

Eine haarige Geschichte

„Man ist, was man isst – und das erkennt man auch am Haar.“ Die Erweiterung der geläufigen Redewendung stammt aus der Feder zweier amerikanischer Wissenschaftler. Der Ökologe Jim Ehleringer und der Chemiker Thure Cerling konnten zeigen, dass die Zusammensetzung des menschlichen Haares Rückschlüsse auf den Wohnort der betreffenden Person zulässt.

Lebewesen bestehen aus den gleichen chemischen Elementen wie der riesige unbelebte Teil des Universums. Zwei dieser Elemente sind Wasserstoff (H) und Sauerstoff (O), die zusammen Wasser (H_2O) bilden. Beide Elemente kommen in der Natur in natürlichen Varianten vor, die man als Isotope bezeichnet. Da die Atomkerne von Isotopen eines Elements unterschiedlich viele Neutronen enthalten, haben die Isotope zwar weitgehend dieselben chemischen Eigenschaften, sie unterscheiden sich jedoch in ihrer Masse.

Wenn Wasser aus den Weltmeeren verdunstet bilden sich Wolken, die über den Landmassen der Kontinente abregnen. Wassermoleküle, die aus schwereren H- und O-Isotopen bestehen, sind schwerer und neigen dazu, schnel-

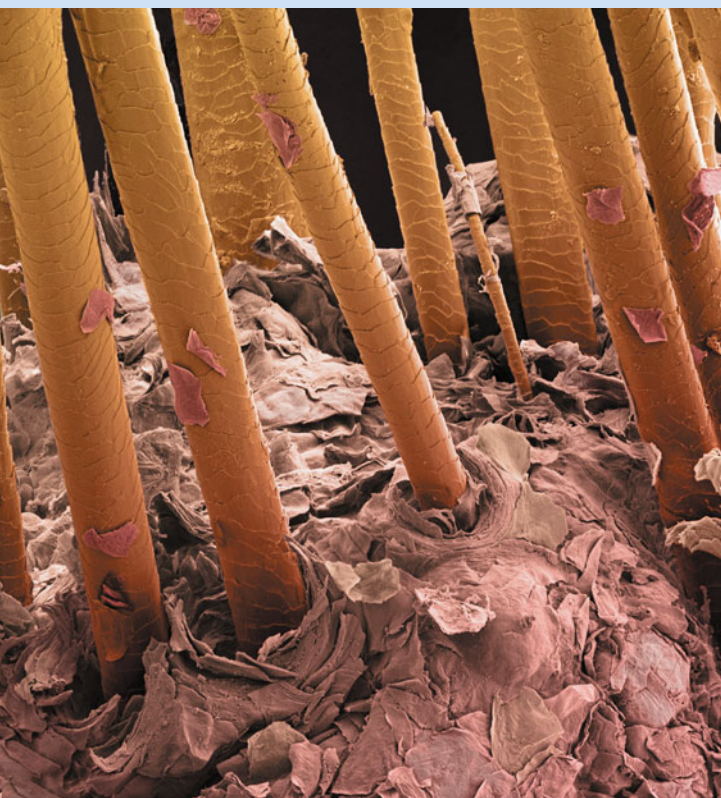
ler als Regentropfen auf die Erde zu fallen, als Wassermoleküle aus leichteren Isotopen. Außerdem ist warmer Regen eher schwerer als kalter Niederschlag. Menschen, die an der Küste oder in Regionen leben, in denen es häufig einen warmen Regen gibt, konsumieren daher schwereres Wasser und Nahrungsmittel, die mit dem schweren Wasser produziert wurden, als Menschen aus kälteren, kontinentalen Gebieten (vorausgesetzt natürlich, dass die Getränke und Nahrungsmittel auch aus der Region stammen, in der die Menschen leben). Und da man ist, was man isst, werden die schweren H- und O-Atome schließlich auch Bestandteil unseres Körpers.

Unser Haar enthält verhältnismäßig viele H- und O-Atome, von denen wiederum ein Großteil aus dem konsumierten Wasser stammt. Ehleringer und Cerling fragten sich, ob das Verhältnis von schweren zu leichten H- und O-Atomen im Haar dem Verhältnis entspricht, das im örtlichen Leitungswasser vorherrscht. Um dieser Frage nachzugehen, machten sich Ehleringers Frau und Cerlings Kinder mit einigen Freunden auf den Weg quer durch die USA, sammelten Haarschnipsel von Fußböden bei Friseuren und füllten Probengefäße mit dem vor Ort verfügbaren Leitungswasser. Im heimischen Labor untersuchten die beiden Wissenschaftler die Proben und siehe da: Die Isotopenverhältnisse im Haar spiegelten tatsächlich die Verhältnisse im örtlichen Leitungswasser wider.

Diese Information ist alleine schon faszinierend, doch sie ist möglicherweise auch sehr nützlich. Die Polizei könnte mithilfe dieser Methode Alibis von Verdächtigen überprüfen: „Sie behaupten, Sie hätten im vergangenen Monat in Montana gelebt? Ihrer Haarprobe nach zu urteilen, haben Sie sich aber in einem warmen Küstengebiet aufgehalten.“ Auf solchen Widersprüchen könnten dann weitere Nachforschungen aufbauen. Auch könnten Anthropologen Haarproben aus Gräbern untersuchen und so die Wanderungen menschlicher Populationen nachvollziehen.

Die Erkenntnis, dass Leben auf chemischen Vorgängen beruht und den allgemeinen Gesetzen der Chemie und der

Haare erzählen ganze Geschichten. Das Verhältnis von schwerem ^{18}O zu leichtem ^{16}O im Haarprotein spiegelt das Verhältnis der Isotope im örtlichen Leitungswasser wider.





Kostenlose Proben. Haarproben für die Wissenschaft gesucht? Kein Problem!

Physik folgt, ist verhältnismäßig neu in der Menschheitsgeschichte. Bis in das 19. Jahrhundert war das Konzept einer „vitalen Kraft“ oder „Lebenskraft“ (vom lateinischen *vitalis* für „Leben gebend“) verbreitet, von der man annahm, sie sei für das Leben verantwortlich. Diese „Lebenskraft“ trennte man strikt von den mechanistischen Kräften, die in Physik und Chemie eine Rolle spielen, und auch heute noch glauben viele Menschen an die Existenz einer derartigen Lebenskraft. Beispielsweise wird das „Ki“ der Japaner beziehungsweise das „Chi“ der Chinesen, aus dem man tatsächlich mentale und körperliche Kraft schöpfen kann, stark mit solchen Vorstellungen verbunden. Der Vitalismus hat also durchaus eine Existenzberechtigung im menschlichen Weltbild, hat aber nichts mit moderner Biologie zu tun. (Wobei natürlich gar nichts dagegen spricht, die physiologischen Grundlagen der Wirkungsweise etwa des Chi mit naturwissenschaftlichen Methoden zu erforschen.) Die naturwissenschaftliche, physiko-chemische Betrachtung des Lebens brachte die Biologie lawinenartig voran und bildet heute unter anderem die Grundlage der modernen Medizin und Landwirtschaft.

