

## 5.2 Physik der Atomhülle

### 5.2.1 Streuversuche von Rutherford und das zugehörige Atommodell; Ladung des Atomkerns

#### Ältere Atommodelle

Auf den Ergebnissen der kinetischen Gastheorie aufbauend entwickelte der Engländer Dalton ein einfaches Atommodell: Atome sind nach der Dalton'schen Theorie kleine, kugelförmige, gleichmäßig mit Materie erfüllte und vollkommen elastische Körper.

Mit diesem Modell lassen sich neben den Grundgesetzen der Chemie viele thermische Eigenschaften der Materie erklären (Gasgesetze, Diffusion usw.), nicht dagegen elektrische Vorgänge (z. B. Elektrolyse, Ionisation, Glühemission u. a.).

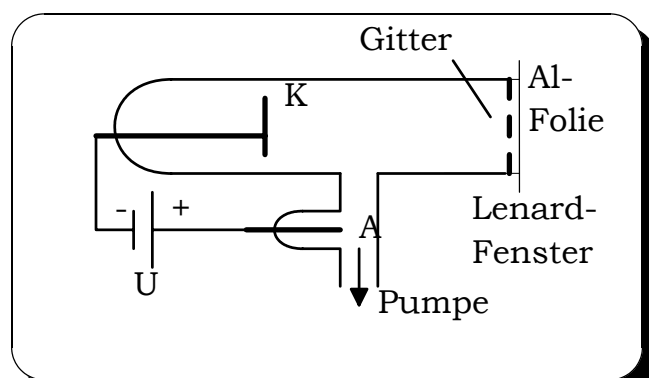
Ergebnisse von Untersuchungen der elektrolytischen Erscheinungen und der Gasentladungen erforderten eine Verfeinerung des Daltonschen Atommodells und sollten vor allem die Entstehung von Ionen und freien Elektronen erklären können. Dazu nahm J. Thomson (1856-1940, NP 1906) an, das Atom sei eine Kugel aus gleichmäßig verteilter Masse und positiver elektrischer Ladung, in die so viele negative Elektronen eingelagert seien, dass das Atom nach außen hin neutral wirke ("Rosinenkuchen-Modell").

Das Thomson-Modell konnte zwar z. B. die Existenz von Ionen erklären, versagte aber zum Beispiel beim Versuch, die Linienspektren mit Hilfe der Schwingungen von Elektronen im Atom zu erklären.

#### Der Versuch von Lenard zur Elektronenabsorption

Die ersten Beweise für die Unhaltbarkeit des Thomsonschen Modells fußen auf Untersuchungen von Ph. Lenard (1862 - 1947, NP 1905).

Versuch:



Das Lenardrohr ist eine Gasentladungsröhre mit einem siebartigen Verschluss, der mit einer extrem dünnen Aluminiumfolie belegt ist (Lenard-Fenster).

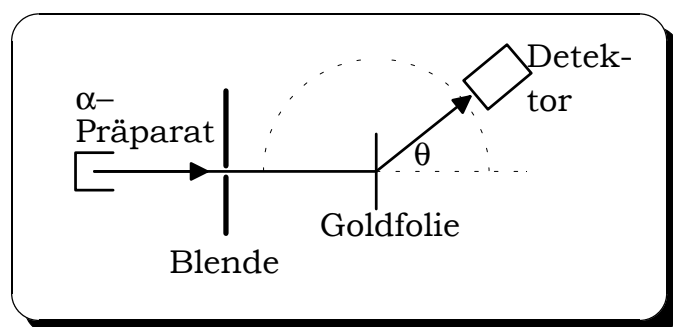
Ergebnis: Mit einem Zinksulfid-Leuchtschirm kann man Elektronen nachweisen, die fast ungestreut die Folie und einige Zentimeter Luft durchlaufen haben. Bei einer Dicke der Aluminiumfolie von etwa 0,002 mm liegen etwa 7500 Atomschichten hintereinander.

Deutung: Bei einigermaßen gleichmäßiger Verteilung der Materie ist es nicht zu verstehen, dass die meisten Elektronen die Folie geradlinig durchdringen. Es muss daher angenommen werden, dass die Kathodenstrahlen durch die Atome selbst gedungen sind. Nach Lenard ist daraus zu schließen, dass die Atome keine massiven Kugeln sind, sondern dass ihre Masse auf einen Bruchteil des Atomvolumens konzentriert ist. Der übrige Raum ist materiefrei, aber von elektrischen Feldern erfüllt, die nur langsame durchfliegende Elektronen merklich beeinflussen.

### Der Rutherford'sche Streuversuch mit Alphastrahlen

Die Untersuchungen Lenards wurden von E. Rutherford (1871 - 1937) weitergeführt. Mit seinen Versuchen konnten 1911 erstmals begründete Aussagen über den Aufbau von Atomen gemacht werden.

