

Moleküle auf unserem Planeten

Luft zum Atmen: Sauerstoff

Das für uns wichtigste Atmosphären gas ist Sauerstoff, der 21 Prozent des Volumens trockener Luft ausmacht. Ohne ausreichende Sauerstoffzufuhr sterben wir – dazu kann es beispielsweise in einem abgeschlossenen Raum kommen, wo sprichwörtlich die »Luft knapp wird«, oder in großen Höhen, wo der Luftdruck zu gering ist. Im Hochgebirge mag die Luft zwar noch immer 21 Prozent Sauerstoff enthalten, aber der Druck kann so niedrig sein, dass unsere Lungen das Gas nicht mehr aufnehmen können. Doch selbst auf dem Gipfel des höchsten Berges, wo die Luft dünn ist, gibt es noch genügend Sauerstoff; frühe Forscher glaubten zwar das Gegenteil, sie wurden jedoch später widerlegt.

Am 29. Mai 1953 bestiegen Tenzing Norgay und Edmund Hillary als erste Menschen den Mount Everest, und zwar unter Zuhilfenahme von Sauerstoffflaschen. Vierzig Jahre später schaffte Harry Taylor, ein 33-jähriger früherer Angestellter der SAS, dies allein und ohne zusätzlichen Sauerstoff. Die erste Frau, die den Gipfel stürmte, Junko Takei aus Japan, hatte eine Sauerstoffflasche bei sich; im Mai 1996 bestieg schließlich mit Alison Hargreaves auch eine Frau ohne die Hilfe zusätzlichen Sauerstoffs den höchsten Berg der Erde.

Unser Körper braucht Sauerstoff zur Energieerzeugung, und der Stoffwechsel ist auf die leichte Verfügbarkeit dieses Gases aus der Atmosphäre eingerichtet. Als überlebenssichernd gilt jedoch nur ein bestimmter Bereich der Sauerstoffkonzentration in der Atemluft: Liegt diese unter 17 Prozent, ersticken wir, übersteigt sie 25 Prozent, gehen wir in Flammen auf.

Sauerstoffangereicherte Luft können wir atmen – für viele Kranke ist sie sogar lebenswichtig. Gefährlich wird sie nur in unserer Umgebung: So mancher Patient, der unter einem Sauerstoffzelt lag, büßte den Versuch, sich eine Zigarette anzuzünden, mit schlimmen Verbrennungen. Die drei Besatzungsmitglieder der ersten bemannten Apollomission in die

Liebe, Licht und Lippenstift. John Emsley
Copyright © 2007 WILEY-VCH Verlag GmbH & Co. KGaA, Weinheim
ISBN 978-3-527-31638-0

3

Erdumlaufbahn verbrannten innerhalb weniger Minuten lebendig in ihrer Rakete, als in der sauerstoffangereicherten Kabinenluft ein Feuer ausbrach. Dasselbe Schicksal ereilte im Oktober 1969 eine Reparaturmannschaft im Laderaum des Schiffes *Lady Delia* in South Shields (Nordostengland): Sie benutzte einen Bohrer, der normalerweise mit Druckluft betrieben wurde, aber fälschlicherweise an eine Sauerstoffflasche angeschlossen worden war. Als die kritische Konzentration von 25 Prozent Sauerstoff überschritten war und einer der Männer sich eine Zigarette anzündete, verwandelte sich diese in einen Flammenwerfer, der in Windeseile seinen Arbeitanzug in Brand setzte. Seine Kollegen, die ihm zu Hilfe eilen wollten, fingen ebenfalls Feuer. Innerhalb weniger Minuten waren vier Arbeiter tot, sieben weitere zogen sich hochgradige Verbrennungen zu. Das Rätsel dieser gleichzeitigen Selbstentzündung mehrerer Menschen wurde von Professor Ian Fells von der nahe gelegenen Universität in Newcastle-upon-Tyne gelöst, der dem mysteriös anmutenden Vorfall nachging und schließlich auf den falsch angeschlossenen Schlauch stieß.

