

Wie in Bd. I, in den Abschn. 2.7 und 2.8 in kurzer Form ausgeführt, wurden mit Beginn des 20. Jahrhunderts die Vorstellungen über den Aufbau des Atoms, der Atomhülle und des Atomkerns, konkreter.

J.J. THOMSON (1856–1940) erdachte das erste Atommodell der Neuzeit, etwa in der Zeit von 1889 bis 1903. Er stellte sich die Atome als massive Kugeln mit positiver Ladungsverteilung vor, in welche negativ geladene Elektronen im Zustand harmonischer Schwingungen um das Zentrum eingebunden seien.

Tiefere Einsichten zur Natur der Atome, insbesondere zum Atomkern, gelangen mit Hilfe von Experimenten mit energiereicher Strahlung, insbesondere durch E. RUTHERFORD (1871–1937) mit seinen Forschungen zur Radioaktivität. Im Jahre 1902 postulierte er: Atome können zerfallen! Sie galten bis dahin als unzertrennbar. Zu dieser Einsicht gelangte er, als er anhand seiner Streuversuche die Natur der α -, β - und γ -Teilchen klärte. Hiervon ausgehend postulierte er im Jahre 1911 ein neues Atommodell. Nach seiner Auffassung würde die Masse eines Atoms nahezu vollständig aus jener des positiv geladenen Kerns bestehen. Der Kern würde von den elektrisch negativ geladenen Elektronen auf kreisförmigen Bahnen umrundet. Deren Geschwindigkeit sei gerade so groß, dass die Zentrifugalkraft mit der elektrostatischen Anziehungskraft zwischen Kern und Elektron im Gleichgewicht stehe.

Als ein schwierig zu bewältigendes Problem erwies sich beim Rutherford'schen Modell die ungesicherte Stabilität der Atome: Da ein Atom bei Strahlung Energie verliert, können die Elektronen nicht auf stabilen Bahnen verharren, sondern müssten spiralig ins Zentrum stürzen, was sie offensichtlich nicht tun.

An dieser Stelle setzte das Bohr'sche Atommodell an. Nach dem Bohr'schen Modell gibt es nicht beliebige, sondern nur ‚erlaubte‘ Bahnen. Zwischen diesen ‚springen‘ die Elektronen und emittieren oder absorbieren dabei Energiequanten. Mit diesem Modell begann sich ein neuer Zweig der Physik zu etablieren, die Quantenmechanik. Sie sollte die Physik revolutionieren.

In diesem Kapitel wird versucht, die zwischenzeitlich weit ausgebaute Quantenphysik auf drei Ebenen darzustellen:

- Atomhülle
- Atomkern
- Elementarteilchen

Es wird quasi dreistufig von außen nach innen in die kleinsten Abmessungen der Natur vorgedrungen. Dabei zeigt sich, dass trotz enormen Forschungsaufwandes letzte Fragen keinesfalls als beantwortet gelten können, im Gegenteil, die Physik steckt bezüglich diverser Fragen zur Elementarteilchenphysik und den hiermit verknüpften Fragen zur Kosmologie eher in einer Krise. Vieles erscheint inzwischen als zu spekulativ und nicht ausreichend experimentell verifiziert. Das betrifft eine Reihe zentraler Kernfragen. Vieles verbleibt vielleicht für alle Zeiten rätselhaft und wird sich nie beantworten lassen.

Das vorliegende Kapitel umfasst die moderne Physik des 20. Jh. Mit ihrer Entwicklung gingen gravierende Auswirkungen auf alle Lebensbereiche einher: Atomkraft und Atombombe, Halbleitertechnik und Personalcomputer, Röntgenologie und Magnetspintomographie, usw., usf. Im Folgenden können nur die Grundlagen vermittelt werden. Für eine Vertiefung des Stoffes steht ein umfangreiches Schrifttum zur Verfügung. Aus der Menge mit wissenschaftlicher Ausrichtung wird auf [1–5] und solche mit populärwissenschaftlicher auf [6–10] verwiesen.

1.1 Atomhülle – Elektronen – Photonen

1.1.1 Bohr'sches Atommodell – Elektromagnetische Strahlung

1.1.1.1 Vorläufer des Bohr'schen Atommodells

In Bd. I, Abschn. 2.8 wurde das von N. BOHR (1885–1962) im Jahre 1913 vorgeschlagene Atommodell auf elementarer Grundlage vorgestellt. Nach diesem Modell bewegen sich die Elektronen um den Atomkern auf Schalen und Unterschalen. Jedes Element ist durch eine bestimmte Anzahl von Schalen ausgezeichnet. Die Belegungsdichte der Schalen mit Elektronen ist bei jedem Element unterschiedlich. Sie bestimmt die Eigenschaften der Atome und der aus ihnen aufgebauten Moleküle. Aus letzteren ist das Grundgerüst aller Stoffe aufgebaut. Auch die Strahlung, einschließlich des sichtbaren Lichts, konnte N. BOHR mit Hilfe seines Modells deuten.

Über die in Bd. I, Abschn. 2.7.2 skizzierte Darstellung hinaus, lässt sich die Entwicklung des Atommodells – historisch betrachtet – wie folgt zusammenfassen:

- Es waren LEUKIPPOS von MILET (480–420 v. Chr.) und DEMOKRITOS von ABDERA (460–370 v. Chr.), die vor zweieinhalb tausend Jahren als erste die Vermutung aussprachen, dass sich die Materie aus kleinen unteilbaren Teilchen zusammensetzen müsse. Bei ihnen ende die Teilbarkeit. Zwischen den Teilchen sei nur Leere.
- M. W. LOMONOSSOW (1711–1765) erkannte (1740), dass sich Goldplättchen bis auf $10^{-4} \text{ cm} = 10^{-3} \text{ mm}$ herunter auswalzen lassen. – B. FRANKLIN (1706–1790) ließ einen Teelöffel Öl (ca. 5 cm^3) auf einer ruhenden Wasserfläche ausfließen, das war 1773. Nach Ende des Ausfließens wurde eine Wasserfläche von ca. 2000 m^2 bedeckt. Hieraus schloss er auf eine Moleküldicke des Öls von

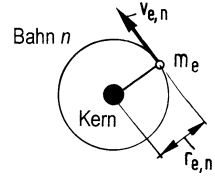
$$\text{ca. } 5 \text{ cm}^3 / 2 \cdot 10^7 \text{ cm}^2 = 2,5 \cdot 10^{-7} \text{ cm} = 2,5 \cdot 10^{-6} \text{ mm} = 0,0000025 \text{ mm}.$$

Es musste sich somit bei den Molekülen bzw. Atomen um extrem kleine Objekte handeln.

- J. DALTON (1766–1844) postulierte als erster in der Moderne eine wissenschaftlich fundierte Atomhypothese. Das war im Jahre 1808. In den Jahrzehnten darauf lieferten Chemie und kinetische Gastheorie viele weitere Beweise für die Existenz von Atomen und Molekülen. Dennoch war man vielfach nur zögernd bereit, deren Existenz als reale Objekte zu akzeptieren (vor einer allzu bildlichen Vorstellung sollte man sich auch heute hüten).
- M. FARADAY (1791–1867) erkannte im Jahre 1834 die Gesetze der Elektrolyse und den Zusammenhang zwischen den elektrischen Eigenschaften der Elemente und ihrer Atommasse.
- Die Entwicklung der Spektralanalyse durch R. BUNSEN (1811–1899) und G. KIRCHHOFF (1824–1887) ab dem Jahr 1859 und die Erstellung des Periodensystems der Elemente im Jahr 1869 durch D.I. MENDELEJEV (1834–1907) und L.J. MEYER (1830–1895) förderten die Vorstellungen über den Aufbau der Materie und den Zusammenhang mit der Strahlung nachhaltig.
- Die kinetische Gastheorie wurde von L. BOLTZMANN (1844–1906) und weiteren Forschern unter der Annahme winzig-kleiner, kompakter, elastischer Atom-Kügelchen entwickelt.
- Erst langsam und später bestätigte sich die Vermutung, dass sich die Atome selbst aus Bausteinen, aus Elementarteilchen, zusammensetzen. – Im Jahre 1858 entdeckte J. PLÜCKER (1801–1868) die aus einer Glühkathode austre-

tenden Kathodenstrahlen. – Aus dem von T.A. EDISON (1847–1931) im Jahre 1883 entdeckten glühelektrischen Effekt wurde geschlossen, dass es sich bei den Kathodenstrahlen um Elektronenstrahlen handeln müsse. – 1895 konnte J.B. PERRIN (1870–1942) nachweisen, dass die Teilchen der Kathodenstrahlen eine negative elektrische Ladung tragen.

