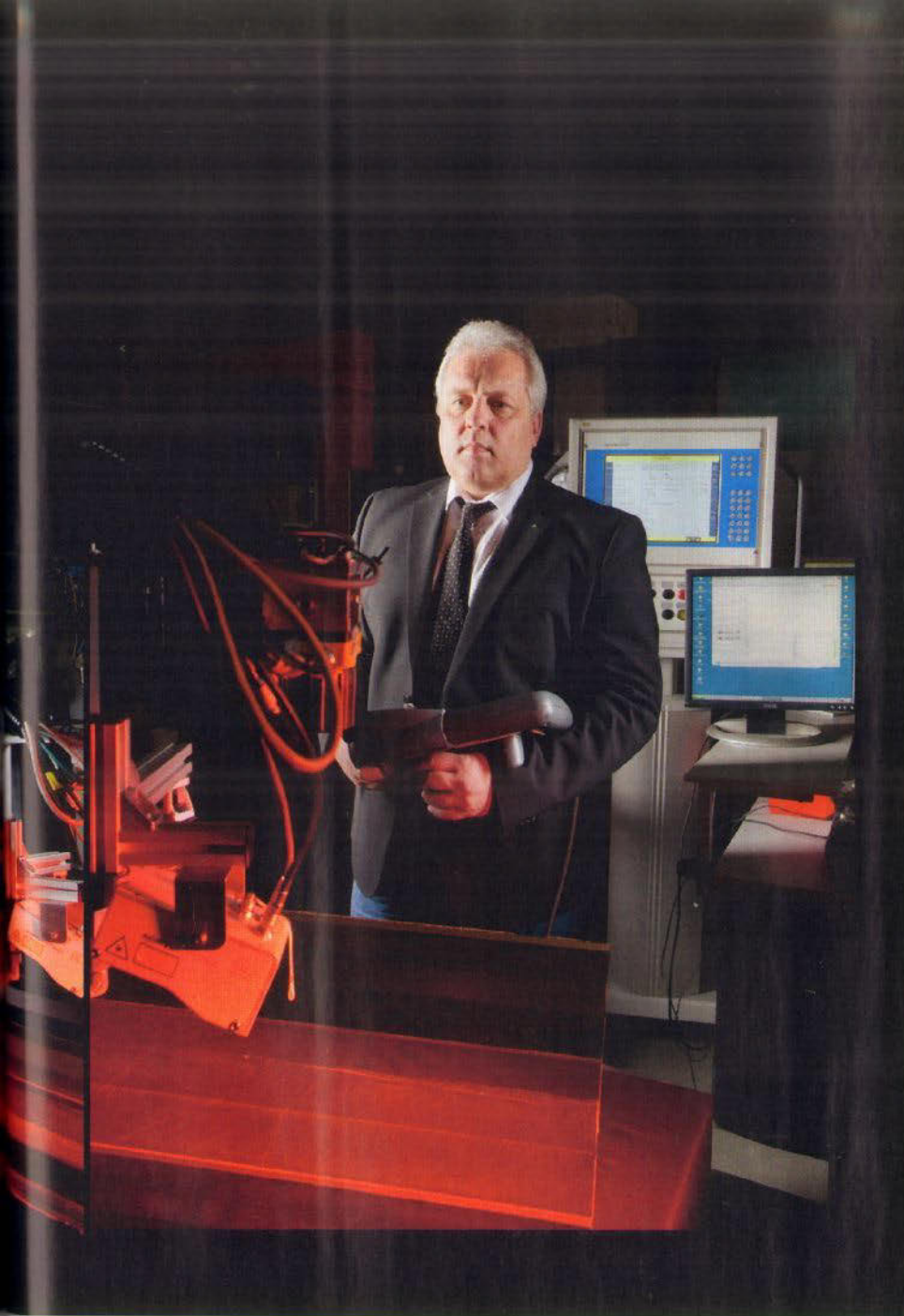
Mittlerweile verstehen sie die Charakteristika der Klebstoffkomponenten so gut, dass sie viele ihrer Eigenschaften mithilfe von Großrechnern simulieren können. So sind sie in der Lage, am Computer alle erdenklichen Kombinationen von Rohstoffen zu virtuellen

DAS PRINZIP KLEBEN

Viele Klebstoffe bestehen aus langen, verzweigten Molekülketten (gelb). Elektrische Ladungen sorgen dafür, dass sich die riesigen Moleküle gegenseitig anziehen (rote Pfeile) und verknäulen. Diese „Kohäsionskräfte“ halten den Klebstoff in seinem Inneren zusammen.

„Adhäsionskräfte“ (blaue Pfeile) wiederum verbinden den Klebstoff mit Materialien (grau), auf die er aufgetragen wird – etwa Holz oder Stein. Denn auch sie tragen Ladungen, die die Klebstoffmoleküle anziehen. So bildet ein Klebstoff gleichsam eine feste Brücke zwischen zwei Materialien.





DIE KUNST DES FÜGENS

Mithilfe ausgefeilter Hightech-Roboter vermögen die IFAM-Forscher winzige Mengen von Klebstoffen exakt zu dosieren und durch eine schmale Düse (rötliche Spitze in der Mitte) präzise auf Materialoberflächen aufzutragen – hier auf Bauteile eines Flugzeugrumpfes

.....

Haftmolekülen zusammenzusetzen. Ein Prozess, den die Wissenschaftler „Molecular Modeling“ nennen.

Eines Tages, so hoffen die Forscher, werden sie gar berechnen können, wie genau die virtuellen Moleküle an eine Nanostruktur andocken, die das Dual-Beam-Gerät offenbart hat. Noch aber

müssen sie mühevoll jede neue Kreation im Labor testen, müssen erproben, ob die Klebebindung dauerhaft hält oder schon nach kurzer Zeit wieder zerfällt.

Oft dauert es Monate, bis sie das optimale Verhältnis gefunden haben, nach dem sie die Komponenten eines Klebstoffs vermengen müssen, damit

er schwankenden Temperaturen standhält, andauernder Feuchtigkeit trotz oder harte Stöße erträgt.

Das sind extreme Bedingungen, wie sie in Eisenbahnen, Autos, Fahrstühlen oder Flugzeugen herrschen. In Passagierjets etwa düsten Hunderte Menschen während einer Reise Feuchtigkeit aus, die Temperaturen an den Flügeln schwanken mitunter zwischen Wärme und Kälte um mehr als 120 Grad Celsius, heftige Erschütterungen lassen alle Bauteile bei Start und Landung erzittern.

Und doch werden heute schon viele Komponenten eines Flugzeugs durch Klebstoffe zusammengehalten: zum einen Teile der Innenausstattung, wie etwa Sitze und Belüftungsanlagen, zum anderen – in Kombination mit Nieten – Teile der Tragflächen sowie Kunststoffschalen des Flugzeugrumpfes.

Und obwohl auch an der Bugmaske eines Regionalzuges gewaltige Kräfte zerren, kommt er heutzutage ohne eine einzige Schweißnaht aus, ebenso wie die Wände moderner Regionalbahnen.

Die haftenden Hightech-Substanzen bieten im Vergleich zu mechanischen Füge-techniken wie Schrauben und Nieten sogar zahlreiche Vorzüge.

So ist es beispielsweise gleichgültig, wie dick Materialien sind – Klebstoffe sind stets in der Lage, sie miteinander zu verbinden. Sollen dagegen Schrauben oder Nieten eine Konstruktion zusammenhalten, müssen die Werkstoffe über eine gewisse Stärke verfügen. Denn diese Methoden verletzen das Material, rufen Spannungen hervor. Damit die Bauelemente nicht ausreißen, müssen sie kräftiger sein als eigentlich notwendig. Das wiederum erhöht das Gewicht.

Außerdem haben etliche Belastungstests ergeben: Ein geklebtes Fahrzeug ist weitaus robuster, da sich Kräfte über die gesamte Kontaktfläche der Teile übertragen – nicht nur über einzelne Punkte. Deshalb birgt eine Karosserie mit Klebe-nahten bei einem Unfall weniger rasch.

Zudem können in manchen Spezialhaftstoffen mikroskopisch kleine, elastische Partikel die Aufprallenergie abfangen – so wie Styroporkügelchen heftige Stöße in Verpackungen abfedern (noch gilt aber: Am sichersten sind

Karosserien, die sowohl geklebt als auch geschweißt worden sind).

Allerdings bergen Haftstoffe auch eine Kehrseite: Einmal verklebt, lassen sich Bauteile, die etwa bei einer Reparatur ausgetauscht werden müssen, oft nur aufwendig trennen, meist mit Lösungsmitteln, mitunter nur mit brachialer Gewalt. Und manchmal genügt sogar die nicht: Bleche lassen sich mit Kitt so fest verbinden, dass sich nicht etwa die Klebnäht löst, wenn tonnenschwere Gewichte daran ziehen, sondern das Metall bricht.

Doch auch dies versuchen Forscher zu beheben. Sie suchen nach Methoden, mit denen sich Klebebindungen bei Bedarf wieder lösen lassen. Dafür experimentieren die IFAM-Teams unter anderem mit komplexen Kohlenwasserstoff-Verbindungen, die ihre Eigenschaften verändern, sobald sie in ein starkes Magnetfeld geraten oder elektrischer Strom sie durchfließt.

Plötzlich verändern sich dann die winzigen elektrischen Ladungen, die die Klebstoffmoleküle und das Material aneinander haften lassen, manche werden schwächer, andere lösen sich womöglich ganz auf. Folge: Die Adhäsion verliert ihre Kraft. Die Klebwirkung lässt sich also gleichsam per Knopfdruck ausschalten.

Noch haben die Forscher dieses verblüffende Phänomen allerdings nicht gänzlich verstanden, noch haben sie keine derart lösbare Substanz gefunden, die sich für die industrielle Fabrikation bewährt hat.

AUF DER SUCHE nach solch innovativen Klebstoffen schauen die Wissenschaftler auch in die Natur. Denn manche Lebewesen haben im Laufe der Evolution faszinierende Kleber hervorgebracht. Einige davon übertreffen selbst die raffiniertesten Kunstkitte. Und so untersuchen Forscher in der Arbeitsgruppe „Bioinspirierte Materialien“ am IFAM unter anderem eine Substanz, mit der sich Miesmuscheln im salzigen Meerwasser an Felsen und Holz heften.