In diesem Kapitel

werden wir die Bestandteile der Materie besprechen: die Atome. Sie werden etwas über ihre Vielfalt und Eigenschaften erfahren und ihre Fähigkeit, sich mit anderen Atomen zu verbinden. Anschließend befassen wir uns mit den Veränderungen der Materie. Materie kann ihren physikalischen Zustand ändern (von fest zu flüssig zu gasförmig), aber auch chemische Umwandlungen durchlaufen. Danach geht es um die Struktur und Eigenschaften von Wasser und dessen Wechselwirkung mit Säuren und Basen.

Kapitelüberblick

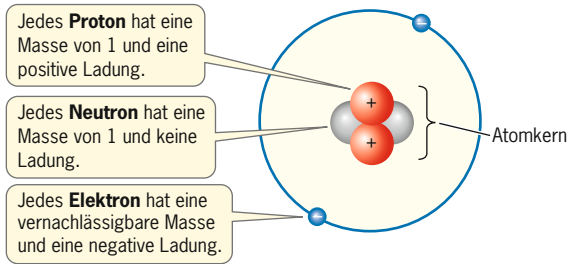
- 2.1 Wie beeinflusst der atomare Aufbau die Eigenschaften der Materie?
- 2.2 Wie verbinden sich Atome zu Molekülen?
- 2.3 Wie läuft der Partnerwechsel bei Atomen in chemischen Reaktionen ab?
- 2.4 Weshalb hat Wasser für das Leben eine so große Bedeutung?

2.1 Wie beeinflusst der atomare Aufbau die Eigenschaften der Materie?

Die gesamte Materie besteht aus **Atomen**, die so winzig sind, dass mehr als eine Billion (10^{12}) von ihnen auf den Punkt am Ende dieses Satzes passen könnten. Jedes Atom besteht aus einem dichten, positiv geladenen **Atomkern**, meist einfach Kern genannt, um den herum sich ein oder mehrere negativ geladene **Elektronen** bewegen (Abbildung 2.1). Der Kern enthält stets ein oder mehrere **Protonen** und kann ein oder mehrere **Neutronen** enthalten. Atome und ihre Bausteine besitzen Volumen und Masse; dies sind Eigenschaften jeder Materie. Die **Masse** ist ein Maß für die Menge der vorhandenen Materie; je größer die Masse, desto größer ist also die Menge der Materie.

Die Masse eines Protons dient als Standardmaßeinheit: die **Atommasseneinheit** (*amu*, von *atomic mass unit*) oder **Dalton** (benannt nach dem englischen Chemiker John Dalton). Ein einzelnes Proton oder Neutron hat eine Masse von etwa 1 Dalton (Da), was $1,7 \times 10^{-24}$ Gramm entspricht (0,000 000 000 000 000 000 001 7 g). Das ist bereits sehr klein, doch die Masse eines Elektrons ist mit 9×10^{-28} Gramm (0,0005 Da) noch geringer. Da die Masse eines Elektrons im Vergleich zur Masse eines Protons oder Neutrons extrem klein ist, kann man den Beitrag von Elektronen zur Masse eines Atoms bei Messungen und Berechnungen gewöhnlich vernachlässigen. Es sind jedoch die Elektronen, die bestimmen, wie Atome in chemischen Reaktionen interagieren.

Jedes Proton besitzt eine positive elektrische Ladung, die als +1 Ladungseinheit definiert ist. Ein Elektron besitzt eine negative Ladung, deren absoluter Betrag gleich dem des Protons ist, allerdings mit entgegengesetztem Vorzeichen; daher beträgt die Ladung eines Elektrons -1 . Das Neutron ist – wie sein Name nahelegt – elektrisch neutral, sodass seine Ladung 0 beträgt. Ungleiche Ladungen (+/–) ziehen einander an; gleiche Ladungen (+/+ oder –/–) sto-



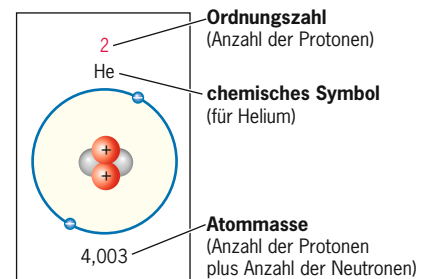
2.1 Das Heliumatom. Diese Darstellung eines Heliumatoms wird als Schalenmodell oder Bohr'sches Atommodell bezeichnet. In ihm ist der Raum, den der Kern einnimmt, übergroß dargestellt. Obwohl der Kern nahezu die gesamte Atommasse ausmacht, nimmt er nur ein 1/10 000 des Atomvolumens ein. Der Durchmesser eines Atoms beträgt etwa 1 Ångström ($1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$).

ßen einander ab. Atome sind elektrisch neutral: Die Anzahl der Protonen in einem Atom ist gleich der Anzahl der Elektronen.

Ein chemisches Element besteht nur aus einem einzigen Typ von Atomen

Ein **chemisches Element** ist eine Reinsubstanz, die nur einen Typ von Atomen enthält. Das Element Wasserstoff besteht nur aus Wasserstoffatomen, das Element Eisen besteht nur aus Eisenatomen. Die Atome jedes Elements besitzen bestimmte Merkmale oder Eigenschaften, die sie von den Atomen anderer Elemente unterscheiden. Zu die-

2.2 Das Periodensystem der Elemente. Im Periodensystem sind die chemischen Elemente nach ihren physikalischen und chemischen Eigenschaften angeordnet. Die Elemente 1 bis 92 kommen natürlich vor; Elemente mit einer Ordnungszahl über 92 wurden im Labor erzeugt.



Die sechs gelb unterlegten Elemente stellen 98% der Masse der meisten Lebewesen.

Elemente in den Spalten (Gruppen) haben ähnliche Eigenschaften, da sie die gleiche Anzahl an Elektronen auf ihren äußersten Schalen besitzen.

Orange unterlegte Elemente liegen in kleiner Menge in vielen Organismen vor.

In Klammern angegebene Atommassen weisen auf instabile Elemente hin, die rasch zerfallen und andere Elemente bilden.

Elemente ohne chemisches Symbol haben noch keinen offiziellen Namen.

