

Spektrum

Bereits Demokrit (400 v.Chr.) hat behauptet, die Welt sei aus unteilbaren Teilchen (als aus „Atomen“) aufgebaut.

1808 hat John Dalton dies dahingehend präzisiert, dass jedes chemische Element aus Atomen besteht; Atome eines Elements haben die gleiche Masse und die gleichen chemischen Eigenschaften, solche verschiedener Elemente sind voneinander verschieden.

1827 entdeckte Robert Brown eine Zitterbewegung von Blütenstaubkörnchen in Flüssigkeiten; diese kommt dadurch zustande, dass diese von Atomen der Flüssigkeit angestoßen werden.

Spektrum

1910 bestrahlte Ernest Rutherford eine dünne Goldfolie mit α -Strahlen; die meisten Strahlen wurden nur sehr wenig abgelenkt, ein kleiner Bruchteil reflektiert. Daraus schloss Rutherford, dass Atome aus einem winzigen positiv geladenen Kern und einer Hülle aus Elektronen bestehen, wobei der Kern fast die gesamte Masse enthält. Die Elektronen sollten sich dabei wie Planeten um den Kern bewegen.

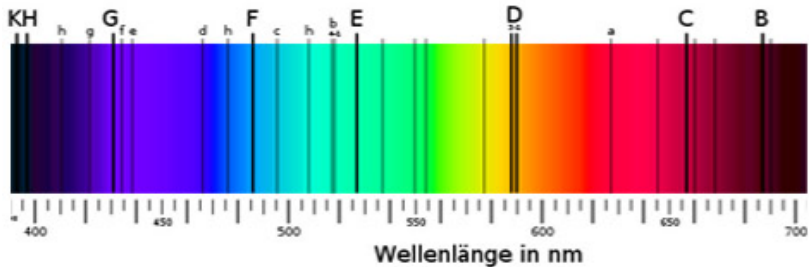
Nach den Gesetzen der klassischen Physik gibt eine bewegte Ladung in einem elektrischen Feld Licht ab; das würde dazu führen, dass Atome, wie Rutherford sie sich vorstelle, nicht stabil sind, sondern dass die Elektronen in Bruchteilen von Sekunden in den Kern stürzen.

Spektrum

1802 zerlegt William Hyde Wollaston das Licht der Sonne mit einem Prisma und findet „dunkle Linien“; unabhängig davon gelingt Joseph von Fraunhofer 1814 dieselbe Entdeckung; er veröffentlicht sie, und heute sind diese Linien nach ihm benannt.

Spektrum

Fraunhoferlinien im Sonnenspektrum (oben) bzw. Spektrallinien von Helium im sichtbaren Licht (unten):



Spektrum

Es dauert ein halbes Jahrhundert, bevor man diese Linien zu verstehen beginnt: 1859 zeigen Gustav Kirchhoff und Robert Bunsen durch Zerlegung von Licht in einem Prisma, dass Atome nur Licht von einer ganz bestimmten Wellenlänge absorbieren und emittieren können. Jedes Element hat also ein ganz charakteristisches Spektrum, und umgekehrt kann man durch die Untersuchung des Spektrums erkennen, um welches Element es sich handelt. Durch Vergleich des Sonnenspektrums mit solchen, die von Proben im Labor stammten, gelingt ihnen der Nachweis von Eisen, Kupfer, Zink, Nickel, Chrom und vielen weiteren Elementen in der Sonne.

Video: [Fraunhofer](#)

Spektrum

1885 gelingt Jakob Balmer ein großer Fortschritt: Er entdeckt, dass die Wellenlängen des Emissionsspektrums eines Wasserstoffatoms sich aus einer ganz einfachen Formel berechnen lassen. Angström hatte die Wellenlängen der folgenden Linien im sichtbaren Spektrum des Wasserstoffs (in Angström, also 10^{-10} m) gemessen:

Linie	H_α	H_β	H_γ	H_δ
Wellenlänge	6562,1	4860,7	4340,1	4101,2

Spektrum

Balmer fiel auf, dass im Rahmen der Messgenauigkeit

$$\frac{\lambda_\alpha}{\lambda_\delta} = \frac{8}{5}, \quad \frac{\lambda_\alpha}{\lambda_\beta} = \frac{27}{20}, \quad \frac{\lambda_\beta}{\lambda_\delta} = \frac{32}{27}$$

gilt. Nach einigen Versuchen fand er für die Wellenlängen λ folgende einfache Formel:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{n^2} \right)$$

für $n = 3, 4, \dots$, wo $R_H = 1,09737 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$ die Rydberg-Konstante ist.

Spektrum

Lyman und Paschen entdeckten weitere Serien von Spektrallinien des Wasserstoffs, die sich alle der Formel

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

untergeordnet; dabei entsprechen $m = 1$, $m = 2$ und $m = 3$ den Serien von Lyman, Balmer und Paschen. Der Grund für diese überaus einfache Struktur blieb jahrzehntelang im Dunkeln.

Spektrum

1913 findet Niels Bohr mit einer gewagten Hypothese eine Erklärung für das Emissionsspektrum des Wasserstoffatoms: das Elektron bewegt sich nur auf ganz bestimmten Kreisbahnen um den Kern, der aus einem Proton besteht.

- ▶ Jedes Atom besitzt einen stationären Zustand, in welchem es nicht strahlt.
- ▶ Atome können Energie aufnehmen oder abgeben; dabei gehen die Elektronen auf andere Bahnen über.
- ▶ Der Bahndrehimpuls der Elektronen auf diesen Bahnen ist gequantelt: er nimmt nur Werte an, die ganzzahlige Vielfache von $\frac{h}{2\pi}$ sind.

Spektrum

Die Herleitung der Balmerischen Formel verläuft dann auf klassischen Bahnen. Zwei Ladungen Q_1 und Q_2 , von denen eine positiv und die andere negativ ist, ziehen sich mit einer Kraft an, die durch das Coulombsche Gesetz gegeben ist, einem Analogon zum Newtonschen Gravitationsgesetz:

$$F = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{Q_1 Q_2}{r^2}.$$

Hierbei ist

$$\epsilon_0 = 8,85418782 \cdot 10^{-12} \text{ As/Vm}$$

die elektrische Feldkonstante.

Spektrum

Im Falle von Elektronen, die um ein Proton kreisen, ist $Q_1 = Q_2 = e$ gleich der Elementarladung. Setzt man Coulombkraft gleich der Zentripetalkraft, also

$$\frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r^2} = m_e r \omega^2,$$

wo m_e die Elektronenmasse und $\omega = \frac{2\pi}{t}$ dessen Winkelgeschwindigkeit bezeichnet; insbesondere hat das Elektron die Geschwindigkeit $v = r\omega$.

Spektrum

Setzt man mit Bohr den Bahndrehimpuls

$$p = m_e r^2 \omega = \frac{nh}{2\pi},$$

wobei $n \geq 1$ eine natürliche Zahl ist, dann folgt, dass der Bahnradius des Elektrons nur folgende Werte annehmen kann:

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

Der kleinstmögliche Radius ergibt sich so zu etwa 53 pm und heißt Bohrradius; er beschreibt in etwa den Radius des Wasserstoffatoms.

Video: [Spektren und Dopplereffekt](#)