- Die Kathodenstrahlen erwiesen sich als geeignet, die Struktur der Materie zu erforschen: P. LENARD (1862–1947) entdeckte 1893, dass die Strahlen eine dünne Aluminiumfolie weitgehend ungehindert durchdringen. Daraufhin erkundete er das Absorptionsvermögen der Stoffe, das sich als abhängig von der Massendichte der durchsetzten Schicht und als unabhängig von deren Zusammensetzung und Aggregatzustand erwies. Er schloss aus seinen Versuchen, dass das Atom aus einem sehr kleinen Kern, umgeben von einem großen Leerraum, bestehen müsse. Parallel dazu gelang es J.J. THOMSON (1856–1940) im Jahre 1897 in analogen Versuchen durch magnetische Ablenkung der Kathodenstrahlen, Ladung und Masse der Teilchen zu ermitteln. Nach seinen Versuchen musste die Masse eines Elektrons mehr als tausendmal kleiner sein als jene des Wasserstoffkerns. Für diese experimentell gewonnenen Erkenntnisse und Einsichten wurde P. LENARD im Jahre 1905 und J.J. THOMSON im Jahre 1906 mit dem Nobelpreis geehrt: Die Existenz von Elektronen als Partikel galt durch ihre Forschungen als gesichert.
- Aus der Sinkgeschwindigkeit ionisierter Öltröpfchen im elektrostatischen Feld gelang R.A. MILLIKAN (1868–1953) die erste quantitative Bestimmung ihrer elektrischen Ladung und damit die Bestimmung der elektrischen Elementarladung e . Das gelang ihm bei seinen Versuchen mit immer höherer Genauigkeit in der Zeit von 1906 bis 1917. Auch konnte er zeigen, dass die Moleküle stets ein ganzzahlig Vielfaches dieser Elementarladung tragen (für seine Forschungen erhielt er den Nobelpreis im Jahre 1923).
- Wie eingangs erwähnt, waren es schließlich die bahnbrechenden Versuche von R. RUTHERFORD und der hiermit verbundene Erkenntnisgewinn, auf den N. BOHR das von ihm vorgeschlagene Atommodell begründen konnte. Dabei gingen dem Bohr'schen Entwurf drei wichtige Hypothesen voraus: a) Die zutreffende Beschreibung der spektralen Energieverteilung der Wärmestrahlung des Schwarzen Körpers und die Einführung des Wirkungsquantums h als kleinste Energiewirkung durch M. PLANCK (1858–1947) im Jahre 1900, b) die Erklärung der Temperaturabhängigkeit der Brown'schen Bewegung durch A. EINSTEIN (1879–1955) im Jahre 1906 und c) die Deutung des photoelektrischen Effekts durch ihn. Dazu führte A. EINSTEIN das Strahlungsquant, das Photon, als ein Teilchen ein, welches Energie und Impuls trägt. Die Energie des Photons sei gequantelt: $E_n = n \cdot h \cdot \nu$.

Abb. 1.1

- Voraussetzung von alledem waren die Aussagen der parallel entwickelten Relativitätstheorien SRT und ART. – Dass die elektromagnetische Strahlung keines Äthers bedarf, war schon Jahre zuvor zweifelsfrei geklärt worden (Bd. III, Abschn. 1.1.3).

Im letzten Jahrzehnt des 19. Jahrhunderts und im ersten Jahrzehnt des 20. Jahrhunderts überschlugen sich die neuen Erkenntnisse, eine aufregende Zeit: Die Grundlagen der Quantenmechanik wurden gelegt, ihr eigentlicher Ausbau setzte indessen erst mit Beginn der zwanziger Jahre des 20. Jahrhunderts ein. In dem Zusammenhang seien schon an dieser Stelle die Namen W. HEISENBERG (1901–1976) und E. SCHRÖDINGER (1887–1961) genannt.

Gekennzeichnet war die Zeit von einer beispielhaften Zusammenarbeit über die nationalen Grenzen hinweg. N. BOHR erwies sich mit seinem Kopenhagener Institut als Förderer und ‚spiritus rector‘ der Entwicklung. Mit Beginn der dreißiger Jahre des 20. Jahrhunderts verlagerte sich der Schwerpunkt der weiteren Forschung zunehmend in den angelsächsischen Raum, insbesondere in die USA. Verantwortlich dafür waren u. a. die selbstzerstörerischen Zustände in Deutschland.

1.1.1.2 Erstes Bohr'sche Postulat (Wasserstoffatom)

Gemäß dem Ersten Bohr'schen Postulat können (bzw. dürfen) sich die Elektronen nur auf solchen Kreisbahnen bewegen, die der folgenden Bedingung genügen:

$$m_e \cdot 2\pi \cdot r_{e,n} \cdot v_{e,n} = n \cdot h \quad \rightarrow \quad m_e \cdot r_{e,n} \cdot v_{e,n} = n \cdot \frac{h}{2\pi}$$

Hierin ist m_e die Elektronenmasse ($m_e = 9,10938 \cdot 10^{-31}$ kg). $r_{e,n}$ und $v_{e,n}$ sind Radius bzw. Geschwindigkeit des Elektrons auf der zur Hauptquantenzahl n gehörenden Bahn (Abb. 1.1). h ist die Planck'sche Konstante. $n = 1$ kennzeichnet den Grundzustand.

Der angesprochenen Formel liegt folgender Gedanke zugrunde: Der Drehimpuls eines Körpers ist zu $L = J \cdot \omega$ definiert. Hierin ist J das Trägheitsmoment und ω die Winkelgeschwindigkeit des Körpers auf seiner Kreisbahn, vgl. Bd. II,

Abschn. 2.2.4: $\omega = v/r$. Da das Elektron als körperfreier Punkt gedeutet wird (der gleichwohl massebehaftet ist), ist sein Eigenträgheitsmoment Null ($J_S = 0$). Demgemäß verkürzt sich sein Trägheitsmoment zu

$$J = J_S + m \cdot r^2 = m \cdot r^2 = m_e \cdot r_e^2$$

und sein Drehimpuls zu:

$$L_e = J_e \cdot \omega_e = m_e \cdot r_e^2 \cdot v_e / r_e = (m_e \cdot v_e) \cdot r_e$$

Hierin ist m_e die Masse und r_e der Radius des Elektrons auf seiner Bahn. v_e ist seine Bahngeschwindigkeit. (Kürzer: Drehimpuls ist Impuls ($m_e \cdot v_e$) mal Bahnradius: $(m_e \cdot v_e) \cdot r_{e,n}$.)