1 H 1,0079	2 He 4,003	3 Li 6,941	4 Be 9,012	5 B 10,81	6 C 12,011	7 N 14,007	8 O 15,999	9 F 18,998	10 Ne 20,179	11 Na 22,990	12 Mg 24,305	13 Al 26,982	14 Si 28,086	15 P 30,974	16 S 32,06	17 Cl 35,453	18 Ar 39,948	19 K 39,098	20 Ca 40,08	21 Sc 44,956	22 Ti 47,88	23 V 50,942	24 Cr 51,996	25 Mn 54,938	26 Fe 55,847	27 Co 58,933	28 Ni 58,69	29 Cu 63,546	30 Zn 65,38	31 Ga 69,72	32 Ge 72,59	33 As 74,922	34 Se 78,96	35 Br 79,909	36 Kr 83,80
37 Rb 85,4778	38 Sr 87,62	39 Y 88,906	40 Zr 91,22	41 Nb 92,906	42 Mo 95,94	43 Tc (99)	44 Ru 101,07	45 Rh 102,906	46 Pd 106,4	47 Ag 107,870	48 Cd 112,41	49 In 114,82	50 Sn 118,69	51 Sb 121,75	52 Te 127,60	53 I 126,904	54 Xe 131,30	55 Cs 132,905	56 Ba 137,34	71 Lu 174,97	72 Hf 178,49	73 Ta 180,948	74 W 183,85	75 Re 186,207	76 Os 190,2	77 Ir 192,2	78 Pt 195,08	79 Au 196,967	80 Hg 200,59	81 Tl 204,37	82 Pb 207,19	83 Bi 208,980	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)
87 Fr (223)	88 Ra 226,025	103 Lr (260)	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (266)	107 Bh (264)	108 Hs (269)	109 Mt (268)	110 Ds (281)	111 Rg (280)	112 Cn (277)	113 (285)	114 (289)	115 (289)	116 (289)	117 (293)	118 (293)																		
Lanthaniden		57 La 138,906	58 Ce 140,12	59 Pr 140,9077	60 Nd 144,24	61 Pm (145)	62 Sm 150,36	63 Eu 151,96	64 Gd 157,25	65 Tb 158,924	66 Dy 162,50	67 Ho 164,930	68 Er 167,26	69 Tm 168,934	70 Yb 173,04																				
Actiniden		89 Ac 227,028	90 Th 232,038	91 Pa 231,0359	92 U 238,02	93 Np 237,0482	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)																				

sen Eigenschaften gehören ihre Masse, wie sie miteinander in Wechselwirkung treten und welche Verbindungen sie mit anderen Atomen eingehen.

Die mehr als 100 Elemente, die im Universum existieren, sind im Periodensystem der Elemente angeordnet (Abbildung 2.2). Jedes Element besitzt sein eigenes chemisches Symbol, das aus einem oder zwei Buchstaben besteht. So steht zum Beispiel H für Wasserstoff und O für Sauerstoff. Viele Symbole leiten sich aus antiken Sprachen ab, wie Fe für Eisen (vom lateinischen *ferrum*) und H für Wasserstoff (vom griechisch-lateinischen *hydrogenium*).

Die Elemente des Periodensystems kommen nicht in gleicher Menge vor. Sterne haben einen Überfluss an Wasserstoff und Helium. Die Erdkruste und die Krusten der benachbarten Planeten bestehen fast zur Hälfte aus Sauerstoff, zu 28 Prozent aus Silicium, zu acht Prozent aus Aluminium, zu je zwei bis fünf Prozent aus Natrium, Magnesium, Kalium, Calcium und Eisen sowie aus sehr kleinen Mengen der anderen Elemente.

Etwa 98 Gewichtsprozent der lebenden Substanz aller Organismen (seien es Bakterien, Pflanzen oder Menschen) besteht aus nur sechs Elementen: Kohlenstoff, Wasserstoff, Stickstoff, Sauerstoff, Phosphor und Schwefel. Die Chemie dieser sechs Grundelemente des Lebens wird uns hier hauptsächlich beschäftigen, doch auch andere Elemente sind wichtig. Natrium und Kalium sind beispielsweise essenziell für die Nervenfunktion; Calcium kann als biologisches Signal fungieren und verstärkt Knochen, Schalen und Panzer; Jod ist Bestandteil eines lebenswichtigen Hormons; Pflanzen benötigen Magnesium als Teil ihres grünen Farbstoffs (Chlorophyll). Die physikalischen und chemischen (reaktiven) Eigenschaften der Atome hängen von der Zahl der subatomaren Partikel ab, die sie enthalten.

Die chemischen Elemente unterscheiden sich in der Anzahl der Protonen

Ein bestimmtes chemisches Element unterscheidet sich von anderen chemischen Elementen durch die Anzahl der Protonen im Atomkern. Diese Zahl der Protonen wird als **Ordnungszahl** bezeichnet; sie ist für jedes Element charakteristisch und verändert sich nicht. Ein Heliumatom besitzt zwei Protonen und die Ordnungszahl ist 2; ein Sauerstoffatom besitzt acht Protonen und die Ordnungszahl ist 8.

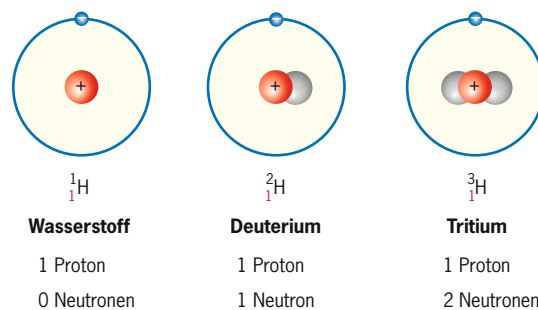
Neben der festgelegten Anzahl an Protonen enthält jedes Element – außer Wasserstoff – ein oder mehrere Neutronen in seinem Kern. Die **Massenzahl** eines Atoms gibt die Gesamtzahl der Protonen und Neutronen im Kern an. So enthält der Kern eines Kohlenstoffatoms sechs Protonen und sechs Neutronen und besitzt die Massenzahl 12. Sauerstoff besitzt acht Protonen und acht Neutronen und

hat die Massenzahl 16. Die Massenzahl entspricht der Masse des Atoms in Dalton (siehe unten).

Laut Konvention schreibt man unmittelbar vor dem chemischen Symbol eines Elements die Ordnungszahl als tiefgestellte Ziffer links unten und die Massenzahl als hochgestellte Ziffer links oben. Wasserstoff, Kohlenstoff und Sauerstoff werden daher mit ${}^1_1\text{H}$, ${}^{12}_6\text{C}$ und ${}^{16}_8\text{O}$ angegeben.

Isotope unterscheiden sich in der Anzahl ihrer Neutronen

Bei vielen Elementen variiert die Anzahl der Neutronen im Atomkern. Verschiedene **Isotope (Nuclide)** ein und desselben Elements besitzen alle dieselbe Zahl an Protonen, unterscheiden sich jedoch in der Anzahl der Neutronen. Viele Elemente besitzen eine ganze Reihe an Isotopen. Die hier dargestellten Isotope des Wasserstoffs haben im Gegensatz zu den Isotopen vieler anderer Elemente einen besonderen Namen.



