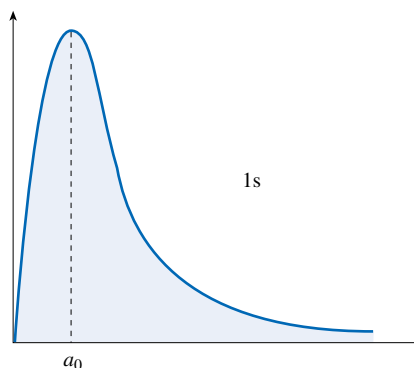


Aufbau der Atome

*Michael Binnewies, Maik Finze, Manfred Jäckel, Peer Schmidt,
Helge Willner, Geoff Rayner-Canham*

- 2.1 Atomkern und Elementarteilchen – 16**
- 2.2 Kernreaktionen – 23**
- 2.3 Der Aufbau der Elektronenhülle – 29**

Das moderne Weltbild der Naturwissenschaften wurde nicht zuletzt durch eine Reihe von Entdeckungen über den Aufbau der Atome geprägt. Diese Entdeckungsgeschichte begann vor wenig mehr als 100 Jahren; sie ist mit den Namen vieler berühmter Physiker und Chemiker verknüpft. Unser heutiges Leben mit all seinen Annehmlichkeiten – aber auch einigen Gefahren – wäre ohne diese Entdeckungen nicht möglich.



2.1 Atomkern und Elementarteilchen



Demokrit von Abdera, griechisch *Demokritos*, griechischer Philosoph, um 460 v. Chr. bis um 375 v. Chr.; einer der größten Philosophen des Altertums.



John Dalton, britischer Chemiker und Physiker, 1766–1844; Autodidakt und Privatgelehrter, 1817 Präsident der Manchester

Literary and Philosophical Society; ab 1816 Mitglied der Académie Française in Paris; ab 1822 Mitglied der Royal Society in London.



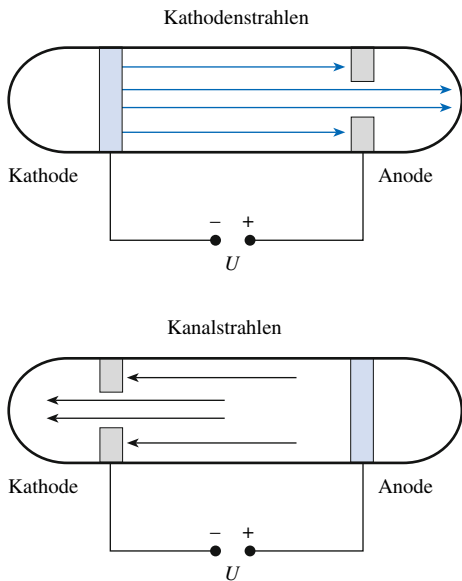
Sir Joseph John Thomson, englischer Physiker, 1856–1940; Professor in Cambridge, Direktor des Cavendish Laboratory, 1906 Nobelpreis für

Physik (für die Arbeiten über den Durchgang der Elektrizität durch Gase).

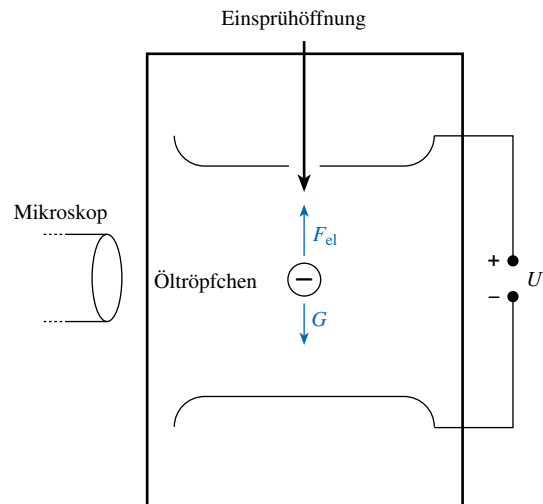
Die Grenzen zwischen den klassischen Naturwissenschaften Physik, Chemie und Biologie verlieren zunehmend an Bedeutung. So ist es für einen Chemiker heute unerlässlich, physikalische und biologische Grundprinzipien zu kennen und zu verstehen. Auch wenn der Atomkern und seine Bausteine, die Elementarteilchen, Gegenstand physikalischer Forschungen sind, kann ein Lehrbuch über Allgemeine und Anorganische Chemie nicht darauf verzichten, einige grundlegende Tatsachen hierzu zu vermitteln.

Der Begriff des Atoms für die kleinsten und nicht weiter teilbaren Bausteine jeder Art von Materie wurde von griechischen Philosophen, namentlich Demokrit, in der Zeit um 400 v. Chr. geprägt. Trotz mancher Wandlungen – vor allem durch Dalton (um 1810) – blieb diese Vorstellung bis zum Ende des 19. Jahrhunderts grundlegender Bestandteil des naturwissenschaftlichen Weltbildes.

