

2 Vom Atombau zu den Stoffeigenschaften

2.1 Atommodelle



JOHN DALTON, 1766 BIS 1844,
ENGLISCHER NATURFORSCHER

Die griechischen Naturphilosophen Leukippos und Demokrit postulierten bereits im 5. Jahrhundert v. Chr., dass die gesamte Natur aus kleinsten unteilbaren Einheiten – den Atomen – zusammengesetzt sei. Sogar die Seele sei aus (besonders feinen, glatten, runden) Atomen aufgebaut. In der Folge setzte sich die Annahme von Aristoteles, dass die vier „Elemente“ Erde, Wasser, Feuer und Luft alles aufbauen, durch. Erst im 18. Jahrhundert kam es zu einer Wiederbelebung des Atombegriffes – diesmal auf der Grundlage von Beobachtung und Experiment. Der Schöpfer dieser ersten modernen Atomtheorie war John Dalton. Hätte Dalton später gelebt, wäre er vermutlich mit dem Nobelpreis ausgezeichnet worden. Die Wichtigkeit der Atommodelle für Physik und Chemie erkennt man daran, dass für Forschungen über dieses Thema etwa 70 Nobelpreise vergeben wurden.

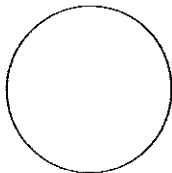


Wichtige Ziele:

Nach Bearbeitung dieses Kapitels kann ich

- ▣ den **Aufbau der Atome** mithilfe verschiedener **Atommodelle** beschreiben;
- ▣ verstehen, dass die Chemie **Modelle zur Erklärung** wissenschaftlicher Erkenntnisse einsetzt.

Entwicklung der Atommodelle



Dalton 1808: kompakte Kugel

Laut **John Dalton** sind Atome winzige kompakte Kugeln. Atome eines bestimmten Elementes sind untereinander gleich, d. h., sie haben die gleiche Größe und Masse. Wenn sich Atome verbinden, geschieht dies in einfachen ganzzahligen Verhältnissen.

Dalton: Atome sind massive, unteilbare Kugeln.

Daltons Modell war revolutionär und hilft uns auch heute noch – aber es kann die chemische Bindung nicht erklären. Um immer mehr und immer besser erklären zu können, wurden immer kompliziertere Atommodelle entwickelt. Der Preis für mehr Erklärungsmöglichkeiten ist aber oft eine geringere Anschaulichkeit und auch ein höherer mathematischer Aufwand.

Modelle sind nicht wahr oder falsch, sondern sie versuchen, die Natur so anschaulich wie möglich zu erklären.

Die Tatsache, dass Atome negative Strahlen aussenden können, veranlasste den Engländer **Joseph Thomson** (1856 bis 1940; Entdecker des Elektrons 1897; Physik-Nobelpreis 1906) zur Entwicklung seines „Rosinenkuchenmodells“, wonach die negativen Elektronen in eine positive Masse eingebettet sind.

Die Atomstruktur wurde durch den „Streuversuch“ des Neuseeländers **Ernest Rutherford** (1871 bis 1937; Chemienobelpreis 1908) deutlicher. Er schoss mit den positiven Alphastrahlen (Heliumkernen) auf eine Goldfolie. Dabei gingen die meisten α -Teilchen unbeeinflusst durch die Goldfolie, einzelne wurden abgelenkt und ganz selten wurde ein α -Teilchen zurückgeworfen. *Rutherford: „... es war beinahe so unglaublich, als wenn man mit einer 15-Zoll-Granate auf ein Stück Seidenpapier schießt und die Granate zurückkommt und einen selber trifft.“* Daraus schloss Rutherford, dass die (positive) Masse in einem Kern vereint sei, während die (negative) Hülle fast masselos sei.

Rutherford: Atome bestehen aus einem winzigen, positiv geladenen, massereichen Kern und einer negativ geladenen Hülle.

Wenn man für das Rutherfordmodell annimmt, dass die Elektronen planetenartig um den Kern kreisen, müssten die Elektronen nach der klassischen Physik ständig leicht an Energie verlieren und letztendlich in den Kern stürzen. Da dies nicht der Fall ist, übernahm **Niels Bohr** die Quantentheorie von **Max Planck**, wonach Energie nur in bestimmten Mindestportionen (Quanten) ausgetauscht werden kann. Elektronen können demnach nicht kontinuierlich strahlend Energie verlieren, sondern verbleiben im Normalfall auf ganz bestimmten Kreisbahnen.

