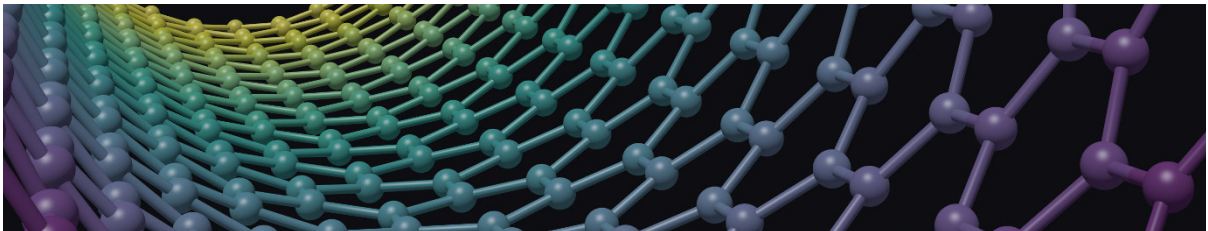


Ionische Flüssigkeiten – Flüssige Salze.....	276
Kunststoffe – Mit Neugier und Glück zu neuen Stoffen.....	278
Antibiotika – Mit den Waffen der Pilze gegen Bakterien.....	280
Glyphosat – Der umstrittene Unkraut-Killer.....	282
Tenside – Aktiv an Oberflächen.....	284
Maillard-Reaktion – Röststoffe: kross und duftend.....	286
Lebensmittelzusätze – Verdickungsmittel, Konservierungsstoffe und mehr.....	288
Kaffee – Ein Extrakt aus gerösteten Bohnen.....	290
Emulgatoren – Das Gelbe vom Ei in Saucen.....	292
Kaltes Leuchten – Fluoreszenz, Phosphoreszenz und Chemilumineszenz.....	294
8 Chemischer Ausblick.....	297
Fullerene – Nano-Fußbälle aus Kohlenstoff.....	298
Kohlenstoff-Nanoröhren – Aufgerollter Kohlenstoff.....	300
Graphen – Hauchdünne Lagen aus Kohlenstoff.....	302
Der Weltraumlift – Fahrstuhl zu den Sternen.....	304
Molekulare Maschinen – Wie man sie entwirft und baut.....	306
Werkzeuge aus Keramiken – Messerscharf und härter als Stahl.....	308
Fluoreszenzmikroskopie – Mit Leuchtfarbstoffen jenseits der Auflösungsgrenze.....	310
Kryo-Elektronenmikroskopie – Tiefe Einblicke in die Nanowelt des Lebens.....	312
Spinnenseide – Aus der Natur zur Biofabrikation.....	314
Aerogel – Ein anorganisches Leichtgewicht.....	316
Das gentechnische Werkzeug CRISPR – Mit Geneditierung Krankheiten herausschneiden?.....	318
Das Periodensystem der Elemente.....	320
Bildnachweis.....	321
Index.....	331





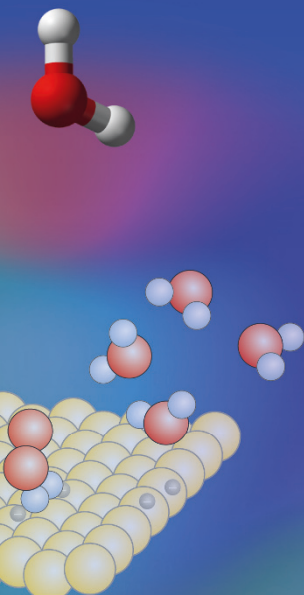
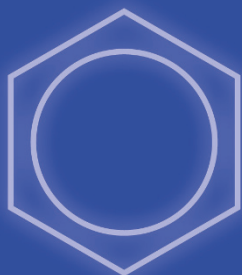
1 Die Basis der Chemie

Was geschieht, wenn sich Atome zu Molekülen verbinden? Woher wissen wir eigentlich, dass es Atome gibt? Was gibt Atomen ihre Eigenschaften und wie sehen sie in ihrem Inneren aus? Das sind die Grundfragen, mit denen sich das erste Kapitel dieses Buchs beschäftigt.