Es war ein einfaches Experiment, durchgeführt und gedeutet von Joseph John Thomson im Jahre 1897, das dieses Weltbild mit einem Schlage zerstörte und den Zugang zur modernen Naturwissenschaft eröffnete. Thomson brachte zwei Elektroden in ein Glasrohr ein, füllte es mit einem Gas und legte eine hohe elektrische Spannung von einigen tausend Volt an. Er beobachtete eine Leuchterscheinung, die sich durch elektrische und magnetische Felder beeinflussen ließ. Da die Leuchterscheinung von der mit dem Minuspol verbundenen Elektrode, der Kathode, ausging, nannte er sie **Kathodenstrahlung** (Abb. 2.1). Offenbar handelte es sich um negativ geladene Teilchen, die durch Einwirkung der hohen elektrischen Feldstärke entstanden und von der Kathode zur Anode hin beschleunigt wurden. Aus Ablenkungsversuchen in elektrischen und magnetischen Feldern konnte Thomson die *spezifische Ladung* der Teilchen, das Verhältnis von Ladung zu Masse, bestimmen. Er nannte die Teilchen **Elektronen**. Führt man das Experiment etwas anders aus und durchbohrt die Kathode, lässt sich auf analoge Weise auch ein Strom positiv geladener Teilchen nachweisen, die sogenannten **Kanalstrahlen**. Verwendet man das leichteste aller chemischen Elemente, den Wasserstoff, als



■ Abb. 2.1 Prinzip der Erzeugung von Kathoden- und Kanalstrahlen



■ Abb. 2.2 Versuchsanordnung von Millikan zur Bestimmung der Elementarladung

Füllgas, bestehen die Kanalstrahlteilchen aus **Protonen**. Damit war der Beweis erbracht, dass Atome nicht unteilbar sind; sie lassen sich in positive und negative Teilchen zerlegen.

Seit 1909 weiß man, dass es eine kleinste Einheit der elektrischen Ladung gibt, die **Elementarladung e** . Das entscheidende Experiment wurde von Robert Millikan durchgeführt und ausgewertet: Er erzeugte durch Versprühen von Öl elektrisch aufgeladene winzige Tröpfchen und untersuchte ihr Verhalten im elektrischen Feld eines Plattenkondensators (■ Abb. 2.2). Dort wirken sich zwei Kräfte auf die Bewegung der Öltröpfchen aus: Gewichtskraft (G) und elektrostatische Kraft (F_{el}). Aus Messungen der Bewegungsgeschwindigkeit in Abhängigkeit von Teilchengröße und Polung des Kondensators ließ sich der genaue Zahlenwert der Elementarladung bestimmen. Alle höheren positiven wie negativen Ladungen sind ganzzahlige Vielfache dieser Elementarladung. Mithilfe von **Ladungszahlen** gibt man an, wie viele Elementarladungen ein Teilchen aufweist: Al^{3+} , SO_4^{2-} .

Erst sehr viel später, im Jahre 1932, gelang James Chadwick der Nachweis eines weiteren Teilchens als Bestandteil der Atome, des ungeladenen **Neutrons**. Die drei Teilchen – Elektronen, Protonen und Neutronen – werden **Elementarteilchen** genannt. Sie sind die Bausteine der Atome. Heute wissen wir, dass Protonen und Neutronen aus noch kleineren Teilchen, den Quarks, aufgebaut sind. Von ihnen soll jedoch an dieser Stelle nicht weiter die Rede sein, da sie für das Verständnis chemischer Zusammenhänge nicht von Bedeutung sind. In ■ Tab. 2.1 sind Masse und Ladung von Elektron, Proton und Neutron zusammengestellt.

Die Masse eines Protons ist beinahe genauso groß wie die eines Neutrons. Beide sind etwa zweitausend Mal so schwer wie ein Elektron. Bis auf das Vorzeichen sind die Ladung des Elektrons und die des Protons identisch.

Ein Atom besteht aus dem Atomkern und der Elektronenhülle. Mehr als 99,9% der Masse eines Atoms konzentriert sich im Atomkern. Dieser enthält Protonen und (mit Ausnahme des ^1H -Wasserstoffs) Neutronen. Die Bausteine des Atomkerns werden auch als **Nukleonen** bezeichnet (lat. *nucleus*,



Robert Andrews Millikan, amerikanischer Physiker, 1868–1953; Professor in Chicago, 1921–1945; Präsident des California Institute of Technology in Pasadena, 1923 Nobelpreis für Physik (für die Präzisionsbestimmungen der Elementarladung).



Sir James Chadwick, englischer Physiker, 1891–1974; Professor in Liverpool und Cambridge, 1935 Nobelpreis für Physik (für die Entdeckung des Neutrons).

Für die Atommasseneinheit u gilt:
 $1 \text{ u} = 1,6605402 \cdot 10^{-24} \text{ g}$

2

■ **Tab. 2.1** Masse und Ladung von Elementarteilchen

| | Elektron (e) | Proton (p) | Neutron (n) |
|--------|--|--|--|
| Masse | $0,9109 \cdot 10^{-27} \text{ g}$ $= 0,0005486 \text{ u}$ | $1,6726 \cdot 10^{-24} \text{ g}$ $= 1,00726 \text{ u}$ | $1,6749 \cdot 10^{-24} \text{ g}$ $= 1,00865 \text{ u}$ |
| Ladung | e^- $-1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ | e^+ $1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ | – – |

Kern). Die Anzahl der Protonen im Atomkern wird **Kernladungszahl** oder auch **Ordnungszahl** genannt. Die Ordnungszahl ist charakteristisch für ein chemisches Element und in neutralen Atomen identisch mit der Anzahl der Elektronen in der Elektronenhülle. Der Durchmesser eines Atoms liegt in der Größenordnung von 10^{-10} m (100 pm), der des Atomkerns beträgt hingegen nur etwa 10^{-15} m .