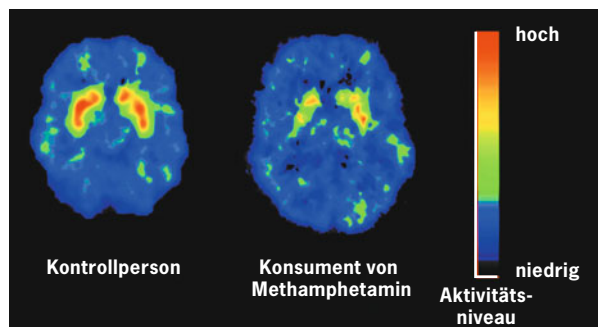
Die natürlichen Isotope des Kohlenstoffs sind beispielsweise ${}^{12}\text{C}$ (sechs Neutronen im Kern), ${}^{13}\text{C}$ (sieben Neutronen) und ${}^{14}\text{C}$ (acht Neutronen); gesprochen werden sie C-Zwölf, C-Dreizehn und C-Vierzehn. Sie alle besitzen sechs Protonen, sodass es sich in allen Fällen um Kohlenstoff handelt. Die meisten Kohlenstoffatome liegen als ${}^{12}\text{C}$ vor, ungefähr 1,1 Prozent als ${}^{13}\text{C}$ und ein winziger Bruchteil als ${}^{14}\text{C}$. Ein besonderer Vorteil für die Durchführung biomedizinischer und biologischer Versuche ist, dass alle Isotope eines Elements weitgehend dieselbe chemische Reaktivität besitzen.

Die **Atommasse** (oder das **Atomgewicht**) eines Elements ist der Durchschnitt der Massenzahlen einer repräsentativen Stichprobe von Atomen des Elements, in der alle Isotope in ihrem natürlicherweise vorkommenden Verhältnis enthalten sind. So ist die Atommasse von Kohlenstoff als 12,011 berechnet worden. Die Stellen hinter dem Komma resultieren aus den Gewichtsanteilen, die alle Isotope des Elements im Durchschnitt zur Atommasse beitragen.

Die meisten Isotope sind stabil. Manche jedoch, die als **radioaktive Isotope** (Radioisotope, Radionuclide) bezeichnet werden, sind instabil und setzen aus dem Atomkern spontan Energie in Form von α (Alpha)-, β (Beta)- oder γ (Gamma)-Strahlung frei. Ein derartiger radioaktiver Zerfall verwandelt das Originalatom in ein anderes Atom. Die Art der Umwandlung ist abhängig von dem Radioisotop. Bei einigen Isotopen verändert sich dadurch die Zahl der Protonen, sodass durch den Zerfall ein anderes Element entsteht.

Wissenschaftler verfügen über sehr empfindliche Geräte, mit denen sich über die freiwerdende Strahlung die jeweiligen Radioisotope nachweisen lassen. Verarbeitet man beispielsweise einem Regenwurm Nahrung, die radioaktive Isotope enthält, kann man den Weg des Wurms durch den Boden mithilfe eines einfachen Detektors, Geiger-Zähler genannt, verfolgen. In lebenden Organismen liegen die meisten Atome fest zu **Molekülen** assoziiert vor. Wird ein Radioisotop in ein Molekül eingebaut, wirkt es wie eine Markierung, die es dem Wissenschaftler oder Arzt erlaubt, den Weg des Moleküls in einem Experiment oder im Körper des Patienten zu verfolgen (Abbildung 2.3). Radioisotope werden auch verwendet, um das Alter von Fossilien zu bestimmen, eine Anwendung, die in Abschnitt 25.1 beschrieben wird.

Einerseits sind radioaktive Isotope für die Forschung und die Medizin nützlich, andererseits können schon geringe Strahlungsdosen Moleküle und Zellen schädigen. Diese schädliche Wirkung ist jedoch manchmal auch vorteilhaft; so wird die Strahlung von ^{60}Co (Cobalt-60) in der Medizin auch für die Bekämpfung von Tumorzellen eingesetzt.



2.3 Markierung des Gehirns. Um diese Aufnahmen erstellen zu können, wurde Probanden radioaktiv markierter Zucker verabreicht. Ziel war es, Unterschiede nachzuweisen zwischen der Gehirnaktivität einer gesunden Person und einer drogenabhängigen Person, die Methamphetamin (Speed) konsumiert. Je aktiver eine Gehirnregion ist, umso mehr Zucker nimmt sie als Energiequelle auf. Das Gehirn der gesunden Person (links) zeigt mehr Aktivität in dem Areal, das für das Gedächtnis verantwortlich ist (rot), als es im Gehirn der drogenabhängigen Person der Fall ist.

Die Verteilung der Elektronen bestimmt die chemischen Eigenschaften eines Atoms

Die elementspezifische Zahl an Elektronen legt fest, wie das Atom mit anderen Atomen reagieren wird. Biologen sind daran interessiert, wie chemische Veränderungen in lebenden Zellen stattfinden. Bei der Betrachtung von Atomen befassen sie sich hauptsächlich mit den Elektronen, da deren Verhalten erklärt, wie **chemische Reaktionen** ablaufen. Chemische Reaktionen verändern die atomare Zusammensetzung von Substanzen und damit ihre Eigenschaften. Sie gehen in der Regel einher mit einer Umverteilung von Elektronen zwischen den Atomen.

Der genaue Ort eines bestimmten Elektrons in einem Atom zu einem gegebenen Zeitpunkt kann nicht exakt bestimmt werden. Wir können nur einen Raum innerhalb des Atoms beschreiben, wo sich das Elektron wahrscheinlich aufhält. Der Raum, in dem sich das Elektron mindestens zu 90 Prozent der Zeit befindet, ist das **Orbital** dieses Elektrons. Orbitale haben eine charakteristische Form und Orientierung im Raum. Ein bestimmtes Orbital in einem Atom kann höchstens durch zwei Elektronen besetzt sein (Abbildung 2.4). Daher muss jedes Atom, das größer ist als Helium (Ordnungszahl 2), Elektronen in zwei oder mehr Orbitalen besitzen. Bewegt man sich im Periodensystem von den leichteren zu den schwereren Elementen, werden die Orbitale in einer bestimmten Abfolge mit Elektronen besetzt; die Orbitale bilden eine Reihe von **Elektronenschalen** oder Energieebenen um den Atomkern.