Mithilfe dieses Bioklebers klammern sich die Tiere derart fest an den Untergrund, dass sogar mächtige Brandungswogen sie nicht abreißen und wegspülen. Über Jahre halten Muscheln so den Gezeiten stand.

Der Muschelklebstoff ist einer der bemerkenswertesten Kleber überhaupt; Versuche zeigen, dass die Weichtiere sich damit auch an Glas und Metall festklammern können, an Keramik, ja sogar am Antihafmaterial Teflon.

Seit mehr als 30 Jahren sind die Forscher inzwischen damit beschäftigt, die Bestandteile des

Muschelklebstoffs zu entschlüsseln.

Die hochkomplexe Substanz besteht aus nicht weniger als sechs verschiedenen Eiweißstoffen – natürlichen Polymeren, die aus langen Ketten von Aminosäuren aufgebaut sind.

Ein riesiges Biomolekül sorgt dafür, dass der Klebstoff elastisch ist und innere Festigkeit besitzt, ein weiteres verbindet ihn mit der Muschel, drei weitere Eiweiße mit den Molekülen des Unter-

grunds. Das sechste legt sich wie ein Schutzlack um das klebende Gefüge.

Den Wissenschaftlern ist es mittlerweile gelungen, Teile der einzelnen Eiweiße künstlich herzustellen. Und doch: Wenn sie die erhaltenen Komponenten zusammenmischen, entsteht ein Klebstoff, der weit weniger stark haftet als der von der Muschel produzierte.

Die Forscher vermuten, dass das Meerestier die Molekülketten entweder in einer bestimmten Weise räumlich anordnet und nur diese besondere Struktur dem Biostoff seine einzigartige Wirkung verleiht – oder dass die Kettenlänge der bislang künstlich produzierten Eiweiße nicht ausreicht.

Völlig rätselhaft ist zudem, wie es der Muschel gelingt, den Klebstoff so aufzutragen, dass er unter Wasser aushärtet. Noch hat man nicht die Rezeptur gefunden, die auch einen künstlichen Muschelkitt in nassem Milieu kleben lässt.

Immerhin wird das natürliche Sekret bereits von Biomedizinern benutzt, um Zellen bei Labor-Experimenten in Glasgefäßen zu fixieren. Doch es ist äußerst aufwendig, den Muschelklebstoff zu gewinnen: Aus 10 000 Tieren lässt sich gerade einmal ein Gramm davon extrahieren – und das ist 200 000 Euro wert.

Sollte es, wie Experten hoffen, in ein paar Jahren gelingen, preiswerte künstliche Klebstoffe nach dem Modell des Muschelklebstoffs zu entwickeln, könnte das die Medizin revolutionieren. Mithilfe dieser Substanzen ließen sich künstliche Herzklappen, Hörprothesen und Knochenimplantate im Körper anbringen. Und nicht nur das: Gebrochene Knochen ließen sich kleben, gerissene Sehnen, Adern, Muskeln und sogar verletzte Organe mit Klebstoff kurieren.

So würden haftende Substanzen nicht nur Schrauben und Nieten in der Industrie ersetzen, nicht nur Nägel und Dübel im Handwerk – sondern auch Nadel und Faden in der Medizin.

Womöglich gehört Klebstoff dann zum wichtigsten Werkzeug eines jeden Chirurgen. □

Memo: KLEBSTOFFE

► **Haftende Substanzen** gehören zu den wichtigsten Werkstoffen der Moderne. Es gibt mehr als 250 000 Kleber. Sie verbinden Bauteile in Zügen, Autos und Computern, sogar in Flugzeugen.

► **Manche Spezialkleber** müssen extremen Temperaturen standhalten, heftigen Erschütterungen oder andauernder Feuchtigkeit.

► **Damit ein Klebstoff** benutzt werden kann, muss er zunächst flüssig sein. Erst wenn er aushärtet, entfaltet er dauerhafte Wirkung.

► **Das Phänomen des Klebens** beruht auf zwei Kräften: Die „Kohäsionskraft“ hält die Substanz in ihrem Inneren zusammen, die „Adhäsionskraft“ verbindet den Klebstoff mit Materialoberflächen.

► **An Großrechnern** können Forscher zahlreiche Eigenschaften einzelner Haftstoffe simulieren.

► **Einige Klebstoffe** aus der Natur, etwa der von Miesmuscheln, haften besser als die ausgefeiltesten künstlichen Kitte.

Jetzt im Handel

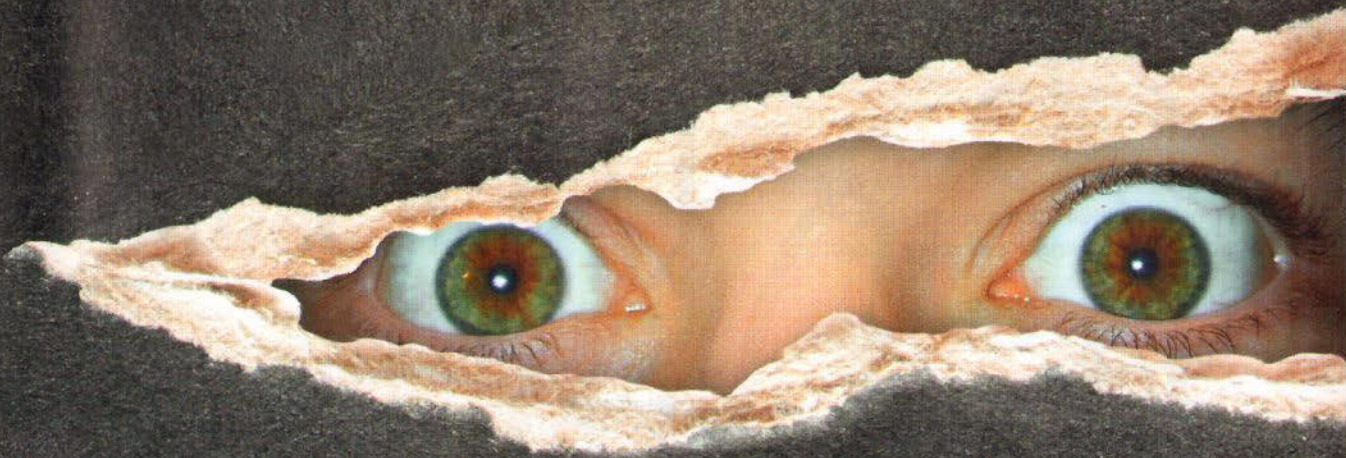
Ein Heft für alle Fälle.

Das Themenheft ab 8 Jahren. In dieser Ausgabe: heiße Spuren, Spione auf vier Beinen und die besten Tricks für Agenten.

AUCH MIT
DVD
ERHÄLTlich



GEOlino. Wissen macht Spaß



Sie können dieses Heft auch direkt bestellen unter Tel. 01805/861 80 03*

* 0,14 €/Min. aus dem dt. Festnetz, max. 0,42 €/Min. aus den dt. Mobilfunknetzen.

ZAHLEN: Die Stoffe, die den Menschen formen

780 GRAMM PHOSPHOR

Bestandteil der Erbmoleküle, Gerüstsubstanz der Knochen

0,015

GRAMM NICKEL

Möglicherweise nötig für das Zellwachstum

25

GRAMM MAGNESIUM

Essenziell für die Arbeit von mehr als 300 Enzymen; reguliert den Transport durch die Zellmembran

0,02

GRAMM VANADIUM

Kommt in einigen Enzymen vor; beteiligt am Stoffwechsel; hilft beim Schutz vor Karies

16 000

GRAMM KOHLENSTOFF

Grundgerüst sämtlicher organischer Verbindungen etwa von Fetten, Zuckern, Eiweißen oder dem Erbmolekül DNS

43 000

GRAMM SAUERSTOFF

Zu mehr als 99 Prozent in Wasser gebunden; am Aufbau zahlreicher Biomoleküle beteiligt

95

GRAMM CHLOR

Komponente der Magensäure

2,5

GRAMM ZINK

In mehr als 200 Enzymen enthalten; wird für die Verdauung von Kohlenhydraten benötigt

1800

GRAMM STICKSTOFF

Baustein aller Aminosäuren und daher in sämtlichen Eiweißen vorhanden

0,0015

GRAMM KOBALT

Im Vitamin B12 enthalten

4,5

GRAMM FLUOR

Härtet den Zahnschmelz und kommt in Knochen vor

100

GRAMM NATRIUM

Beteiligt an der Weitergabe elektrischer Signale und der Regulation des Wasserhaushaltes

0,07

GRAMM KUPFER

Bestandteil verschiedener Enzyme, die bei Energieproduktion und Zellschutz aktiv sind; fördert die Bildung des Pigments Melanin

1

GRAMM SILIZIUM

Kommt vor allem in der Haut und im Bindegewebe vor

Unser Körper ist aus 57 Elementen aufgebaut, manche kommen in großer Menge vor, andere nur in winzigen Spuren – doch selbst diese erfüllen zum Teil lebenswichtige Funktionen*

0,0015

GRAMM CHROM

Am Fett- und Zuckerstoffwechsel beteiligt

GRAMM EISEN
Gebunden im roten Blutfarbstoff Hämoglobin, der das Atmungsgas Sauerstoff transportiert; eisenhaltige Enzyme neutralisieren beim Zellstoffwechsel entstandene Giftstoffe und machen sie dadurch unschädlich

1200

GRAMM KALZIUM

Wichtig für den Aufbau von Knochen und Zähnen; beteiligt an zahlreichen Körperfunktionen, etwa an Muskelkontraktion, Blutgerinnung oder Zellteilung; häufigstes Metall im Körper

0,005

GRAMM MOLYBDÄN

Vorhanden in Enzymen, die etwa eine Rolle beim Abbau von Alkohol spielen

4

0,012

GRAMM MANGAN

Bestandteil verschiedener Enzyme; beeinflusst die Insulinproduktion

7000

GRAMM WASSERSTOFF

Bestandteil von Wasser und allen Biomolekülen

0,015

GRAMM JOD

Kommt in Schilddrüsenhormonen vor, die das Wachstum, den Energiehaushalt und die Körpertemperatur regulieren

0,014

GRAMM SELEN

Element in der Aminosäure Selenocystein; vermindert die Schädigung durch freie Radikale; beeinflusst die Produktion eines wichtigen Schilddrüsenhormons

125

GRAMM KALIUM

Wichtig für die Weiterleitung von Nervenimpulsen und die Muskelkontraktion; hilft bei der Nährstoffaufnahme im Darm; stabilisiert den Herzrhythmus

140

GRAMM SCHWEFEL

In zwei Aminosäuren (Cystein und Methionin) enthalten, die für den Aufbau von Haaren und Nägeln benötigt werden

Folgende Elemente kommen zwar im Körper vor, haben jedoch bislang keine nachgewiesene Funktion.