■ Isotope

Die meisten Elemente bestehen aus Atomen mit verschiedenen Massen; ihre Atomkerne weisen eine unterschiedliche Anzahl von Neutronen auf. Solche Atome mit gleicher Protonen-, jedoch unterschiedlicher Neutronenanzahl bezeichnet man als **Isotope**. Die Atome eines Elements können aus einem (z. B. Aluminium, Fluor) oder aus bis zu zehn Isotopen (z. B. Zinn) bestehen. Gibt es von einem Element nur ein stabiles Isotop, so spricht man von einem *Reinelement*. Das chemische Verhalten aller Isotope eines Elementes ist gleich. Manche physikalische Eigenschaften der einzelnen Isotope unterscheiden sich jedoch aufgrund ihrer unterschiedlichen Masse deutlich voneinander. Zur eindeutigen Bezeichnung eines Isotops wird die folgende Schreibweise verwendet: Dem Elementsymbol werden die tiefgesetzte Protonenzahl und die hochgesetzte Nukleonenzahl vorangestellt. Für das häufigste Isotop des Kohlenstoffs ergibt sich so das Symbol ${}^{12}_6\text{C}$. Die gesamte Nukleonenzahl wird auch als **Massenzahl** bezeichnet.

Beim Element Wasserstoff treten geringfügige Unterschiede im chemischen Verhalten zwischen den drei Isotopen ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$ und ${}^3_1\text{H}$ auf. Dies lässt sich auf die relativ großen Unterschiede der Atommassen der einzelnen Isotope zurückführen. Für die beiden schwereren Isotope des Wasserstoffs haben sich eigene Namen und Symbole eingebürgert. ${}^2_1\text{H}$ wird auch als **Deuterium** (Symbol D), ${}^3_1\text{H}$ als **Tritium** (Symbol T) bezeichnet.

■ Die atomare Masseneinheit

Wenn man die Masse eines Atoms in Gramm oder Milligramm angibt, ist der Zahlenwert eine extrem kleine, wenig einprägsame Zahl. Für die Angabe von Atommassen verwendet man die atomare Masseneinheit m_{u} mit dem Einheitenzeichen u („unit“) 1 u entspricht etwa der Masse eines Nukleons. Seit 1961 gilt folgende Definition:

- 1 u entspricht genau 1/12 der Masse eines Atoms des Kohlenstoff-Isotops ${}^{12}_6\text{C}$. Dabei gilt: $1 \text{ u} = 1,66054 \cdot 10^{-24} \text{ g}$.

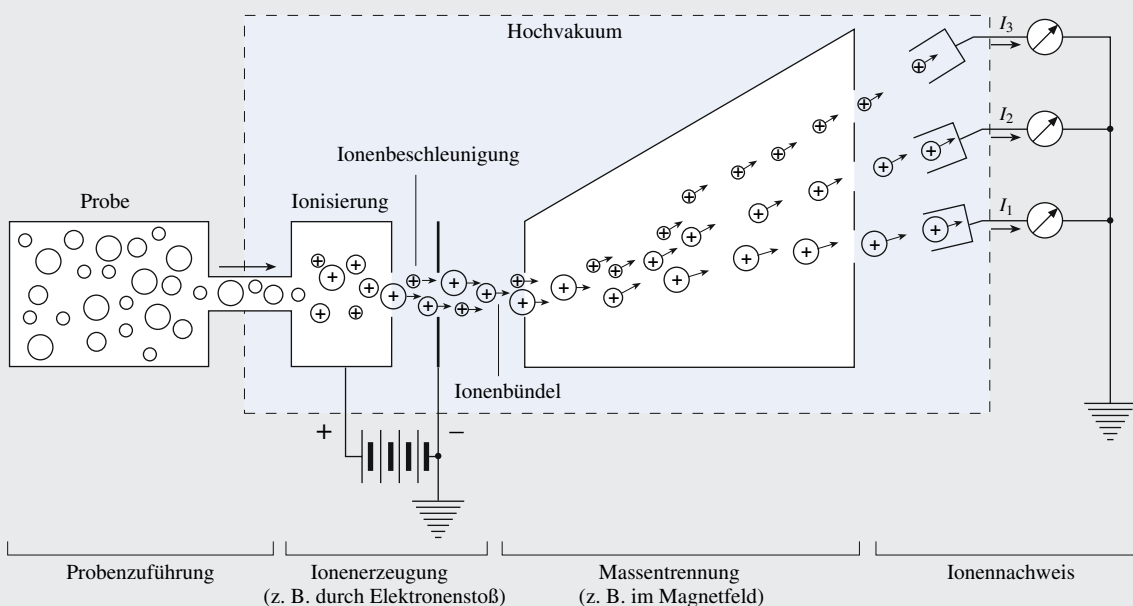
Alle Massen von Atomen und Molekülen werden in Vielfachen dieser Einheit angegeben.

Massenspektrometrie

Bereits im 19. Jahrhundert hatte man Methoden entwickelt, mit denen sich Atommassen sehr genau bestimmen ließen. All diese Methoden lieferten jedoch stets die *mittlere* Atommasse des jeweils analysierten natürlichen Gemischs der verschiedenen Isotope eines Elements. Da die Massen von Protonen und Neutronen sehr nahe bei 1 u liegen, gibt häufig schon

die mittlere Atommasse eines Elements Auskunft darüber, ob es sich um ein Isotopengemisch oder ein Reinelement handelt. Liegt der Wert der Atommasse nahe bei einer ganzen Zahl, handelt es sich oft um ein einziges Isotop. Weist hingegen die Atommasse einen zwischen benachbarten ganzen Zahlen liegenden Wert auf, muss es sich um ein Isotopengemisch handeln.

