

# 2 Leben ist geladen

*Es sollte Leben auf einer völlig anderen Basis sein. Im Dezember 2010 trat die NASA-Exobiologin Felisa Wolfe-Simon mit der Neuigkeit an die Öffentlichkeit, der Bakterienstamm GFAJ-1 verwende in seinen Molekülen Arsenat anstelle von Phosphat – sogar in der DNA. Ein Jahr später stand fest: GFAJ-1 kann zwar hohe Konzentrationen Arsenat tolerieren, für seine Biomoleküle nutzt er aber die herkömmlichen Bausteine mit Phosphat. Arsenatverbindungen sind aufgrund ihrer Elektronenstruktur einfach nicht stabil genug für Proteine und Nucleinsäuren wie DNA.*

Nach den Atomkernen behandeln wir in diesem Kapitel die Elektronenhüllen, die wesentlich den Charakter eines Atoms nach außen bestimmen und mehrere Atome zu Molekülen verbinden können. Dadurch sind die Elektronenhüllen dafür verantwortlich, dass Biomoleküle auf der Basis von Kohlenstoff aufgebaut sind, sie bestimmen, welche räumlichen Konformationen Proteine, Lipide, Nucleinsäuren und Kohlenhydrate als Bausteine des Lebens einnehmen, und sie geben vor, welche biochemischen Reaktionen in der Zelle ablaufen können.

## Eine Hülle aus Elektronen

Während fast die gesamte Masse eines Atoms in seinem Kern konzentriert ist, nimmt die Hülle aus Elektronen, die den Kern umgibt, den meisten Raum ein. Bei einem Wasserstoffatom misst der Kern im Durchmesser beispielsweise  $2,4 \cdot 10^{-15}$  m, die Hülle hingegen etwa  $10^{-10}$  m, das **Größenverhältnis** liegt also bei rund 1:40 000. Könnten wir ein Atom so weit vergrößern, dass sein Kern die Ausmaße des kleinen Buchstaben „o“ auf dieser Seite hätte, würde sich die Elektronenhülle über ein Fußballfeld erstrecken.

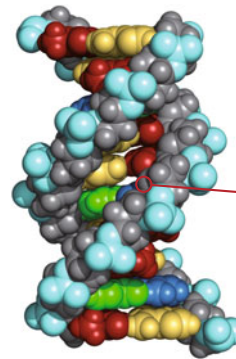
Das vergleichsweise große Volumen wird von den Elektronen des Atoms bevölkert. Nach der traditionellen Vorstellung handelt es sich beim **Elektron** um ein Elementarteilchen; es kann also im Gegensatz zu Protonen und Neutronen, die aus Quarks zusammengesetzt sind, nicht in noch kleinere Teilchen zerlegt werden. Da jedes Elektron eine negative Ladung trägt, müssten wir eigentlich erwarten, dass es unter Abstrahlung von Energie innerhalb kurzer Zeit in den positiv geladenen Kern stürzt und überhaupt keine Atome existieren. Die Physik versucht, diesen Widerspruch zur Realität aufzuheben, indem sie **einschränkende Regeln** aufstellt, nach denen Elektronen nur besondere Energieniveaus einnehmen und sich ausschließlich in dadurch vorgegebenen bestimmten Bereichen aufhalten dürfen. Ein großer



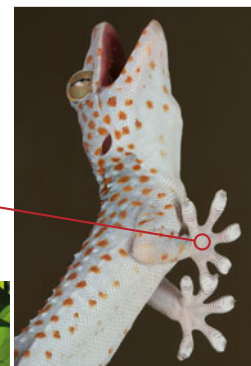
Elektronenstrahlen



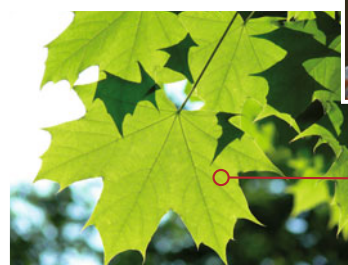
Röntgenstrahlung



chemische Bindungen



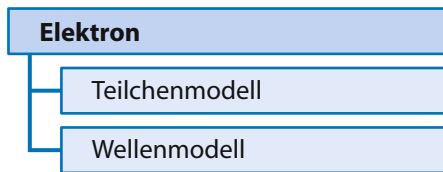
synchronisierte  
Dipole



Quantensprünge

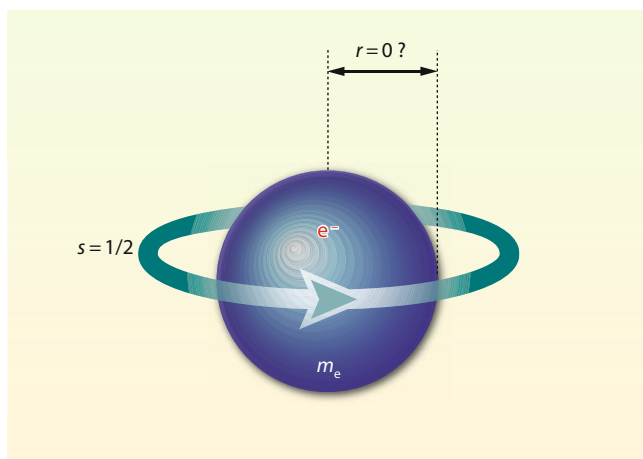
Teil dieses Kapitels beschäftigt sich mit diesen Regeln und den physikalischen Modellen, mit denen sich die Eigenschaften der Atome sehr genau beschreiben lassen.

In den meisten Fällen dürfen wir uns die Elektronen dabei als Teilchen vorstellen, doch manche Phänomene lassen sich besser erklären, wenn wir annehmen, dass Elektronen Wellencharakter haben. Wie ein Elektron tatsächlich „aussieht“, also seine wahre Natur, können wir uns wegen dieses **Welle-Teilchen-Dualismus** nicht wirklich vorstellen. Es befindet sich in einem Zustand, der Eigenschaften von Teilchen und Wellen in sich vereint und den wir aus unserer makroskopischen Alltagserfahrung nicht kennen.



## Elektronen als Teilchen

Elektronen (Abbildung 2.1) lassen sich nicht in noch kleinere Teilchen zerlegen und zählen somit zu den Grundbausteinen der Materie – den **Elementarteilchen**. Im Gegensatz zu vielen anderen Elementarteilchen ist das Elektron stabil und wandelt sich niemals in ein anderes Teilchen mit geringerer Masse um. Physikalisch formuliert haben Elektronen eine



**2.1** Die Eigenschaften des Elektrons widersprechen teilweise unserer Erfahrung und Intuition. Obwohl es eine geringe Masse  $m_e$  und eine volle negative Ladung  $e$  besitzt, hat es womöglich keinerlei Ausdehnung ( $r = 0$ ). Auch sein Spin  $s$  entspringt – anders als der Drehimpuls einer mechanischen Kugel – nicht der Rotation der Masse des Elektrons, sondern ist immer vorhanden und hat unter allen Bedingungen den Wert  $+1/2$  oder  $-1/2$ .

sehr große, vermutlich sogar **unendliche Lebensdauer**. Wir können daher davon ausgehen, dass bei biologischen und medizinischen Prozessen weder Elektronen verschwinden noch aus dem Nichts entstehen. Sie werden lediglich von einem Atom oder Molekül auf ein anderes übertragen, sodass es immer einen Elektronendonator (eine Quelle) und einen Elektronenakzeptor (eine Senke) gibt.