Das Erste Bohr'sche Postulat besagt nunmehr: Der Drehimpuls eines Elektrons kann nur die Werte $n \cdot h/2\pi$ annehmen, wobei n ganzzahlig ist ($n = 1, 2, 3, \dots$):

$$\begin{aligned} L_{e,n} &\doteq n \cdot \frac{h}{2\pi} \quad \rightarrow \quad L_{e,n} = J_e \cdot \omega_{e,n} = m_e \cdot r_{e,n}^2 \cdot v_{e,n} / r_{e,n} \\ &= (m_e \cdot v_{e,n}) \cdot r_{e,n} \doteq n \cdot \frac{h}{2\pi} \end{aligned}$$

Das bedeutet: Der Drehimpuls des Elektrons kann nicht irgendwelche beliebigen Werte annehmen, sondern nur bestimmte (quantisierte) für $n = 1, 2, 3, \dots$. Durch das Postulat werden der Masse m_e bestimmte Bahnradien bzw. Bahngeschwindigkeiten zugewiesen. Wird $m_e \cdot v_{e,n} \cdot r_{e,n} = n \cdot h/2\pi$ nach $r_{e,n}$ bzw. $v_{e,n}$ aufgelöst, folgt:

$$r_{e,n} = \frac{n \cdot h/2\pi}{m_e \cdot v_{e,n}}; \quad v_{e,n} = \frac{n \cdot h/2\pi}{m_e \cdot r_{e,n}}$$

Bahnradius und Bahngeschwindigkeit sind nach dem Bohr'schen Modell in der Weise einander zugeordnet, dass **die Zentrifugalkraft, die das Elektron auf seiner Bahn erfährt, mit der elektrostatischen Anziehungskraft zwischen Proton und Elektron im Gleichgewicht steht**. Nur so ist ein stabiler Zustand des Atoms gewährleistet. – Die Zentrifugalkraft berechnet sich zu (Bd. II, Abschn. 2.2.3):

$$F = m_e \cdot r_n \cdot \omega^2 = m_e \cdot r_n \cdot \frac{v_n^2}{r_n^2} = m_e \cdot \frac{v_n^2}{r_n}$$

Anmerkung

Auf das Notieren des Index e für Elektron wird im Folgenden bei $r_{e,n}$ und $v_{e,n}$ verzichtet.

Für die elektrostatische Anziehungskraft gilt (Bd. III, Abschn. 1.2.1):

$$F = K_e \cdot \frac{e \cdot e}{r_n^2} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{e^2}{r_n^2} \quad \left(K_e = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \right)$$

ϵ_0 ist die Feldkonstante und e die elektrische Elementarladung. Die Ladung auf einem Proton ist $+e$ und jene auf einem Elektron $-e$. Die Ladungen haben entgegengesetzte Vorzeichen, sie ziehen sich an. Die Elementarladung beträgt: $e = 1,60218 \cdot 10^{-19}$ C. Die Gleichsetzung der Kräfte in den beiden voran gegangenen Gleichungen ergibt:

$$m_e \cdot \frac{v_n^2}{r_n} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{e^2}{r_n^2} \quad (\epsilon_0 = 8,85419 \cdot 10^{-12} \text{ F m}^{-1})$$

Aus dieser Gleichgewichtsgleichung wird die Bahngeschwindigkeit frei gestellt und zwar deren Quadrat:

$$v_n^2 = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{e^2}{m_e \cdot r_n}$$

Wird aus der Formel für das Erste Bohr'sche Postulat v_n freigestellt, quadriert und mit der vorstehenden Beziehung verknüpft, folgt der Bahnradius zu:

$$r_n = \frac{\epsilon_0 \cdot h^2}{\pi e^2} \cdot \frac{n^2}{m_e}$$

Das bedeutet: Der Bahnradius wächst mit dem Quadrat der Hauptquantenzahl n . Für den Grundzustand gilt ($n = 1$):

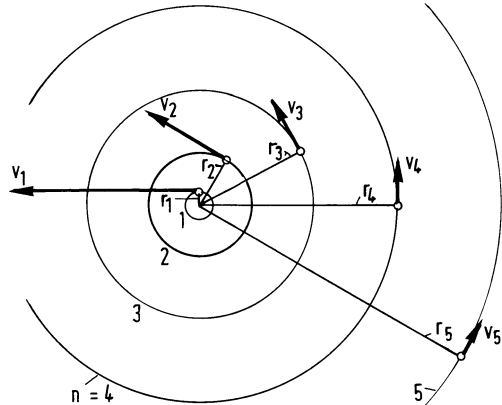
$$r_1 = \frac{\epsilon_0 \cdot h^2}{\pi e^2 \cdot m_e} = 0,53 \cdot 10^{-10} = 5,3 \cdot 10^{-11} \text{ m}$$

Man spricht vom **Bohr'schen Radius**. Er macht die winzigen Größenordnungen auf atomarer Ebene deutlich:

$$5,3 \cdot 10^{-11} \text{ m} = 5,3 \cdot 10^{-8} \text{ mm} = 0,000000053 \text{ mm}.$$

Anmerkungen

Ehemals wurde der Atomdurchmesser $1 \cdot 10^{-7} \text{ mm} = 1 \cdot 10^{-8} \text{ cm} = 1 \cdot 10^{-10} \text{ m}$ mit ‚Ångström‘ (1 Å) abgekürzt. – Der Atomkern ist mit ca. $2 \cdot 10^{-12} \text{ mm}$ nochmals sehr viel kleiner als das zugehörige Atom.

Abb. 1.2

Die zur Hauptquantenzahl n gehörende Bahngeschwindigkeit ergibt sich, wenn r_n in obige Gleichung für $v_{e,n}$ eingesetzt wird, zu:

$$v_n = \frac{e^2}{2\varepsilon_0 \cdot h} \cdot \frac{1}{n}; \quad v_1 = \frac{e^2}{2\varepsilon_0 \cdot h} = 2,2 \cdot 10^6 \text{ m/s} \quad \left(= \frac{1}{136} \cdot c_0 \right),$$

c_0 ist die Lichtgeschwindigkeit im Vakuum.

In Abb. 1.2 ist das Ergebnis veranschaulicht. Dargestellt sind fünf Elektronenbahnen ($n = 1, 2, 3, 4, 5$) mit den zugehörigen Bahngeschwindigkeiten $v_1, v_2, \dots$ (als Vektoren gezeichnet). Der Abstand der Schalen wächst quadratisch an, die Bahngeschwindigkeiten sinken linear mit n : v_2 ist gleich $v_1/2$, v_3 ist gleich $v_1/3$ usf. Da die Verhältnisse im Planetensystem ähnlich liegen, wird das Bohr'sche Atommodell gerne hiermit verglichen. Die Unterschiede sind indessen signifikant:

1. Die Planetenbahnen können jeden beliebigen Abstand zur Sonne annehmen, wohl muss ihre Bahngeschwindigkeit den Kepler'schen Gesetzen genügen.
2. Im Laufe von Jahrmillionen verändern sich die Bahnelemente der Planeten kontinuierlich, wenn auch langsam. Beim Atom sind sie dagegen konstant! Da der Raum zwischen dem Kern des Atoms und der äußeren Begrenzung der Elektronenbahnen leer ist, wird auf die Elektronen offensichtlich keine Bremswirkung ausgeübt. Solange die Temperatur über dem absoluten Nullpunkt liegt, 'kreisen' die Elektronen stationär auf ihren Bahnen (wohl von Ewigkeit zu Ewigkeit). Fällt die Temperatur auf den absoluten Nullpunkt, herrscht Stillstand. Diese Modellansätze werden an späterer Stelle noch zu modifizieren sein!