Bereits im antiken Griechenland vermuteten die Menschen, dass Materie aus kleinsten Bausteinen – den Atomen – besteht. Aber erst im frühen 20. Jahrhundert gelang es der Chemie und der Physik, die atomare Struktur der Materie offenzulegen und den inneren Aufbau der Atome zu entschlüsseln: Ein winziger massiver Atomkern bildet das Zentrum jedes Atoms, in dessen elektrischem Feld sich stehende Quantenwellen aus Elektronen ausbilden.

Viele der empirischen Erkenntnisse der Vergangenheit lassen sich so endlich verstehen: Jedes chemische Element hat einen festen Platz im Periodensystem, festgelegt durch die Zahl der Protonen in seinem Atomkern. Aus der Balance der Protonen und Neutronen im Atomkern ergibt sich, ob Atome stabil sind oder radioaktiv zerfallen. Die Elektronenwellen der Atomhülle legen wiederum das chemische Verhalten der Atome fest, wobei der zufällige Tanz der Atome und Moleküle eine chemische Reaktion vorantreibt – der Begriff der Entropie spielt daher eine wichtige Rolle. Katalysatoren können hier den Teilchen helfen, energetische Hürden zu überwinden.

Um das vielfältige Verhalten der Atome und Moleküle zu erfassen, haben sich in der Chemie viele Begriffe und Schreibweisen herausgebildet: praktische Formelschreibweisen für Reaktionen, anschauliche Darstellungsmöglichkeiten für Moleküle, quantitative Begriffe wie der pH-Wert sowie Faustregeln wie die Oktettregel. All dies und noch mehr behandelt dieses Kapitel.



Der Weg zum Atom

Warum Materie kein Kontinuum ist

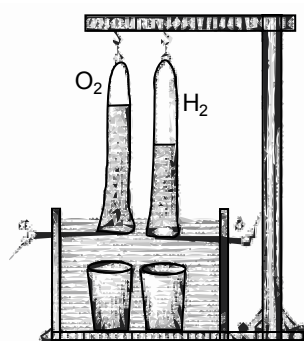
Woher wissen wir eigentlich, dass Materie aus Atomen aufgebaut ist? Erste Ideen dazu gab es schon im antiken Griechenland vor rund 2500 Jahren. Der Philosoph Leukipp und sein Schüler Demokrit vermuteten damals, Materie könne aus unteilbaren Bausteinen zusammengesetzt sein – entsprechend leitet sich unser moderner Begriff *Atom* vom griechischen Wort *átomos* (unteilbar) ab. Auch das Gegenkonzept, nach dem Materie ein beliebig teilbares Kontinuum ist, hatte seine Anhänger und war selbst am Ende des 19. Jahrhunderts noch nicht vom Tisch. Welche naturwissenschaftlichen Fakten sprechen demnach für Atome?

Ein erster Wegbereiter war die Erforschung der Gase im 18. und 19. Jahrhundert. Wenn man die Temperatur als mittlere Bewegungsenergie von Gasteilchen interpretierte, so konnte man die physikalischen Eigenschaften der Gase gut erklären. Insbesondere fand Amedeo Avogadro im Jahr 1811 heraus, dass bei festen Werten für Druck und Temperatur jedes Gas in einem gegebenen Volumen dieselbe Anzahl von Teilchen aufweisen

muss – egal um was für ein Gas es sich handelt. Bei Normalbedingungen (0 °C und Atmosphärendruck) sind das in 22,4 Litern Gas rund $6,022 \cdot 10^{23}$ Gasteilchen (also 1 mol ↓).

Neben Gasen geben auch feste Stoffe Hinweise auf ihre atomare Struktur. Wenn man sich vorstellt, dass die Atome darin wie harte Kugeln regelmäßig aufeinander geschichtet sind, dann kann man sich gut erklären, warum Kristalle an ihren Ecken und Kanten bestimmte Winkel ausbilden.

Ein weiterer Hinweis kommt aus der Chemie: Wenn sich beispielsweise Stickstoff und Sauerstoff miteinander verbinden, dann kann dies auf mehrere Arten geschehen: Das Gewichtsverhältnis von Stickstoff zu Sauerstoff kann 14:16 oder 14:32 sowie 28:16 betragen – und sogar weitere Verhältnisse sind möglich, wobei immer ein Vielfaches von 14 zu einem Vielfachen von 16 entsteht.