Das für uns wichtigste Merkmal des Elektrons (Tabelle 2.1) ist seine negative **elektrische Ladung** von  $e = -1,602 \cdot 10^{-19}$  C. Sie ist die kleinste bekannte Ladung, weshalb wir den Betrag von  $e$  auch als **Elementarladung** bezeichnen. Alle anderen bislang gemessenen Ladungen sind ganzzahlige Vielfache von  $e$ .

Die Ladungen des Elektrons und des Kerns halten über die **elektromagnetische Kraft** zwischen ihnen nicht nur die Atome zusammen, sondern auch alle Moleküle. Sie wirken sogar zwischen verschiedenen Molekülen und bestimmen so nahezu sämtliche Prozesse, die Leben ausmachen. Beispielsweise verleihen die elektrischen Anziehungskräfte Materialien wie Knochen ihre Festigkeit, sie sind die Ursache für Reibung, bestimmen, welche Anteile des Lichts der Sehfärbstoff im Auge wahrnimmt und treiben die Reizleitung im Nervensystem an.

Auch der **Spin oder Eigendrehimpuls** des Elektrons ist für biologische Systeme von Bedeutung, da er an der Besetzung der Elektronenhülle beteiligt ist, wie wir später in diesem Kapitel sehen werden. Wir können uns den Eigendrehimpuls grob als Rotation des Elektrons um seine eigene Achse vorstellen, wobei das Vorzeichen die Drehrichtung angibt. Allerdings beträgt der Spin des Elektrons stets genau  $+1/2$  oder  $-1/2$ . Für eine rotierende Billardkugel kann er hingegen je nach Drehgeschwindigkeit unendlich viele Werte annehmen. Der Eigendrehimpuls auf Teilchenebene und der mechanische Drehimpuls der makroskopischen Welt sind folglich trotz der Ähnlichkeit keine wirklich identischen Größen.

Im Gegensatz zur Ladung und zum Spin können wir die **Masse eines Elektrons** aus biologisch-medizinischer Sicht vernachlässigen. Sie ist mit  $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31}$  kg zu gering, um sich bemerkbar zu machen, und da es anders als bei den Isotopen der Kerne nur eine einzige Sorte von Elektronen gibt, können Atome und Moleküle auch nicht aufgrund der Masse zwischen mehreren Varianten auswählen.

**Tabelle 2.1** Daten des Elektrons

<b>Lebensdauer</b>	$\infty$
<b>Ladung</b>	$-1$ ( $-1,602 \cdot 10^{-19}$ C)
<b>Spin</b>	$\pm 1/2$
<b>Masse</b>	$9,1 \cdot 10^{-31}$ kg
<b>Durchmesser</b>	unbekannt



Das gleiche gilt für den **Radius des Elektrons**. Wir können uns Elektronen getrost als beliebig kleine Kugeln vorstellen. Physiker arbeiten dagegen je nach Bedarf mit unterschiedlichen Werten – denn die wahre Ausdehnung des Elektrons ist immer noch unbekannt. Verschiedene Experimente und Modelle ergeben unterschiedliche Ergebnisse, die einander widersprechen. Am einfachsten lässt sich der sogenannte klassische Elektronenradius  $r_e$  berechnen, bei dem das Elektron als winzige Kugel angenommen wird, auf deren Oberfläche die Ladung gleichmäßig verteilt ist:

$$r_e = \frac{e^2}{4\pi m_e \varepsilon_0 c_0^2} = 2,817 \cdot 10^{-15} \text{ m} \quad (2.1)$$

Hierin ist  $c_0 = 299\,792\,458 \text{ m/s}$  die Lichtgeschwindigkeit im Vakuum. Die **elektrische Feldkonstante**  $\varepsilon_0 = 8,854 \cdot 10^{-12} (\text{A} \cdot \text{s})/(\text{V} \cdot \text{m})$  beschreibt die Wirksamkeit des Vakuums als elektrischer Isolator. Wie erfolgreich der leere Raum die Ladung  $e$  abschirmen kann, entscheidet darüber, bei welcher Kugelgröße sie ihre eigene Abstoßungskraft nicht mehr spürt, und bestimmt damit die Untergrenze für den Radius.

Der errechnete Wert von  $2,8 \text{ fm}$  entspricht recht gut dem scheinbaren Radius aus Streuexperimenten. Andere Versuche liefern allerdings eine obere Grenze von  $10^{-19} \text{ m}$ , also ein rund  $10\,000$ -fach kleineres Elektron. Möglicherweise ist das **Elektron sogar punktförmig** und besitzt überhaupt keine Ausdehnung. Mit dem Teilchenmodell lässt sich solch ein Elektron, das zwar eine Masse, aber keine Ausdehnung hat, nicht mehr verstehen. Erst, wenn wir es als Welle betrachten, lösen sich die Widersprüche auf.

Trotz seiner Unzulänglichkeiten hat das Teilchenmodell einen unschätzbaren Vorteil gegenüber der Beschreibung des Elektrons als Welle oder den exakten Lösungen des Orbitalmodells: Es ist sehr anschaulich. Und es liefert einige wertvolle Aussagen über das Verhalten des Elektrons im Atom, die wir uns im Folgenden genauer ansehen wollen.

## Bohrs Postulate schränken Elektronen ein

Der dänische Physiker Niels Bohr löste 1912 das Problem, wonach die negativ geladenen Elektronen auf Spiralbahnen

### Genauer betrachtet

## Elementarteilchen

Die Teilchenphysik erklärt den Aufbau der Materie mit den **Elementarteilchen des Standardmodells** als kleinsten Bausteinen. Sie unterscheidet dabei zwischen zwei großen Gruppen, die ihrerseits noch weiter unterteilt sind:

- Materieteilchen (Fermionen), die die eigentliche Substanz darstellen, und
- Kraftteilchen (Eichbosonen), die für den Zusammenhalt der Materieteilchen sorgen.

Alle **elementaren Materieteilchen** haben einen halbzahligen Spin und werden als **Fermionen** bezeichnet. Sie werden nach ihrer Masse in sogenannte Generationen eingeordnet. Die Teilchen der Generation I sind relativ leicht und stellen das Material für die gewöhnliche Materie. Hierzu zählen die Elektronen und jene Quarks, aus denen sich Protonen (zwei Up- und ein Down-Quark) und Neutronen (ein Up- und zwei Down-Quarks) zusammensetzen. Die Generation II ist rund hundert- bis tausendmal massereicher, während die Generation III noch einmal um den Faktor  $1000$  mehr Masse besitzt. Diese schweren Fermionen entstehen nur in Teilchenbeschleunigern oder bei heftigen kosmischen Prozessen und zerfallen schnell in leichtere Teilchen.

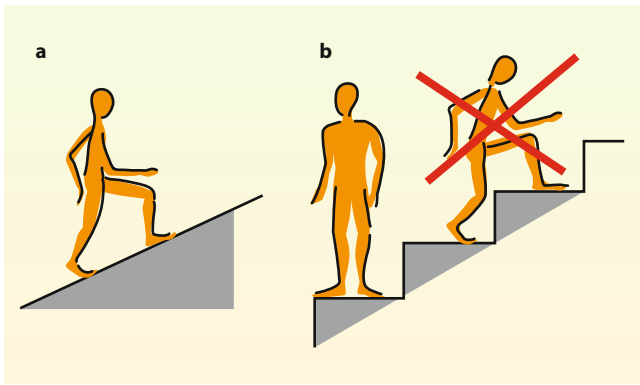
Das **Elektron-Neutrino** ist experimentell schwer nachzuweisen, da es kaum mit anderer Materie interagiert. Dennoch sind die Teilchen sehr zahlreich und werden beispielsweise massenhaft von der Sonne ausgestoßen. Jede Sekunde durchfliegen mehrere hundert Millionen Elektron-Neutrinos unseren Körper.