So besteht Chlor mit einer (mittleren) Atommasse von 35,45 u aus zwei Isotopen mit den Massenzahlen 35 und 37. Eine Methode, die Massen der Isotope und ihre relative Häufigkeit sehr genau zu bestimmen, ist die Massenspektrometrie. Die Funktionsweise eines Massenspektrometers ist schematisch in [Abb. 2.3](#) dargestellt.



■ **Abb. 2.3** Funktionsprinzip eines Massenspektrometers

Mit dieser Methode können nur gasförmige Stoffe untersucht werden; die Proben müssen daher im Allgemeinen erhitzt werden. Aus den gasförmigen Teilchen wird durch Energiezufuhr ein Elektron abgespalten. Dies geschieht häufig durch Beschuss mit Elektronen hinreichend großer Energie. Die dabei gebildeten positiven Ionen werden in ein elektrisches und/oder magnetisches Feld hinein beschleunigt. Dort wirken auf die Ionen ablenkende Kräfte, deren Ausmaß vom Verhältnis der Masse zur Ladung

abhängt. Auf diese Weise werden Ionen verschiedener Masse – also auch Isotope – voneinander getrennt. Nach erfolgter Trennung werden sie mithilfe geeigneter Detektoren registriert. Praktisch erfasst man in fast allen Fällen nur einfach positive Ionen.

In einem **Massenspektrum** wird ein Maß für die Anzahl der gebildeten Ionen, der Ionenstrom, gegen die Massenzahl aufgetragen. [Abb. 2.4](#) zeigt einen Ausschnitt aus dem Massenspektrum von Quecksilber. Man erkennt die nach

Massen getrennten Isotope des Quecksilbers. Die Höhe eines Peaks entspricht der relativen Häufigkeit des jeweiligen Isotops in der Probe. Diese ursprünglich für den Nachweis von Isotopen entwickelte Massenspektrometrie wird heute in vielen Bereichen der Naturwissenschaften angewendet: Der Nachweis chemischer Substanzen, Spuren- und Umweltanalytik, Strukturaufklärung, Altersbestimmung geologischer und historischer Proben sowie Dopingkontrollen seien hier als Beispiele genannt.

Massenspektrometrie (Fortsetzung)

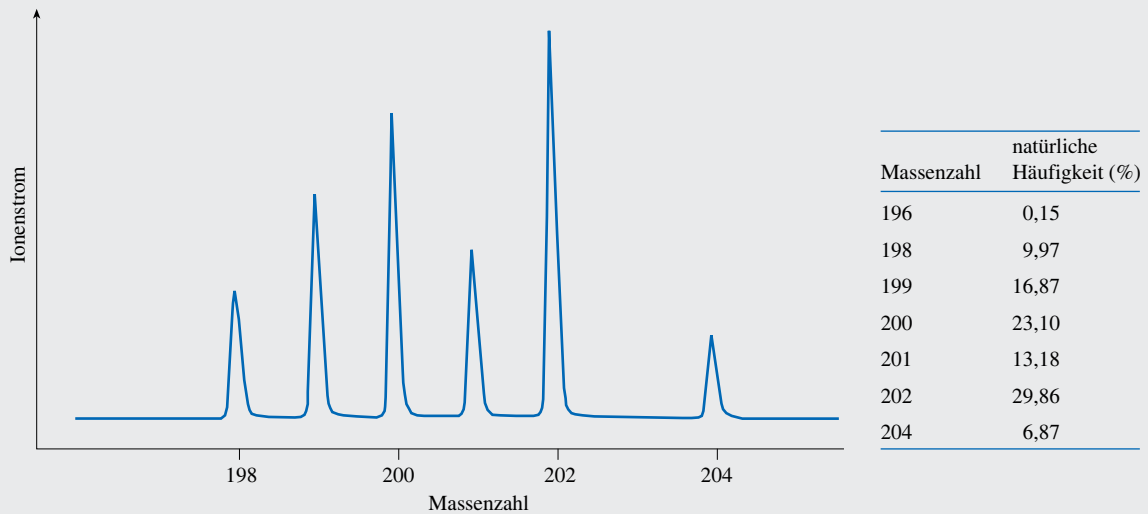
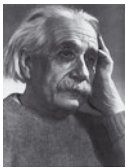


Abb. 2.4 Massenspektrum von Quecksilber



Albert Einstein,
deutsch-schweizerisch-
amerikanischer Physiker,
1879–1955; Professor in
Zürich, Prag, Berlin und
Princeton, ab 1914 Mit-

glied der Preußischen Akademie der
Wissenschaften, 1914–1934 Direktor
des Kaiser-Wilhelm-Instituts für Physik
in Berlin, 1921 Nobelpreis für Physik
(für seine Verdienste um die theoreti-
sche Physik, besonders für seine Ent-
deckung des Gesetzes des photoelektri-
schen Effekts).