Erste quantitative Wasserelektrolyse durch Johann Wilhelm Ritter um das Jahr 1800. Da dabei nach der Formel $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2 + \text{O}_2$ doppelt so viele Wasserstoffmoleküle wie Sauerstoffmoleküle entstehen, nehmen diese nach Avogadro auch doppelt so viel Raum ein.

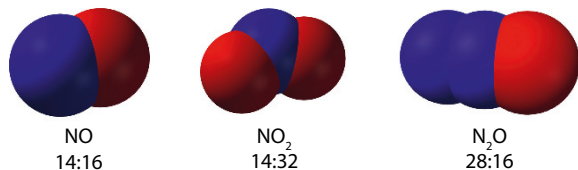
Calcitkristall (CaCO_3)



pH-Wert und Mol → S. 30

T. Fox Mach und Boltzmann heute Universität Wien, http://www.univie.ac.at/ivc/koll/FOX_machboltzmann.pdf

A. Einstein Über die von der molekularkinetischen Theorie der Wärme geforderte Bewegung von in ruhenden Flüssigkeiten suspendierten Teilchen Im Internet, z. B. unter <http://www.zbp.univie.ac.at/dokumente/einstein2.pdf>



3D-Modelle einiger Stickoxide (die Atome sind mit ihren Van-der-Waals-Radien gezeichnet) und ihre Proportionen

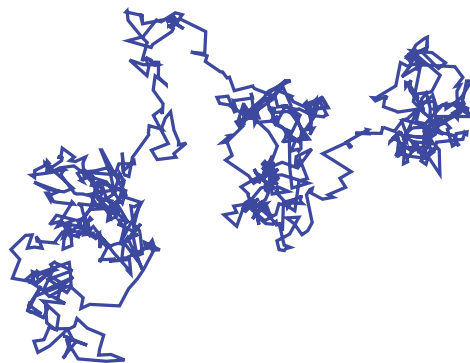
John Dalton erklärte im Jahr 1803 solche Mengenverhältnisse dadurch, dass sich ein oder mehrere Stickstoffatome mit einem oder mehreren Sauerstoffatomen zu einem Molekül verbinden. Dabei muss man dem Stickstoffatom das Gewicht 14 und dem Sauerstoffatom das Gewicht 16 in passenden Einheiten zuordnen. Dalton präsentierte damit ein überzeugendes Argument für die Existenz von Atomen, doch viele Physiker und Chemiker blieben skeptisch.

Um das Jahr 1880 gelang es Ludwig Boltzmann sogar, den zuvor unanschaulichen Begriff der Entropie (↓) aus der Zahl der mikroskopischen Verteilungsmuster der Atome in einem makroskopischen Körper abzuleiten. Hätte das nicht der endgültige Sieg der Atomhypothese sein müssen? Es gab jedoch immer noch ein Problem: Niemandem war es

je gelungen, ein Atom direkt nachzuweisen. Wenn man den Physiker Ernst Mach damals auf Atome ansprach, pflegte er deshalb skeptisch zu antworten: „Ham se welche gesehen?“



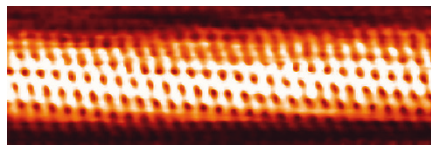
Ernst Mach (1838–1916). Er zweifelte an der realen Existenz von Atomen.



Die zufällige Brownsche Bewegung eines mikroskopischen Staubteilchens (simuliert)

Der Wendepunkt kam spätestens im Jahr 1905, als Albert Einstein die mikroskopischen Zitterbewegungen kleinster Staubteilchen (Brownsche Bewegung) durch die zufälligen Stöße von Molekülen erklärte und daraus quantitative Vorhersagen ableitete. Damit war es möglich geworden, die Auswirkung von Molekülstößen direkt zu beobachten und mit Einsteins Berechnungen zu vergleichen.

Heute sind wir in der Lage, mithilfe von Rastertunnelmikroskopen Atome auch leibhaftig sichtbar zu machen. Angesichts solcher Bilder hätte wohl auch Ernst Mach seine Zweifel fallen gelassen.



Aufnahme einer Kohlenstoff-Nanoröhre (↓) mit dem Rastertunnelmikroskop, das einzelne Kohlenstoffatome sichtbar macht

Was ist Entropie? → S. 22

Kohlenstoff-Nanoröhren → S. 300