Während Quarks zu den **Hadronen** zählen, auf welche die starke Kraft im Kern wirkt, unterliegen die **Leptonen** wie etwa das Elektron und die verschiedenen Neutrinos der schwachen Wechselwirkung und der Gravitation sowie – falls sie elektrisch geladen sind – der elektromagnetischen Kraft.

Generation			
	I.	II.	III.
Hadronen	Up-Quark (u)	Charm-Quark (c)	Top-Quark (t)
	Down-Quark (d)	Strange-Quark (s)	Bottom-Quark (b)
Leptonen	Elektron-Neutrino ( $\nu_e$ )	Myon-Neutrino ( $\nu_\mu$ )	Tauon-Neutrino ( $\nu_\tau$ )
	Elektron (e)	Myon ( $\mu$ )	Tauon ( $\tau$ )

Diese Kräfte werden von den **Eichbosonen, Kraft- oder Wechselwirkungsteilchen** vermittelt, die zwischen den Materieteilchen ausgetauscht werden. Sie haben einen ganzzahligen oder keinen Spin und gehören damit zu den **Bosonen**. Jede der vier fundamentalen Kräfte verfügt über ein oder mehrere spezielle Eichbosonen:

- Das Photon überträgt die elektromagnetische Kraft.
- Die starke Kraft wird von acht verschiedenen Arten von Gluonen vermittelt.
- Eine Sorte von Z-Boson und zwei Typen von W-Bosonen tragen die schwache Kraft.
- Das kürzlich entdeckte Higgs-Boson ist für die Gravitation zuständig.



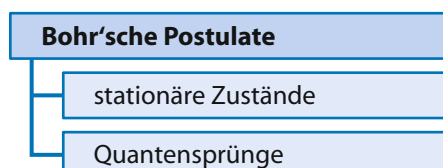
**2.2** Nach der klassischen Vorstellung können Systeme grundsätzlich jeden beliebigen Zustand einnehmen, wobei die Übergänge fließend sind wie auf einer schrägen Rampe (a). Die Quantenphysik lässt hingegen wie eine Treppe nur diskrete Zustände ohne Zwischenwerte zu. Der Quantensprung von einer Stufe auf eine andere passiert augenblicklich und ohne Zwischenphase (b).

in den positiv geladenen Kern stürzen müssten, indem er mit den **Bohr'schen Postulaten** die Regeln der damals gerade entstehenden Quantenphysik erstmals auf Atome anwandte.

Nach dem **Grundprinzip der Quantenphysik** können extrem winzige Systeme wie Photonen, Elektronen oder Atome im Gegensatz zu großen Objekten nicht jeden beliebigen Zustand einnehmen, sondern dürfen nur ganz bestimmte Energiewerte aufweisen (Abbildung 2.2). An die Stelle kontinuierlicher Übergänge treten dadurch diskrete Quantensprünge zwischen den Energieniveaus. Der Unterschied ist ähnlich wie bei einer Analoguhr mit ihrer fließenden Zeigerbewegung und einer Digitaluhr, deren Anzeige gewissermaßen gequantelt in kleinen Sprüngen verläuft.

Dank dieser Einschränkungen konnte das **Bohr'sche Atommodell** einige experimentelle Befunde erklären, die mit den Theorien der klassischen Physik nicht zu verstehen waren. Obwohl das Bohr'sche Atommodell streng genommen nur für Wasserstoffatome gilt, können wir seine Aussagen in guter Näherung auch auf andere biologisch wichtige Elemente übertragen.

**1. Bohr'sches Postulat:** *Im Atom gibt es bestimmte diskrete Energiezustände, die das Elektron einnehmen darf. Zu jedem erlaubten Energiewert gehört eine kreisförmige stationäre Bahn, auf der sich das Elektron bewegen kann, ohne durch Strahlung Energie zu verlieren. Auf anderen Bahnen im Atom ist es nicht anzutreffen.*



Damit das Elektron wirklich eine Kreisbahn einhält, müssen zwei Kräfte miteinander im Gleichgewicht stehen (Abbildung 2.3). Die **Coulomb-Kraft**  $F_C$  zwischen den beiden Ladungen ist nach innen gerichtet. Sie ist umso stärker, je größer die Ladungen  $q_1$  und  $q_2$  sind und je geringer der Abstand  $r$  ist. Bei Atomen hängt die Ladung des Kerns von seiner Protonenzahl und damit von der Ordnungszahl  $Z$  ab. Jedes Proton bringt eine positive Elementarladung  $e$  mit. Das Elektron trägt dagegen eine negative Elementarladung  $-e$ . Damit erhalten wir für die anziehende Coulomb-Kraft:

$$F_C = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{q_1 \cdot q_2}{r^2} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{(Z \cdot e) \cdot (-e)}{r^2} = -\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{Ze^2}{r^2} \quad (2.2)$$

Durch die schnelle Kreisbewegung erfährt das Elektron gleichzeitig eine Flieh- oder **Zentrifugalkraft**  $F_Z$  nach außen. Sie ist eine Folge der Trägheit der Elektronenmasse, die danach trachtet, das Teilchen geradlinig mit der Geschwindigkeit  $v$  vom Kern wegzuschleudern.

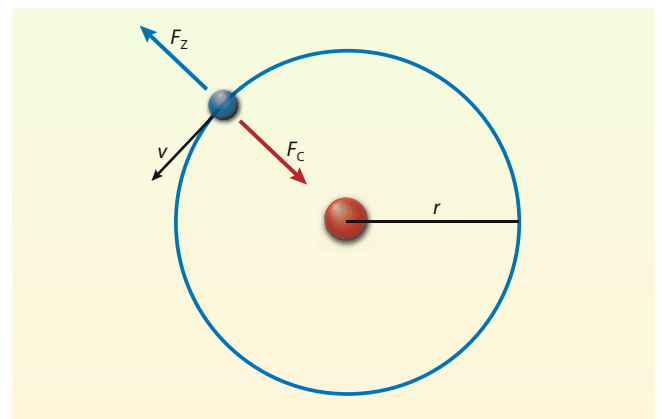
$$F_Z = -m_e \frac{v^2}{r} \quad (2.3)$$

Aus dem Gleichgewicht der beiden Kräfte können wir mit einigen Umformungen die Radien der stationären Bahnen  $r_n$  für ein Atom mit der Ordnungszahl  $Z$  berechnen nach:

$$r_n = n^2 (4\pi\epsilon_0) \cdot \frac{\hbar^2}{m_e Z e^2} = n^2 \cdot \frac{a_0}{Z} \quad (2.4)$$

Hierin ist  $n$  eine positive ganze Zahl (1, 2, 3, ...), mit der von innen nach außen die erlaubten Bahnen durchnummeriert sind. Sie wird uns später als **Hauptquantenzahl** wieder begegnen.