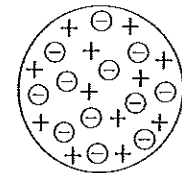
Bohr: Elektronen kreisen auf definierten Bahnen (Schalen) um den Atomkern.

Heute arbeiten wir vorwiegend mit folgenden Elementarteilchen: Protonen p^+ (im Kern), Neutronen n^0 (im Kern) und Elektronen e^- (in der Hülle).

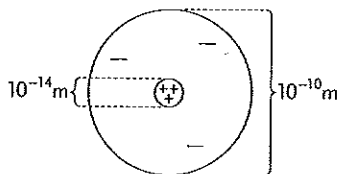
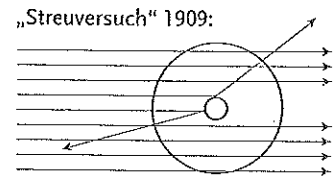
Teilchen	Masse (kg)	Masse (u)	Ladung (As)	Ladungszahl
p^+	$1,672\ 6 \cdot 10^{-27}$	etwa 1	$+1,6 \cdot 10^{-19}$	+1
n^0	$1,674\ 9 \cdot 10^{-27}$	etwa 1	0	0
e^-	$0,91 \cdot 10^{-30}$	etwa 0,000 5	$-1,6 \cdot 10^{-19}$	-1

Die Ladung $Q = 1,6 \cdot 10^{-19}$ As ist nicht teilbar und wird daher als Elementarladung bezeichnet. Neutrale Atome enthalten die identische Anzahl von Protonen und Elektronen.

Das Bohrmodell lässt sich ohne Probleme auf das Wasserstoffatom anwenden, bei dem die berechneten möglichen Bahnen des Elektrons gut mit den experimentellen Befunden übereinstimmen. Bei Helium und anderen Atomen mit mehr Elektronen klaffen Berechnung und Wirklichkeit hingegen auseinander. Durch verbesserte Experimente hoffte man, den Elektronenbahnen auf die Spur zu kommen. Die Beobachtung von Elektronen stößt aber auf die Schwierigkeit, dass so kleine Teilchen



Thomson 1903: Elektronen wie Rosinen in positiver Kuchenmasse



Rutherford 1911: positiver Kern und negative Hülle



MAX PLANCK, 1858 BIS 1947,
DEUTSCHER PHYSIKER,
PHYSIKNOBELPREIS 1918

Vergleich: Eier kommen quantenhaft in den Handel, d. h., man kann keine halben Eier kaufen.



NIELS BOHR, 1885 BIS 1962,
DÄNISCHER PHYSIKER,
PHYSIKNOBELPREIS 1922

Wir befinden uns bei der Beobachtung der Elektronen in einer Situation vergleichbar der Vermessung rollender Billardkugeln im Dunkeln: Wir haben keine Blitzlicht-Motorkamera, sondern nur unsere Hände, um die Kugeln zu ertasten – wodurch wir zwangsläufig Ort und Impuls verändern.



WERNER HEISENBERG, 1901 BIS 1976, DEUTSCHER PHYSIKER, PHYSIKNOBELPREIS 1932



Berechnung von Wellenlängen nach de Broglie.



Ordnen Sie die beiden Schwingungen der rechts stehenden Skizze zu.



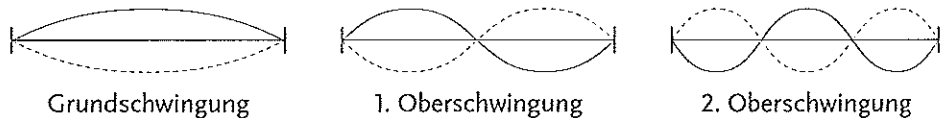
mit der relativ langen Wellenlänge des sichtbaren Lichtes in einem Mikroskop nicht erfassbar sind. Und kürzere Wellenlängen haben den Nachteil, dass sie infolge ihrer hohen Energie das Elektron nicht nur beobachten, sondern massiv beeinflussen. Der deutsche Physiker **Werner Heisenberg** (1901 bis 1976; Physiknobelpreis 1932) lieferte die theoretische Begründung, dass Ort und Geschwindigkeit (genauer: Impuls) eines Elektrons nicht gleichzeitig exakt ermittelbar sind.