1.1.1.3 Zweites Bohr'sches Postulat (Wasserstoffatom)

Mit r_n und v_n sind Radius bzw. Geschwindigkeit auf der Kreisbahn n festgelegt. Als Punktmasse wohnt dem Elektron auf seiner Bahn die kinetische Energie

$$E_{\text{kin},n} = \frac{1}{2} m_e \cdot v_n^2 = \frac{1}{2} \cdot \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 \cdot r_n} = \frac{e^2}{8\pi\epsilon_0 \cdot r_n}$$

inne (Bd. II, Abschn. 2.2.5). Hierin ist v_n^2 durch die nach dem 1. Postulat sich ergebende obige Gleichung ersetzt. – Für die Berechnung der potentiellen Energie der Punktmasse m_e im Abstand r_n vom Zentrum des Atoms wird auf Bd. II, Abschn. 2.8.7 zurück gegriffen. Im vorliegenden Falle ist es nicht das gravitative, sondern das elektrostatische Feld, in welchem sich die Punktmasse befindet. Beide Felder werden von Gleichungen beherrscht, in welchen die Kraft mit dem Abstandsquadrat der wechselwirkenden Massen bzw. Ladungen sinkt. Für die wechselwirkenden Ladungen Q und q berechnet sich die potentielle Energie zu:

$$E_{\text{pot}} = -K_e \cdot \frac{Q \cdot q}{r} = -\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{Q \cdot q}{r}$$

Hinweise

1. In Bd. III, Kap. 1 steht E für die elektrostatische Feldstärke. 2. Für $r = 0$ ergibt sich E_{pot} zu: $-\infty$. Im Abstand $r = \infty$ ist die elektrostatische Kraft Null, ebenso deren potentielle Energie. Vgl. Analogie zum Gravitationsfeld, Bd. II, Abschn. 2.8.7.

Die zur Hauptquantenzahl n gehörende potentielle Energie beträgt (Q und q sind jeweils gleich e):

$$E_{\text{pot},n} = -\frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 \cdot r_n} = -\frac{2 \cdot e^2}{8\pi\epsilon_0 \cdot r_n}$$

Bildet man die Summe aus kinetischer und potentieller Energie, folgt:

$$E_n = E_{\text{kin},n} + E_{\text{pot},n} = -\frac{e^2}{8\pi\epsilon_0 \cdot r_n}$$

Wird r_n durch obige Gleichung für r_n ersetzt, ergibt sich nach kurzer Umformung;

$$E_n = -\frac{e^4 \cdot m_e}{8\epsilon_0^2 \cdot h^2} \cdot \frac{1}{n^2}$$

Wechselt das Elektron von einer niederen Bahn n_N auf eine höhere Bahn n_H , beträgt die Energiedifferenz zwischen der neuen Bahn (H) und jener auf der vorherigen Bahn (N):

$$\begin{aligned}\Delta E &= E_H - E_N = -\frac{e^4 \cdot m_e}{8\varepsilon_0^2 \cdot h^2} \cdot \frac{1}{n_H^2} - \left(-\frac{e^4 \cdot m_e}{8\varepsilon_0^2 \cdot h^2} \cdot \frac{1}{n_N^2} \right) \\ \rightarrow \Delta E &= \frac{e^4 \cdot m_e}{8\varepsilon_0^2 \cdot h^2} \cdot \left(\frac{1}{n_N^2} - \frac{1}{n_H^2} \right)\end{aligned}$$

Man beachte: $n_N < n_H$, das bedeutet: ΔE ist beim Übergang von einer niederen auf eine höhere Bahn positiv, das Elektron erfährt einen Energiezuwachs um den Betrag ΔE . Wechselt ein Elektron aus einer höheren Bahn auf eine niedrigere, weist das Elektron einen Energieüberschuss vom Betrage ΔE auf. Das Zweite Bohr'sche Postulat besagt nun, dass **dieser Energieüberschuss beim Sprung des Elektrons auf eine niedrigere Bahn als Energiequant in Form eines Photons abgestrahlt wird**. Die Energie des Photons ist demgemäß ΔE . Für das Quant der abstrahlenden Welle gilt nach der Planck-Einstein-Beziehung und wegen $\nu \cdot \lambda = c_0$:

$$E_{\text{Quant}} = h \cdot \nu = h \cdot c_0 \frac{1}{\lambda}$$

ν ist die Frequenz der elektromagnetischen Welle und λ deren Wellenlänge; h ist das Planck'sche Wirkungsquantum und c_0 die Lichtgeschwindigkeit im Vakuum.

Wird ΔE mit E_{Quant} gleichgesetzt, kann diese Gleichung nach der Frequenz und Wellenlänge, bzw. ihrem Kehrwert, aufgelöst werden:

$$\begin{aligned}\nu &= \frac{e^4 \cdot m_e}{8\varepsilon_0^2 \cdot h^3} \cdot \left(\frac{1}{n_N^2} - \frac{1}{n_H^2} \right) \\ \rightarrow \frac{1}{\lambda} &= \frac{e^4 \cdot m_e}{8\varepsilon_0^2 \cdot h^3} \cdot \frac{1}{c_0} \cdot \left(\frac{1}{n_N^2} - \frac{1}{n_H^2} \right) = R_\infty \cdot \left(\frac{1}{n_N^2} - \frac{1}{n_H^2} \right)\end{aligned}$$

R_∞ ist die Rydberg-Konstante des Wasserstoffs (nach J.R. RYDBERG (1854–1919)). Werden die Fundamentalkonstanten für e , m_e , ε_0 , h und c_0 eingesetzt, ergibt sich als Zahlenwert für R_∞ :

$$R_\infty = \underline{1,09737316 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}}$$

Lässt man n_N und $n_H > n_N$ unterschiedliche Werte annehmen, gewinnt man aus der Gleichung für ν bzw. für $1/\lambda$ jene Frequenzen bzw. Wellenlängen, mit

$n_H \backslash n_N$	$n_N = 1$ K		$n_N = 2$ L		$n_N = 3$ M		$n_N = 5$ N		$n_N = 6$ O	
	λ	E_{Quant}	λ	E_{Quant}	λ	E_{Quant}	λ	E_{Quant}	λ	E_{Quant}
2	121,502	10,204								
3	102,518	12,094	656,112	1,890						
4	97,202	12,755	486,006	2,551	1874,61	0,661				
5	94,924	13,061	433,937	2,857	1281,47	0,967	4050,08	0,306		
6	93,730	13,227	410,070	3,023	1093,52	1,134	2624,45	0,472	7455,8	0,166
7	93,025	13,328	396,907	3,124	1004,67	1,234	2164,95	0,573	4651,3	0,267
8	92,573	13,393	388,807	3,189	954,35	1,299	1944,04	0,638	3738,5	0,332
9	92,266	13,437	383,442	3,233	922,66	1,344	1816,93	0,682	3295,2	0,376
10	92,047	13,469	379,695	3,265	901,25	1,376	1735,75	0,714	3037,6	0,408
100	91,136	13,604	364,652	3,400	820,88	1,510	1460,36	0,849	2283,9	0,543
1000	91,127	13,605	364,508	3,401	820,14	1,512	1458,05	0,850	2278,2	0,544
	nm	eV	nm	eV	nm	eV	nm	eV	nm	eV

Abb. 1.3

denen die Photonen das Atom (mit Lichtgeschwindigkeit) verlassen. Die dabei abgestrahlte Energie, die das Photon mit sich führt, ist gleich E_{Quant} .