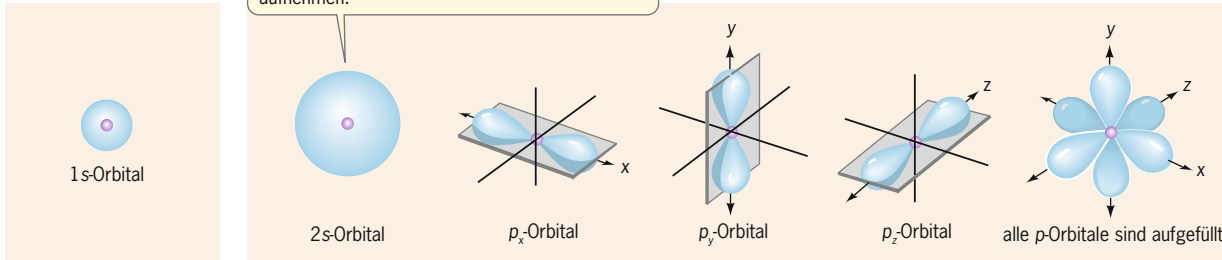
- **Erste Schale:** Die innerste Elektronenschale besteht aus nur einem Orbital, dem sogenannten *s*-Orbital. Wasserstoff (${}_1\text{H}$) trägt nur ein Elektron auf dieser ersten Schale; Helium (${}_2\text{He}$) hat dort zwei Elektronen. Alle anderen Elemente besitzen zwei Elektronen auf der ersten Schale und außerdem Elektronen auf weiteren Schalen.
- **Zweite Schale:** Die zweite Schale besteht aus vier Orbitalen (einem *s*-Orbital und drei *p*-Orbitalen) und kann daher bis zu acht Elektronen aufnehmen. Wie in Abbildung 2.4 dargestellt, hat das *s*-Orbital die Form einer Kugel, während die *p*-Orbitale hantelförmig sind und im rechten Winkel zueinander liegen. Die Orientierung dieser Orbitale im Raum beeinflusst die dreidimensionale Gestalt der Moleküle, in denen Atome mit anderen Atomen verbunden sind.
- **Weitere Schalen:** Elemente mit mehr als zehn Elektronen besitzen drei oder mehr Elektronenschalen. Je weiter eine Schale vom Atomkern entfernt ist, umso höher ist das Energieniveau eines Elektrons auf dieser Schale.

Zuerst füllen sich die beiden *s*-Orbitale mit Elektronen; ihre Elektronen haben das niedrigste Energieniveau. Darauf folgende Schalen besitzen unterschiedlich viele Orbi-

Erste Schale:
Die beiden dem Atomkern am nächsten liegenden Elektronen bewegen sich auf dem kugelförmigen 1s-Orbital, das die erste Elektronenschale ausmacht.

Zweite Schale:
Zwei Elektronen besetzen das 2s-Orbital, eines von vier Orbitalen der zweiten Elektronenschale. Die zweite Schale kann insgesamt acht Elektronen aufnehmen.

2.4 Elektronenschalen und Orbitale. Jedes Orbital kann maximal zwei Elektronen enthalten. Die s-Orbitale haben ein niedrigeres Energieniveau und werden vor den p-Orbitalen mit Elektronen aufgefüllt.



Web Activity 2.1 • Electron Orbitals

Zwei Elektronen bilden ein hantelförmiges p_x -Orbital auf der x-Achse, ...

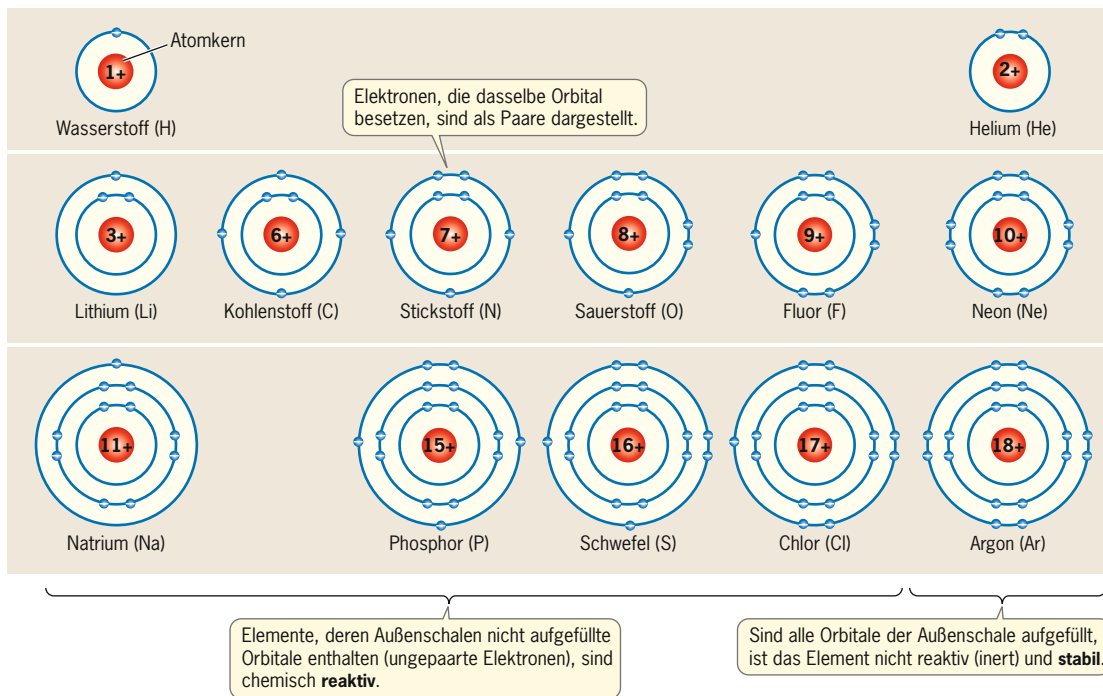
... zwei weitere füllen das p_y -Orbital ...

... und zwei füllen das p_z -Orbital.

Sechs Elektronen füllen alle drei p-Orbitale.

äußerste Schale enthält jedoch gewöhnlich nur maximal acht Elektronen. Bei jedem Atom bestimmt die äußerste Schale, die **Valenzschale**, wie es mit anderen Atomen interagiert – wie es sich chemisch verhält. Wenn eine

äußerste Schale, die aus vier Orbitalen besteht, acht Elektronen enthält, liegen keine ungepaarten Elektronen vor. Ein derartiges Atom ist stabil und wird nicht mit anderen Atomen reagieren (Abbildung 2.5). Beispiele für che-



2.5 Elektronenschalen bestimmen die Reaktivität von Atomen. Jede Schale enthält eine definierte maximale Anzahl an Elektronen. Jede Schale muss zunächst vollständig mit Elektronen aufgefüllt sein, bevor Elektronen die nächste Schale besetzen können. Das Energieniveau von Elektronen auf Schalen, die weiter vom Atomkern entfernt sind, ist höher als bei Schalen, die näher am Kern liegen. Ein Atom mit ungepaarten Elektronen auf der Außenschale kann mit anderen Atomen reagieren (eine Verbindung eingehen).

misch stabile Elemente sind die Edelgase Helium, Neon und Argon; man bezeichnet ihren Elektronenzustand daher als **Edelgaskonfiguration**. Im Gegensatz dazu können Atome, die ein oder mehrere ungepaarte Elektronen auf ihren Außenschalen besitzen, mit anderen Atomen reagieren.