Verantwortlich für die Quantisierung ist im mittleren Teil der Gleichung das reduzierte Planck'sche Wirkungsquantum  $\hbar$  (gesprochen: „h quer“), das Energien in kleine „Pakete“



**2.3** Damit das Elektron auf seiner Kreisbahn bleibt, müssen die Coulomb-Kraft  $F_C$  und die entgegengerichtete Zentrifugalkraft  $F_Z$  gleich groß sein.

zerhackt und dafür sorgt, dass die Werte gequantelt sind.  $\hbar$  und das etwas größere **Planck'sche Wirkungsquantum**  $h$  sind typisch für Formeln zur Quantenphysik. Beide hängen miteinander zusammen über:

$$\hbar = \frac{h}{2\pi} = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{2\pi} = 1,055 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \quad (2.5)$$

Die vielen Konstanten im mittleren Teil von Gleichung 2.4 sind im rechten Teil zum **ersten Bohr'schen Radius**  $a_0$  (mit  $n = 1$ ) zusammengefasst, der den Radius der innersten stationären Bahn um den Kern eines Wasserstoffatoms angibt (Abbildung 2.4a, links):

$$a_0 = (4\pi\epsilon_0) \cdot \frac{\hbar^2}{m_e e^2} = 5,29 \cdot 10^{-11} \text{ m} \quad (2.6)$$

Allgemein können wir an Gleichung 2.4 erkennen, dass der Abstand der Bahnen zum Kern nach außen hin immer größer wird und dabei quadratisch ( $n^2$ ) ansteigt (Abbildung 2.4a, rechts). Außerdem verlaufen sie umso enger, je größer die Ordnungszahl eines Atoms ist ( $1/Z$ ).

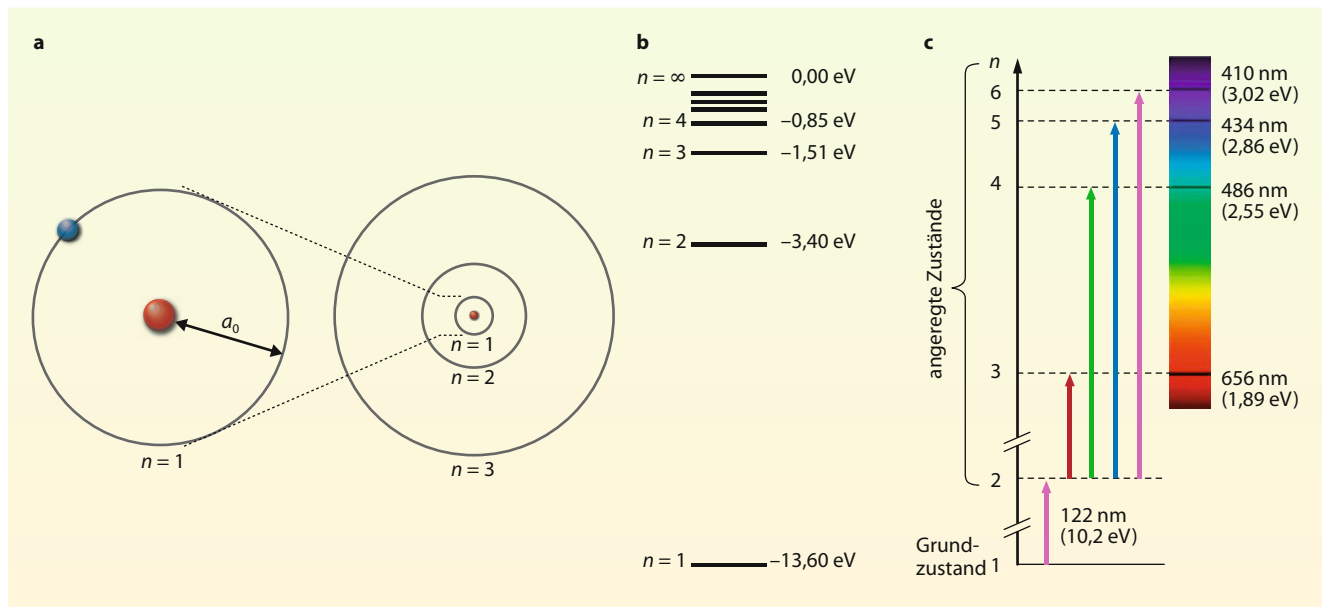
Die gleichen Konstanten wie bei der Berechnung der Bahnradien begegnen uns auch in der Gleichung für die zugehörigen **Energieniveaus**:

$$\begin{aligned} E_n &= -\frac{1}{2} \cdot \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{Z e^2}{r_n} \\ &= -\frac{1}{2} \cdot \frac{1}{(4\pi\epsilon_0)^2} \cdot \frac{m_e Z^2 e^4}{n^2 \hbar^2} = -Z^2 \cdot \frac{E_0}{n^2} \end{aligned} \quad (2.7)$$

Wieder können wir alle Konstanten bündeln und erhalten das niedrigste Energieniveau  $E_0$ , das ein Elektron auf der innersten Bahn um den Kern ( $n = 1$ ) hat.

$$E_0 = \frac{1}{2} \cdot \frac{1}{(4\pi\epsilon_0)^2} \cdot \frac{m_e e^4}{\hbar^2} = 13,6 \text{ eV} \quad (2.8)$$

Die Energie  $E_n$  entspricht der Energie, mit der ein Elektron im Abstand  $r_n$  an ein Atom gebunden ist. Nach Gleichung 2.7 schrumpft der Betrag der Energie mit dem Quadrat der Bahnnummer ( $1/n^2$ ). Je weiter außen sich ein Elektron befindet, desto weniger Energie steckt also in der Bindung, wobei die Abstände zwischen den Niveaus immer geringer werden (Abbildung 2.4b). Für ein völlig ungebundenes Elektron, bei dem  $n$  unendlich groß ist, liegt die Energie schließlich bei null. Die Energie eines freien Elektrons dient daher als Nullpunkt des **Termschemas**, in dem alle Energieniveaus grafisch dargestellt sind (Abbildung 2.4b). Nähert sich das Elektron dem Kern, wird durch die Anziehungskraft zwischen den Ladungen Energie freigesetzt, und der Energiegehalt des



**2.4** Nach dem Bohr'schen Atommodell darf das Elektron im Wasserstoffatom nur bestimmte Energiewerte einnehmen und sich auf den entsprechenden Bahnen bewegen, die von innen nach außen durchnummeriert sind. Auf der innersten Bahn ( $n = 1$ ) ist es um den Bohr'schen Radius  $a_0$  vom – hier zur Verdeutlichung stark vergrößerten – Kern entfernt (a, links). Die weiteren Bahnen befinden sich in einem quadratisch anwachsenden Abstand vom Kern (a, rechts). Das Termschema zeigt, dass die zugehörigen Energiewerte dagegen nach außen hin immer enger beieinander liegen. Als Nullwert ist willkürlich die Energie eines freien Elektrons ( $n = \infty$ ) gewählt, sodass die gebundenen Elektronen negative Werte aufweisen (b). Um von einer inneren, energetisch niedrigeren Bahn auf eine äußere Bahn zu wechseln, muss das Elektron Energie in Form eines genau passenden Lichtquants aufnehmen. Beim Quantensprung von  $n = 1$  auf  $n = 2$  ist dafür UV-Licht notwendig, für den Übergang von  $n = 2$  auf noch weiter außen liegende Bahnen reichen Photonen des sichtbaren Lichts. Das geschluckte (absorbierte) Licht fehlt im kontinuierlichen Spektrum, sodass es im Absorptionsspektrum des Wasserstoffs dunkle Linien gibt (c). Neben der Energiedifferenz in eV ist hier die Wellenlänge  $\lambda$  des jeweiligen Lichts in nm angegeben. Über die Lichtgeschwindigkeit  $c$  können wir sie in die Frequenz  $\nu$  umrechnen mit  $\nu = c/\lambda$ .