Es ist üblich (was auch mit der historischen Entwicklung zusammenhängt), die Energie des Photons nicht in Joule (J), sondern in Elektronenvolt (eV) anzugeben. Die Umrechnung lautet (vgl. hier Bd. II, Abschn. 1.12):

$$1 \text{ J} = 6,2414 \cdot 10^{18} \text{ eV}$$

Das Planck’sche Wirkungsquantum nimmt damit folgende Form an:

$$h = 6,6261 \cdot 10^{-34} \cdot 6,2414 \cdot 10^{18} = 4,1356 \cdot 10^{-15} \text{ eV} \cdot \text{s}$$

Für $h \cdot c_0$ ergibt sich:

$$h \cdot c_0 = 4,1356 \cdot 10^{-15} \cdot 2,9978 \cdot 10^8 = 1,2398 \cdot 10^{-6} \text{ eV} \cdot \text{m}$$

Die Tabelle in Abb. 1.3 enthält die Auswertung der obigen Gleichung, also die Quantenenergie E_{Quant} als Funktion von λ : Die Serien für $n_N = 1, 2, 3$ usf. tragen die Namen jener Physiker, die die jeweilige Serie im Emissions-Spektrum des Wasserstoffs entdeckt haben (vgl. folgenden Abschnitt). Wie aus der Tabelle hervorgeht, sind den Serien unterschiedliche Wellenlängenbereiche zugeordnet; sie gelten in dieser Form, wie hergeleitet, nur für das Wasserstoffatom!

$n_N = 1$: $\lambda = 121$ bis 91 nm, K-Serie nach T. LYMAN (1874–1954)

$n_N = 2$: $\lambda = 656$ bis 365 nm, L-Serie nach J. BALMER (1825–1898)

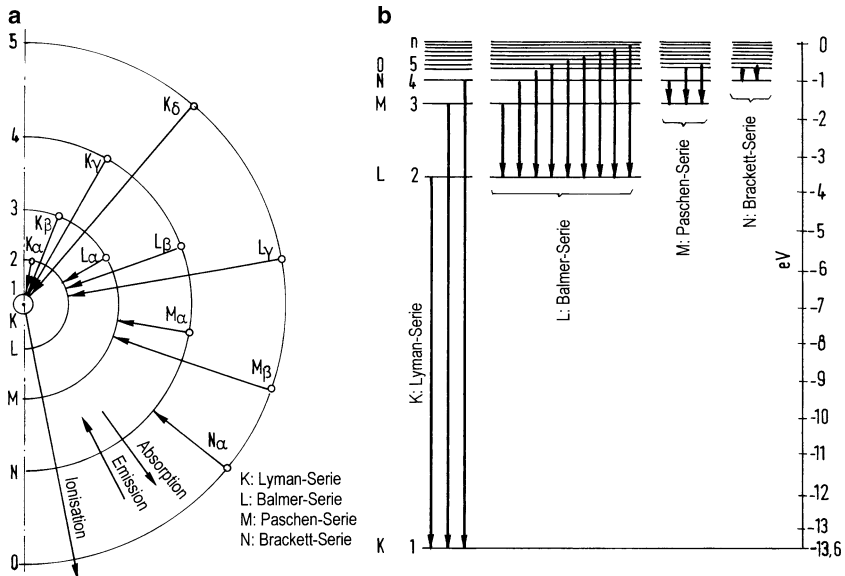


Abb. 1.4

$n_N = 3$: $\lambda = 1875$ bis 820 nm, M-Serie nach F. PASCHEN (1865–1942)

$n_N = 4$: $\lambda = 4050$ bis 1458 nm, N-Serie nach F. BRACKETT (1896–1988)

$n_N = 5$: $\lambda = 7456$ bis 2278 nm, O-Serie nach A. PFUND (1879–1949)

Die K-Serie liegt im UV-Gebiet (UV: ultraviolett), die M-, N- und O-Serie liegen im IR-Gebiet (IR: infrarot). Nur die L-Serie ($n_N = 2$) liegt im Bereich des sichtbaren Lichts, sie wurde als erste im Jahre 1884 entdeckt. Die einzelnen Stufen innerhalb der Serien tragen griechische Buchstaben, z. B. bei der Balmer-Serie: $L\alpha, L\beta, L\gamma$ usw. –

In Abb. 1.4a sind die im Atom ablaufenden Vorgänge veranschaulicht. Bei einem Sprung von einer äußeren auf eine innere Bahn wird ein Quant emittiert. Wird ein Quant eingefangen, also absorbiert, springt das Elektron von einer inneren auf eine äußere Bahn. Letzteres setzt voraus, dass das Photon eine Energie trägt, die gleich der Energiedifferenz zwischen den beiden Bahnen ist. Man spricht von **Quantensprüngen**. Abb. 1.4b zeigt das Termschema bis einschließlich der N-Serie mit den möglichen Sprüngen auf das Grundniveau der jeweiligen Serie. Die Bahnen werden auch als Quantenbahnen bezeichnet.

1.1.1.4 Beispiele und Ergänzungen

1. Beispiel

Gesucht sind Bahnradius, Bahngeschwindigkeit und Bahnumlaufzeit des Elektrons des Wasserstoffatoms auf seiner 1. Quantenbahn ($n = 1$). – Die Formel für den Bahnradius lautet:

$$r_{e,n} = \frac{\varepsilon_0 \cdot h^2}{\pi \cdot e^2} \cdot \frac{n^2}{m_e} = \frac{\varepsilon_0}{e^2} \cdot \frac{h^2}{\pi} \cdot \frac{n^2}{m_e}$$

Im Einzelnen wird gerechnet (vgl. hier die Tabelle mit den Naturkonstanten in Bd. I, Abschn. 2.2):

$$\begin{aligned} \varepsilon_0 &= \frac{1}{\mu_0 \cdot c_0^2} = \frac{1}{4\pi \cdot 10^{-7} \cdot (2,99792 \cdot 10^8)^2} \cdot \frac{1}{\text{N} \cdot \text{A}^{-2} \cdot (\text{m/s})^2}; \\ e &= 1,60218 \cdot 10^{-19} \text{ A} \cdot \text{s} \quad (\text{C} = \text{A} \cdot \text{s}) \\ \frac{\varepsilon_0}{e^2} &= \frac{1}{4\pi \cdot 10^{-7} \cdot 2,99792^2 \cdot 10^{16} \cdot (1,60218)^2 \cdot 10^{-38}} \cdot \frac{1}{\text{N} \cdot \text{A}^{-2} \cdot (\text{m/s})^2 \cdot (\text{A} \cdot \text{s})^2} \\ &= \frac{1}{289,9162 \cdot 10^{-7} \cdot 10^{16} \cdot 10^{-38}} \cdot \frac{1}{\text{N} \cdot \text{m}^2} = 0,0034493 \cdot 10^{29} \cdot \frac{1}{\text{N} \cdot \text{m}^2} \\ &= \frac{3,4493 \cdot 10^{26}}{\text{N} \cdot \text{m}^2} \end{aligned}$$

Mit $h = 6,62607 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ und $m_e = 9,10938 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$ wird weiter gerechnet:

$$\begin{aligned} r_1 &= \frac{3,4493 \cdot 10^{26} \cdot (6,62607 \cdot 10^{-34})^2 \cdot 1^2}{\pi \cdot 9,10938 \cdot 10^{-31}} = 5,2918 \cdot 10^{26} \cdot 10^{-68} \cdot 10^{31} \cdot \frac{(\text{J} \cdot \text{s})^2}{\text{N} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{kg}} \\ &= \underline{5,2918 \cdot 10^{-11} \text{ m}} \end{aligned}$$