Versuchsbeschreibung:



Rutherford beschoss dünne Metallfolien ( $d \approx 400$  Atomdurchmesser) mit Alphateilchen, wie sie von manchen radioaktiven Strahlen ausgesandt werden, und beobachtete, unter welchen Winkeln  $\theta$  die Alphateilchen gegen die Einfallsrichtung gestreut wurden. Dazu tastete er den Raum um die Folie mit einem Szintillationsschirm ab und zählte für jeden Ablenkwinkel die Lichtblitze je Zeiteinheit.

Ergebnisse: Rutherford stellte fest, dass die meisten Teilchen die Folie praktisch unabgelenkt durchschlugen. Es kamen aber auch Ablenkungen bis fast  $180^\circ$  vor. Die Häufigkeit nahm mit wachsendem Ablenkwinkel stark ab.

Die Ergebnisse dieses Versuches lassen folgende Folgerungen zu:

1. Die Masse des Atoms muss fast ganz im sog. Kern vereinigt sein. Das Atom ist also im wesentlichen leer.

2. Wegen  $m_\alpha \gg m_e$  kann die Ablenkung nicht durch Stoß an Elektronen erfolgen (in diesem Fall würde  $\phi_{\max} \approx 28''$  folgen!). Sie muss also an den positiven Atomladungen stattfinden.
3. Wegen der gleichnamigen Ladungen der Alphateilchen und der positiven Ladungen der Atombestandteile müssen elektrostatische Abstoßungskräfte auftreten. Aus der Größe der Ablenkwinkel folgt (zunächst ohne Beweis), dass sich die Alphateilchen dem Zentrum der die Abstoßung verursachenden positiven Atomladungen stark nähern. Daraus lässt sich der Kernradius zu  $R_k \approx 10^{-14}$  m abschätzen.
4. Das Experiment zeigt, dass die abgelenkten Alphateilchen kaum Energie verloren haben. Daraus folgt, dass der Stoßpartner eine wesentlich größere Masse hat als die Alphateilchen.

Diese Ergebnisse lassen sich so im sog. Rutherfordschen Atommodell zusammenfassen:

Die Masse eines Atoms ist fast ganz im positiv geladenen Kern vereinigt. Um ihn bewegen sich Elektronen auf Kreisbahnen. Der größte Teil des Raums im Atom ist leer.

Anmerkungen:

1. Nach den Gesetzen der klassischen Elektrodynamik müsste ein umlaufendes und damit dauernd beschleunigtes Elektron andauernd Energie abstrahlen, immer langsamer werden und nach ca.  $10^{-6}$  s in den Kern stürzen.
2. Aus vielen Messungen folgt, dass der Kernradius  $R_k$  nur von der Massenzahl  $A$ , d. h. von der Zahl der Kernbausteine, abhängt. In guter Näherung gilt  
 $R_k \approx 1,3 \cdot A^{\frac{1}{3}} \cdot 10^{-15}$  m. Berechnet man daraus die Dichte eines Atomkerns, so folgt  
 $\rho = \frac{m}{V} \approx 180000 \frac{\text{t}}{\text{mm}^3}$ !
3. Abweichungen von den durch die Coulombkräfte verursachten Bahnen erhält man, wenn man als Geschosse besonders hochenergetische Heliumkerne benutzt. Derartige Teilchen kommen dem Kern so nahe, dass dieser die Bahn mit einer anderen, ihm eigenen Kraft stört. Man nennt diese mathematisch bislang nicht fassbare Kraft Kernkraft. Sie hat folgende Eigenschaften: Sie tritt nur zwischen Nukleonen auf, ist ladungsunabhängig, ist zwischen benachbarten Protonen viel stärker als die Coulombkraft (hält den Kern also zusammen!) und hat eine auf Kerndimensionen beschränkte Reichweite.

### Abschätzung des Kernradius

Der Kernradius  $r_k$  lässt sich leicht abschätzen, wenn man davon ausgeht, dass bei einem zentralen Stoß eines Alphateilchens mit einem Atomkern mit wesentlich größerer Masse und der Kernladung  $Z \cdot e$  am Ort größter Annäherung an den Kern sich die kinetische Energie des Teilchens vollständig in potentielle Energie umgewandelt hat:

---

$$W_{\text{kin}} = \frac{1}{2} \cdot m_a \cdot v^2 = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{(Z \cdot e) \cdot (2 \cdot e)}{r}$$

Für diesen minimale Abstand  $r$  von der Atommitte folgt daraus

$$r = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{(Z \cdot e) \cdot (2 \cdot e)}{\frac{1}{2} \cdot m_a \cdot v^2} = \frac{Z \cdot e^2}{\pi \cdot \epsilon_0 \cdot m_a \cdot v^2}$$

Von Alphateilchen aus der Strahlung des radioaktiven Wismut ( ${}_{83}^{212}\text{Bi}$ ) kennt man die Geschwindigkeit  $v = 2,0 \cdot 10^7 \frac{\text{m}}{\text{s}}$ . Daraus folgt für Gold ( $Z = 79$ )

$$r \approx 3 \cdot 10^{-14} \text{ m.}$$

Rutherford standen keine höher energetischen Alphateilchen zur Verfügung. Er konnte daher nur sagen, dass der Kernradius von Gold kleiner ist als  $3 \cdot 10^{-14} \text{ m.}$