0,7 Gramm **Titan**
0,68 Gramm **Rubidium**
0,32 Gramm **Strontium**
0,26 Gramm **Brom**
0,12 Gramm **Blei**
0,06 Gramm **Aluminium**
0,04 Gramm **Cer**

0,035 Gramm **Beryllium**
0,03 Gramm **Zinn**
0,022 Gramm **Barium**
0,02 Gramm **Kadmium**
0,018 Gramm **Bor**
0,007 Gramm **Arsen**
0,007 Gramm **Lithium**

0,006 Gramm **Quecksilber**
0,006 Gramm **Cäsium**
0,005 Gramm **Germanium**
0,002 Gramm **Silber**
0,002 Gramm **Antimon**
0,0015 Gramm **Niob**
0,001 Gramm **Gallium**

0,001 Gramm **Zirkonium**
0,0007 Gramm **Tellur**
0,0005 Gramm **Bismut**
0,0005 Gramm **Thallium**
0,0005 Gramm **Yttrium**
0,0004 Gramm **Indium**
0,0002 Gramm **Gold**

0,0002 Gramm **Scandium**
0,0002 Gramm **Tantal**
0,0001 Gramm **Uran**
0,00004 Gramm **Thorium**
0,00002 Gramm **Wolfram**

* Die jeweiligen Massenangaben (Mittelwerte) beziehen sich auf einen 70 Kilogramm schweren Menschen.

Die Chemie **im Überblick**

Im Laufe der Jahrhunderte haben Wissenschaftler die Gesetze der stofflichen Welt enthüllt, haben erkannt, wie ein Atom aufgebaut ist, was eine Säure ausmacht, wie Kristalle entstehen. Die bedeutendsten Chemiker und die wichtigsten Phänomene aus dem Reich der Elemente

Texte: Ilona Baldus, Marion Hombach, Jan Ludwig, Julia Merlot

Absoluter Nullpunkt

Niedrigste Temperatur im Universum: -273,15 Grad Celsius. Bei dieser Temperatur stehen sämtliche **Atome** und **Moleküle** still, jede Bewegung ist gleichsam eingefroren.

Absorption

(von lat. *absorbere*, verschlucken) Aufnahme von **Atomen**, **Molekülen** oder **Energie**, etwa Lichtstrahlen, durch Stoffe. Die Absorption bestimmt, welche Farbe ein Objekt hat: Verschluckt ein Stoff zum Beispiel blaues und grünes Licht, rote Lichtstrahlen dagegen nicht, erscheint er für das menschliche Auge rot. Ein Gegenstand erscheint schwarz, wenn er sämtliche Lichtstrahlen des sichtbaren Bereichs absorbiert.

Analyse

(von griech. *analysis*, Auflösung) Qualitative und quantitative Untersuchung von Substanzen und Gemischen auf ihre Zusammensetzung, also ihre Inhaltsstoffe. Mithilfe komplexer Analyseverfahren vermögen Chemiker zum Beispiel das Blut eines Menschen auf sämtliche Bestandteile zu untersuchen – etwa den Gehalt von Eisen, von Eiweißen oder die Konzentration eines Medikaments.

Anorganische Chemie

Lehre der Elemente und chemischen Verbindungen der unbelebten Natur; zu diesen zählen Metalle, Salze oder Edelsteine. Nur zwei Prozent

aller chemischen Verbindungen sind anorganisch, alle anderen gehören zu den Stoffen der **organischen Chemie**.

Atom

Grundbaustein sämtlicher Elemente und Verbindungen. Im Zentrum eines jeden Atoms befindet sich ein Atomkern, der aus ungeladenen Teilchen, den **Neutronen**, und positiv geladenen Teilchen, den **Protonen**, besteht. Um den Kern schwirren negativ geladene Teilchen, die **Elektronen**; sie bilden die Atomhülle. In ungeladenen Atomen ist die Zahl der Elektronen und Protonen immer gleich; wenn das nicht der Fall ist, handelt es sich um ein **Ion**.

Chemische Bindung

Zusammenhalt von mindestens zwei **Atomen**. Chemiker unterscheiden drei Hauptformen chemischer Bindungen: Atombindung, Ionenbindung und Metallbindung. Atombindungen sind für den Zusammenhalt von Atomen in **Molekülen** zuständig – so besteht etwa ein Wassermolekül aus dem Zusammenschluss von zwei Wasserstoff-Atomen und einem Sauerstoff-Atom. Schließen sich negativ und positiv geladene **Ionen** zusammen, spricht man von einer Ionenbindung. Diese findet man vor allem in Salzen – etwa Kochsalz, das aus Ionen der **Elemente** Chlor und Natrium besteht. Metallische Bindungen wie etwa im Eisen oder Kupfer zeichnen sich dadurch aus, dass zahlreiche Atome ein dreidimensionales Gitter bilden, in dem sich negativ geladene Teilchen, die **Elektronen**, frei bewegen.

Destillation

Verfahren zur Auftrennung miteinander

vermischter Flüssigkeiten. Die Methode beruht darauf, dass verschiedene Stoffe bei unterschiedlichen Temperaturen kochen – Wasser etwa siedet bei 100 Grad Celsius, Alkohol (Ethanol) dagegen bereits bei 78 Grad. Erhitzt man ein Gemisch aus Wasser und Ethanol, verdampft daher zunächst der Alkohol, dann erst das Wasser. Ein Destillationsapparat fängt zuerst den Alkoholdampf auf, dann den Wasserdampf – so werden die beiden Stoffe voneinander getrennt.

Edelgas

Gasförmiges Element, das sehr reaktionsträge ist, sich also kaum mit anderen Stoffen verbindet. Das liegt daran, dass die **Atome** eines Edelgases sehr stabil sind. Auf der Erde kommen sechs Edelgase natürlich vor: Helium, Neon, Argon, Krypton, Xenon und Radon. Sie alle sind geruch- und farblos und machen etwa ein Prozent der atmosphärischen Luft aus. Verwendet werden

ZEITLEISTE: DIE GESCHICHTE DER CHEMIE

Um 450 v. Chr.

Auf Sizilien entwirft der Philosoph Empedokles die „Vier-Elemente-Lehre“, nach der sämtliche Substanzen einzig aus den Urstoffen Erde, Feuer, Wasser und Luft zusammengesetzt sind.

4. Jhd. v. Chr.

Der Thraker Demokrit postuliert, dass sichtbare Materie aus winzigen,

unteilbaren, unvergänglichen, nur in Form und Größe unterschiedlichen Teilchen besteht, die er „Atome“ nennt (von griech. *átomos*, unteilbar). Verflechten oder verhaaken sich diese Grundbausteine, können neue Stoffe entstehen.

um 335 v. Chr.

Die vier Elemente des Empedokles ergänzt der

Universaldenker Aristoteles um den sogenannten Äther, eine unstoffliche Substanz, die lebloser Materie Leben einzuhauchen vermag. Zudem erklärt er, dass jedem Element zwei Ureigenschaften innewohnen: warm oder kalt, flüchtig oder fest.

ab 350 n. Chr.

Naturphilosophen in Europa, Arabien und China ver-

folgen bei Experimenten mit Salzen, Metallen und Mineralen unter anderem das Ziel, unedle Stoffe wie Bismut oder Blei in Gold zu verwandeln. Dabei entdecken diese „Alchemisten“ zahlreiche neue Verbindungen, darunter Schwarzpulver und Porzellan.

1527

Der Schweizer Arzt Paracelsus setzt erstmals Me-

talle wie Quecksilber, Eisenoxide und Antimon als Heilmittel ein und begründet so die pharmazeutische Chemie. Anders als die antiken Lehrer scheut er sich nicht, Gifte im Körper mit Giften zu bekämpfen – solange sie sorgsam bemessen sind.

1656

In Amsterdam entwickelt der Naturforscher Johann

Edelgase als Kühlmittel oder in der Lichttechnik – etwa um Glühbirnen zu befüllen.

Elektron

Winziger, elektrisch negativ geladener Partikel. In **Atomen** schwirren Elektronen um das Zentrum und bilden so gleichsam eine Hülle.

Element

Stoff, dessen Grundbausteine – die **Atome** – chemisch nicht in kleinere Teile zerlegt werden können. Dazu zählen zum Beispiel Sauerstoff, Helium, Eisen, Schwefel, Nickel und Kohlenstoff. Die Anzahl an **Protonen**, also positiv geladenen Partikeln, im Atomkern bestimmt, um welches Element es sich handelt. Es gibt 114 bekannte Elemente, 94 davon kommen auf der Erde natürlich vor, die anderen sind von Wissenschaftlern künstlich erschaffen worden.

Energie

Fundamentale physikalische Größe, die in allen naturwissen-



Paracelsus
(um 1493–1541)

Wer krank ist, den lassen Ärzte zur Ader, schröpfen ihn, verabreichen Brechmittel, um die „Körpersäfte“ wieder ins Gleichgewicht zu bringen: gelbe Galle, schwarze Galle, Blut und Schleim. Doch häufig, so bemerkt der junge Mediziner Theophrastus Bombastus von Hohenheim aus dem schweizerischen

Einsiedeln, helfen die Methoden nicht – und mancher Patient stirbt an der Behandlung. Acht Jahre lang wandert Paracelsus, wie er sich später nennt, durch Europa, arbeitet als Wundarzt in Kriegen und sucht nach den „wahrhaften Kunsten der Arznei“: in Klöstern, bei Ärzten, heilkundigen Weibern, Schwarzkünstlern und Alchemisten. 1524 kehrt er in die Heimat zurück und wirbt in Vorlesungen und Lehrwerken für eine von ihm neu gewonnene Erkenntnis: Krankheiten entstehen nicht durch ein Ungleichgewicht der Körpersäfte, sondern sind Ergebnis von Störungen einzelner Organe. Die erforscht Paracelsus, indem er zur Heilung auch Metalle und chemische Verbindungen einsetzt – etwa Nitrate, Quecksilber, Eisenoxide. Mit seinen Elixieren und Essenzen begründet der von vielen Kollegen angefeindete Arzt die pharmazeutische Chemie: jene Wissenschaft, die über chemische Prozesse Arzneien gewinnt.

schaftlichen Bereichen – Physik, Chemie und Biologie – eine zentrale Rolle spielt. Denn Energie ist die Fähigkeit eines Systems, Arbeit zu leisten – zum Beispiel die Fähigkeit einer Maschine oder eines Lebewesens, ein Gewicht zu heben. Wenn chemische Stoffe miteinander reagieren, wird mitunter Energie in Form von **Wärme** frei, etwa wenn sich Kohle mit Sauerstoff verbindet und sich dabei gluthell erhitzt.