Die Formel für die Geschwindigkeit lautet:

$$\begin{aligned} v_{e,n} &= n \cdot \frac{h}{2\pi \cdot m_e} \cdot \frac{1}{r_{e,n}} \\ v_1 &= 1 \cdot \frac{h}{2\pi \cdot m_e} \cdot \frac{1}{r_1} = 1 \cdot \frac{6,62607 \cdot 10^{-34}}{2\pi \cdot 9,10938 \cdot 10^{-31}} \cdot \frac{1}{5,2918 \cdot 10^{-11}} \cdot \frac{\text{J} \cdot \text{s}}{\text{kg}} \cdot \frac{1}{\text{m}} \\ &= \underline{2,1877 \cdot 10^6 \text{ m/s.}} \end{aligned}$$

Die Umlaufzeit berechnet sich zu: Länge der Umlaufbahn dividiert durch Geschwindigkeit:

$$T_{e,n} = \frac{2\pi \cdot r_{e,n}}{v_{e,n}}; \quad T_1 = \frac{2\pi \cdot 5,2918 \cdot 10^{-11}}{2,1877 \cdot 10^6} \cdot \frac{\text{m}}{\text{m/s}} = \underline{1,5198 \cdot 10^{-16} \text{ s}}$$

Die kinetische und potentielle Energie des Elektrons auf der Bahn und deren Summe berechnen sich zu:

$$E_{\text{kin},n} = \frac{1}{2} \cdot m_e \cdot v_{e,n}^2; \quad E_{\text{pot},n} = -2E_{\text{kin},n}; \quad E_n = E_{\text{kin},n} + E_{\text{pot},n} = -E_{\text{kin},n}$$

Die Tabelle in Abb. 1.5 weist das Ergebnis der Zahlenrechnung einschließlich $n = 2$ und $n = 3$ aus; die Einheit für E_n ist in J und in eV ausgewiesen.

Abb. 1.5

n	r_n	v_n	T_n	$E_{\text{kin},n}$	$E_{\text{pot},n}$	E_n	E_n
1	5,2918	2,1877	1,5198	21,799	- 43,598	- 21,799	- 13,606
2	21,167	1,0939	12,158	5,4502	- 10,9004	- 5,4502	- 3,402
3	47,626	0,7292	41,037	2,4219	- 4,8438	- 2,4219	- 1,512
	$\cdot 10^{-11}$ m	$\cdot 10^6$ m/s	$\cdot 10^{-16}$ s	$\cdot 10^{-19}$ J	$\cdot 10^{-19}$ J	$\cdot 10^{-19}$ J	- eV

2. Beispiel

Die Ionisierungsenergien der fünf Serien können der Zahlentafel in Abb. 1.3 zu 13,605 eV, 3,402 eV, 1,512 eV usw. direkt entnommen werden, vgl. auch die Tabelle in Abb. 1.5. – Die Zunahme der potentiellen Energie eines Elektrons beim Übergang von der 1. auf die 2. und von der 2. auf die 3. Quantenbahn berechnet sich zu (vgl. Tabelle in Abb. 1.5):

$$1 \rightarrow 2: -43,598 \cdot 10^{-19} - (-10,9004 \cdot 10^{-19}) = -32,698 \cdot 10^{-19} \text{ J} = \underline{-20,41 \text{ eV}}$$

$$2 \rightarrow 3: -10,9004 \cdot 10^{-19} - (-4,8438 \cdot 10^{-19}) = -6,057 \cdot 10^{-19} \text{ J} = \underline{-3,78 \text{ eV}}$$

Damit das Elektron von der 1. auf die 2. bzw. 3. Quantenbahn springt, muss dem Atom folgende Energie zugeführt werden (in eV), vgl. Tabelle in Abb. 1.3:

$$1 \rightarrow 2: (13,606 - 3,402) = \underline{10,20 \text{ eV}}; \quad 2 \rightarrow 3: (3,402 - 1,512) = \underline{1,89 \text{ eV}}.$$

Springt das Elektron von der 4. auf die 3. Quantenbahn, handelt es sich gemäß Abb. 1.3 um einen Sprung innerhalb der M-Serie (Paschen-Serie). Aus der Tabelle in Abb. 1.3 entnimmt man hierfür die Wellenlänge $\lambda = 1874,61 \cdot 10^{-9} \text{ m}$. Das bedeutet eine Frequenz von

$$\nu = c_0/\lambda = 2,99792 \cdot 10^8 / 1874,61 \cdot 10^{-9} = \underline{1,599 \cdot 10^{14} \text{ Hz}}.$$

Das Photon hat die Energie: 0,661 eV.

3. Beispiel

Mit Hilfe der Tabelle in Abb. 1.3 können die ersten drei Serien zum Gesamtspektrum des Wasserstoffatoms als Funktion der Wellenlänge λ überlagert werden. Abb. 1.6 zeigt das Ergebnis: Die λ -Achse ist in nm. (Nanometer) logarithmisch skaliert. Der sichtbare Bereich des Spektrums umfasst die Balmer-Serie, vgl. Abbildung.

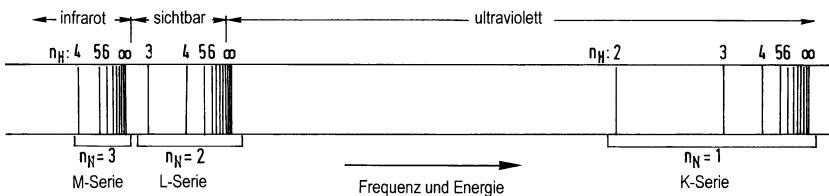
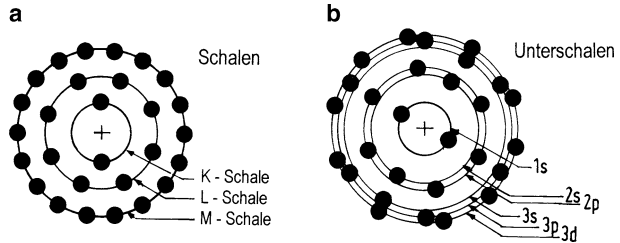
**Abb. 1.6**

Abb. 1.7



1.1.2 Quantenmechanisches Schalenmodell

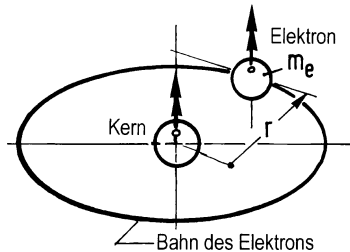
Frühzeitig wurde erkannt, dass sich das Bohr'sche Modell des H-Atoms auf höhere Elemente (von Ionen mit einem Elektron abgesehen) nicht übertragen ließ. Es bedurfte eines erweiterten Modells, welches die experimentellen Befunde jener Zeit einbinden konnte.

Von A. SOMMERFELD (1868–1951) wurde zunächst vorgeschlagen, die kreisförmigen Elektronenbahnen des Bohr'schen Modells durch elliptische mit unterschiedlicher Exzentrizität zu ersetzen. Dieses Modell wurde später ergänzt bzw. ersetzt und zwar durch ein solches, bei welchem sich die **Elektronen auf Schalen und Unterschalen bewegen**. In das Modell konnten die seinerzeit erkannten magnetischen Eigenschaften des Elektrons mit einbezogen werden. Die quantenmechanische Begründung gelang in der Zeit von 1915 bis 1925. Die Unterschalen wurden schließlich durch sogen. **Orbitale** ersetzt. Das Orbital eines Elektrons gibt die Belegungsdichte an, genauer, die Auftretenswahrscheinlichkeit des Elektrons im Umfeld des Atomkerns (engl.: orbit = Umlaufbahn). Dieses Modell ist heute Standard und bildet die Grundlage für die Deutung der chemischen Verbindungen der Atome zu Molekülen.

Das Schalenmodell ist anschaulich und vermag den Aufbau des Periodensystems der Elemente (PSE) zu erklären; es wird im Folgenden in Kurzform vorgestellt. Die Erweiterung zum Orbitalmodell bedarf dann nur noch geringer Modifikationen.