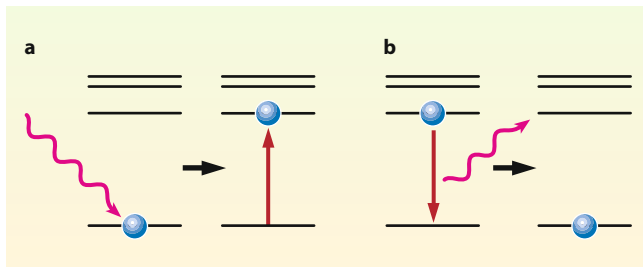
Elektrons sinkt in den negativen Bereich. Für ein Elektron auf der innersten Bahn eines Wasserstoffatoms beträgt sie beispielsweise  $E_1 = -13,6 \text{ eV}$ . Das ist die Energie, mit der es an den Kern gebunden ist und die überwunden werden müsste, um das Elektron vollständig vom Kern zu trennen.

Nehmen alle Elektronen eines Atoms den jeweils niedrigsten möglichen Energiezustand ein, befindet sich das Atom insgesamt in seinem **Grundzustand**. Sobald ein oder mehrere Elektronen auf höheren stationären Bahnen um den Kern kreisen, reden wir von einem **angeregten Zustand**. Wie die Elektronen in diese höheren Zustände gelangen, beschreibt das zweite Bohr'sche Postulat.

**2. Bohr'sches Postulat:** *Elektronen können mit einem **Quantensprung** von einem erlaubten Energieniveau auf ein anderes wechseln und sich dabei von einer Bahn auf eine andere bewegen. Die Energiedifferenz  $\Delta E$  nehmen sie in Form von Strahlung auf oder geben sie als Strahlungspaket ab.*

Für den **Sprung von einer inneren auf eine äußere Bahn** muss Energie zugeführt werden, da das Elektron gegen die Anziehungskraft des Kerns ankommen muss (Abbildung 2.5a). Wir können uns den Vorgang so vorstellen, dass ein Elektron auf seiner Bahn um den Kern von einem Lichtquant oder Photon getroffen wird. Hat dieses nicht die richtige Energie, geschieht nichts weiter. Entspricht die Energie des Photons aber genau der Lücke zu einer der höheren Bahnen, absorbiert das Elektron das Photon. Es schluckt dessen Energie und nimmt augenblicklich das neue Niveau ein. Anders als bei einem Sprung, wie wir ihn als Menschen und damit makroskopische Objekte ausführen würden, befindet sich das Elektron während seines Quantensprungs niemals in einem Übergangszustand zwischen den Bahnen, und der Sprung braucht auch keine Zeit – es gibt nur den sofortigen Wechsel vom einen Niveau auf das andere.

Der **Übergang von einer äußeren auf eine innere Bahn** verläuft ähnlich, nur in die umgekehrte Richtung (Abbildung 2.5b). Das Elektron sendet ein Photon aus, das exakt so viel Energie davonträgt, dass das Elektron genau auf einen freien Platz in größerer Nähe zum Kern gelangt.



**2.5** Ein Elektron, das ein Photon mit der passenden Energie (Wellenlinie) absorbieren kann, springt dadurch auf eine höhere Bahn (a). Fällt es auf eine weiter innen liegende Bahn herab, emittiert es die überschüssige Energie als Photon (b).

**Tabelle 2.2** Die Gruppen des Wasserstoffspektrums

Serie	unterer Zustand	obere Zustände	Spektralbereich
Lyman	1	2, 3, 4, ...	UV-Licht
Balmer	2	3, 4, 5, ...	sichtbares Licht
Paschen	3	4, 5, 6, ...	Infrarotlicht
Brackett	4	5, 6, 7, ...	Infrarotlicht
Pfund	5	6, 7, 8, ...	Infrarotlicht

Die **Energie des passenden Photons** muss also in jedem Fall der Energiedifferenz zwischen der niedrigeren Bahn  $n$  und der höheren Bahn  $m$  entsprechen. Es gilt daher:

$$\Delta E = E_m - E_n = h \cdot \nu \quad (2.9)$$

Das Produkt  $h \cdot \nu$  gibt hier den Energiegehalt des Photons an. Es hat sich eingebürgert, Licht bei Berechnungen zur Energie als elektromagnetische Welle zu behandeln. Das Produkt aus dem Planck'schen Wirkungsquantum  $h$  und der Frequenz  $\nu$  ergibt dann die Energie der Photonen (siehe Kapitel 5 „Leben ist farbig“).

Die Quantensprünge in Bohrs zweitem Postulat erklären die Beobachtung, dass Atome nur Licht mit ganz bestimmten Frequenzen und somit Farben absorbieren, dessen Photonen die passende Energie für einen Übergang haben. Dadurch entstehen im kontinuierlichen Regenbogenspektrum des Lichts charakteristische schwarze Linien, die für das jeweilige Element typisch sind (Abbildung 2.4c). Die Gruppen von Spektrallinien im **Absorptionsspektrum** des Wasserstoffatoms sind nach ihren Entdeckern benannt (Tabelle 2.2). Nur die Balmer-Serie, bei der das Elektron von der zweiten Bahn auf die höheren Bahnen springt, befindet sich im sichtbaren Bereich des Spektrums.



### Wissen angewandt

2.1 Was verrät uns der Vergleich der äußeren Bahnradien und der zugehörigen Energien über die biologisch wichtigen Elemente Wasserstoff, Kohlenstoff, Stickstoff, Sauerstoff und Phosphor?

## Elektronen als Wellen

Das Bohr'sche Atommodell erklärt viele Eigenschaften von Atomen, die wir auch an komplexen Biomolekülen feststellen können, wie beispielsweise die diskreten Energieniveaus. Allerdings stützt es sich auf recht **willkürliche Annahmen**,

## Röntgenstrahlung

Röntgenstrahlung entsteht, wenn schnelle, energiereiche Elektronen auf ein Ziel aus Metall treffen. Bei medizinischen Röntengeräten lösen sich die Elektronen aus der Wendel der Glühkathode und sind zunächst langsam und damit energiearm (Teilbild a). Sie werden jedoch von der Beschleunigungsspannung, die einige Tausend Volt beträgt, zur Anode katapultiert, wobei ihnen die zunehmende Geschwindigkeit eine wachsende Bewegungsenergie verleiht.