In der Regel ist es jedoch Sauerstoffmangel, der Leben bedroht und beispielsweise auch den vorzeitigen Abbruch des Biosphären-Projektes in Arizona im Januar 1993 verschuldete. Zu diesem Langzeitexperiment hatten sich acht Personen im Dezember 1991 in ein von Glaswänden umgebenes Ökosystem einschließen lassen, um festzustellen, ob Menschen in einem solchen »Gewächshaus« auf dem Mond oder in einer Raumstation überleben können. Bereits nach wenigen Wochen rangen die Versuchspersonen nach Atem, denn der Sauerstoffgehalt der Luft war auf unter 17 Prozent gesunken. Auf nicht völlig geklärte Weise waren 30 Tonnen des Gases verschwunden; man vermutet, dass sie mit Eisen im Boden reagiert haben.

Als Transportmittel für Sauerstoff in unserem Körper dient das Hämoglobin oder, genauer gesagt, dessen Eisen-Zentralatom. (Die meisten Lebewesen nutzen Eisen als Sauerstoffträger. Ausnahmen bilden Spinnen und Hummer, die zu diesem Zweck auf Kupfer zurückgreifen, das ihr Blut blau färbt.) Dank der Wirkung des Hämoglobins kann ein Liter Blut 200 Kubikzentimeter (0,2 Liter) Sauerstoff aufnehmen, fünfzig Mal so viel, wie sich in einem Liter Wasser löst. Wenn jedoch der Sauerstoffgehalt in der Luft abnimmt, sinkt er auch im Blut – zwar pumpt unser Herz dann so schnell wie möglich, um den Mangel auszugleichen, aber es hält diese übermäßige Anstrengung nicht lange aus, und wir sterben.

Ein Sauerstoffmolekül besteht aus zwei Sauerstoffatomen. Die Bindung zwischen ihnen gibt den Chemikern noch immer Rätsel auf: Anscheinend

4 Moleküle auf unserem Planeten

handelt es sich um eine Doppelbindung, doch ungeachtet dessen besitzt das Molekül zwei ungepaarte Elektronen und verhält sich daher als »freies Radikal«.

Bei -183 Grad Celsius wird Sauerstoff flüssig. Die Flüssigkeit ist magnetisch, wie Michael Faraday 1848 feststellte, als er ein paar Tropfen davon vergoss und bemerkte, dass sich diese sofort auf die Pole eines Magneten zubewegten. Die Ursache für dieses Verhalten sind die erwähnten ungepaarten Elektronen. Theoretisch sollte ein solches Radikal bereitwilligst mit jedem Stoff reagieren, mit dem es in Berührung kommt – und trotzdem ist Sauerstoff, wie wir wissen, ein vergleichsweise reaktionsträges Molekül, denn sonst hätte sich im Laufe von Millionen Jahren niemals eine solch enorme Menge davon in der Erdatmosphäre anreichern können. Selbst in unserem Körper reagiert Sauerstoff nicht sofort mit seinen vom Stoffwechsel bereitgehaltenen Partnern, sondern es ist ein Katalysator (ein Enzym) vonnöten, um die Umsetzung in Gang zu bringen.

Unser Planet wird von *Millionen Milliarden* Tonnen Sauerstoff umgeben, die ausschließlich als Nebenprodukt der pflanzlichen Photosynthese entstanden sind. Jährlich verbrennen wir ungefähr sieben Milliarden Tonnen fossiler Brennstoffe, wobei etwa 24 Milliarden Tonnen Sauerstoff oder 0,00024 Prozent der Gesamtmenge verbraucht werden. Zum größten Teil wird dieser Verlust umgehend von den Pflanzen ausgeglichen – und selbst, wenn dem nicht so wäre, müssten 2000 Jahre vergehen, in denen das Gas ebenso schnell verbraucht würde wie gegenwärtig, damit der Sauerstoffgehalt der Atmosphäre von 21 auf 20 Prozent abnähme.