Heisenbergsche Unschärfebeziehung: Man kann für die negative Ladung lediglich Aufenthaltswahrscheinlichkeiten angeben.

Einen Ausweg lieferte der Ansatz des Franzosen **Louis de Broglie** (1892 bis 1987; Physiknobelpreis 1929). Er erstellte auf der Basis der Arbeiten von Planck und Einstein eine Formel, mit deren Hilfe man kleinen, schnellen Teilchen Wellennatur zuweisen und auch ihre Wellenlänge berechnen kann. Ebenso wie bei Licht, das als Teilchen oder als Welle aufgefasst werden kann, gilt für Elektronen ein Welle-Teilchen-Dualismus.

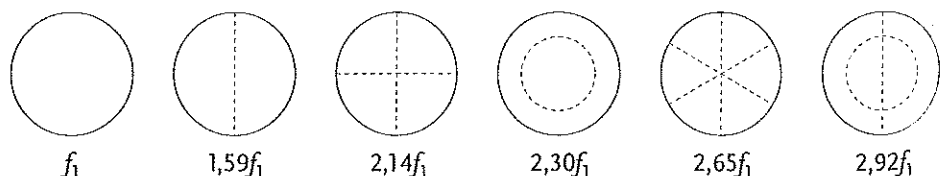
De Broglie: Schnelle Teilchen (Elektronen) haben die Eigenschaften von Wellen.

Da Elektronen am Atom lokalisiert sind, muss es sich um stehende Wellen handeln. Eindimensionale stehende Wellen (z. B. einer Gitarrensaite) können leicht gezeigt werden. Es existieren dabei neben der Grundschiwingung (Länge der Saite = eine halbe Wellenlänge) auch Oberschwingungen, deren Wellenlängen nicht beliebig sind, sondern gegenüber der Grundschiwingung halbiert oder gedrittelt etc. sind. Damit ergibt sich ganz von selbst eine Quantenbedingung für die Energie (halbierte Wellenlänge = doppelte Frequenz = doppelte Energie)!



Orte, an denen die Schwingung ruht, nennt man Knoten. Mehr Knoten bedeuten mehr Energie.

Auch zweidimensionale Schwingungen (z. B. einer Trommelmembran) sind gut vorstellbar. Bei der Grundschwingung schwingt die komplette Membran nach oben bzw. unten. Oberschwingungen zeigen gerade oder kreisförmige Knotenlinien. In der Skizze stellt f_1 den Grundriss der Grundschwingung dar. Die weiteren Abbildungen zeigen Oberschwingungen mit den sich quantenmechanisch ergebenden Vielfachen der Grundschwingungsfrequenz f_1 . Die Abbildungen der zweidimensionalen Schwingungen kann man auch als Schnitte durch dreidimensionale Schwingungen auffassen.



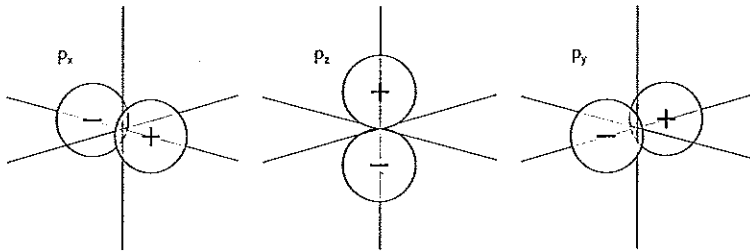
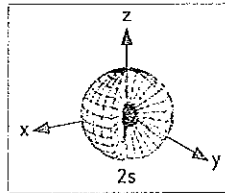
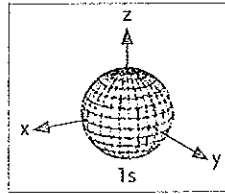
Wellenmechanisches Atommodell (Orbitalmodell): Dreidimensionale Schwingungen sind schwerer vorstellbar und nur mit hohem mathematischem Aufwand berechenbar. Der österreichische Physiker **Erwin Schrödinger** hat mithilfe der Wellenmechanik solche Schwingungen für das Elektron berechnet. Mit seinem Modell sind alle Bindungsarten erklärbar. Dreidimensionale Schwingungsräume nennt man Orbitale. Die Knoten der Orbitale können Ebenen oder andere Flächen sein.

