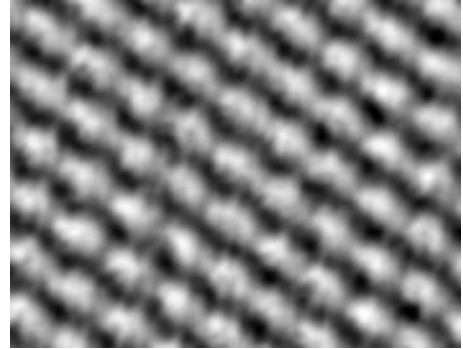


## Atommodelle

Schon die Griechen **Leukipp** und **Demokrit** vermuteten im 5. Jahrhundert vor Christus, dass alle Körper aus kleinsten Teilchen zusammen gesetzt sind und nannten diese Atome (griechisch *atomos* = unteilbar). Diese Lehrmeinung konnte sich aber lange nicht durchsetzen (wohl auch deswegen, weil es keinerlei Belege dafür gab) und geriet in Vergessenheit. Erst ab Anfang des 19. Jahrhunderts zeigte die Forschung zunehmend, dass Demokrits Idee tatsächlich stimmt. Seit gut 30 Jahren kann man einzelne Atome mit sogenannten Rastertunnelmikroskopen sogar direkt „sichtbar“ machen (Binnig und Rohrer, Nobelpreis 1986; Bild rechts: Aufnahme einer Graphit-Oberfläche).

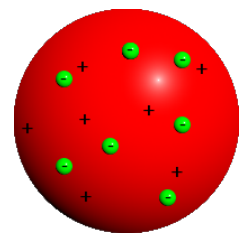


Für Demokrit gab es unzählige verschiedene Atomsorten unterschiedlichster Gestalt; da er sie als die grundlegenden, unteilbaren Bestandteile der Materie ansah, traf er natürlich keinerlei Aussagen über ihren inneren Aufbau. Das änderte sich bei den moderneren Atommodellen: praktisch gleichzeitig, als die Vorstellung von Atomen Ende des 19. Jahrhunderts wieder aufkam, wurde auch festgestellt, dass Atome kleinere Teilchen aufnehmen und abgeben können. Atome sind also nicht wirklich unteilbar, sondern haben eine innere Struktur; der Name wurde trotzdem beibehalten<sup>1</sup>.

Im Jahr 1789 prägte der Franzose **Lavoisier** für Grundstoffe, die mit chemischen Mitteln nicht weiter zerlegbar sind, den Namen Elemente; damals war allerdings noch nicht klar, dass Elemente wirklich aus kleinsten Teilchen bestehen (heute sind Elemente „Atomsorten“). Erst der Engländer **Dalton** griff das Konzept 1803 wieder auf, um zu erklären, dass Elemente immer in Verhältnissen kleiner ganzer Zahlen miteinander reagieren („Gesetz der multiplen Proportionen“). Weitere Unterstützung erhielt die These 1827 durch die Beobachtung der „**Brownschen Bewegung**“ (ungeordnete Bewegungen von Pollen und ähnlichem in Wasser), die 1905 durch **Einstein** mit der Atomvorstellung mathematisch erklärt werden konnte, was sehr zur Akzeptanz der These beitrug. Der Franzose **Perrin** benutzte Einsteins Ideen, um Masse und Größe von Atomen zu berechnen, und fand Übereinstimmung mit Daltons Ergebnissen.

Die Größe von Atomen kann auch mit einfachen Mitteln leicht abgeschätzt werden, indem man beispielsweise einen Öltropfen auf eine Wasseroberfläche gibt. Es bildet sich eine Ölschicht aus, die nur eine Atomlage dick ist. Ist das Volumen des Tropfens bekannt und hat man den Flächeninhalt der Schicht gemessen, kann man die Dicke der Schicht und damit den Durchmesser eines Atoms berechnen; es ergeben sich Werte von etwa  $0,1 \text{ nm} = 10^{-10} \text{ m} = 0,0000000001 \text{ m}$  (dafür gibt es auch die veraltete Einheit „1 Angström“). Bei bekannter Dichte des Öls kann man damit dann auch die Masse von Atomen ausrechnen; dabei ergeben sich Werte im Bereich von  $10^{-27} \text{ kg}$ . In der Physik oft benutzt wird die „atomare Masseneinheit“  $1 \text{ u} = 1,661 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ ; dies ist ziemlich genau die Masse eines Wasserstoffs-Atoms. In der Chemie betrachtet man dagegen im Allgemeinen Stoffmengen im Bereich von mindestens einigen Gramm; wie man leicht nachrechnet, entspricht 1 g Wasserstoff einer Menge von  $6,02 \cdot 10^{23}$  Wasserstoff-Atomen. Diese Anzahl nennt man ein Mol (1 mol).