Für die Tätigkeit unserer Hirns ist Sauerstoff absolut unentbehrlich – ansonsten kommt es binnen weniger Minuten zum Hirntod. Weniger bekannt ist, dass zuviel Sauerstoff das Gehirn vergiftet – eine Tatsache, die viele Sporttaucher nicht zur Kenntnis nehmen, wie Kenneth Donald von der Universität Edinburgh feststellte. Donald unternahm eine lebenslange Studie zu diesem Thema an Versuchspersonen und warnt in seinem Buch *Oxygen and the Diver* davor, in größeren Tiefen als etwa siebeneinhalb Metern reinen Sauerstoff einzuatmen, denn dies kann zu Krämpfen führen, die einige Taucher ertrinken ließen. Amateurtäucher wie Unterwasserphotographen, Erkunder von Schiffswracks und Archäologen verwendeten anstelle von Druckluft so genannte Nitrox-Mischungen, luftähnliche Gase mit erhöhtem Sauerstoffgehalt, die ebenfalls gefährlich sein können. Nitrox, ein Gemisch aus Sauerstoff und Stickstoff, wurde von der britischen Marine im Zweiten Weltkrieg für Taucher eingeführt, die Minen räumen mussten, da das Gas einen längeren Aufenthalt unter

Wasser erlaubt und überdies weder zur Sauerstoffvergiftung noch zur Dekompressionskrankheit (verbunden mit Glieder- und Gelenkschmerzen, so genannten *bends*) führt. Professionelle Taucher atmen heutzutage eine nicht billige Mischung aus Sauerstoff und Helium, die ein sicheres Arbeiten bis zu Tiefen von 500 Metern und mehr zulässt.

Industriell wird Sauerstoff durch Luftverflüssigung gewonnen – entweder direkt am Ort des Verbrauchs oder in Großanlagen, von denen er mittels Pipelines oder speziell isolierten Tanklastern zum Kunden transportiert wird. Die Jahresproduktion beträgt 25 Millionen Tonnen in den USA, über vier Millionen Tonnen in Großbritannien. Über die Hälfte davon wird von Stahlwerken verbraucht, ein Viertel fließt in die Produktion von Ethylenoxid, einem Ausgangsstoff für Frostschutzmittel und Polyester, welcher seinerseits zu Flaschen und Geweben verarbeitet wird (siehe Kapitel 5). Den Rest verwendet man in reiner Form im Gesundheitswesen und zur Reinigung von Abwasser, womit man Umweltkatastrophen verhindern kann. Letzteres war beispielsweise 1992 in Paris der Fall: Ein kräftiger Sturm hatte ungereinigtes Abwasser in die Seine gespült, wo der verfügbare Sauerstoff rasch zur Neige ging und alle Fische starben. Heute werden täglich 15 Tonnen reinen Sauerstoffs mit gewaltigen Pumpen in die Seine geleitet.

Wer entdeckte den Sauerstoff? Dieser Verdienst wird in der Regel Joseph Priestley, geboren in Leeds (England), zugeschrieben. Priestley war ein Nonkonformisten-Prediger, ein Intellektueller des linken Flügels, der die Ziele der Französischen Revolution propagierte und sich als Amateurchemiker auf die Untersuchung von Gasen spezialisiert hatte. Er fand den Sauerstoff 1774, nachdem er auf das Anwesen von Lord Shelburne in Calne, Wiltshire, umgesiedelt war, als er Quecksilberoxid erhitzte und das dabei freigesetzte Gas auffing. Er atmete das Reaktionsprodukt ein und notierte, dass er daraufhin einen leichten Schwindel verspürte und dass eine Maus in diesem Gas länger überleben konnte als in normaler Luft. Priestley zog in der Folgezeit nach Birmingham um, doch sein dortiges Haus und Laboratorium wurde vom rechten Mob geplündert. So mag es nicht überraschen, dass Priestley schließlich in die Vereinigten Staaten auswanderte.

Kaum wird Priestley bemerkt haben, dass Carl Scheele in Uppsala (Schweden) den Sauerstoff bereits einige Monate vor ihm entdeckt hatte – der Ruhm entging Scheele jedoch, da der Verlag, an den er sein diesbezügliches Manuskript gesandt hatte, nichts unternahm, um es zu veröffentlichen. Den Namen bekam das neue Gas weder von Scheele noch

6 Moleküle auf unserem Planeten

von Priestley: »Oxygenium« (Säurebildner) nannte der große französische Chemiker Antoine Lavoisier das Element, das seiner (inzwischen widerlegten) Ansicht nach ein essenzieller Bestandteil aller Säuren war.