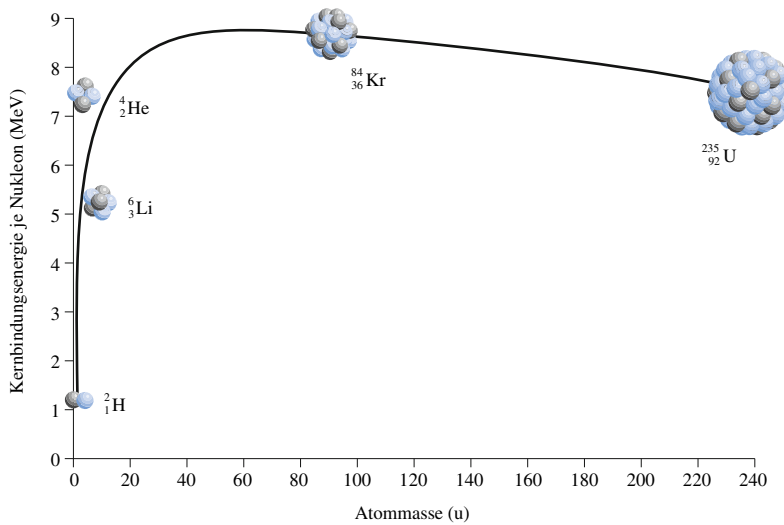
■ Massendefekt und Kernbindungsenergie

Der Atomkern des Heliums besteht aus zwei Protonen und zwei Neutronen. Addiert man die Massen der Nukleonen, erhält man einen Wert von 4,0319 u. Die experimentelle Bestimmung der Masse des Helium-Atomkerns liefert hingegen einen etwas kleineren Wert: 4,0015 u. Diese Diskrepanz gilt nicht nur für den Atomkern von Helium, sondern für alle aus mehreren Nukleonen bestehenden Atomkerne. Sie sind stets leichter als die Summe der Massen der Nukleonen. Man bezeichnet diese Erscheinung als **Massendefekt**. Beim Helium beträgt er mit 0,0304 u etwa 0,75 %. Albert Einstein konnte zeigen, dass Masse und Energie äquivalent zueinander sind. Prinzipiell kann also Masse in Energie und Energie in Masse umgewandelt werden. Quantitativ wird dies durch die Einsteinsche Gleichung beschrieben:

$$E = m \cdot c^2$$

Die Umwandlung eines einzigen Wasserstoff-Atoms ($m \approx 1$ u) ergibt danach eine Energie von rund 940 MeV (Megaelektronenvolt, $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$). Umgerechnet auf 1 g Materie entspricht das $9 \cdot 10^{10} \text{ kJ}$ – einer Energiemenge, die bei der Verbrennung von 3000 Tonnen Steinkohle freigesetzt wird.

Für das Beispiel Helium bedeutet dies, dass bei der Bildung von 4,0015 g Helium-Kernen aus Protonen und Neutronen eine Energie von $0,03 \cdot 9 \cdot 10^{10} \text{ kJ} = 2,7 \cdot 10^9 \text{ kJ}$ frei werden würde. Ob eine solche Bildung von Helium-Kernen aus Nukleonen tatsächlich realisierbar wäre, ist eine andere Frage. Ein Mol Helium-Kerne ist also um den genannten Energiebetrag stabiler als die Bausteine, zwei Mol Protonen und zwei Mol Neutronen. Umgekehrt muss dieser Energiebetrag aufgewendet werden, um die Helium-Kerne in ihre Bestandteile zu spalten. Man bezeichnet die sich auf diese Weise für eine Atomart aus dem Massendefekt ergebende Energie als die **Kernbindungsenergie**. Dies ist die Energie, durch welche die Nukleonen in einem Atomkern zusammengehalten werden. Sie ist um ein Vielfaches größer als die Abstoßungsenergie der gleichsinnig geladenen Protonen. Der Absolutwert der Kernbindungsenergie nimmt mit steigender Atommasse der Elemente zu. Um die Stabilität der Atomkerne



■ Abb. 2.5 Kernbindungsenergie je Nukleon in Abhängigkeit von der Atommasse

sinnvoll vergleichen zu können, betrachtet man jedoch nicht die Zahlenwerte des Massendefekts (bzw. der Kernbindungsenergie) pro Atom, sondern pro Nukleon. Für den Fall des Heliums mit vier Nukleonen ergibt sich so für den Massendefekt pro Nukleon ein Wert von 0,0075 u bzw. eine Kernbindungsenergie von etwa 7 MeV. In ■ Abb. 2.5 ist die auf entsprechende Weise normierte Kernbindungsenergie für die Atomkerne einiger chemischer Elemente gegen deren Atommasse aufgetragen.

Die Kernbindungsenergie der Atomkerne zeigt einen charakteristischen Verlauf. Für Eisen ergibt sich der größte Wert pro Nukleon. Der Kern des Eisen-Atoms ist demnach als der stabilste aller Atomkerne anzusehen.

■ Radioaktivität

Die Entdeckung der Radioaktivität ist in erster Linie mit den Namen von Henri Becquerel sowie von Marie und Pierre Curie verbunden. Sie entdeckten, dass einige natürlich vorkommende Stoffe kontinuierlich Strahlung aussenden. Man unterscheidet dabei α -, β - und γ -Strahlung. Die α -Strahlung besteht aus Helium-Atomkernen, die β -Strahlung aus Elektronen, also gleichfalls aus geladenen Teilchen. Die γ -Strahlung hingegen ist eine sehr kurzwellige und damit energiereiche elektromagnetische Strahlung, vergleichbar mit Röntgenstrahlung. Die Reichweite und Durchdringungstiefe nimmt in der Reihenfolge α , β , γ stark zu.