Beim Schalenmodell werden 7 (Haupt-)Schalen unterschieden. Sie werden von innen nach außen mit K-, L-, M-, N-, O-, P- und Q-Schale benannt (Abb. 1.7a).

Ihnen sind die **Hauptquantenzahlen** $n = 1, 2, 3, \dots, 7$ zugeordnet. Die Schalen gliedern sich ihrerseits in Unterschalen, man spricht auch von Teilschalen (Abb. 1.7b). Die Schalen sind in Abb. 1.7 als Kreisbahnen dargestellt. Diese Darstellung ist nicht korrekt. Real liegen die einzelnen Bahnen der Unterschalen nicht scheibenförmig in einer Ebene, sondern räumlich unter einem Winkel zueinander.

Abb. 1.8

Die Bewegungsebene der p-Unterschale steht senkrecht zu jener der innersten s-Unterschale. Die Ebene der d-Unterschale liegt zwischen den Ebenen der s- und d-Unterschale, usf., und das in gleicher Weise für jedes Schalenensemble, also für die zur K-, L-, M-Schale usw. gehörenden s-, p-, d-Unterschalen jeweils neu. Der Grund für diese Ordnung liegt in der negativen Ladung der Elektronen. Sie stoßen sich gegenseitig ab. Sie ordnen sich so, dass sie sich möglichst gleichweit voneinander entfernt bewegen und dabei nicht zusammenstoßen.

Bezogen auf das Kernzentrum ist jedem Elektron ein Drehimpuls zugeordnet, also das Produkt aus Masse mal Bahngeschwindigkeit mal Radius (Abb. 1.8). Dem Drehimpuls jedes Elektrons ist eine bestimmte Energie zugehörig, wie vom H-Atom bekannt (2. Bohr'sches Postulat). Diese für jedes Elektron typische Energie ist umso höher, je weiter das Elektron vom Kern entfernt liegt. Darüber hinaus tragen die Elektronen infolge ihrer Drehung um ihre eigene Achse einen bestimmten Spin (Abb. 1.8), entweder rechtsdrehend (positiv) oder linksdrehend (negativ). Zudem bauen die elektrisch geladenen Elektronen als Folge ihres Bahnumlaufs und ihrer Rotation Magnetfelder auf. In Abhängigkeit vom Drehsinn sind sie entweder positiv oder negativ orientiert. Auch hiermit gehen Energieaufspaltungen auf dem Niveau der Unterschalen einher. – Der Aufbau der Atomhülle ist offensichtlich komplex. Entweder man veranschaulicht sich den Aufbau durch geometrische Bahnen (wie in Abb. 1.7 geschehen) oder begreift ihn als energetisches Abstraktum.

Zusammenfassung Die Energiestufen, die ein Atom annehmen kann, sind durch vier unterschiedliche physikalische Zustände seiner Elektronen auf ihren Schalenbahnen in der Atomhülle gekennzeichnet. Die Zustandsgrößen, einschließlich der zugehörigen Quantenzahlen, sind:

- Bahndrehimpuls $\leftrightarrow$ Hauptquantenzahl n ,
- Eigendrehimpuls (Spin) $\leftrightarrow$ Nebenquantenzahl l ,
- Magnetisches Bahnmoment $\leftrightarrow$ Magnetquantenzahl m ,
- Magnetisches Spinnmoment $\leftrightarrow$ Spin(magnet)quantenzahl $l \pm \frac{1}{2}$.

Abb. 1.9

Schale	Haupt- quanten- zahl n	Unterschale							Magnetquantenzahl m								Spin- quanten- zahl s
		s	p	d	f	g	h	i									
		Nebenquantenzahl l															
Q	7	0	1	2	3	4	5	6	0	±1	±2	±3	±4	±5	±6	±1/2	
P	6	0	1	2	3	4	5		0	±1	±2	±3	±4	±5		±1/2	
O	5	0	1	2	3	4			0	±1	±2	±3	±4			±1/2	
N	4	0	1	2	3				0	±1	±2	±3				±1/2	
M	3	0	1	2					0	±1	±2					±1/2	
L	2	0	1						0	±1						±1/2	
K	1	0							0							±1/2	

Die Größen treten gequantelt auf, also jeweils als ganzzahlige Vielfache ihres kleinsten Quants, der Spin dem Betrage nach zu $0\hbar$, $1/2\hbar$, $1\hbar$ von $\hbar = h/(2\pi)$.

Die physikalischen Zustandsformen eines Elektrons in Verbindung mit den zugeordneten Quantenzahlen sind eigentlich nur quantenmechanisch verständlich. Es ist zudem nicht so, dass ein Elektron beliebige (Energie-)Zustände annehmen kann. Nach dem von W. PAULI (1900–1958) im Jahre 1925 angegebenen **Ausschlussprinzip** kann sich in den durch die vier Quantenzahlen möglichen Zuständen immer nur ein Elektron aufhalten. Hierbei handelt sich um ein Naturgesetz, es bestimmt den Aufbau der einzelnen Elemente. Das Prinzip gilt in der gesamten Atomphysik. Für die Entdeckung des Prinzips und für seine Beiträge zur Quantenmechanik wurde W. PAULI im Jahre 1945 der Nobelpreis zuerkannt.

Der Aufbau der Elektronenhülle sei im Folgenden nochmals etwas ausführlicher erklärt, wobei immer wieder betont werden muss, dass es sich um ein Modell handelt, das sich der Anschaulichkeit halber an der klassischen Physik orientiert: Die Atome der einzelnen Elemente unterscheiden sich in der Elektronenbelegung auf den Schalen bzw. Unterschalen. Die Elektronen tragen auf den Schalen bzw. Unterschalen unterschiedliche Energien, zudem sind ihnen unterschiedliche magnetische Eigenschaften zugeordnet, Abb. 1.9 vermittelt einen Überblick.

Die Zahl n , also die Hauptquantenzahl, bestimmt die auf der Schale maximal mögliche Belegung mit Elektronen, also die Anzahl der max. Elektronenplätze. Diese Anzahl beträgt: $2n^2$. Je weiter die Schale vom Kern entfernt liegt, umso größer ist ihre ‚Oberfläche‘, umso mehr Elektronen kann sie aufnehmen.

Beispiel

Die Schale O mit der Hauptquantenzahl $n = 5$ hat maximal $2 \cdot 5^2 = 50$ (mögliche) Plätze. – Die Anzahl der Unterschalen pro Schale ist gleich n , also gleich der Hauptquantenzahl dieser

a

Schale	n	$2n^2$	Unterschale						
Q	7	98	s	p	d	f	g	h	i
P	6	72	s	p	d	f	g	h	
O	5	50	s	p	d	f	g		
N	4	32	s	p	d	f			
M	3	18	s	p	d				
L	2	8	s	p					
K	1	2	s						

 n : Hauptquantenzahl $2 \cdot n^2$: Elektronenplätze**b**

Unterschalen		
Unter-schale	l	$2(2l+1)$
i	6	26
h	5	22
g	4	18
f	3	14
d	2	10
p	1	6
s	0	2

 l : Nebenquantenzahl $2 \cdot (2l + 1)$: Elektronenplätze**Abb. 1.10**

Schale. Die Schale O mit $n = 5$ hat somit 5 Unterschalen. Jede dieser Unterschalen wird durch die **Nebenquantenzahl** $l = 0, 1, \dots, n - 1$ gekennzeichnet. Die Zahl l bestimmt die maximal mögliche Anzahl der Elektronenplätze auf der Unterschale, sie beträgt: $2(2l + 1)$.