Atome mit ungepaarten Elektronen (das heißt teilweise gefüllten Orbitalen) auf ihrer äußeren Schale sind dagegen instabil und werden mit anderen Atomen reagieren, um ihre äußere Schale mit Elektronen aufzufüllen. Reaktionsfreudige Atome können einen stabilen Zustand erreichen, indem sie Elektronen mit anderen Atomen teilen oder indem sie ein oder mehrere Elektronen an andere Atome abgeben oder von diesen aufnehmen. Dabei werden die beteiligten Atome miteinander fest zu Molekülen verbunden. In stabilen Molekülen haben die Atome gewöhnlich acht Elektronen auf ihrer äußersten Schale – ein Phänomen, das als **Oktett-Regel** bezeichnet wird. Eine Vielzahl von Atomen in biologisch wichtigen Molekülen – wie Kohlenstoff (C), Stickstoff (N) und Sauerstoff (O) – folgt dieser Regel. Eine bedeutende Ausnahme ist der Wasserstoff (H), da er mit nur zwei Elektronen auf seiner einzigen Schale (die nur aus dem s-Orbital besteht) stabil ist.

2.1 Wiederholung

Die belebte Welt ist aus den gleichen chemischen Elementen aufgebaut wie der Rest des Universums. Ein Atom besteht aus einem Atomkern mit Protonen und Neutronen sowie einer charakteristischen Verteilung von Elektronen auf den Orbitalen um den Kern. Diese Elektronenverteilung bestimmt die chemischen Eigenschaften des Atoms.

- Beschreiben Sie die Anordnung von Protonen, Neutronen und Elektronen in einem Atom. (Siehe Abbildung 2.1.)
- Identifizieren Sie mithilfe des Periodensystems Ähnlichkeiten und Unterschiede im Atomaufbau verschiedener Elemente (zum Beispiel von Sauerstoff, Kohlenstoff und Helium). Wie wirkt sich die Konfiguration auf der Valenzschale auf die Position eines Elements im Periodensystem aus? (Siehe Seite 29 und Abbildungen 2.2 und 2.5.)
- Warum erreicht ein reaktives Atom durch Verbindung mit einem anderen Atom mehr Stabilität? (Siehe Seite 32 und Abbildung 2.5.)

Sie haben die eigentlichen Akteure auf der biochemischen Bühne kennengelernt – die Atome. Und Sie haben erfahren, wie die Energieniveaus von Elektronen das atomare „Streben nach Stabilität“ antreiben. Als Nächstes werden wir die verschiedenen Arten chemischer Bindungen besprechen. Sie führen zur angestrebten Stabilität und verbinden Atome miteinander zu sehr unterschiedlichen Molekülen, die gegenüber ihren atomaren Bausteinen ganz neuartige Eigenschaften aufweisen.

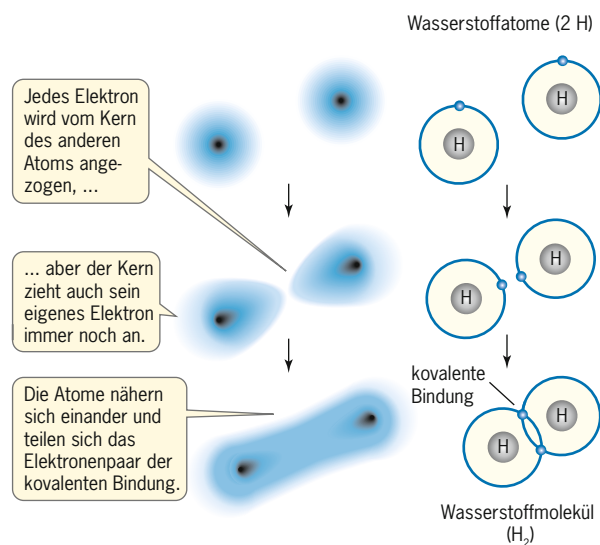
2.2 Wie verbinden sich Atome zu Molekülen?

Eine **chemische Bindung** ist eine Anziehungskraft, die zwei Atome mehr oder weniger fest aneinanderheftet. Es gibt mehrere Arten chemischer Bindungen (Tabelle 2.1). In diesem Abschnitt werden wir zuerst die kovalente Bindung betrachten, eine starke Bindung, die aus dem Besitz von gemeinsamen Elektronenpaaren resultiert. Dann werden wir die Ionenbindung behandeln; sie entsteht, wenn Atome Elektronen dazugewinnen oder verlieren, um Stabilität zu erreichen. Anschließend untersuchen wir nicht-kovalente Bindungen, darunter Wasserstoffbrücken, die viel schwächer als kovalente Bindungen sind, aber in der Biologie eine außerordentlich wichtige Rolle spielen.

 **Animated Tutorial 2.1** • Chemical Bond Formation


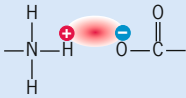
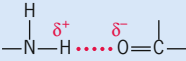
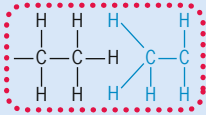

Kovalente Bindungen bestehen aus gemeinsamen Elektronenpaaren

Eine **kovalente Bindung** entsteht, wenn zwei Atome Stabilität erreichen, indem sie auf ihren Außenschalen ein oder mehrere Elektronenpaare teilen. Betrachten Sie in Abbildung 2.6 die zwei Wasserstoffatome, die sich sehr nahe kommen und von denen jedes ein einzelnes ungepaartes Elektron auf seiner Außenschale besitzt. Finden sich diese



2.6 In kovalenten Bindungen werden Elektronen gemeinsam genutzt. Zwei Wasserstoffatome können sich zu einem Wasserstoffmolekül verbinden. Eine kovalente Bindung entsteht, wenn sich die Elektronenorbitale der beiden Atome überlappen.

Tabelle 2.1 Chemische Bindungen und Wechselwirkungen

Bezeichnung	Art der Wechselwirkung	Struktur	typische Bindungsenergie* (kJ/mol)
kovalente Bindung	gemeinsame Elektronenpaare		200–400
Ionenbindung	elektrostatisch zwischen permanenten gegensätzlichen Ladungen		im Salzkristall 200–400, in Lösung je nach Abstand deutlich niedriger
Wasserstoffbrücke (Wasserstoffbindung)	elektrostatisch zwischen einem Wasserstoffatom mit Teilladung δ^+ und einem anderen Atom mit Teilladung δ^-		20
hydrophobe Wechselwirkung	zwischen unpolaren Molekülen in polarem Medium wie Wasser		4–8
Van-der-Waals-Kräfte	elektrostatisch zwischen unpolaren Molekülen durch temporär ungleiche Elektronenverteilung		2

* Bindungsenergie ist diejenige Energiemenge, die benötigt wird, um zwei verbundene oder interagierende Atome zu trennen.

Elektronen zu einem Paar zusammen, dann entsteht eine stabile Verbindung zwischen beiden Atomen, eine kovalente Bindung. Das Ergebnis ist ein Wasserstoffmolekül (H_2).