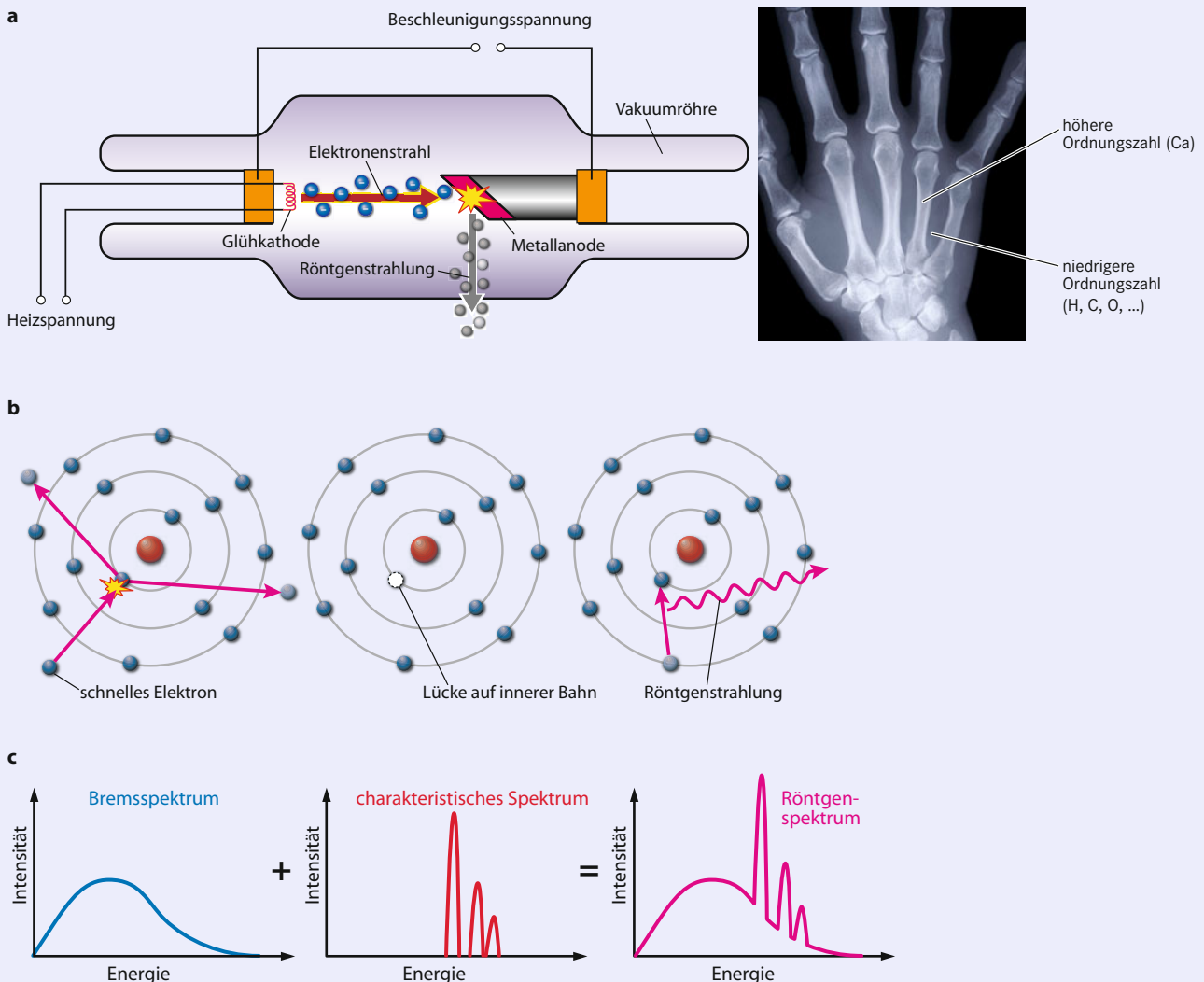
Beim Auftreffen auf die Anode finden zwei Prozesse statt, die beide Röntgenstrahlung aussenden:

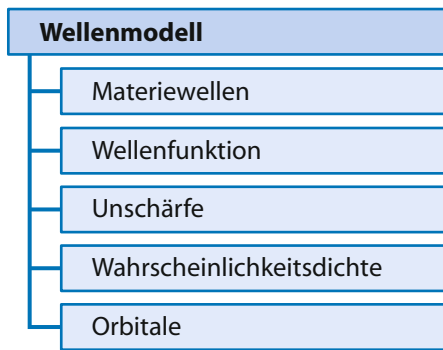
- Ein Teil der Elektronen wird von den ebenfalls negativ geladenen Elektronenhüllen so stark abgestoßen, dass er abrupt abgebremst wird. Die plötzlich überschüssige Bewegungsenergie geben die Elektronen als Wärme und als Röntgenstrahlung ab. Weil der Abbremsvorgang für die einzelnen Elektronen unterschiedlich verläuft, hat diese sogenannte **Bremsstrahlung** ein breites, kontinuierliches Energiespektrum (Teilbild c, links).
- Die **charakteristische Röntgenstrahlung** hat dagegen ein relativ scharfes Linienspektrum, das typisch für das Anodenma-

terial ist (Teilbild c, Mitte). Einige der schnellen Elektronen aus dem Strahl gelangen trotz der abstoßenden Elektronenhüllen bis in den Bereich der inneren Bahnen und schlagen dort gebundene Elektronen aus dem Atom heraus (Teilbild b). Es entsteht eine Lücke, in die bald ein Elektron von einer weiter außen gelegenen Bahn springt. Die Energiedifferenz strahlt es als Röntgen-Photon ab. Weil die Energieniveaus der Bahnen für jedes Element festliegen, verteilen sich auch die Energien der Photonen nur auf wenige Werte, wodurch die scharfen Banden im Spektrum entstehen.

Das Röntgenspektrum insgesamt ist eine Kombination aus den beiden Teilspektren (Teilbild c).

Fällt die Röntgenstrahlung bei einer medizinischen Untersuchung auf eine Probe, schwächen vor allem Elemente mit einer höheren Ordnungszahl wie Calcium ( $Z = 20$ ) die Intensität, indem sie Röntgen-Photonen absorbieren oder ablenken. Knochen erscheinen daher hell, weil die dahinter angebrachten Sensoren in ihrem „Schatten“ liegen.





die Bohr rein intuitiv getroffen hat. Wenn wir das Elektron als Materiewelle und nicht als Teilchen betrachten, ergeben sich manche Merkmale – darunter die genannte Abstufung der Energie – von selbst, und wir erhalten die gleichen Formeln für das Atom wie in Bohrs Modell.

Der französische Physiker Louis de Broglie hat 1924 als Erster vermutet, dass Materie ebenso Wellencharakter hat, wie Licht Teilcheneigenschaften besitzt. Zwei Größen beschreiben eine **Welle** physikalisch (Abbildung 2.6):

- die **Amplitude** als maximale Abweichung eines Punkts von der Ruhelage,
- die **Wellenlänge** als Abstand zwischen zwei gleichen Punkten auf einer Welle.

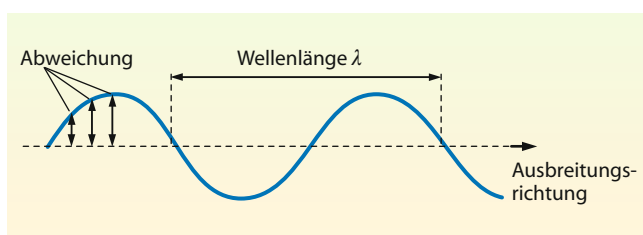
De Broglie ordnete Materieteilchen, die sich geradlinig fortbewegen, eine Wellenlänge zu, die von ihrem Impuls  $p$  abhängt. Der **Impuls** ist gewissermaßen der Schwung des Teilchens und mathematisch das Produkt aus seiner Masse  $m$  und seiner Geschwindigkeit  $v$ :

$$p = m \cdot v \quad (2.10)$$

Die **De-Broglie-Wellenlänge** beträgt damit:

$$\lambda = \frac{h}{p} \quad (2.11)$$

Bei **großen Teilchen** mit einer entsprechenden Masse ist sie weitaus kleiner als der Durchmesser eines Atoms, sodass die



**2.6** Die Punkte einer Welle schwingen um die mittlere Ruhelage (gestrichelte Linie) und weichen dabei um bis zur Amplitude genannten Maximum von ihr ab. Eine Wellenlänge  $\lambda$  umfasst einen vollständigen Wellenzug mit Wellenberg und -tal.