Obwohl Anfang des 20. Jahrhunderts die Atomvorstellung noch nicht allgemein akzeptiert war, stellte schon 1903 der Brite **Thomson** ein erstes Modell über den Aufbau von Atomen auf. Bei seiner Arbeit mit Vakuumröhren hatte er nämlich 1897 festgestellt, dass in diesen eine Strahlung („Kathodenstrahlen“) frei wird, die aus elektrisch negativ geladenen Teilchen besteht, die sehr viel leichter als Atome sind (weniger als ein Tausendstel der Atommassen!). Er vermutete, dass Atome aus gleichmäßig verteilter positiver Ladung bestehen, in welche die negativen Teilchen (die Elektronen) eingebettet sind („Plumpudding“- oder „Rosinenkuchen-Modell“).



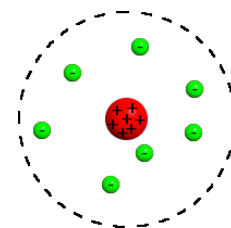
Bei der Erforschung der radioaktiven Strahlung durch die Franzosen **Becquerel** und **Pierre** und **Marie Curie** (Nobelpreis 1903) wurde festgestellt, dass auch diese aus relativ leichten Teilchen besteht. Der Engländer **Rutherford** wies 1908 nach, dass insbesondere die sogenannte Alpha-Strahlung aus Teilchen besteht, die sich wie Heliumatome verhalten, aber zweifach positiv geladen sind, und deutlich kleiner als die Atome sind (Nobelpreis 1908, unter anderem auch dafür). Da man Atome nicht mit (Licht-)Mikroskopen untersuchen kann, war es

<sup>1</sup> Heutzutage bezeichnet man die kleinsten, unteilbaren Teilchen als *Elementarteilchen*, siehe das Blatt „Aufbau des Atomkerns“.

naheliegender, Atome mit solchen Strahlen zu beschließen und zu untersuchen, wie die Strahlung dabei abgelenkt wird.

Solche Versuche wurden 1909-1913 von Rutherford und seinen Mitarbeitern **Geiger** und **Marsden** systematisch durchgeführt: eine Goldfolie (ca. 1000 Atomlagen dick) wurde mit Alpha-Strahlen beschossen. Erwartet wurde nach dem Thomsonschen Atommodell, dass die Strahlen die Goldfolie zwar durchdringen (für die Dichte der gleichmäßig verteilten positiven Ladung wurde ein Wert wie etwa der von Wasser erwartet), aber doch deutlich abgelenkt werden. Stattdessen wurde beobachtet, dass der größte Teil der Strahlung die Folie praktisch ohne Ablenkung durchdringt; einige wenige Teilchen werden allerdings sehr stark abgelenkt, teilweise sogar direkt zurückgeschleudert. (Rutherford soll dazu gesagt haben: „... 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.“)

Auf Grund dieser Ergebnisse (und einer genauen mathematischen Analyse!) stellte Rutherford 1911 sein Atommodell auf: Atome sind größtenteils leer; im Zentrum befindet sich die positive Ladung und die meiste Masse des Atoms im Atomkern (der etwa um einen Faktor 10 000 kleiner ist als das Atom), außen herum bewegen sich die negativen Elektronen. Dazu, wie genau die Elektronen sich um den Kern bewegen, sagte Rutherford allerdings nichts – das oft erwähnte „Planetenmodell“ (die Elektronen bewegen sich um den Kern wie die Planeten um die Sonne) stammt vom Japaner **Nagaoka**.