### Ladung des Atomkerns

Die Rutherford'sche Streuformel

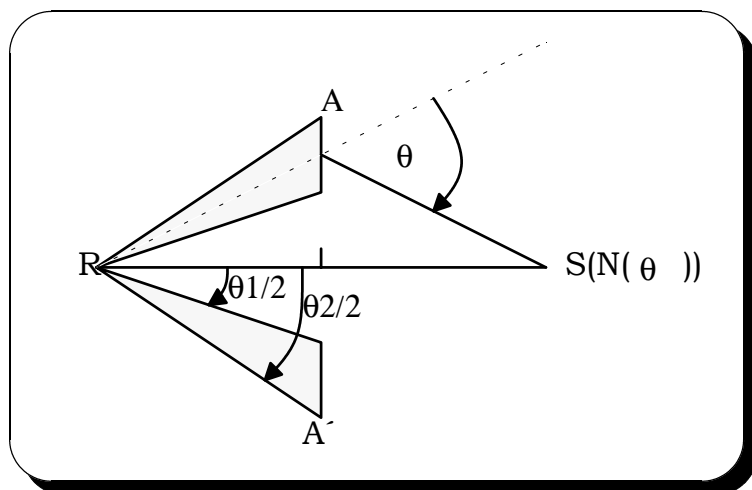
$$dN = n \cdot N \cdot \left( \frac{Z \cdot e^2}{4 \cdot \pi \cdot \epsilon_0 \cdot m_a \cdot v^2} \right)^2 \cdot \frac{d\Omega}{(\sin \frac{\theta}{2})^4}$$

( $n$ : Zahl der streuenden Kerne/cm<sup>3</sup>,  $N$ : Zahl der ankommenden Alphateilchen,  $dN$ : Zahl der in das Raumwinkelement gestreuten Teilchen,  $d\Omega$ : Raumwinkel,  $\theta$ : Streuwinkel) für Alphateilchen erlaubt, die Zahl  $Z$  der positiven elementaren Kernladungen experimentell zu bestimmen, wenn  $dN$  und  $N$  gemessen werden können, da in der Gleichung sonst nur bekannte ( $n$ ,  $e$ ) oder experimentell zugängliche Größen ( $m_a$ ,  $v^2$ ,  $\theta$ ) auftreten.

Die Hauptschwierigkeit des Experiments liegt darin, dass die Werte für  $N$  und  $dN$  sehr stark voneinander verschieden sind. Bei ersten Versuchen wurden  $N$  und  $dN$  mit verschiedenen Geräten, d. h. unter verschiedenen Bedingungen, gemessen. Dies stellte sich aber als bedeutende Fehlerquelle heraus.

James Chadwick (1891 - 1974) entwickelte deshalb eine Versuchsanordnung, bei der  $N$  und  $dN$  in einem Gerät gemessen werden konnten.

Skizze:



Die Streufolie hat bei diesem Versuch die Form eines Kreisrings AA'; das

Präparat R und der Zinksulfidschirm S sind im gleichen Abstand  $r$  von  $AA'$  angeordnet. Gemessen wird die Zahl  $dN$  der Alphateilchen, die um einen bestimmten Winkel  $\theta$  gestreut werden. Zur Vereinfachung der Zählung wählt man  $\theta$  am besten doppelt so groß wie den Winkel zwischen der Achse RS und der Richtung des von R zur Folie gehenden Strahles. Bringt man innerhalb des Kreises zwischen R und S einen für die Alphateilchen undurchlässigen Schirm an, so ist es möglich, nur die gestreuten Teilchen zu zählen. Wird umgekehrt der Ring  $AA'$  durch einen Schirm abgedeckt, so kann man die Teilchenzahl  $N$  im auffallenden Bündel auszählen. Da diese Zahl so groß ist, dass sie durch unmittelbare Auszählung der Szintillationen auf dem Schirm nicht mehr festgestellt werden kann ( $dN = 30$  Szintillationen gestreuter Alphateilchen in der Minute entsprächen  $N = 20000$ ), ordnet man vor S eine rotierende Scheibe mit einem engen Schlitz an, mit deren Hilfe die Anzahl der Szintillationen willkürlich auf einen beliebigen Bruchteil vermindert werden kann.

Auf diesem Wege fand Chadwick für Platin, Silber und Kupfer die Werte  $Z_{\text{Pt}} = 77,4$  (78),  $Z_{\text{Ag}} = 46,3$  (47) bzw.  $Z_{\text{Cu}} = 29,3$  (29). Die in Klammern stehende Zahl bezeichnet den Platz des entsprechenden Elements im Periodensystem der Elemente (Ordnungszahl).

Die Versuche Chadwicks zeigen also, dass die Anzahl der positiven Elementarladungen des Kerns gleich der Ordnungszahl des entsprechenden Elements ist.