Welleneigenschaften nicht nachweisbar sind. Als „groß“ gelten in diesem Zusammenhang bereits Objekte wie Staubkörner!

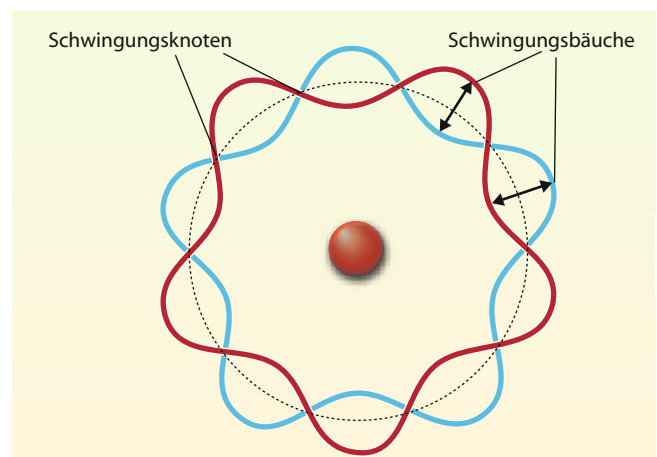
**Elektronen** sind hingegen so klein und leicht, dass ihre Wellennatur deutlich messbar ist. Je nach Geschwindigkeit sind ihre De-Broglie-Wellenlängen ungefähr so groß wie das gesamte Atom. Bewegt sich ein Elektron aber nicht in gerader Linie, sondern um einen Atomkern, treffen die beiden Enden der Welle aufeinander. Damit sich Wellenberge und -täler nicht gegenseitig auslöschen, muss genau ein ganzzahliges Vielfaches  $n$  der Wellenlänge auf den Umfang  $2 \pi r$  passen:

$$2 \pi r_n = n \lambda \quad (2.12)$$

Die **Elektronenwelle im Atom** ist somit eine stehende Welle mit Schwingungsknoten, an denen sich die Welle gar nicht aus der Ruhelage bewegt, und dazwischen befindlichen Bereichen, die ständig um die Ruhelage vibrieren (Abbildung 2.7).

Gleichung 2.12 zeigt, dass die Elektronenhülle zwangsläufig gequantelt ist, denn jede De-Broglie-Wellenlänge passt nur auf Bahnen mit ganz bestimmten Radien  $r_n$ , die den Bahnradien aus dem Bohr'schen Atommodell entsprechen. Auch für die Energieniveaus ergeben sich die gleichen Formeln. **Das Wellenmodell und das Teilchenmodell gelangen also zu den gleichen Aussagen über den Aufbau der Elektronenhülle.**

Als grobe **Faustformel für den Umgang mit dem Welle-Teilchen-Dualismus** können wir uns merken, dass wir ein Objekt meist dann als Welle betrachten, wenn wir seine Ausbreitung oder Bewegung beschreiben wollen, und es als Teilchen behandeln, wenn es uns um seine Energie oder die Änderung seines Energiezustands geht.



**2.7** Damit sich eine kreisförmige Welle nicht selbst auslöscht, müssen ihr „Anfang“ und „Ende“ nahtlos ineinander übergehen. Diese Bedingung ist erfüllt, wenn ein ganzzahliges Vielfaches der Wellenlänge auf den Umfang passt. Es entsteht eine stehende Welle mit unbewegten Schwingungsknoten und Schwingungsbäuchen mit voller Amplitude.



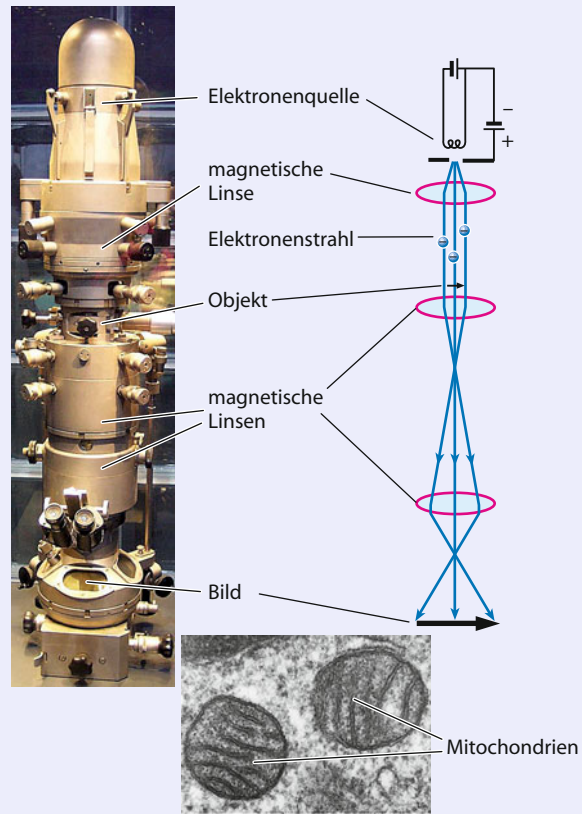
## Hilfsmittel und Messgeräte

## Das Transmissionselektronenmikroskop

Da Elektronen ebenso wie Licht Welleneigenschaften haben, kann man sie zur Untersuchung kleiner Strukturen nutzen.

Im **Transmissionselektronenmikroskop (TEM)** werden Elektronen, die von einer Heizwendel als Elektronenquelle abgegeben werden, mit einer Hochspannung beschleunigt. Anstelle von Linsen lenken und bündeln Magnetspulen den Elektronenstrahl. Zuerst richten sie ihn parallel aus. Beim Flug durch das möglichst dünn geschnittene Objekt werden einige Elektronen durch Streuung aus ihrer Bahn abgelenkt. Die durchgehenden Elektronen werden fokussiert und fallen schließlich auf einen Leuchtschirm, einen fotografischen Film oder einen elektronischen Sensor. Das entstandene Bild ist in jedem Fall schwarzweiß. Farbfotos, wie sie manchmal in Zeitschriften oder Büchern zu sehen sind, erhaltene ihre Farbe künstlich bei der Nachbearbeitung am Computer.

Der **Vorteil des Elektronenmikroskops** gegenüber Lichtmikroskopen liegt in seiner besseren Auflösung. Wellen nehmen Objekte, die kleiner als ihre Wellenlänge sind, kaum oder gar nicht wahr. Daher sind mit Lichtmikroskopen lediglich Strukturen zu erkennen, die mindestens 400 nm groß sind – etwa der Durchmesser eines Bakteriums. Die De-Broglie-Wellenlänge der Elektronen lässt sich über ihre Beschleunigung regulieren. Je nach angelegter Spannung sind Auflösungen bis zu 0,05 nm möglich – damit sind bereits einzelne Atome zu erkennen.



### Wissen angewandt

2.2 Welche De-Broglie-Wellenlänge haben ...

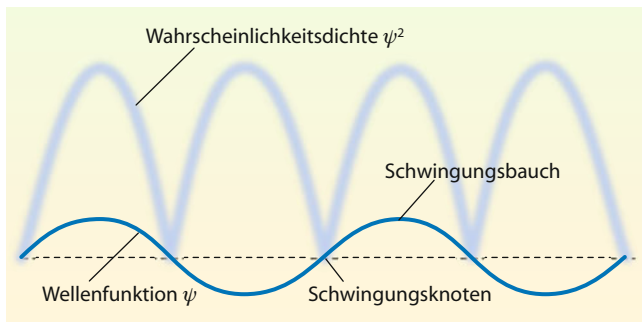
- ein Bakterium ( $m = 10^{-12}$  g), das mit einer Geschwindigkeit von  $10^{-6}$  m/s auf eine Futterquelle zuschwimmt,
- eine Blutzelle ( $m = 3 \cdot 10^{-11}$  g), die im Teströhrchen mit 12 mm/h zu Boden sinkt,
- ein Molekül Glucose ( $C_6H_{12}O_6$ ), das mit 100 m/s in einer Nährlösung diffundiert?