Könnte es vielleicht sogar einen noch früheren Entdecker des Sauerstoffs geben? Es gibt Beweise dafür, dass das Gas bereits 150 Jahre vor Priestleys und Scheeles Experimenten hergestellt wurde. Wie anders sollte man sich ein bemerkenswertes Ereignis in London 1624 erklären, als King James und seine Untertanen zu Tausenden auszogen, ein neues historisches Wunder zu bestaunen: ein Unterseeboot. Dieser überaus erstaunliche Gegenstand bestand aus einem hölzernen Gestell, umhüllt von einer wasserdichten, eingefetteten Lederhaut. Das Boot war mit zwölf Ruderern bemannt, deren Ruderblätter durch abgedichtete Öffnungen reichten. Mit seinem Erfinder, dem Holländer Cornelius Drebbel, und einigen anderen Passagieren an Bord legte das Boot in zwei Stunden die mehrere Meilen messende Strecke zwischen Westminster und Greenwich zurück – unter Wasser! (Die Admiralität zeigte sich allerdings unbeeindruckt und entschied sich gegen die Übernahme des Unterseebootes.) Über die mysteriöse Reise sprach man noch 40 Jahre später, wie wir von keinem Geringeren als Robert Boyle, bekannt durch das Boylesche Gesetz, wissen: Der Forscher zitierte den Bericht eines zur damaligen Zeit noch lebenden Passagiers, Drebbel habe »reinere Luft« aus einem Behälter in das Boot gelassen, sobald das Atmen schwerer wurde. Man vermutet, dass es sich bei dieser Reinstluft um Sauerstoff gehandelt hat.

Eine Erklärung gibt Zbigniew Szydlo in seinem Buch *Water Which Does Not Wet Hands*: Szydlo meint, Drebbel sei mit den Arbeiten des polnischen Alchimisten Michael Sendivogius (1566–1636) vertraut gewesen, der seinerseits ein Gas kannte, das er als »luftförmigen Lebensspender« bezeichnete. »Wasser, das die Hände nicht benetzt« war Sendivogius' Geheimname für Salpeter. Der Alchimist hatte beobachtet, dass sich beim Erhitzen von Salpeter (das ist die frühere Bezeichnung von Kaliumnitrat) Gase entwickeln. Durch vorsichtiges Erwärmen von Kaliumnitrat entsteht tatsächlich Sauerstoff. Zu jener Zeit sammelte man Salpeter von den Keller- und Abtrittwänden, wo er in Form weißer Kristalle ausblühte, oder man filterte ihn aus Boden und Dung. Salpeter wurde kommerziell gewonnen, denn man brauchte ihn zur Herstellung von Schießpulver.

Die seltsame Fähigkeit des Salpeters, Sauerstoff freizusetzen, war möglicherweise auch John Mayow (1641–1679) bekannt, einem Chemiker aus Oxford und einem der ersten Mitglieder der Royal Society of London. Mayow berichtete von »salpeter-luftartigen Partikeln«, die aus erhitztem

Salpeter entwichen, und man glaubt, dass sich diese Bemerkung ebenfalls auf Sauerstoff bezieht. Manche vertreten sogar die Ansicht, das berühmte Lebenselixier der Alchimisten sei keine Flüssigkeit, sondern Sauerstoff, das geheimnisvolle Gas, gewesen.

Kommentar des Autors: 2001 überraschte Fulvio Cacace von der Universität Rom die Chemiewelt mit der Entdeckung einer dritten Zustandsform des Sauerstoffs, dem O_4 , das neben dem gewöhnlichen Gas (O_2) und dem seltenen Ozon (O_3) existiert. Das Gas wurde in winzigen Mengen durch die Reaktion von O_2 mit O_2^+ und der anschließenden Zugabe eines Elektrons zum Ladungsausgleich hergestellt.