■ Der radioaktive Zerfall

Radioaktive Strahlung ist mit der Umwandlung von Atomkernen verbunden. Sendet ein radioaktiver Stoff α -Strahlen aus, muss sich folglich die Zahl der Protonen und der Neutronen jeweils um zwei verringern. Aus dem Atom eines α -Strahlers entsteht ein Atom mit einer um zwei geringeren Kernladungszahl, also ein Atom eines anderen Elements. Das Isotop $^{226}_{88}\text{Ra}$ beispielsweise zerfällt unter Abgabe von α -Strahlung in $^{222}_{86}\text{Rn}$. Häufig entsteht bei einem solchen Zerfallsprozess der gebildete Atomkern nicht in seinem stabilsten Zustand, dem Grundzustand, sondern in einem angeregten Zustand. Der stabilere Grundzustand wird dann durch Abgabe von γ -Strahlung erreicht.

Die bei einem β -Zerfall abgegebenen Elektronen stammen nicht aus der Elektronenhülle, sondern aus dem Atomkern des Isotops. Sie entstehen durch



Antoine Henri **Becquerel**, französischer Physiker, 1852–1908; Professor in Paris, ab 1889 Mitglied, seit 1908 Präsident der Académie des Sciences, 1903 Nobelpreis für Physik zusammen mit dem Ehepaar Curie (für die Entdeckung der spontanen Radioaktivität).

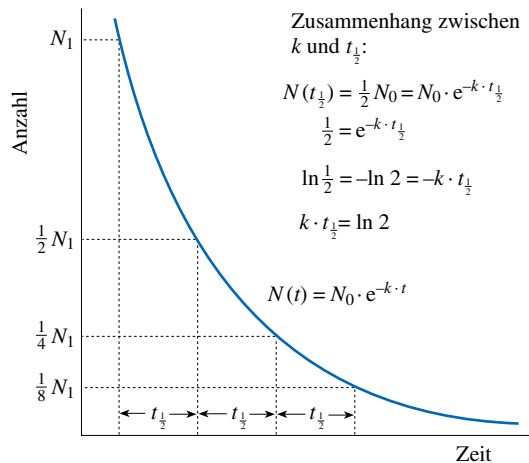


Marie **Curie**, französische Chemikerin und Physikerin, 1867–1934; Professorin in Paris, 1903 Nobelpreis für Physik zusammen mit P. Curie und A.H. Becquerel, 1911 Nobelpreis für Chemie (für die Arbeiten über das Radium), ab 1922 Mitglied der Académie de Médecine.



Pierre **Curie**, französischer Physiker, 1859–1906; Professor in Paris, 1903 Nobelpreis für Physik zusammen mit M. Curie und A. H. Becquerel (für die Arbeiten zur Radioaktivität), ab 1905 Mitglied der Académie des Sciences.

Nachweis radioaktiver Strahlung Es gibt mehrere Möglichkeiten, radioaktive Strahlen nachzuweisen. Die einfachste ist die Schwärzung eines lichtdicht verpackten fotografischen Films. Eine andere bedient sich des sogenannten **Geiger-Müller-Zählrohrs**. Dies ist ein mit Argon gefülltes Metallrohr, in dem axial eine nadelförmige Elektrode angeordnet ist. Zwischen Elektrode und Gehäuse wird eine hohe Gleichspannung angelegt. Tritt durch ein Fenster radioaktive Strahlung in das Zählrohr ein, bewirkt diese eine Ionisierung des Argons. Dabei entstehen Elektronen, die zur Elektrode hin beschleunigt werden. Die Anzahl der dadurch entstehenden Stromstöße pro Zeiteinheit ist ein Maß für die Intensität der radioaktiven Strahlung.



■ **Abb. 2.6** Radioaktiver Zerfall: Zusammenhang zwischen Halbwertszeit und Teilchenanzahl des radioaktiven Isotops

den Zerfall eines Neutrons in ein Proton und ein Elektron. Sendet also ein Isotop β -Strahlen aus, entsteht dabei ein Isotop gleicher Massenzahl und einer um eins höheren Kernladungszahl. Auch bei einem β -Zerfall können angeregte Atomkerne entstehen, die dann durch Abgabe von γ -Strahlung in den Grundzustand übergehen.

■ Zerfallsgesetz

Die Geschwindigkeit des radioaktiven Zerfalls folgt einem einfachen Gesetz: Pro Zeiteinheit zerfällt immer der gleiche Anteil der jeweils vorhandenen radioaktiven Kerne. Bezeichnet man die Anzahl der zu einem beliebigen Zeitpunkt vorhandenen radioaktiven Kerne mit N , gilt für den zeitlichen Verlauf das Zerfallsgesetz:

$$-dN/dt = k \cdot N$$

Manche feste Stoffe, insbesondere geringfügig „verunreinigte“ (dotierte) Ionenkristalle haben die Eigenschaft zu leuchten, wenn Strahlung in sie eindringt. Dieses Phänomen macht man sich in sogenannten **Szintillationszählern** zu Nutze, indem die Intensität des ausgesandten Lichts gemessen wird.

Bei einem anderen Verfahren wird in einem Behälter übersättigter Wasserdampf erzeugt. Treten α - oder β -Strahlen in diese **Wilson'sche Nebelkammer** ein, bewirken die durch Ionisierung der Wasser-Moleküle gebildeten Ionen, dass entlang der Bahn der Teilchen Wasser-Moleküle zu kleinsten Tröpfchen kondensieren, die mit bloßem Auge als Nebel erkannt werden können. Diese Nebelspur macht also radioaktive Strahlung indirekt sichtbar.