Von innen nach außen werden die Unterschalen mit s, p, d, f, g, h und i benannt. Im Beispiel: Die Schale O ($n = 5$) hat fünf Unterschalen. Sie werden mit

$$5s \ (l = 0), \quad 5p \ (l = 1), \quad 5d \ (l = 2), \quad 5f \ (l = 3) \quad \text{und} \quad 5g \ (l = 4)$$

durchnummeriert.

Auf den fünf Unterschalen ist Platz für maximal 2, 6, 10, 14, 18 Elektronen, das stimmt in der Summe mit der oben angeschriebenen Zahl 50 überein:

$$\text{Unterschale s: } l = 0: \quad 2(2 \cdot 0 + 1) = 2 \text{ Elektronen}$$

$$\text{Unterschale p: } l = 1: \quad 2(2 \cdot 1 + 1) = 6 \text{ Elektronen}$$

$$\text{Unterschale d: } l = 2: \quad 2(2 \cdot 3 + 1) = 10 \text{ Elektronen}$$

$$\text{Unterschale f: } l = 3: \quad 2(2 \cdot 3 + 1) = 14 \text{ Elektronen}$$

$$\text{Unterschale g: } l = 4: \quad 2(2 \cdot 4 + 1) = 18 \text{ Elektronen}$$

In Abb. 1.10 sind die maximal **möglichen** Elektronenbelegungen auf den Schalen bzw. Unterschalen zusammengestellt. Die **tatsächliche** Belegung weicht davon mehr oder weniger ab. Die reale Auffüllung der Schalen mit Elektronen bis zur jeweils größtmöglichen Anzahl kennzeichnet das jeweilige Element und damit seine physikalischen und chemischen Eigenschaften!

Beispiel

Eisen hat 4 Schalen (K, L, M, N) und folgende Elektronenkonfiguration auf diesen (e steht für Elektron):

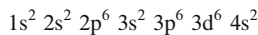
Schale K ($n = 1$): Unterschale s ($l = 0$): 2e

Schale L ($n = 2$): Unterschale s ($l = 0$): 2e, Unterschale p ($l = 1$): 6e

Schale M ($n = 3$): Unterschale s ($l = 0$): 2e, Unterschale p ($l = 1$): 6e, Unterschale d ($l = 2$): 6e

Schale N ($n = 4$): Unterschale s ($l = 0$): 2e

Aufsummiert sind es somit $2 + 8 + 14 + 2 = 26$ Elektronen. Das entspricht den 26 Protonen im Kern ($Z = 26$). Bei der Schale M ($n = 3$) ist die Unterschale d real nur mit 6 Elektronen besetzt, möglich wären 10. Bei der Schale N ist nur Unterschale s (quasi sie selbst) mit 2 Elektronen belegt. – Die Benennung der Elektronenkonfiguration lautet:



Die Anzahl der Elektronen auf den einzelnen Unterschalen wird als Hochindex notiert (es handelt sich also nicht um einen Exponenten!).

Die 7 Hauptschalen entsprechen den 7 Perioden im Periodensystem der Elemente (PSE; vgl. Abb. 1.19 in Bd. I, Abschn. 2.8). Pro Periode, also pro Hauptschale, gibt es im PSE 8 Hauptgruppen (römisch I bis VIII), die sich in 18 Untergruppen untergliedern.

Der Aufbau der äußerten Hauptschale, insbesondere die Elektronenbelegung auf der äußersten Unterschale, bestimmt, wie bereits ausgeführt, das chemische Verhalten und die elektrische Leitfähigkeit des Elementes. Aus der Zusammenstellung in Abb. 1.11a wird deutlich, dass im Periodensystem bei der **Gruppe IA** die äußerste Unterschale (hier s) immer nur mit einem Elektron besetzt ist, weiter innen liegende Unterschalen sind z. T. gar nicht besetzt! Bei der **Gruppe VIIIA** ist es umgekehrt, es handelt sich um Edelgase. In diesem Falle ist die äußerte Unterschale (hier p) mit 6 Elektronen jeweils voll besetzt, einschließlich der s-Schale sind es zusammen 8 Elektronen (Abb. 1.11b).

Daraus wird verständlich, warum die innerhalb einer Gruppe liegenden Elemente (sie liegen im PSE untereinander) ein jeweils ähnliches Verhalten aufweisen: Die Elemente in den unteren Gruppen sind chemisch reaktionsfreudiger und sind wegen der ‚freien‘ Elektronen auf der äußersten (Unter-)Schale schwächer am Kern gebunden und demgemäß leichter ionisierbar, sie sind gute **elektrische Leiter**. Die Elemente der höheren Gruppen sind chemisch träger und keine guten Leiter. Die Elemente der dazwischen liegenden Gruppen, z. B. Kohlenstoff (C, $Z = 6$), Silizium (Si, $Z = 14$), Germanium (Ge, $Z = 32$), haben eine nur geringe Leitfähigkeit; man bezeichnet sie daher als **Halbleiter**. Deren äußere Unterschalen (s

a

		Elektronenbelegung der Schalen / Unterschalen															Element- name	
		K		L		M			N				O					
PSE Gruppe:	Z	s	s	p	s	p	d	s	p	d	f	s	p	d	f	g		
	3 Li	2	1														Lithium	
	11 Na	2	2	6	1												Natrium	
	19 K	2	2	6	2	6		1									Kalium	
	37 Rb	2	2	6	2	6	10	2	6			1					Rubidium	

b

PSE Gruppe:	VIII A	10 Ne	2	2	6													Neon
		18 Ar	2	2	6	2	6											Argon
		36 Kr	2	2	6	2	6	10	2	6								Krypton
		54 Xe	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	6				Xenon

Abb. 1.11

und p) sind jeweils mit 2 Elektronen besetzt. Die Metalle mit 1 Elektron auf der äußerten Unterschale (Al, Cr, Cu, Mo, Ag, Pt, Au) sind sehr gute Leiter, gefolgt von den Metallen mit 2 Elektronen auf der äußerten Unterschale (V, Mn, Fe, Ni, Zn, Sn, W). – Viele organische Stoffe, auch Glas, Gummi und Kunststoffe, mit einem hohen Anteil des Elementes C (sowie der Elemente P, S und Cl) sind schlechte elektrische Leiter, man bezeichnet sie als **Isolatoren**; ihre Elektronen sind fester am Kern gebunden.

Wie erläutert und am H-Modell ausführlich gezeigt, tragen die Elektronen eine umso höhere Energie, je weiter ihre Schale bzw. Unterschale vom Kern entfernt liegt. Das bedeutet, E_n steigt mit der Hauptquantenzahl n .

Das Schema in Abb. 1.12 veranschaulicht die Aussage. Aus dem Bild wird erkennbar, wie sich die Unterschalen um die zugehörigen Hauptschalen gruppieren.

Wie ausgeführt, sind die Energiezustände auf dem Niveau der Unterschalen nicht einheitlich, sondern geringfügig verschieden. Mit Hilfe des Orbital-Konzepts lässt sich der Sachverhalt erklären. Hierauf wird in Kap. 2 (Chemie) eingegangen, wo die chemische Verbindung der Atome zu Molekülen auf energetischer Basis behandelt wird; auch der Aufbau der Atome aus dem Pauli-Prinzip.

1.1.3 Emissionsspektrum – Absorptionsspektrum

Mit Hilfe des von ihm konstruierten Prismenspektroskops konnte J. v. FRAUNHOFER (1797–1826) das kontinuierliche (regenbogenfarbene) Sonnenspektrum

Naturwissenschaften im Fokus IV

Grundlagen der Atomistik, Quantenmechanik und
Chemie

Petersen, C.

2017, XVI, 294 S. 181 Abb., 1 Abb. in Farbe., Softcover

ISBN: 978-3-658-15301-4