Ebenfalls 2001 entdeckten Astronomen einen Planeten, der 150 Lichtjahre entfernt um einen Stern kreist. Zwei Jahre später fanden die Astronomen um Alfred Vidal-Madjar am Institut für Astrophysik in Paris heraus, dass Wasserstoffgas von der Planetenoberfläche verdampft und vom Sonnenwind des Sterns verweht wird. 2004 konnten sie dann nachweisen, dass sich in seiner Atmosphäre Sauerstoff befindet. Theoretisch könnte dies ein Hinweis auf Leben auf diesem Planeten sein, es ist jedoch problematisch, dass der Sauerstoff ins All geblasen wird.

Ein Einzelgänger, faul, doch nützlich: Argon

Die Entdeckung des Argons wird Lord Rayleigh und William Ramsay zugeschrieben, die ihren Fund 1894 veröffentlichten, bis zum darauf folgenden Jahr jedoch keinerlei nähere Einzelheiten preisgaben. Nur durch diesen Schachzug waren sie zur Teilnahme an einem Wettbewerb berechtigt, der von der Smithsonian Institution in Washington veranstaltet wurde und unter dem Thema »Neue Entdeckungen im Zusammenhang mit der atmosphärischen Luft« stand. Und sie gewannen den ersten Preis von 10 000 Dollar, die heute immerhin 150 000 Dollar wert wären. Argon, der Glücksbringer! Doch eigentlich hatten Rayleigh und Ramsay das Gas nur wiederentdeckt.

Ohne es zu wissen, fand Henry Cavendish aus Clapham, South London, Argon bereits über hundert Jahre zuvor. Der Chemiker interessierte sich für die Atmosphäre und schickte eine elektrische Entladung durch ein Gemisch aus Luft und Sauerstoff, wobei er die dabei entstandenen Reaktionsprodukte auffing. Aber wie lange er diesen Prozess auch fortsetzte, immer verblieb etwa ein Prozent der Luft, das chemisch nicht reagierte.

8 Moleküle auf unserem Planeten

Cavendish erkannte nicht, dass er auf ein neues gasförmiges Element gestoßen war, und seine Beobachtungen blieben über ein Jahrhundert lang unverstanden – aber sie waren nicht vergessen.

Die Wiederentdeckung des Argons wurde durch das scheinbar merkwürdige Verhalten von Stickstoff ausgelöst, dessen Dichte von seiner Herkunft abzuhängen schien: Stickstoff aus der Luft hatte eine Dichte von 1,257 Gramm pro Liter, bei Stickstoff, den man aus der Zerlegung von Ammoniakgas gewann, maß man dagegen 1,251 Gramm pro Liter. Rayleigh und Ramsay folgerten, dass entweder dem atmosphärischen Stickstoff ein schwereres oder dem chemisch entstandenen Stickstoff ein leichteres Gas beigemischt sein musste. Letztere Erklärung schien weniger wahrscheinlich, also richteten die beiden Forscher ihre Anstrengungen darauf, die »Zusammensetzung« des Luftstickstoffs aufzuklären.

Ramsay leitete eine Probe angeblich reinen Stickstoffs aus der Luft über erhitztes Magnesiummetall, das mit dem Gas zu einem Feststoff, Magnesiumnitrid, reagiert. Dabei blieb, ähnlich wie in Cavendishs Experimenten, stets ein Volumenprozent Gas übrig, das sich nicht mit dem Metall verband und um 30 Prozent dichter war als Stickstoff. Rayleigh und Ramsay folgerten aus der Untersuchung des Atomspektrums dieses Gases, dass es sich nur um ein neues Element handeln konnte, und sie wählten dessen Namen in Anlehnung an das griechische Wort *argos* für »faul«. 1904 wurde Ramsay der Nobelpreis für Chemie verliehen.