Der Proportionalitätsfaktor k wird als *Zerfallskonstante* bezeichnet. Ihr Zahlenwert ist für den jeweils betrachteten Zerfallsprozess charakteristisch; er wird weder von der Art der chemischen Bindung noch von der Temperatur oder vom Druck beeinflusst. Integriert man das Zerfallsgesetz in den Grenzen von 0 bis t , so ergibt sich:

$$N(t) = N_0 \cdot e^{-k \cdot t}$$

N_0 ist hier die zum Zeitpunkt null, $N(t)$ die zum Zeitpunkt t vorhandene Anzahl radioaktiver Kerne. Für die Praxis sehr nützlich und anschaulich ist der Begriff der **Halbwertszeit** ($t_{1/2}$). Dies ist die Zeit, die vergeht, bis die Hälfte der jeweils vorhandenen Kerne zerfallen ist. Für diesen speziellen Fall gilt:

$$N(t_{1/2}) = 0,5 \cdot N_0$$

■ **Abbildung 2.6** zeigt den exponentiellen Verlauf des radioaktiven Zerfalls und den Zusammenhang mit der Halbwertszeit.

■ Altersbestimmung

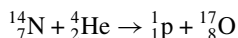
Bei historisch oder geologisch interessanten Proben ist die Kenntnis des Alters von besonderer Bedeutung. Die Messung der Radioaktivität kann hier zuverlässige Informationen liefern. Eine wichtige Methode ist die **^{14}C -Methode**. Durch kosmische Strahlung entsteht in der Erdatmosphäre aus dem Stickstoff-Isotop $^{14}_7\text{N}$ das Kohlenstoff-Isotop $^{14}_6\text{C}$. $^{14}_6\text{C}$ ist ein β -Strahler mit einer Halbwertszeit

von 5730 Jahren. Über die Photosynthese gelangt dieses radioaktive Isotop in alle Pflanzen und damit über die Nahrungskette in Tiere und Menschen. Jedes Lebewesen weist zu Lebzeiten das gleiche Verhältnis von ^{14}C zu den beiden anderen Kohlenstoff-Isotopen ^{12}C und ^{13}C auf. Nach dem Tod eines Lebewesens nimmt der Anteil an ^{14}C im Gegensatz zu den anderen Isotopen durch radioaktiven Zerfall nach dem Zerfallsgesetz ständig ab. Durch Bestimmung des verbliebenen ^{14}C -Anteils lässt sich mithilfe der Halbwertszeit das Alter einer organischen Probe des Lebewesens ermitteln.

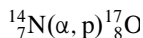
Um eine hinreichende Genauigkeit zu erreichen, sollte die Halbwertszeit des jeweils verwendeten radioaktiven Isotops in der gleichen Größenordnung liegen wie das zu bestimmende Alter. Die Ermittlung des Anteils eines radioaktiven Isotops erfolgt entweder durch Messung der Intensität der radioaktiven Strahlung oder durch massenspektrometrische Untersuchungen.

2.2 Kernreaktionen

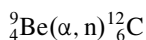
Bei den natürlichen radioaktiven Vorgängen erfolgt die Umwandlung von Atomkernen durch spontane Zerfallsprozesse. Zerfallsprozesse können jedoch auch erzwungen werden, indem man bestimmte Atome mit Teilchen wie Protonen, Neutronen, Deuteronen (^2_1H -Kerne) oder α -Teilchen geeigneter Energie beschießt. Der britische Physiker Ernest Rutherford entdeckte im Jahre 1919 als erste Reaktion dieser Art die Bildung von $^{17}_8\text{O}$ beim Beschuss von $^{14}_7\text{N}$ mit α -Teilchen:



In einer verkürzten Schreibweise kann dies auch folgendermaßen formuliert werden:



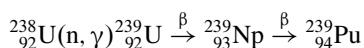
Man nennt eine derartige Reaktion, bei der durch Einwirkung eines α -Teilchens ein Proton freigesetzt wird, auch eine (α, p) -Reaktion. 1932 entdeckte Chadwick eine (α, n) -Reaktion:



Noch heute verwendet man diese Reaktion, um Neutronen zu erzeugen. Man vermischt dazu ein Beryllium-Salz mit einer Radium-Verbindung als α -Strahler.

■ Reaktionen mit Neutronen

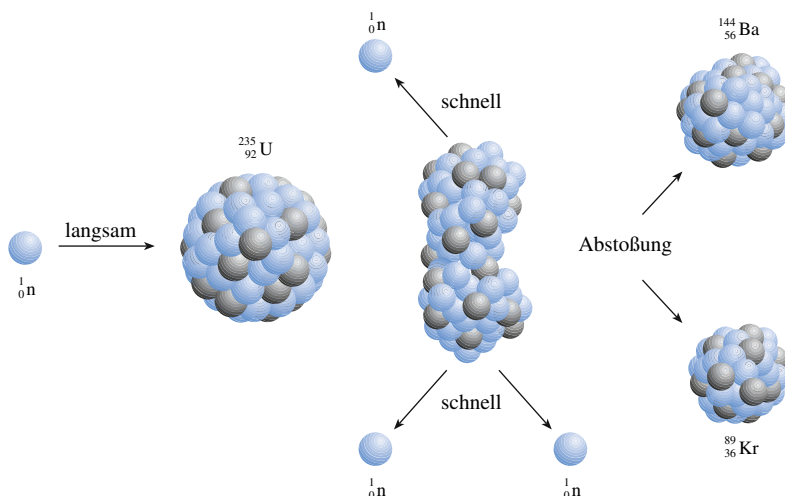
Besonders leicht können Kernumwandlungen durch Neutronen bewirkt werden, da diese als ungeladene Teilchen verhältnismäßig leicht in Atomkerne eindringen können. So lassen sich durch Neutroneneinfang **Transurane**, d. h. Elemente mit einer Ordnungszahl größer als 92, künstlich herstellen. Häufig schließen sich an die Neutroneneinfangreaktion noch β -Zerfälle an, sodass noch höhere Transurane entstehen. Ein technisch bedeutsamer Prozess ist die Bildung des Plutonium-Isotops ^{239}Pu aus ^{238}U :