## Atome bieten Wahrscheinlichkeiten statt Gewissheit

Das Problem des **Radius eines Elektrons**, das wir im Teilchenmodell nicht lösen konnten, verschwindet im Wellenmodell wie von selbst: Es gibt schlicht keinen scharf begrenzten Raum, dem wir das Elektron zuordnen könnten. Seine Welle erstreckt sich stattdessen über die gesamte Bahn um den Kern. Aber was sollen die Aufs und Abs dieser Welle dann bedeuten?

Die Frage führt uns tief in die **Quantenphysik**, die von allen zur Verfügung stehenden Modellen am besten die Zustände und Vorgänge auf atomarer Ebene beschreibt. Leider benutzt die Quantenphysik dafür komplexe mathematische Formeln, die zwar bewundernswert exakte Ergebnisse liefern, mit den Erfahrungen aus unserer makroskopischen Welt aber nur schwer zu verstehen sind. Wollen wir das Geschehen auf atomarer Ebene dennoch einigermaßen intuitiv begreifen, müssen wir die Gleichungen interpretieren. Die behelfsmäßigen Bilder, die wir dadurch schaffen, sind zwar nicht hundertprozentig zutreffend, reichen für uns aber aus, um die wesentlichen Aussagen zu erfassen.

So ist es auch mit der Bedeutung der Materiewellen. Mathematisch werden sie durch eine **Wellenfunktion**  $\psi$  beschrieben. Quadrieren wir die Wellenfunktion, erhalten wir die **Wahrscheinlichkeitsdichte**  $\psi^2$  als Maß für die Chance, ein Teilchen am entsprechenden Punkt der Welle anzutreffen (Abbildung 2.8). Wollen wir daraus die Wahrscheinlichkeit errechnen, das Teilchen in einem bestimmten Bereich mit dem Volumen  $\Delta V$  – beispielsweise in einer Kugelschale um den Kern – zu finden, müssen wir die Wahr-



**2.8** Beschreibt die Wellenfunktion eine Sinuskurve, liefert uns ihr Quadrat die Wahrscheinlichkeitsdichte als Maß dafür, das Elektron an dem jeweiligen Punkt zu finden. Im Bereich der Schwingungsbäuche ist sie am größten, während die Chance an den Schwingungsknoten gleich null ist. Für dreidimensionale Wellenfunktionen erhalten wir teilweise sehr komplexe Formen für die Orbitale genannten Räume, in denen das Elektron mit 90-prozentiger Wahrscheinlichkeit anzu-treffen ist.

scheinlichkeitsdichte noch mit  $\Delta V$  multiplizieren. Als Ergebnis erhalten wir die gesuchte **Aufenthaltswahrscheinlichkeit**  $W$ .

$$W = \psi^2 \cdot \Delta V \quad (2.13)$$

Wir können also mit der Wellenfunktion für eine Materiewelle nicht sicher vorhersagen, wo sich ein Teilchen befindet, sondern nur die Wahrscheinlichkeit berechnen, mit der es sich in einem bestimmten Abschnitt aufhält. Elektronen sind eben überall im Atom ein bisschen zu Hause. Quantenphysikalische Systeme lassen sich nicht gerne auf einen eng begrenzten Raum festlegen.

Für die Beschreibung biochemisch interessanter Moleküle bietet die Wellenfunktion aber eine unschätzbare Möglichkeit, die dem Teilchenmodell fehlte: Sie beschreibt die Form des **Orbital** genannten Raums, in dem sich die Elektronen aufhalten, und bestimmt damit die Geometrie der Moleküle. Dass die DNA wie eine Doppelhelix gewunden ist, hat seinen Grund in den Wellenfunktionen der beteiligten Atome. Die Schwierigkeit besteht nur darin, die richtigen Wellenfunktionen zu finden und zu interpretieren.

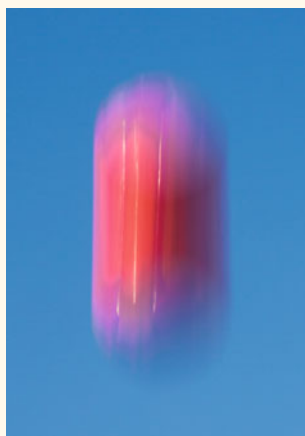
## Das Orbitalmodell bringt Atome und Moleküle in Form

Der österreichische Physiker Erwin Schrödinger stellte 1926 Gleichungen auf, mit denen sich die Zustände von Elektro-

### Genauer betrachtet

## Die Heisenberg'sche Unschärferelation

Der Dualismus von Welle und Teilchen wirkt auf atomare Objekte ähnlich wie die schnelle Bewegung eines Balls, den wir fotografieren, während er durch die Luft fliegt. Bei einer sehr kurzen Belichtungszeit erhalten wir ein scharfes Bild des Balls, auf dem wir sehen können, an welchem exakten Ort er sich während des Auslösens befunden hat. Allerdings können wir allein nach dem Foto nicht sagen, in welche Richtung und mit welcher Geschwindigkeit er geflogen ist. Diese Informationen können wir aus der verwischten Spur auf einer Langzeitaufnahme entnehmen. Bloß lässt sich nun nicht mehr erkennen, wo genau der Ball während der Aufnahme gewesen ist.



Der deutsche Physiker Werner Heisenberg erkannte, dass die Welleneigenschaften bei Teilchen eine prinzipielle Ungenauigkeit hervorrufen, die sich technisch nicht kompensieren lässt. Nach der **Heisenberg'schen Unschärferelation** ist es unmöglich, den Ort  $x$  und den Impuls  $p$  eines Teilchens beliebig genau festzustellen. Je besser wir die Position kennen, desto weniger können wir über die Bewegungsrichtung und -geschwindigkeit aussagen. Wissen wir umgekehrt gut über den Impuls Bescheid, steigt die Unsicherheit beim Ort. Das Produkt der Abweichungen  $\Delta x$  und  $\Delta p$  ist dabei stets bestenfalls halb so groß wie das reduzierte Planck'sche Wirkungsquantum  $\hbar$ :

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{4\pi} = \frac{1}{2} \hbar$$

Diese Unschärfe ist **kein reines Messproblem**. Sie drückt vielmehr aus, dass die klassischen Vorstellungen von Ort und Bewegung nicht ebenso exakt für submikroskopische Objekte wie Elektronen, Photonen und Protonen gelten. Bei makroskopischen Teilchen fällt die Unschärfe nicht auf, weil sie weitaus kleiner ist als diese Objekte.

Biologische Systeme sind in der Regel hinreichend groß, dass wir sie auf klassische Weise als „scharfe“ Teilchen beschreiben können, ohne auf die Unschärferelation achten zu müssen.

Physik für Biologen und Mediziner

Fritsche, O.

2013, XII, 274 S. 459 Abb., 335 Abb. in Farbe.,

Hardcover

ISBN: 978-3-642-34665-1