Inzwischen hat Argon, das ein Prozent der Atmosphäre ausmacht, industrielle Bedeutung gewonnen. Hunderte von Anlagen auf der ganzen Welt gewinnen das Gas aus verflüssigter Luft. Eine solche Apparatur verarbeitet im Schnitt 375 Tonnen Luft täglich und muss, dank moderner Computersteuerung, von nicht mehr als einer Handvoll Technikern überwacht werden. Diese Anlagen trennen die Luft in Sauerstoff, Stickstoff und Argon, die verflüssigt und in Tankern von 20 Tonnen Fassungsvermögen abtransportiert werden.

Besonders wichtig ist Argon für die Metallindustrie. In Stahlwerken verwendet man Argon als Inertgas, um geschmolzenes Eisen umzurühren, während man Sauerstoff hindurchleitet, um den Kohlenstoffgehalt einzustellen. Weiterhin dient Argon als Schutzgas, um heiße Metalle – zum Beispiel geschmolzenes Aluminium – beim Schweißen vor der Oxidation durch den Luftsauerstoff zu bewahren. Man benutzt dazu Lichtbogen-Schweißgeräte, die mittels Gleichstrom einen Funken erzeugen, der den Schweißstab schmilzt. Der Funke wird von einem Argonstrom umgeben; ein solches Schweißgerät verbraucht ungefähr zehn bis 20 Liter Argon

Ein Einzelgänger, faul, doch nützlich: Argon **9**

in der Minute. In der Kernenergietechnik schützt man Brennelemente während der Reinigung und Wiederaufarbeitung mit Argon. Ultrafeine Metallpulver, wie sie zur Herstellung hochwertiger Werkzeuglegierungen erforderlich sind, werden gewonnen, indem man einen Strahl flüssigen Argons mit einer Temperatur von -190 Grad Celsius auf einen Strahl des geschmolzenen Metalls treffen lässt. In einigen Hüttenwerken leitet man die Abluft durch einen Argonplasmastrahl und verhindert so, dass giftige Metallstäube in die Umwelt gelangen: Innerhalb eines solchen Plasmas werden die Argonatome elektrisch aufgeladen und dabei auf Temperaturen von $10\ 000$ Grad Celsius aufgeheizt, so dass sich die Staubpartikel zu Tropfen geschmolzenen Drecks zusammenballen.

Chirurgen verschweißen mit Argonlasern Arterien und töten Tumore ab. Den intensiven blauen Lichtstrahl dieser Laser machen sich auch Chemiker zunutze, um molekulare Zustände aufzuspüren, die nur eine Billionstelsekunde lang existieren.

Auch manches Konsumgut enthält Argon. So gibt man das Gas, da es ein schlechterer Wärmeleiter ist als Luft, zwischen die Scheiben von Verbundverglasungen, um die Isolationswirkung solcher Fenster zu verbessern. Auch die Gasfüllung von Leuchtstoffröhren und Glühlampen ist Argon; in den letzteren verteilt das Gas die vom Glühfaden abgestrahlte Wärme, ohne mit diesem selbst zu reagieren. Blaue Leuchtreklame enthält Argon – ein Hellblau erreicht man durch Zugabe von etwas Quecksilberdampf. Das exotischste Anwendungsgebiet des inerten Gases sind die Reifen mancher Luxuslimousinen, in denen es nicht nur den Gummi vor Sauerstoffangriff schützen, sondern auch die Fahrgeräusche vermindern soll.

Zahlreiche Anwendungen des Argons beruhen auf der absoluten Unreaktivität des Gases. Nichts bringt das Element dazu, sich mit anderen zu verbinden, nicht einmal höchste Temperaturen oder stärkste elektrische Entladungen. Bis jetzt widerstand es allen Versuchen der Chemiker, es mit anderen Atomen zu verknüpfen, und Argongas besteht ausnahmslos aus einzelnen Atomen. Selbst die wenigen bekannten argonhaltigen Verbindungen, die so genannten Clathrate (»Käfigverbindungen«), enthalten lediglich ungebundene Argonatome, eingeschlossen in Gitternetze größerer Moleküle.