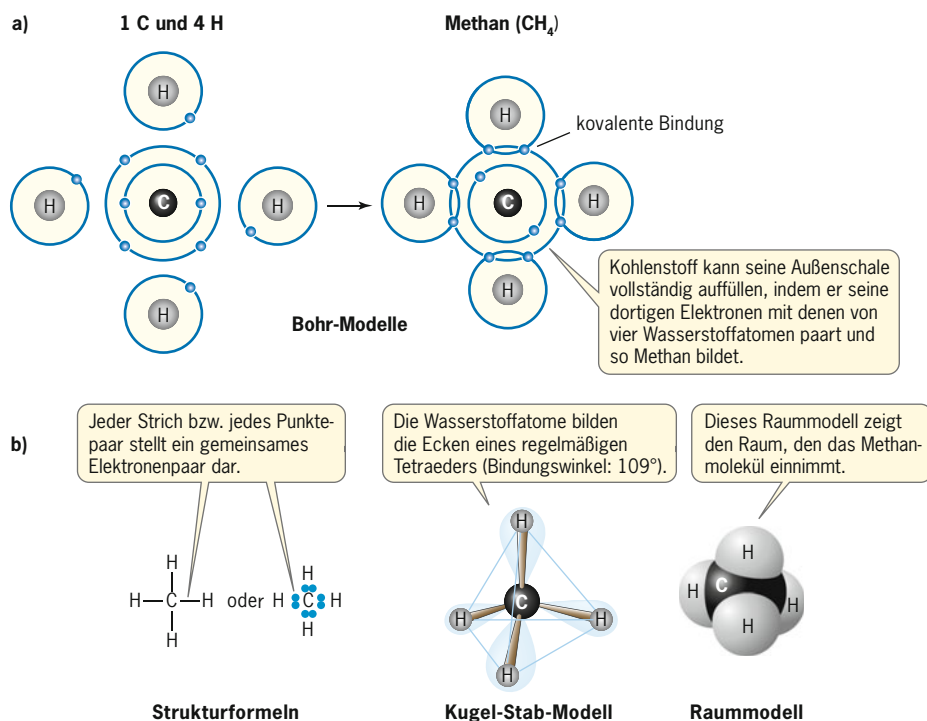
Ein Molekül, das aus zwei oder mehr Elementen besteht, die in einem festgelegten Verhältnis zueinander stehen, wird als **Verbindung** bezeichnet. Einige Beispiele für Verbindungen sind Wasser (H_2O), Methan (CH_4) und Saccharose (Rohrzucker, $C_{12}H_{22}O_{11}$). In der Summenformel verwendet man die chemischen Symbole, um die verschiedenen Elemente in der Verbindung zu bezeichnen, und tiefgestellte Ziffern, um ihre jeweilige Anzahl anzugeben. Jede Verbindung hat eine **Molekülmasse** (ein **Molekulargewicht**), das sich aus der Summe der Massen aller ihrer Atome ergibt. Mithilfe des Periodensystems in Abbildung 2.2 lässt sich die Molekülmasse der drei oben erwähnten Verbindungen berechnen (16,04; 18,01; 342,29). Kovalente Bindungen spielen in allen organischen Molekülen eine Hauptrolle. Viele biologische Makromoleküle weisen ganz erhebliche Molekülmassen auf. Bei Proteinen etwa sind Molekülmassen zwischen 10 000 und 100 000 gängig, aber es gibt auch Fälle mit einer Million und mehr. Ein DNA-Molekül aus einer Million Basenpaaren hat eine Molekülmasse von über einer halben Milliarde. (Während die Molekülmasse in Dalton angegeben wird, ist das Molekulargewicht dimensionslos.)

Wie werden kovalente Bindungen in einem Methanmolekül (CH_4) gebildet?

Ein Kohlenstoffatom besitzt insgesamt sechs Elektronen; zwei Elektronen füllen die innere Schale und vier ungepaarte Elektronen befinden sich auf der Außenschale. Da auf der Außenschale bis zu acht Elektronen Platz finden, kann ein Kohlenstoffatom Elektronen mit vier anderen Atomen teilen – es kann also vier kovalente Bindungen eingehen (Abbildung 2.7a). Reagiert ein Kohlenstoffatom mit vier Wasserstoffatomen, bildet sich Methan (CH_4). Dank der gemeinsamen Elektronenpaare ist die Außenschale des Kohlenstoffatoms mit acht Elektronen gefüllt – eine stabile Edelgaskonfiguration (nämlich die von Neon). Und auch die Außenschale jedes Wasserstoffatoms ist mit

Tabelle 2.2 Anzahl möglicher kovalenter Bindungen (Wertigkeit) einiger biologisch wichtiger chemischer Elemente

Element	übliche Anzahl kovalenter Bindungen
Wasserstoff (H)	1
Sauerstoff (O)	2
Schwefel (S)	2
Stickstoff (N)	3
Kohlenstoff (C)	4
Phosphor (P)	5



2.7 Durch eine kovalente Bindung entstehen Verbindungen. a) Bohr-Modelle (Bohr'sche Atommodelle), die die Bildung von kovalenten Bindungen in Methan (Summenformel CH₄) zeigen. Die Elektronen sind auf den Schalen um den Atomkern dargestellt. b) Drei weitere Möglichkeiten, um die räumliche Struktur des Methans darzustellen. Das Kugel-Stab-Modell und das Raummodell (Kalottenmodell) geben die räumliche Anordnung der Bindungen wieder. Da sich die vier Bindungen gleich stark abstoßen, sitzen die Wasserstoffatome in den vier Ecken eines regelmäßigen Tetraeders. Der Bindungswinkel beträgt 109 Grad. Das Raummodell stellt die raumfüllende Struktur und die Oberfläche des Moleküls dar. In den folgenden Kapiteln werden verschiedene Darstellungsformen für Moleküle verwendet. Es handelt sich jeweils um Modelle, die bestimmte Eigenschaften hervorheben, und nicht um möglichst genaue Abbilder der Realität.

zwei Elektronen gesättigt (die Edelgaskonfiguration von Helium). Vier kovalente Bindungen – jede aus einem gemeinsamen Elektronenpaar bestehend – halten das Methanmolekül zusammen. Abbildung 2.7b zeigt verschiedene Arten der Darstellung der Molekülstruktur von Methan. Wie Sie dort auch sehen, besetzen die vier Wasserstoffatome die Ecken eines Tetraeders um das zentrale Kohlenstoffatom. In Tabelle 2.2 sind die kovalenten Bindungsmöglichkeiten einiger biologisch wichtiger Elemente aufgeführt.

Bindungsstärke und Stabilität Kovalente Bindungen sind sehr stark; es ist also viel Energie notwendig, um sie zu spalten. Bei Temperaturen, unter denen Leben existiert, sind die kovalenten Bindungen von Biomolekülen vergleichsweise stabil; das gilt auch für ihre dreidimensionalen Strukturen. Wie Sie jedoch sehen werden, schließt diese Stabilität Veränderungen nicht aus.