Auch dadurch kann Arbeit geleistet werden: wenn durch die entstehende heiße Luft ein Propeller angetrieben wird.

Fluoreszenz

Ausstrahlung von Licht durch bestimmte Stoffe – zum Beispiel manche Minerale. Diese fluoreszierenden Substanzen verfügen über die Fähigkeit, energiereiche, zum Teil für das menschliche Auge unsichtbare Strahlung (etwa aus



Robert Boyle
(1627–1691)

Wer sich um 1650 mit der stofflichen Welt beschäftigt, studiert meist die Werke der Denker seit Empedokles und Aristoteles. Danach besteht sämtliche Materie aus vier Elementen: Erde, Feuer, Wasser, Luft. Robert Boyle misstraut dem. Der jüngste Sohn des Grafen von Cork zweifelt an theoretischen

Erklärungen und auch seinen eigenen Vermutungen, wenn sie nicht experimentell bewiesen sind. Allein um das Wesen der Luft zu analysieren, führt der englisch-irische Forscher Dutzende Versuche durch. So sperrt er Tiere in Behälter, aus denen er die Luft herauspumpt – und beobachtet, dass Lebewesen ohne Luft sterben, eine Flamme ohne sie erlischt. Er entdeckt, dass Gase Gesetzmäßigkeiten folgen: Druck und Volumen hängen miteinander zusammen; presst man einen mit Gas gefüllten Ballon auf die Hälfte seines Volumens zusammen, verdoppelt sich der Druck im Inneren. Zudem erkennt er, dass Salpeter in mehrere Komponenten zerlegt werden kann; Materie besteht also offenbar aus mehr als nur vier Elementen. 1661 veröffentlicht Boyle die Erkenntnisse seiner analytischen Methodik in dem Buch „Der skeptische Chemiker“ – und wird zu einem Wegbereiter der wissenschaftlichen Chemie.

dem Sonnenlicht) aufzunehmen. Einen Teil der Strahlungsenergie senden sie in Sekundenbruchteilen in Form von Licht aus.

Indikator

Stoff, der Wissenschaftlern dabei hilft, bestimmte chemische Eigenschaften einer Substanz oder eines Stoffgemisches zu prüfen. Ob eine Flüssigkeit eine **Säure** ist, erkennen Chemiker zum Beispiel, wenn sie diese mit Lackmus in

Kontakt bringen – einem Indikator, der je nach Säurestärke rot, violett oder blau erscheint. Andere Indikatoren geben Aufschluss über Veränderungen der Temperatur und Luftfeuchtigkeit, Schadstoffkonzentrationen in Gewässern oder darüber, welche **Metalle** darin gelöst sind.

Ion

Geladenes **Atom** oder **Molekül**, das eine ungleiche Anzahl von negativ geladenen Teilchen

Rudolph Glauber technische Verfahren, mit denen sich Chemikalien erstmals in großem Stil herstellen lassen. So gelingt es ihm, etliche Säuren, Farbstoffe und Salze etwa aus metallischen Verbindungen oder anderen Rohstoffen zu gewinnen.

1661

Der Ire Robert Boyle beweist bei Experimenten

mit Luft, dass Gase festen Regeln folgen – so hängen Druck und Volumen miteinander zusammen.

seit 1768

Der Franzose Antoine de Lavoisier analysiert systematisch Gase und Flüssigkeiten. Dabei entdeckt er neben anderen Forschern, dass Luft kein Element ist, sondern ein Gemisch aus Gasen. Auch gelingt es

ihm, mit einer aufwendigen Apparatur Wasser in zwei Bestandteile zu spalten: Sauerstoff und Wasserstoff. Damit beweist er, dass es entgegen antiker Vorstellung mehr als vier Elemente gibt – und legt so den Grundstein für die moderne Chemie.

1803

Der englische Chemiker John Dalton veröffentlicht

seine Erkenntnis, dass alle Atome eines Elements gleich schwer sind, sich aber von Element zu Element in Größe und Gewicht unterscheiden. Zudem stellt er für verschiedene Elemente und Verbindungen die, wie er sie nennt, „relativen Atomgewichte“ vor. So wird der Brite zum Schöpfer der chemischen Atomtheorie.

1807

Humphry Davy, Chemieprofessor in London, entdeckt, dass sich zahlreiche Verbindungen in ihre elementaren Bestandteile aufspalten lassen, wenn man elektrischen Strom durch ihre Lösungen leitet. Mit der neuartigen Methode – der Elektrolyse – gelingt es erstmals, die Elemente Natrium, Kalium, Strontium, Barium, Kal-

(Elektronen) und positiv geladenen Teilchen (Protonen) besitzt.

Enthält ein Atom mehr Elektronen als Protonen, trägt es eine negative Ladung – Chemiker sprechen von einem Anion. Ein positiv geladenes Ion, ein sogenanntes Kation, dagegen besitzt weniger Elektronen als Protonen. Aufgrund ihrer gegensätzlichen Ladung ziehen Anionen und Kationen einander an. Ionen unterschiedlicher Elemente können Salzkristalle bilden wie etwa bei Natriumchlorid – dem Kochsalz, das aus positiv geladenen Natrium-Ionen und negativ geladenen Chlor-Ionen besteht.

Isotope

Varianten eines chemischen Elements, die sich nur in ihren Massen unterscheiden: Die Atomkerne von Isotopen eines bestimmten Elements enthalten jeweils die gleiche Anzahl positiv geladener Teilchen (Protonen), jedoch eine unterschiedliche Anzahl von Neutronen. Die Isotope eines Elements zeigen

zium, Bor und Magnesium zu isolieren.

1828

Beim Erhitzen zweier anorganischer Stoffe (Kaliumcyanat und Ammoniumsulfat) erhält der Berliner Chemielehrer Friedrich Wöhler eine organische Substanz, die bis dahin nur in Ausscheidungen von Tieren und Menschen gefunden worden ist: Harn-



John Dalton
(1766-1844)

Eigentlich arbeitet Dalton als Lehrer in Manchester, doch daneben erforscht er die Eigenschaften von Gasen und Flüssigkeiten. Als der Autodidakt das Reaktionsverhalten verschiedener Gase mit Wasser untersucht, fällt ihm Erstaunliches auf: Die Substanzen vermischen sich unterschiedlich rasch. Jedes

Gas, davon geht Dalton aus, besteht aus winzigen, nicht sichtbaren Teilchen – den Atomen. Und die unterschiedliche Löslichkeit der Gase beruht darauf, dass die Atome von Gas zu Gas in Schwere und Anzahl variieren. Zwar vermag er keine einzelnen Atome zu wiegen, zu leicht und zu klein sind sie. Doch er findet heraus: Wasserstoff enthält die leichtesten aller Atome. Dalton gibt diesem Element das „relative Atomgewicht“ 1. Bis 1803 gelingt es ihm, für 21 Elemente und Verbindungen zu ermitteln, wie schwer sie im Verhältnis zu Wasserstoff sind: Demnach sind Stickstoff-Atome etwa 4,2-mal so schwer, Sauerstoff-Atome 5,5-mal.

Mithilfe von Daltons Erkenntnissen lassen sich die chemischen Elemente erstmals in eine Ordnung bringen. Zwar irrt er sich bei manchen Werten, doch seine Berechnungen sind der Ausgangspunkt für das Periodensystem der Elemente.

weitgehend die gleichen chemischen Reaktionen, können jedoch aufgrund der unterschiedlichen Massen mit physikalischen Methoden voneinander getrennt werden.

Katalysator

Substanz, welche die chemische Umwandlung von Stoffen beschleunigt, ohne dabei selbst verbraucht zu werden. Die Ausgangsstoffe verbinden sich zunächst mit dem Katalysator

zu einem Zwischenprodukt, aus dem anschließend das Endprodukt hervorgeht; dabei wird der Katalysator wieder freigesetzt und kann sich mit neuen Ausgangsstoffen verbinden. Katalysatoren erhöhen die Geschwindigkeit mancher Reaktionen um mehr als das 100 000-Fache.

Korrosion

Chemische Zersetzung eines oft metallischen Werkstoffes. Im Gegensatz zur Abnutzung

ungen der Materie große Wirkungen haben können – etwa wenn die gleiche Grundsubstanz nach Reaktion mit Chlor oder anderen Elementen jeweils andere Eigenschaften erlangt. So wird verständlich, warum sich viele organische Substanzen eklatant voneinander unterscheiden, obwohl sie aus den gleichen Atomverbänden aufgebaut sind.



Justus von Liebig
(1803-1873)

Inmitten von Kohleöfen und Schalen voll kochender Brühe experimentiert Justus von Liebig Anfang des 19. Jahrhunderts. Bei Versuchen mit Bittermandelöl beobachten der deutsche Chemiker und sein Freund Friedrich Wöhler, wie es mit chemischen Elementen reagiert: Kommt das Öl an die Luft und auf

diese Weise mit Sauerstoff in Kontakt, verwandelt es sich in eine Säure (Benzoesäure), nach Zugabe von Chlor entsteht ein stechend riechendes und ätzendes Lösungsmittel.

Dabei macht Liebig mithilfe raffinierter Apparaturen eine erstaunliche Entdeckung: Gleichgültig, wie stark sich das Öl verwandelt, sein Grundstoff löst sich nie völlig auf. Stets bleibt eine Gruppe von bestimmten Atomen erhalten – und je nachdem, welche Elemente sich an diesen unveränderlichen Baustein binden, entstehen Stoffe mit neuen Eigenschaften.

1832 veröffentlichen die beiden Forscher ihre fundamentale Erkenntnis, mit der sich die große Anzahl der organischen Stoffe erklären lässt, die meist nur aus den Elementen Kohlenstoff, Wasserstoff, Stickstoff und Sauerstoff bestehen.