Zerfallsreihen Das beim Zerfall eines radioaktiven Isotops gebildete Isotop ist meist selbst radioaktiv und zerfällt weiter. Auf diese Weise ergeben sich sogenannte Zerfallsreihen. Am Ende jeder Zerfallsreihe steht ein stabiles Isotop. Beim Zerfall der in der Natur vorkommenden radioaktiven Isotope der Actinoide steht am Ende der Zerfallsreihe jeweils ein Blei-Isotop. Die sogenannte Neptunium-Reihe beginnt mit dem durch Kernreaktionen gebildeten Plutonium-Isotop ^{241}Pu und endet mit dem stabilen Bismut-Isotop ^{209}Bi .



Ernest Rutherford, seit 1931 Lord Rutherford of Nelson, neuseeländisch-britischer Physiker, 1871–1937; Professor in Manchester und Cambridge, 1908 Nobelpreis für Chemie (für die Erklärung der Radioaktivität (Zerfallstheorie)).

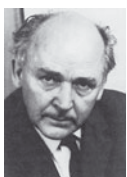


■ **Abb. 2.7** Schematische Darstellung der Kernspaltung von ${}^{235}_{92}\text{U}$



Otto Hahn, deutscher Chemiker, 1879–1968; ab 1912 Leitung der Abteilung für Radioaktivität am Kaiser-Wilhelm-Institut (KWI) für Chemie in

Berlin-Dahlem, 1944 Nobelpreis für Chemie (für die Entdeckung der Kernspaltung bei schweren Atomen), 1946–1960 Präsident der Max-Planck-Gesellschaft.

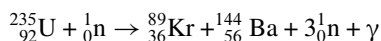


Friedrich (Fritz) Wilhelm Straßmann, deutscher Chemiker, 1902–1980; Professor in Mainz, 1950–1953 Direktor des Max-Planck-Instituts für

Chemie in Mainz.

■ Kernspaltung

Otto Hahn und Fritz Straßmann versuchten 1938, durch Beschuss von natürlichem Uran mit Neutronen Transurane zu erzeugen. Als Produkte fanden sie jedoch Isotope von Krypton und Barium:



Offenbar war bei dieser Reaktion kein schwererer Kern erzeugt worden; stattdessen hatte eine Kernspaltung stattgefunden. ■ **Abb. 2.7** veranschaulicht den Vorgang.

Diese Kernspaltung läuft jedoch nur dann ab, wenn die Energie bzw. die Geschwindigkeit der Neutronen, mit denen das Uran beschossen wird, in einem bestimmten Bereich liegt; sie dürfen weder zu schnell noch zu langsam sein.

Die Bedeutung dieser Entdeckung wurde schnell erkannt: Die Kernspaltung setzt riesige Mengen an Energie frei, da die Kerne der entstandenen Elemente zusammen einen größeren Massendefekt aufweisen als der Urankern (vgl. ■ **Abb. 2.5**). Wie aus ■ **Abb. 2.7** ersichtlich ist, entstehen bei der Kernspaltungsreaktion drei (schnelle) Neutronen, während nur eines benötigt wird, um die Reaktion auszulösen. Bremsen man die entstehenden Neutronen so weit ab, dass auch sie eine Kernspaltung auslösen können, kann es zu einer Kettenreaktion kommen (■ **Abb. 2.8**). Dabei werden keine zusätzlichen Neutronen mehr benötigt, und das gesamte ${}^{235}\text{U}$ wird in kürzester Zeit unter Freisetzung gewaltiger Energiemengen gespalten.

Tatsächlich entstehen nicht nur Krypton- und Bariumkerne bei der Spaltung des Urans. Vielmehr bilden sich Kerne mit einer Verteilung um die Maxima bei den Massenzahlen 90 und 140 (■ **Abb. 2.9**). So werden auch radioaktive Isotope von Iod und Caesium gebildet, deren Verbindungen leicht vom Körper aufgenommen werden. Deshalb wird insbesondere die radioaktive Belastung durch die Isotope ${}^{131}\text{I}$ und ${}^{137}\text{Cs}$ bei Reaktorunfällen analysiert.

■ Kritische Masse

Der spontane Ablauf der Kettenreaktion setzt jedoch voraus, dass eine bestimmte Mindestmenge, die *kritische Masse*, an spaltbarem Material vorhanden ist. Um dies zu verstehen, stellen wir uns eine Kugel aus spaltbarem Material mit einem bestimmten Radius r vor. Die Anzahl der spaltbaren Atome ist proportional zum Volumen der Kugel ($V = 4\pi \cdot r^3/3$). Die beim Neutronenbeschuss entstehenden

Allgemeine und Anorganische Chemie

Binnewies, M.; Finze, M.; Jäckel, M.; Schmidt, P.; Willner,
H.; Rayner-Canham, G.

2016, XXIII, 965 S. 960 Abb.,

ISBN: 978-3-662-45067-3