Räumliche Ausrichtung Für ein gegebenes Paar an Elementen – zum Beispiel für Wasserstoff, der an Kohlenstoff

gebunden ist – sind Länge und Winkel der kovalenten Bindung immer gleich, unabhängig von anderen Bindungen, die in einem größeren Molekül vorkommen. So sind im Methan, wie bereits erwähnt, die vier gefüllten Orbitale um das Kohlenstoffatom so ausgerichtet, dass die gebundenen Wasserstoffatome in die Ecken eines regelmäßigen Tetraeders weisen, dessen Zentrum der Kohlenstoff bildet (siehe Abbildung 2.7b). Selbst wenn der Kohlenstoff vier andere Atome bindet als Wasserstoff, bleibt diese dreidimensionale Orientierung weitestgehend erhalten. Die Ausrichtung der kovalenten Bindungen im Raum verleiht den Molekülen ihre dreidimensionale Gestalt, die entscheidend zur biologischen Funktion der Moleküle beiträgt, wie Sie in Kapitel 3 sehen werden.

Kovalente Mehrfachbindungen Eine kovalente Bindung wird durch einen Strich zwischen den chemischen Symbolen der verbundenen Atome dargestellt:

■ Bei einer Einfachbindung wird ein einziges Elektronenpaar gemeinsam genutzt (zum Beispiel H–H oder C–H).

Tabelle 2.3 Einige Elektronegativitätswerte

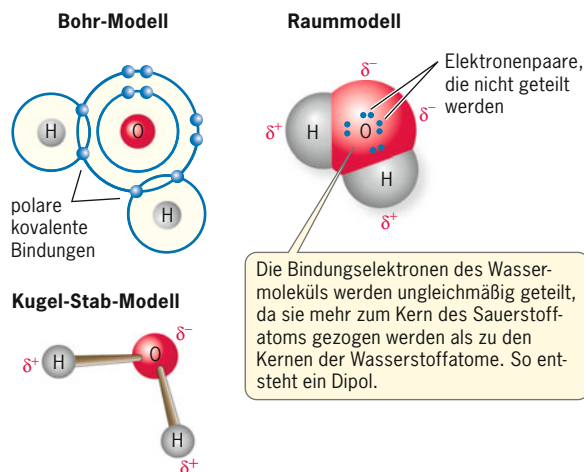
Element	Elektronegativität
Sauerstoff (O)	3,5
Chlor (Cl)	3,1
Stickstoff (N)	3,0
Kohlenstoff (C)	2,5
Phosphor (P)	2,1
Wasserstoff (H)	2,1
Natrium (Na)	0,9
Kalium (K)	0,8

- Bei einer Doppelbindung werden zwei Elektronenpaare gemeinsam genutzt (zum Beispiel C=C).
- Dreifachbindungen – drei gemeinsame Elektronenpaare – sind selten, doch im Stickstoffgas (N≡N), dem Hauptbestandteil unserer Atemluft, und auch in der Blausäure (H-C≡N) kommt eine vor.

Durch ungleiche Verteilung von Elektronen entsteht Polarität Sind zwei Atome desselben Elements kovalent verbunden, werden die Elektronen auf ihren äußersten Schalen symmetrisch zwischen ihnen verteilt. Gehören die Atome jedoch zu unterschiedlichen Elementen, ist die Aufteilung dieser Elektronen möglicherweise asymmetrisch. Dies ist dann der Fall, wenn der eine Atomkern eine größere Anziehungskraft auf die Elektronen der äußeren Schale ausübt und diese so näher zu sich heranzieht.

Die Anziehungskraft, die ein Atom in einer kovalenten Bindung auf die bindenden Elektronen ausübt, wird als **Elektronegativität** bezeichnet. Die Elektronegativität eines Atomkerns hängt davon ab, wie viele positive Ladungen er besitzt (Kerne mit mehr Protonen sind positiver und ziehen Elektronen daher stärker an) und wie weit entfernt sich die Elektronen vom Kern befinden (je näher umso höher die Elektronegativität). In Tabelle 2.3 ist die Elektronegativität einiger Elemente aufgeführt, die für biologische Systeme wichtig sind (die Elektronegativität ist dimensionslos).

Sind sich zwei Atome hinsichtlich ihrer Elektronegativität sehr ähnlich, werden sie die Elektronen gleichmäßig aufteilen, wodurch eine **unpolare kovalente Bindung** entsteht. So teilen sich zum Beispiel zwei Sauerstoffatome – jedes mit einer Elektronegativität von 3,5 – die Elektronen gleichmäßig. Dasselbe gilt für zwei Wasserstoffatome (beide mit einer Elektronegativität von 2,1). Wenn sich Wasserstoff jedoch mit Sauerstoff zu Wasser verbindet, werden die beteiligten Elektronen ungleichmäßig geteilt:



2.8 Polare kovalente Bindungen im Wassermolekül. Diese drei Abbildungen geben alle die polaren kovalenten Bindungen in einem Wassermolekül (H₂O) wieder. Wenn Atome mit unterschiedlichen Elektronegativitäten wie Sauerstoff und Wasserstoff eine kovalente Bindung eingehen, werden die Elektronen von einem Atomkern stärker angezogen als von dem anderen. Ein Molekül, das durch eine solche polare kovalente Bindung zusammengehalten wird, trägt eine Teilladung oder Partialladung (δ^+ und δ^-) an den äußeren Enden; es ist ein Dipol (wie ein Magnet). Im Wassermolekül werden die gemeinsamen Elektronen zum Sauerstoffatom hin und von den Wasserstoffatomen weg gezogen.

Sie neigen dazu, sich näher beim Sauerstoff aufzuhalten, da dieser der elektroneivere Partner ist. Werden die Elektronen mehr zu einem Atomkern gezogen, ist das Ergebnis eine **polare kovalente Bindung** (Abbildung 2.8).

Weil die Elektronen ungleichmäßig geteilt werden, hat das Sauerstoffende der Wasserstoff-Sauerstoff-Bindung eine leicht negative Ladung (als δ^- dargestellt und als „delta-negativ“ gesprochen; man spricht hier von einer Teilladung oder Partialladung), das Wasserstoffende ist leicht positiv geladen (δ^+). Die Bindung ist **polar**, weil sich gegensätzliche Ladungen an den beiden Enden oder Polen der Bindung ausbilden. Das H₂O-Molekül ist ein sogenannter **Dipol**, wie ein winziger Magnet. Die Teilladungen, die aus polaren kovalenten Bindungen resultieren, erzeugen polare Moleküle oder polare Regionen in größeren Molekülen. Polare Bindungen zwischen Molekülen haben einen großen Einfluss auf die Interaktionen mit anderen polaren Molekülen. Wasser (H₂O) ist eine polare Verbindung, und seine **Polarität** beeinflusst seine physikalischen Eigenschaften und seine chemische Reaktivität maßgeblich, wie Sie weiter unten in diesem Kapitel sehen werden.