Kristall

Feststoff, dessen Grundbausteine – **Atome oder Moleküle** – in einem regelmäßigen, sich wiederholenden Muster angeordnet sind, dem sogenannten Kristallgitter. In einem Kochsalzkristall besteht dieses Gitter aus zahlreichen Natrium- und Chlorid-Teilchen, im Diamant wird es aus Kohlenstoff-Atomen gebildet, in einem Eiszapfen bauen Myriaden von Wassermolekülen das Gitter auf, in einem Berg-

1835

Der Schwede Jens Jakob Berzelius entdeckt, dass viele chemische Reaktionen nur dann erfolgen, wenn ein Hilfsstoff (Katalysator) zugegen ist, der sich selbst nicht verbraucht, der Reaktion aber den nötigen Anstoß verleiht.

1858

Der deutsche Chemiker Friedrich August Kekulé

publiziert nach Experimenten mit organischen Substanzen (die immer Kohlenstoff enthalten) seine These, dass sich die Atome in den Stoffen über feste Bindungen miteinander verketteten. Dadurch wird erstmals anschaulich, wie Moleküle überhaupt aufgebaut sind. Zudem stellt Kekulé fest, dass Kohlenstoff-Atome bis zu vier Bindungen mit ande-



Friedrich August Kekulé
(1829-1896)

Lange schon beschäftigt den 25-jährigen Kekulé eines der großen Rätsel der Chemie: Niemand kann sich erklären, wie die rund 3000 bekannten Kohlenstoff-Verbindungen – etwa Methan, Kohlendioxid oder Benzol – aufgebaut sind. Zwar weiß man, dass die Elemente in einer Substanz in be-

stimmten Verhältnissen vorkommen. Doch wie die einzelnen Teilchen miteinander verknüpft sind, ist unbekannt.

1854 erscheint Kekulé die Lösung offenbar im Traum: Auf der Fahrt in einem Londoner Pferde-Omnibus döst der Deutsche ein und sieht kugelförmige Atome, die einander umfassen, sich zu Pärchen fügen und Ketten bilden. Noch in der Nacht skizziert er diese Gebilde und erkennt: Jedes Kohlenstoffatom ist über feste Bindungen mit bis zu vier anderen Atomen verknüpft. Lagern sich mehrere Kohlenstoffatome zusammen, können sogar Ketten oder Ringe entstehen – etwa im Benzol, einem Reif aus sechs Kohlenstoff-Atomen, an denen je ein Wasserstoff-Atom haftet.

Mit seiner Erkenntnis begründet Kekulé die Strukturchemie, die heute noch Bestand hat: Mit ihrer Hilfe lässt sich der Aufbau der mehr als 18 Millionen heute bekannten Kohlenstoff-Verbindungen erklären.



Max Planck
(1858-1947)

Am 14. Dezember 1900 verzeichnet das Protokollbuch der Deutschen Physikalischen Gesellschaft Berlin einen Vortrag von „Hr. M. Planck“ zur „Theorie des Gesetzes der Energieverteilung im Normalspektrum“. Hinter der Notiz verbirgt sich eine Sensation: die Zuhörer werden Zeugen, wie der bescheidene, et-

was spröde Professor widerlegt, was bis dahin als unumstößlich gilt: der Grundsatz, dass sich Zustände in der Natur fließend, stetig verändern. Ohne Sprünge. Max Planck beschäftigt sich mit elektromagnetischer Strahlung (etwa Licht- und Wärmestrahlung) und stellt dabei fest: Materie gibt Strahlungsenergie nicht kontinuierlich, sondern in Form von Päckchen einer bestimmten Größe ab – in Quanten. Die Energie eines Quants kann nur bestimmte Werte annehmen – vergleichbar einer Waschmaschine, die nur mit 500 oder 1000, aber nicht mit 550 Umdrehungen schleudern kann. Der Wechsel zwischen zwei Energiezuständen verläuft sprunghaft, als Quantensprung. Die Größe der Energiesprünge hängt, so zeigt Planck, von einer Naturkonstante ab, dem „Planckschen Wirkungsquantum“. Diese Erkenntnis wird Basis aller Forschungen zum Aufbau des Atoms und seiner chemischen Verbindungen.

variierten stark in ihrer Größe. Manche enthalten nur wenige Atome – etwa Kohlendioxid, das zwei Sauerstoff-Atome und ein Kohlenstoff-Atom besitzt. In anderen, etwa einigen Eiweißen, schließen sich mehrere Tausend Atome zusammen.

Neutron

Elektrisch neutrales Teilchen, das neben **Protonen** in unterschiedlicher Anzahl in den Kernen aller Atome (außer im leichten Wasserstoff) enthalten ist.

Organische Chemie

Wissenschaft, die sich mit fast allen Verbindungen des Elements **Kohlenstoff** beschäftigt (Ausnahmen sind beispielsweise Substanzen wie Kohlendioxid und Kohlensäure, die zur **anorganischen Chemie** gehören). Da die Grundbausteine aller Lebewesen – etwa Fette, Zucker, Eiweiße und die Erbsubstanz DNS – zum Großteil aus Kohlenstoff zusammengesetzt sind, sprechen Chemiker auch von „organischen Verbindungen“. Doch nicht nur

kristall sind es Silizium- und Sauerstoff-Atome. In der Antike hielt man Bergkristalle für ewiges Eis, daher der Name „Kristall“ (griech. *krýstallós*, Eis).

Lauge

Wässrige **Lösung**, die sich meist schmierig anfühlt. Laugen sind dadurch gekennzeichnet, dass in ihnen spezielle negativ geladene **Ionen** umherschweben. Diese sogenannten Hydroxid-Ionen vermögen die Wirkung von **Säuren** zu neutrali-

sieren. Denn sie können sich mit den positiv geladenen Ionen einer **Säure** vereinigen – ein Prozess, bei dem ungeladenes, neutrales Wasser entsteht.

Lösung

Einheitliches Gemisch mehrerer Stoffe. In einer Lösung sind die Teilchen des einen Stoffes gleichmäßig zwischen den Teilchen des anderen Stoffes verteilt. Der gelöste Stoff kann etwa ein Salz, eine Flüssigkeit oder ein Gas sein. So ist zum Beispiel

Kochsalz im Meerwasser gelöst, flüssiger Alkohol in Wein oder Kohlendioxid-Gas im Mineralwasser.

Metall

Gruppe chemischer Elemente, die verformbar sind, glänzen und elektrischen Strom sowie Wärme leiten. Die **Atome** in einem Metall sind in einer Art Gitter angeordnet, in dem **Elektronen** umherrschen. Viele Metalle, beispielsweise Zink oder Eisen, reagieren mit **Säuren**, in denen sie

sich auflösen. Metalle, die nicht oder kaum mit Säuren reagieren, heißen Edelmetalle – zu ihnen gehören etwa Silber, Platin oder Gold.

Molekül

Zusammenschluss mehrerer **Atome**, die über bestimmte **chemische Bindungen** miteinander verknüpft sind. Die Atome in einem Molekül werden durch **Elektronen** zusammengehalten, die zwischen ihnen hin- und herfliegen. Unterschiedliche Moleküle

ren Atomen eingehen und dabei sogar Ketten oder Ringe bilden können.

1860

Der Chemiker Robert Wilhelm Bunsen und der Physiker Gustav Robert Kirchhoff entdecken, dass Elemente beim Verbrennen Lichtstrahlen bestimmter Wellenlängen aussenden – und sich so unterscheiden lassen. Die-

se „Spektralanalyse“ wird zu einem der wichtigsten Analyseverfahren.

1869

Der Russe Dimitrij Iwanowitsch Mendelejew ordnet die bis dahin bekannten Elemente sowohl nach aufsteigendem relativen Atomgewicht als auch in Gruppen mit ähnlichen Eigenschaften in einem Raster an. Anhand dieses

Ordnungsprinzips postuliert Mendelejew, dass noch längst nicht alle Elemente entdeckt sind, und sagt sogar vorher, welche Eigenschaften die noch unbekannten Stoffe haben müssten. Bis heute lässt sich die chemische Welt nach den Grundlagen der Erkenntnisse Mendelejews im „Periodensystem der Elemente“ ordnen und verstehen.

1898

Die in Frankreich forschende Polin Marie Curie untersucht strahlende Stoffe und prägt den Begriff „Radioaktivität“. Zudem entdeckt sie die beiden radioaktiven Elemente Radium und Polonium.

1900

Der deutsche Physiker Max Planck zeigt, dass Vorgänge in der Welt der

Atome (etwa die Aussendung von Licht) nicht – wie bis dahin angenommen – stetig ablaufen, sondern stufenweise, in Form winziger Sprünge. Deren Größe hängt vom „Planckschen Wirkungsquantum“ ab, einer von dem Deutschen entdeckten Naturkonstante. Plancks Erkenntnisse begründen die Quantenchemie und liefern damit die Grundlage,

die Körper von Tieren und Pflanzen produzieren organische Substanzen, fast alle Kunststoffe, wie Nylon, Polyester, Teflon oder Styropor, besitzen ebenfalls ein Gerüst aus Kohlenstoff-Atomen. Organische Verbindungen stellen rund 98 Prozent aller chemischen Stoffe; mehr als 18 Millionen von ihnen sind bislang bekannt (siehe auch **Anorganische Chemie**).

Plasma

Materie, die aus elektrisch geladenen Teilchen besteht. Plasma bildet sich zum Beispiel, wenn Gas extrem stark erhitzt wird und sich daraufhin die **Atome** von den **Elektronen** in ihrer Hülle trennen, was dazu führt, dass Elektronen und **Ionen** frei umherschwirren. Chemiker nennen Plasma auch den „vierten Aggregatzustand“ (neben fest, flüssig und gasförmig). Auf der Erde kommt Plasma etwa im Polarlicht vor. Das Innere von Sternen besteht aus Plasma – und mithin 99 Prozent der Materie im Universum.

auf der die Wissenschaftler in den Jahrzehnten darauf untersuchen, wie genau Stoffe miteinander reagieren – und warum.