Um unseren Planeten kreisen etliche Billionen Tonnen Argon, die sich im Verlaufe von Milliarden Jahren allmählich angesammelt haben. Der größte Teil des Gases stammt aus dem Zerfall eines radioaktiven Isotops des Elements Kalium, Kalium-40, mit einer Halbwertszeit von $1,28$ Milliarden Jahren. Nur 117 von einer Million Kaliumatome sind Kalium-40;

wenn die Zeit eines solchen Atoms gekommen ist, kann sich sein Kern entweder unter Aussendung eines β -Teilchens in Calcium-40 oder unter Einfang eines Elektrons der eigenen Hülle in Argon-40 verwandeln. Lediglich eines von zehn Atomen schlägt den letztgenannten Weg ein, doch besteht unsere Erde bereits etwa 4,6 Milliarden Jahre – lange genug, dass all das heute vorhandene Argon langsam, aber stetig entstehen konnte. Anhand der Zerfallsreihe von Kalium-40 lässt sich auch erklären, warum Argon (Ordnungszahl 19) eine größere Atommasse als Kalium (Ordnungszahl 20) hat: Das meiste Argon liegt als Isotop Argon-40 (mit der relativen Atommasse 40) vor, der größte Teil des Kaliums dagegen als Isotop Kalium-39 (mit der relativen Atommasse 39).

Löst sich das radioaktive Kalium-40 im Meer oder wird es im Boden oder einem Lebewesen verteilt, so entweicht Argon in die Atmosphäre. Ist das Kalium jedoch in Gestein eingeschlossen, kann auch das Argon nicht entkommen. Durch Messung des Verhältnisses von Kalium zu Argon in einem Mineral kann man daher auf dessen Alter schließen.

Argon gehört zu einer Gruppe von Elementen, die man als Edelgase bezeichnet. Die meisten von ihnen wurden zwischen 1895 und 1898 von Ramsay und Morris Travers entdeckt. Drei davon (neben Argon) wurden aus der Luft gewonnen: Neon (von griech. *neos* für »neu«), Krypton (von griech. *kryptos* für »versteckt«) und Xenon (von griech. *xenos* für »Fremder«). Ein viertes Gas, Helium, wurde wie Argon wiederentdeckt.

Helium, das leichteste Edelgas, wurde bereits 30 Jahre zuvor von Pierre Janssen aufgespürt. Dieser war nach Indien gereist, um eine totale Sonnenfinsternis zu beobachten, und bemerkte im Sonnenspektrum eine gelbe Linie, die er nicht erklären konnte – sie gehörte zu einem unbekanntem Element. Der Astronom Sir Norman Lockyer benannte das Gas nach dem griechischen Wort *helios* (Sonne) und vermutete, dass es auf der Erde nicht vorkommen könne. Doch Ramsay fand das Gas 1895 – nicht in der Luft, obwohl es darin in einem größeren Anteil enthalten ist als Krypton und Xenon, sondern als er einen Brocken Uranerz in Säure auflöste und die dabei aufgestiegenen Gasblasen analysierte. (Bei den α -Teilchen, die von den Kernen vieler radioaktiver Isotope emittiert werden, handelt es sich um Kerne von Heliumatomen. Diese lesen in Windeseile zwei Elektronen aus der Umgebung auf, so dass Heliumgas entsteht.)

Kommentar des Autors: Als ich in diesem Kapitel schrieb, dass überhaupt nichts mit Argon reagieren wird, unabhängig davon, wie hoch die Temperatur oder wie stark eine elektrische Ladung zur Zufuhr von Akti-

Ein Einzelgänger, faul, doch nützlich: Argon **11**

vierungsenergie auch sein mag, habe ich mich geirrt. Eine chemische Argonverbindung wurde im Jahr 2000 von Markku Räsänen an der Universität von Helsinki, Finnland, synthetisiert: Argonfluorohydrid (HArF). Dieses Molekül wurde aus einer Mischung aus festem Argon und festem Fluorwasserstoff hergestellt, die bei 7 K (-266 °C) mit intensivem UV-Licht bestrahlt wurde. Anschließend konnte HArF im Infrarotspektrum identifiziert werden. Die Verbindung zersetzte sich, als die Temperatur auf 27 K (-246 °C) erhöht wurde.