Die Grundschiwingung hat die Bezeichnung $1s$, wobei die Ziffer 1 als Hauptquantenzahl n bezeichnet wird und der ersten Elektronenschale des Bohrmodells entspricht; höhere Zahlen bedeuten größere Orbitale. Die Hauptquantenzahl ist die fortlaufende ganze Zahl, die grob das Energieniveau angibt. Der Buchstabe s gibt die Kugelform des Orbitals an.

Die Schwingung mit nächsthöherer Energie ist die $2s$ -Schwingung. Der Knoten im Inneren der Kugel – die Grenze zwischen Orange und Blau in der Abbildung – ist kugelschalenförmig (vgl. Membranschwingung mit $2,30f_1$).

Noch höhere Energien haben die $2p$ -Orbitale, die hantelförmig sind und drei Orientierungen im Raum entsprechend den Achsenrichtungen x , y und z einnehmen können.

Die Bezeichnungen $+$ bzw. $-$ sind keine Ladungsangaben (Elektronen sind immer negativ!), sondern entsprechen Berg bzw. Tal einer eindimensionalen transversalen Schwingung. Zwischen $+$ und $-$ befindet sich die auf der Achse senkrecht stehende Knotenebene.



Die d -Orbitale sind rosettenförmig und zeigen fünf mögliche Orientierungen im Raum. Die f -Orbitale haben noch kompliziertere Formen in sieben möglichen Orientierungen. Die Orbitalenergien steigen mit der Hauptquantenzahl und zusätzlich in der Reihe s , p , d , f an.

Schrödinger: Elektronen verhalten sich wie dreidimensionale, stehende Wellen. Nur ganz bestimmte Schwingungszustände sind erlaubt. Schwingungsräume für Elektronen nennt man Orbitale.

Ein Beweis für die quantenhafte Aufnahme und Abgabe von Energie durch Elektronen ist die **Flammenfärbung**: Die Energie der Flamme erhöht die Energie eines Elektrons. Wenn dieses die Energie wieder abgibt, wird Licht ganz bestimmter Wellenlänge und damit Energie ausgestrahlt.

Das elfte Elektron (das Außenelektron) des Natriumatoms geht durch die Flammenenergie vom Schwingungszustand $3s$ in den energiereicheren Zustand $4s$ über. Wenn es wieder auf den Zustand $3s$ zurückgeht, wird die Energiedifferenz zwischen $4s$ und $3s$ in Form von gelbem Licht (Wellenlänge $\lambda = 588 \text{ nm}$) abgestrahlt.

Die Abbildung rechts zeigt für das Wasserstoffatom (von rechts nach links) die in einem Spektroskop beobachteten Energieabgaben der Übergänge von $3s$ auf $2s$, von $4s$ auf $2s$, von $5s$ auf $2s$ und von $6s$ auf $2s$.

Die auf **Robert Bunsen** (1811 bis 1899; entwickelte den Bunsenbrenner) zurückgehende Identifikation eines Elements aufgrund seines charakteristischen Linienspektrums bezeichnet man als **Spektralanalyse**.

Wenn man die Orbitale nach steigender Energie ordnet, ergibt sich die Reihenfolge (siehe PSE, Elektronenkonfiguration): $1s$, $2s$, $2p$, $3s$, $3p$, $4s$, $3d$, $4p$...



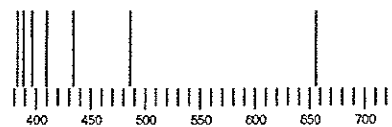
ERWIN SCHRÖDINGER, 1887 BIS 1961, ÖSTERREICHISCHER PHYSIKER, PHYSIKNOBELPREIS 1933



Proben von verschiedenen Salzen werden mit Platindraht oder Magnesiastäbchen in die entleuchtete Flamme des Brenners gehalten. Bei Verwendung eines Handspektroskops kann die beobachtete Flamme noch besser einem Element zugeordnet werden.



Natrium verrät sich durch seine gelbe Flammenfärbung



Wasserstoffspektrum (Ausschnitt)



Wie lautet die Fortsetzung der nebenstehenden Reihe?