1907

Der Belgier Leo Hendrik Baekeland lässt die Verbindungen Phenol und Formaldehyd unter hohem Druck und hoher Temperatur miteinander reagieren und gewinnt so die



Marie Curie
(1867-1934)

1898 verkocht Marie Curie in Paris Abfälle von Pechblende, einem Erz, das bei der Glasherstellung verwendet wird. Die gebürtige Polin forscht an einer wenige Jahre zuvor entdeckten Strahlung, die Fotoplatten auch bei Dunkelheit belichtet und unter anderem von dem Element Uran ausgestrahlt wird, das in un-

behandelter Pechblende enthalten ist. Curie nennt diesen Effekt „Radioaktivität“ (von lat. *radius*, Strahl). Pechblende, so findet sie heraus, strahlt um ein Vielfaches stärker als das darin vorhandene Uran; daher vermutet sie, dass sich darin ein weiteres radioaktives, noch unbekanntes Element verbirgt. Nach vier Jahren besitzt sie 0,1 Gramm des neuen Stoffes: Radium. An diesem Element und anderen bemisst sie die Intensität der Strahlung und entwirft eine bis heute gültige Theorie zur Radioaktivität: Demnach schleudern die Elemente winzige elektrisch geladene Teilchen aus ihrem Inneren in die Umgebung – ein Prozess, bei dem sie allmählich zerfallen. 1903 erhält Curie als erste Frau den Nobelpreis für Physik, später einen für Chemie. Dass radioaktive Substanzen Krebs verursachen, ahnt sie nicht: Sie stirbt mit 66 Jahren an Leukämie – ausgelöst durch den Umgang mit strahlenden Elementen.

Polymer

Riesen-**Molekül**, das aus etlichen jeweils identischen Bausteinen gebildet wird. Diese Einheiten schließen sich entweder zu Ketten zusammen oder verknüpfen sich zu netzartigen Strukturen. In der Natur finden sich Hunderte Polymere, darunter der Pflanzenbaustoff Zellulose, die Knorpelsubstanz Kollagen, aber auch Stoffe wie Seide, Gelatine oder Baumwolle. Künstlich hergestellte Polymere

nennt man „Kunststoffe“. Welche Eigenschaften ein Kunststoff hat, wie fest oder dehnbar er ist, bestimmen zum Teil die Temperatur und der Druck während der Fabrikation.

Proton

Elektrisch positiv geladenes Teilchen, das den Kern eines Wasserstoff-Atoms bildet. Zusammen mit **Neutronen** sind Protonen auch die Bausteine der Atomkerne aller anderen



Hermann Staudinger
(1881-1965)

Ende des 19. Jahrhunderts beginnen Chemiker und Industrielle, aus natürlichen Ausgangsstoffen wie Öl und Alkohol synthetische Substanzen zu entwickeln – teils spröde, teils gummiartige, klebrige, harzige oder harte Materialien, die sich ideal zu Billardkugeln, Radio-

gehäusen, Filmen oder Telefonen formen lassen. Doch so groß das Interesse an solchen Kunststoffen ist: Niemand weiß, wie sie genau aufgebaut sind. Die meisten Forscher vermuten, dass sich die neuartigen Stoffe aus einer Unmenge einzelner kleiner Moleküle zusammensetzen, die untereinander in loser Verbindung stehen – je lockerer die Bindung, desto elastischer der Stoff. 1922 widerlegt der Deutsche Hermann Staudinger die These. Er entdeckt: Kunststoffe bestehen aus Riesenmolekülen, in denen Hunderte, teils Tausende immer gleiche Grundbausteine so miteinander verknüpft sind, dass sie etwa langen Ketten oder verzweigten Netzen ähneln. Obendrein entwickelt Staudinger komplexe chemische Methoden, mit denen sich die Eigenschaften von Kunststoffen nach Wunsch steuern lassen. So wird es möglich, immer neue Arten mit erwünschten Charakteristika zu entwickeln, darunter Nylon, Styropor, Polyester, Teflon oder Plexiglas.

Elemente. Ihre Anzahl bestimmt, um welches Element es sich handelt.

Radikal

Hochreaktives **Atom** oder **Molekül**, das sich mit sehr vielen anderen Stoffen verbindet. Radikale entstehen zum Beispiel, wenn Moleküle durch Umweltgifte, UV-Strahlung oder radioaktive Strahlung gespalten werden. Im Körper können sich die aggressiven Teilchen mit dem Erbgut oder mit Eiweißen verbinden

und so wichtige Funktionen der Zellen schädigen.

Säure

Stoff, der in der Regel sauer schmeckt. So identifiziert die menschliche Zunge etwa Essig, Zitronensäure oder die in Cola-haltigen Getränken vorhandene Phosphorsäure als typisch sauer. In Wasser bilden Säuren spezielle positiv geladene **Ionen**, die andere chemische Substanzen angreifen können. Daher sind

entwickeln ein Verfahren, mit dem sich Stickstoff aus der Luft durch eine chemische Reaktion mit Wasserstoff zu dem Gas Ammoniak vereinen lassen. Die Verbindung ist essenziell für die Herstellung von Kunstdünger.

1912

Der Däne Niels Bohr erkennt, dass die positiv geladenen Kerne eines

Atoms von den negativ geladenen Elektronen auf immer gleichen Schalen umkreist werden. Gemäß Bohrs Forschungen können die Partikel nur dann die Bahnen verlassen, wenn sie eine ganz bestimmte Menge Energie aufnehmen (etwa durch einen Lichtblitz) oder abgeben. Erstmals wird nun unter anderem verständlich, weshalb manche Elemente nur

Licht einer bestimmten Farbe ausstrahlen.

1922

Der Deutsche Hermann Staudinger entdeckt, dass viele Substanzen – so Kautschuk – aus Riesenmolekülen (Polymeren) aufgebaut sind. Nun lassen sich die Baupläne von Kunststoffen verstehen und synthetische Materialien wie PVC industriell herstellen.



Niels Bohr
(1885-1962)

Lange ist unbekannt, wie Atome genau aufgebaut sind. Erst 1911 entwirft der Physiker Paul Rutherford ein Modell, nach dem Atome aus einem positiv geladenen Kern bestehen, um den negativ geladene Teilchen schwirren, die Elektronen. Das Problem: Nach den Gesetzen der Physik müssten die umherja-

genden Elektronen durch ihre Bewegung stetig an Energie verlieren und schließlich ins Zentrum des Atoms stürzen. 1912 findet der dänische Physiker Niels Bohr eine Antwort: Die Elektronen bewegen sich nicht chaotisch, sondern folgen immer gleichen, kreisförmigen Bahnen. Verändern können die Partikel ihren Umlauf nur, wenn sie auf einen Schlag bestimmte Mengen Energie (etwa Licht) aufnehmen oder abgeben, dann springen sie auf die nächste Kreisbahn. Bald verfeinert Bohr diese Idee: Die Elektronen bewegen sich demnach auf Bahnen in Schalen, die den Kern umhüllen. Später wird zwar deutlich, dass Atome weitaus komplizierter aufgebaut sind, als Bohr es sich vorstellte (so sind die Atomschalen räumlich nicht klar voneinander abgegrenzt, sondern durchdringen einander vielfältig). Doch erst Bohr weist den Forschern den Weg, um das Geschehen im Inneren der Atome zu verstehen.



Linus Pauling
(1901-1994)

Pauling forscht zu einer der wichtigsten Fragen seiner Disziplin: Was genau geschieht, wenn sich einzelne Atome zu einem Molekül zusammenfügen? Als erster Chemiker sucht er die Antwort im komplizierten Formelwerk der modernen Physik, mit dem sich der Aufbau von Atomen berechnen lässt. Bei

seinen Studien findet der Professor aus Kalifornien heraus, wie Elektronen die Atome in einem Molekül zusammenhalten. Die Partikel folgen dabei Regeln, wie Pauling berechnet: So schließen sich manche Elektronen zu Paaren zusammen und bewegen sich im Duett um die Kerne zweier Atome – gemeinsam knüpfen die Teilchen gleichsam ein stabiles Band. In den Grundbausteinen von Wasser etwa, den H_2O -Molekülen, verbindet sich ein Sauerstoff-Atom (O) über zwei Elektronenpaare mit je einem Wasserstoff-Atom (H). 1954 erhält Pauling für seine Erkenntnisse den Nobelpreis für Chemie. Seine bis heute gültige Theorie der Elektronenpaar-Bindung ermöglicht es, die dreidimensionale Gestalt von Molekülen zu ermitteln. Damit legt Pauling den Grundstein dafür, dass Forscher die Struktur selbst komplexer Moleküle entschlüsseln, etwa von Fetten und Eiweißen, ja selbst vom Erbmolekül DNS. □

Säuren in der Lage, viele Materialien zu zersetzen, so lösen sie etwa etliche **Metalle** auf. Die Wirkung einer Säure kann durch spezielle negativ geladene Ionen einer **Lauge** neutralisiert werden.

Summenformel

Kurzschreibweise für die atomare Zusammensetzung einer chemischen Verbindung – etwa eines **Moleküls**. Anhand der Summenformel lässt sich ablesen, welche

Elemente und wie viele **Atome** eines jeden Elements in einer Verbindung enthalten sind. So beschreibt etwa die Summenformel H_2O die Zusammensetzung eines Wassermoleküls: Es besteht aus den Elementen Wasserstoff (H) und Sauerstoff (O). Die Ziffer 2 hinter dem Buchstaben H bedeutet, dass in jedem Wassermolekül zwei Wasserstoff-Atome vorkommen. Ein anderes Beispiel: Die Summenformel H_2SO_4 be-

schreibt, woraus die Verbindung Schwefelsäure besteht – aus zwei Wasserstoff-Atomen, einem Schwefel-Atom (S) und vier Sauerstoff-Atomen.

Synthese

(von griech. *synthesis*, Zusammenstellung) Herstellung einer Substanz durch Verbindung zweier oder mehrerer Stoffe. So erfolgt etwa die Synthese von Wasser durch die Zusammenführung der beiden Gase Wasserstoff und Sauerstoff. Die meisten

in der chemischen Industrie hergestellten Produkte – etwa Werkstoffe, Medikamente oder Pflanzenschutzmittel – werden durch äußerst aufwendige Synthesen gewonnen. Chemiker lassen dafür oft zahlreiche Rohstoffe mithilfe komplizierter Apparaturen reagieren, bis daraus das gewünschte Produkt entsteht.

Thermodynamik

Lehre der Wärme und **Energie**. Die Ther-

modynamik beschreibt, welche unterschiedlichen Formen Energie annehmen und wie diese ineinander umgewandelt werden können. In einer Dampflokomotive zum Beispiel wird Wärmeenergie in Bewegungsenergie überführt: Heißer Wasserdampf schiebt einen Kolben hin und her, die Bewegung wird mithilfe von Stangen auf Räder übertragen. Thermodynamische Formeln beschreiben solche Prozesse; so lässt sich etwa berechnen, wie viel Kohle verfeuert werden muss, damit eine Lok eine bestimmte Strecke zurücklegt.