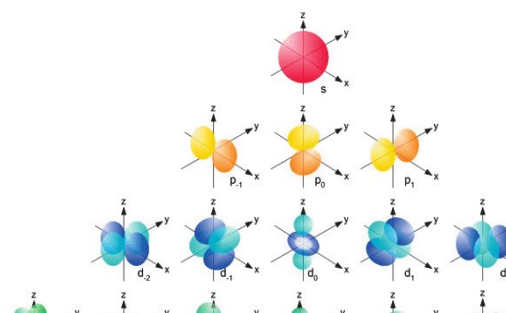


Eine genauere Untersuchung zeigt, dass die Ladung  $Q$  der Atomkerne immer ein ganzzahliges Vielfaches einer bestimmten grundlegenden Ladung, der sogenannten Elementarladung  $e$ , ist. Es gilt also:  $Q = Z \cdot e$ , wobei  $Z$  eine natürliche Zahl ist, die für alle Atome eines Elements jeweils immer denselben Wert hat;  $Z$  heißt die Ordnungszahl des Elements. Elektronen sind dagegen elektrisch negativ geladen; für ihre Ladung gilt immer:  $Q = -e$ . Ein Atom der Ordnungszahl  $Z$ , bei dem der Atomkern von  $Z$  Elektronen umgeben ist, ist also insgesamt elektrisch neutral. Hat ein Atom weniger oder mehr Elektronen, so ist es elektrisch geladen und wird als Ion bezeichnet: Hat es zu wenige Elektronen, so ist es positiv geladen und heißt Kation (*Merkhilfe: das t in Kation sieht aus wie ein +*), hat es zu viele Elektronen, so ist es negativ geladen und heißt Anion (*Merkhilfe: der Querstrich im A sieht aus wie ein -*).

Dieses Modell genügte aber noch nicht, um alle beobachteten Eigenschaften der Atome zu erklären, vor allem die Tatsache, dass jedes Element Licht in jeweils charakteristischen Farben („Spektrallinien“) abgibt. So entwickelte der Däne **Bohr** im Jahr 1913 das nach ihm benannte Atommodell (Nobelpreis 1922). Laut diesem bewegen sich die Elektronen zwar auf Kreisbahnen um den Kern, wie im Planetenmodell, es sind aber nur bestimmte Bahnen erlaubt. Jeder Elektronenbahn entspricht eine andere Energie, die auch vom jeweiligen Atomtyp abhängt. Geht ein Elektron von einer Bahn auf eine andere über, so wird der Energieunterschied mittels Licht ab- bzw. zugeführt. Jeder Lichtfarbe entspricht ein(e) bestimmte Energie(unterschied).

Eine Abwandlung und Verfeinerung von Bohrs Modell ist das Schalenmodell. Laut diesem bewegen sich die Elektronen nicht auf Kreisbahnen, sondern innerhalb von Kugelschalen um den Kern. Die Schalen sind dabei von innen nach außen mit Großbuchstaben durchnummeriert: die innerste ist die K-Schale, danach kommt die L-Schale usw. Jede Schale kann dabei nur eine bestimmte Anzahl von Elektronen aufnehmen: in die K-Schale passen nur 2 Elektronen, in die L- und M-Schale jeweils 8, in die N- und O-Schale jeweils 18 (*allgemein ergeben sich Zahlen der Form  $2n^2$  mit  $n = 1, 2, 3, \dots$ ; die Bezeichnungen stammen vom Briten **Barkla**). Die Schalen werden dabei von innen nach außen „aufgefüllt“. (*eigentlich ist es noch etwas komplizierter – aber für uns genügt das so...*)*

Moderne Atommodelle (entwickelt zuerst vom Österreicher **Schrödinger** 1926, dann 1928 durch den Briten **Dirac** durch Einbeziehung der Speziellen Relativitätstheorie erweitert, beide Nobelpreis 1933) benutzen sogenannte „Orbitale“, das sind Bereiche im Raum, für die man die Aufenthaltswahrscheinlichkeit der Elektronen angeben kann. Die einfachsten Orbitale (s-Orbitale) sind wie die Schalen kugelförmig, alle anderen haben kompliziertere Formen, z. B. sehen die p-Orbitale in etwa wie zwei aneinander gesetzte Tropfen aus.



Für unsere Zwecke genügt das Schalenmodell; dieses werden wir im Folgenden verwenden. Man sollte sich aber immer bewusst machen, dass dieses Modell (wie letztlich alle Modelle, auch noch die modernen Orbital-Modelle!) nicht die Wirklichkeit darstellt, sondern nur eine näherungsweise Beschreibung der Atome ist, die einige Eigenschaften gut wiedergibt, bei anderen dagegen komplett versagt.