Wärmeenergie

Sie beruht auf der Bewegung von **Atomen** oder **Molekülen**. Je schneller sich die Teilchen bewegen, desto wärmer ist eine Substanz. In heißem Wasser beispielsweise schwirren die H_2O -Teilchen rascher umher als in kaltem Wasser. □

1931
Der Amerikaner Linus Pauling schafft ein neues Verständnis für den Aufbau von Molekülen: Er verdeutlicht, dass in einer Verbindung zwischen verschiedenen Atomen sich Elektronen zu Paaren zusammenschließen und die Atome wie durch ein Band zusammenhalten. Paulings bis heute gültiges Konzept ermöglicht es, die räum-

liche Anordnung der Bausteine jedes Moleküls zu verstehen und so die Beschaffenheit zahlreicher Stoffe zu erklären.

1953

Der US-Biochemiker James Watson und der britische Molekularbiologe Francis Crick enthüllen mithilfe von Röntgenaufnahmen, dass das Erbmolekül DNS aus zwei spiralig

gewundenen Atomverbänden (einer sogenannten Doppelhelix) besteht – und bereiten so den Weg für die Gentechnik.

1956

Durch Experimente mit Grünalgen erkennt der Amerikaner Melvin Calvin, welche chemischen Prozesse in Pflanzenzellen ablaufen, wenn sie mithilfe von Kohlendioxid aus der

Luft und der Energie des Lichts Zucker aufbauen, also Photosynthese betreiben – jenen Prozess, der nahezu das gesamte Leben auf unserem Planeten bestimmt.

1980

Dem US-Nuklearchemiker Glenn Theodor Seaborg gelingt es, den jahrhundertalten Traum der Alchemisten zu verwirklichen:

die gezielte Verwandlung von minderwertigen Metallen in Gold. Dazu lässt er Atome des Elements Bismut mit hochenergetischen Teilchenstrahlen aus einem Kernreaktor kollidieren. Die so gewonnene Menge Gold ist allerdings derart klein, dass das Verfahren keinerlei wirtschaftliche Bedeutung hat. □



Beim spanischen Trafalgar verliert Napoleons Flotte 1805 gegen die Briten. Dennoch gelingt es dem Franzosen, ein gigantisches Reich zu erobern - bis die Gegenwehr zu groß wird

Emporkömmling des Krieges

Vom Provinzjungen zum Herrscher über Europa - GEOEPOCHE schildert den außergewöhnlichen Aufstieg des Napoleon Bonaparte. Und seinen dramatischen Sturz

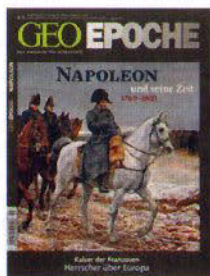
Diese unglaubliche Karriere hat zwei Endpunkte: einen vermeintlichen und einen definitiven. Am 4. Mai 1814 erreicht Napoleon Bonaparte seinen Verbannungsort Elba; kein europäisches Großreich mehr wird er beherrschen, sondern die kleine Mittelmeerinsel mit ein paar Hundert Soldaten. Lebenslang soll er hier bleiben - so haben es Europas vereinte Mächte nach ihrem Sieg über Napoleon entschieden.

Doch der Franzose stemmt sich gegen das Schicksal, wagt das Unglaubliche: Als ihm Agenten melden, dass der Verdruss der Bürger in Frankreich über seinen Nachfolger stetig wachse, flieht er mit Vertrauten und einem Trupp Soldaten, landet an der französischen Küste, zieht in Richtung Paris. Und tatsächlich gelingt es ihm, ohne Blutvergießen erneut den Thron zu besteigen.

Etwa 100 Tage hält er sich an der Macht. Gibt fast manisch Anweisungen, rüstet auf, wie so oft schon zuvor. Aber die Staatenlenker des Kontinents akzeptieren nicht, dass sich ihr Erzfeind aufs Neue regt. Im heutigen Belgien, bei dem Dorf Waterloo, kommt es zur Entscheidungsschlacht. Am 18. Juni 1815 erlebt Napoleon gegen englische und preußische Truppen sein finales militärisches Desaster. Seine letzten Jahre verbringt er als Gefangener auf einem Felsen im Nichts des Atlantiks.

GEOEPOCHE erzählt die Geschichte eines der mächtigsten Emporkömmlinge aller Zeiten. Eines korsischen Provinzjungen, der um 1800 gegen alle Wahrscheinlichkeit zum Herrscher des größten Landes Westeuropas aufsteigt, der nur 15 Jahre nach der großen Revolution ein Kaiserreich ausruft, diktatorisch regiert, halb Europa erobert. Eines genialen und zugleich gnadenlosen Militärs, der im Namen der Freiheit Millionen Menschen unterwirft und Hunderttausende auf den Schlachtfeldern opfert, dessen Aufstieg ebenso dramatisch verläuft wie sein Niedergang.

Und der Europa prägt wie kaum ein Mensch vor und nach ihm.



GEOEPOCHE »Napoleon und seine Zeit« kostet 9 Euro, mit DVD 15,90 Euro

Weitere Themen:

- Aufstieg in den Wirren der Revolution
- Expedition nach Ägypten
- Putsch an die Macht
- Rebellion in der Karibik
- Kaiserkrönung
- Napoleons deutsches Experiment
- Katastrophe Russlandfeldzug



Hunde, wollt ihr ewig leben? Ja, bitte. Es macht Spaß mit ist in GEO zu lesen. Zum Beispiel, wie aus einem Räuber

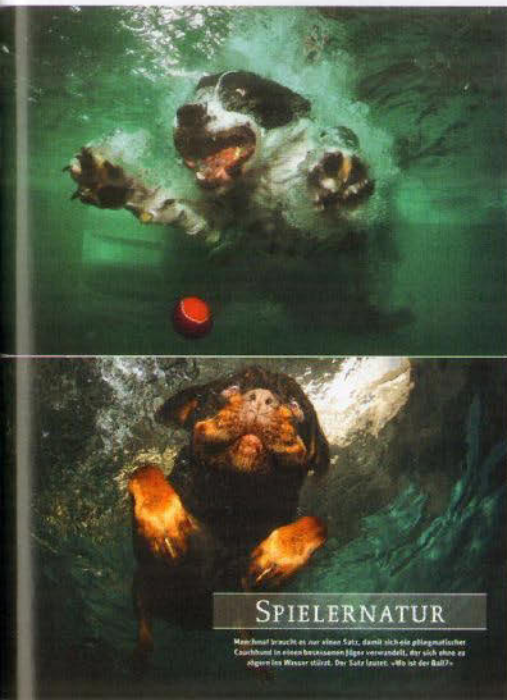
Nette Hunde und

In seiner neuesten Ausgabe räumt GEO mit dem angeblich so unterschiedlichen Hirn von Frau

Frauen also kommen von dem einen, Männer von dem anderen Stern. Das macht Auflage. Und die von dem einen Stern können nur das, die vom anderen nur jenes. Das macht noch mehr Auflage. Nur: Es ist falsch. Auf das Hirn jedenfalls, das weibliche wie das männliche, können sich jene nicht berufen, die von ewigen Unterschieden der Geschlechter schwadronieren. In der Titelseite der neuesten Ausgabe von GEO wird mit der These aufgeräumt, es ließe sich zwischen den Ohren von Frau und Mann etwas finden, was auf angeborene Fähigkeiten etwa beim Einparken schließen ließe.

Ein weiteres Thema des neuen GEO: Wann und wie sind wir auf den Hund gekommen? Der doch eigentlich ein Wolf war. Wie und warum hat der Hund das Schmusen gelernt? Und ist es ein Ausdruck von Klugheit, dass er an unserer Seite steht? Ist er ein Opportunist? Ein Diener? Tatsächlich ein Freund?

Michelangelo lieben - aber im Baumarkt die Bretter kaufen? In Florenz stellt sich genau diese Frage. Es gibt da noch einige Werkstätten, einige großartige Meister ihres Faches, die dabei sind, in Vergessenheit zu



SPIELERNATUR

Man muss nur einen Satz, damit sich ein glücklicher Hund in einen kranken Tierarzt verwandelt, der sich ohne zu zögern misst. Der Satz lautet: „Wo ist der Arzt?“

uch: Was wir noch über euch wissen sollten, ein Freund werden konnte

irrende Menschen

populärwissenschaftlichen Geklaffe zum und Mann auf. Und liebt ein Tier

geraten. Meister im Umgang mit Holz und Farbe und Gips und Eisen und auch Haar, an die GEO erinnert. Eine Solidaritätsadresse an das Werk fabelhaft geschickter Hände.

Sie haben ihn ermordet. Einen, den sie als Dieb verdächtigten. „Indigene Justiz“. In Bolivien unter Präsident Evo Morales soll das Volk wieder richten. GEO berichtet von einem Fall, der zeigt, wie grauenhaft es sein kann, zu „kulturellen“ Wurzeln zurückzukehren.



Mann und Frau: Beginnt die Differenz schon im Kopf?

Und sonst noch im aktuellen GEO:

- Es war einmal ein Allmächtiger – die heute wieder lehrreiche Geschichte des Schahs von Persien
- Panama – was sich in der Urzeit in Amerika bewegte
- Jacques Rougerie – ein Kapitän Nemo der Gegenwart und seine wässrigen Visionen



NEUE HORIZONTE

AUFBRUCH INS LEBEN

Am Ende der Schulzeit steht eine große Entscheidung an: Wie geht es nach Robert Oder und einmal die Welt entdecken, sich neuen Leuten?

man selbst? Hier möchten wir euch eine Ausbildung vorstellen und dann sofort einen Wats, wenn nicht, so die richtige Zeit, Lebensführung zu kommen!

Erst einmal die Welt entdecken: Franziska Kirsch, 21, ist seit acht Monaten in Asien unterwegs, jobbt nebenher – und sammelt vor allem jede Menge Lebenserfahrung

Was kommt nach der Schule?

Der große Schritt ins Leben ist oft mit Unsicherheiten verbunden. GEO WISSEN will bei der Entscheidungsfindung helfen

Wegen des G-8-Abiturs und der Abschaffung des Wehrdienstes steht heute eine wichtige Lebensentscheidung früher als je zuvor an: Soll ein Jugendlicher nach dem Ende seiner Schulbildung sofort ein Studium oder eine Lehre beginnen – und wenn ja, wo? Oder ist es sinnvoll, sich erst einmal eine Auszeit zu nehmen und Lebenserfahrung zu sammeln, beispielsweise in einem Work-and-Travel-Programm, einem Sozialen Jahr oder im Bundesfreiwilligendienst?

Das neue GEO WISSEN will Eltern und Jugendliche bei dieser Entscheidungsfindung unterstützen. Und zeigen, wieso eine gewisse Gelassenheit in der Lebensphase von großer Bedeutung ist.

Denn es sei gar nicht so entscheidend, was man tut, erklärt der renommierte Hirnforscher Gerald Hüther im Interview – wichtig sei vielmehr, dass man es mit Begeisterung tut. Und: Man solle keinesfalls versuchen, um jeden Preis Fehler zu vermeiden, denn aus Irrtümern lasse sich oft viel mehr lernen als aus einer schnurgeraden Lebensplanung.

Weitere Beiträge erklären unter anderem, warum eine Lehre heutzutage häufig eine echte Alternative zu einer akademischen Karriere ist. Welche Studiengänge ausländische Universitäten für Deutsche zu bieten

haben. Weshalb Jugendliche von einem Engagement für ein soziales Projekt auch selbst profitieren können. Und wieso einen häufig erst Umwege in der eigenen Biografie auf den richtigen Weg führen.

Außerdem werden in einem ausführlichen Sonderteil die wichtigsten Studien- und Berufswahltests vorgestellt, mit deren Hilfe Jugendliche ihre individuellen Neigungen erkunden können.

Im Internet findet sich unter der Adresse geo-wissen.de darüber hinaus ein großes Dossier mit allen relevanten Informationen und wichtigen Links zu den Themen des Heftes.



GEO WISSEN »Was kommt nach der Schule?« kostet 9 Euro, mit DVD 15,90 Euro

Weitere Beiträge:

- Über die Schwierigkeit der Eltern, den Nachwuchs loszulassen
- Wie sich Eignungsprüfungen bewältigen lassen
- Strategien gegen den Stress im Studium

Die Suche nach dem ICH

Weshalb wir ein Bewusstsein haben, was unsere Persönlichkeit ausmacht, wie das Unbewusste uns lenkt – und wozu wir Gefühle brauchen

Wir Menschen sind unter allen irdischen Geschöpfen diejenigen, die den größten Wissensdurst haben. Wir fragen uns, warum es das Universum gibt, die Erde und das Leben – vor allem aber, woher wir selbst kommen und weshalb wir auf der Welt sind. Wohl kein Thema ist uns deshalb wichtiger als die Frage: Wer bin ich?

Wir möchten durchschauen, weshalb wir uns in bestimmten Situationen so und nicht anders verhalten, wie Gefühle unsere Entscheidungen beeinflussen, warum wir schüchtern sind oder offen, gewissenhaft oder leichtfertig, sozial verträglich oder in uns gekehrt. Kurz: Wir möchten wissen, welche versteckten Motivationen uns leiten.

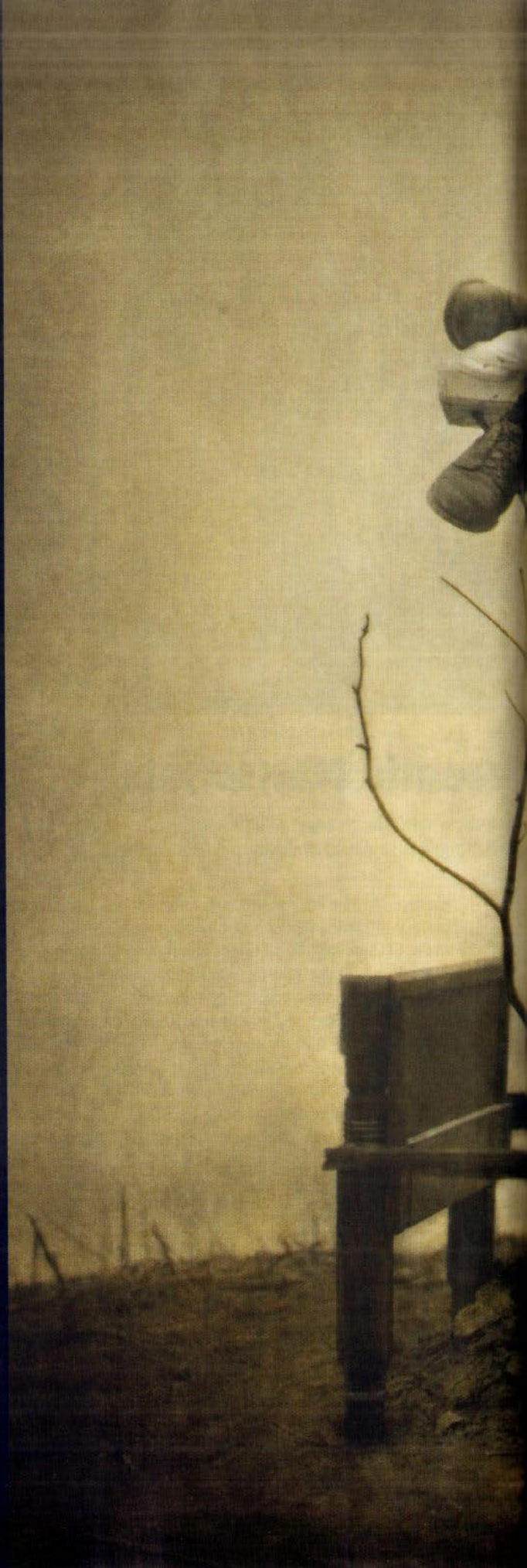
Uns ist es wichtig, zu errahnen, welche Talente in uns schlummern, weshalb wir bestimmte Vorlieben oder Abneigungen ausprägen oder wie es uns gelingen mag, Glück und Zufriedenheit zu finden.

Kaum etwas ist so unheimlich wie das Unbewusste – jene Macht, die uns insgeheim beeinflusst, ja sogar steuert. Was sind das für Kräfte, die in uns walten und uns zum Handeln treiben? Wie formt sich unsere Persönlichkeit, und haben wir eine Chance, uns zu ändern?

Das wohl faszinierendste aller Rätsel aber ist: Warum sind wir uns überhaupt unserer selbst bewusst, wieso gibt es ein „Ich“, und woraus erwächst diese ebenso mysteriöse wie eindeutige Gewissheit, ein Mensch mit einer ganz bestimmten Identität und Persönlichkeit zu sein?

Die nächste Ausgabe von GEOkompakt sucht Antworten auf all diese Fragen und lädt ein zu einer Reise in die Tiefen – und Abgründe – der menschlichen Seele.

DAS UNBEWUSSTE übernimmt nachts im Traum die Regie. Doch auch am Tag beeinflussen unbewusste Vorgänge ständig, was wir tun und wie wir entscheiden



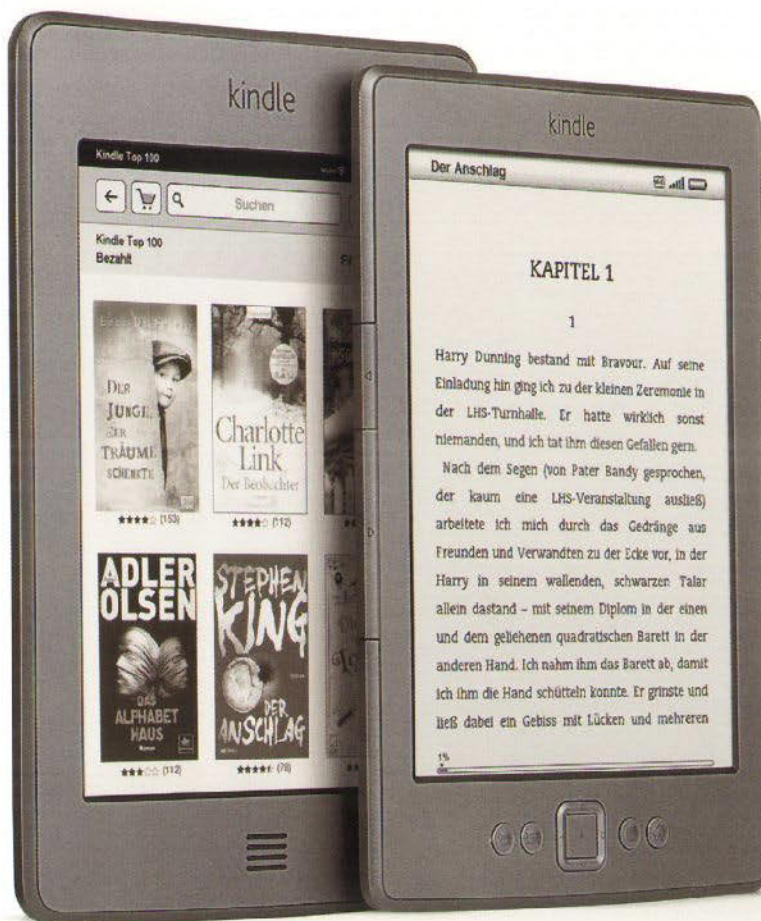


Einige **THEMEN**

- **Bewusstsein:** Weshalb es lebenswichtig ist, dass wir eine Kenntnis unserer selbst besitzen.
- **Sigmund Freud:** Wie der Wiener Arzt das Unbewusste entdeckte und die Psychoanalyse begründete.
- **Emotionen:** Wozu es gut ist, fröhlich, traurig, verliebt, gestresst oder wütend zu sein.
- **Psychotherapien:** Welche es gibt und was sie bewirken.
- **Empathie:** Wer sich in andere einfühlt, versteht sie nicht nur besser, sondern kann sie manipulieren.
- **Dossier:** Wie psychische Erkrankungen, Drogen oder Sekten das Ich aus der Balance bringen.
- **Persönlichkeit:** Was ist uns angeboren, was können wir ändern?
- **Völker:** Weshalb es unterschiedliche Vorstellungen vom Ich gibt.

Wetten, dass Sie bis zu 3.000 Bücher mit einer Hand halten können?

Der neue Kindle Touch ist da



kindle touch

129€

Leicht zu bedienender Touchscreen
Speichert bis zu 3.000 Bücher
Lesen wie auf echtem Papier
Akku-Laufzeit von bis zu 2 Monaten

kindle

99€

Der leichteste und kompakteste Kindle
Speichert bis zu 1.400 Bücher
Lesen wie auf echtem Papier
Akku-Laufzeit von bis zu 1 Monat

amazon

Erfahren Sie mehr unter www.amazon.de/kindle