

# Atombau und Nachweismethoden für Kernbausteine

Elisabeth Müller, WS 18/19

## Inhalt

1	Das Atom-Modell von Demokrit.....	1
2	Das Atom-Modell von Dalton.....	1
3	Das Atom-Modell von Thompson und die Entdeckung der Elektronen .....	2
4	Die Entdeckung der Radioaktivität .....	2
5	Das Atom-Modell von Rutherford und die Entdeckung der Protonen .....	2
6	Das Stabilitätsparadoxon der klassischen Physik .....	4
7	Der Welle-Teilchen-Dualismus .....	4
8	Bohr'sche Postulate .....	5
9	Das Orbitalmodell.....	5

**Einstieg:** Auf der Geburtstagsparty eines 8-jährigen Mädchens reiben einige der Kinder einen Ballon an ihren Haaren, damit diese sich elektrisch aufladen und dadurch am Ballon „kleben“ bleiben. Die ältere Schwester kennt aus der Schule bereits das Kern-Hülle-Modell sowie Protonen, Elektronen und Neutronen. Sie möchte wissen, ob es einen Zusammenhang zwischen den an dem Ballon klebenden Haaren und der Aufklärung des Atombaus gibt. Um zu verstehen, wie der Atombau aufgeklärt und die Elektronen, Protonen und Neutronen entdeckt wurden waren zahlreiche Experimente und Überlegungen von Naturwissenschaftlern notwendig.

## 1 Das Atom-Modell von Demokrit

Das erste Atom-Modell geht auf griechische Philosophen zurück. Diese waren der Ansicht, dass sich Materie nicht beliebig weit zerteilen lasse. Vielmehr müsse es ein kleinstes Teilchen geben, das nicht weiter zerteilbar ist: Das „Urkorn“ oder „Atom“ (atomos = griech. unteilbar).

## 2 Das Atom-Modell von Dalton

Anfang des 19. Jahrhunderts: Jeder Stoff besteht aus kleinen kugelförmigen Teilchen, sogenannte Atome, die sich nicht weiter teilen lassen. Alle Atome eines Elements sind untereinander gleich in Volumen und Masse bzw. bei unterschiedlichen Elementen unterscheiden sie sich in Volumen und Masse. Atome sind unveränderlich und können nicht durch chemische Reaktionen erzeugt bzw. vernichtet werden.

### **3 Das Atom-Modell von Thompson und die Entdeckung der Elektronen**

Ende des 19. Jahrhunderts: Elektrische Ladungen waren bereits bekannt und deshalb beschäftigten sich viele Physiker mit elektrischen Entladungen in verdünnten Gasen. Hierzu wurde ein Glaskolben mit verdünntem Gas befüllt, die Entladung fand zwischen zwei Metallelektroden statt. Sobald der Druck unter 13 Pa sank, phosphoreszierten die Stellen, auf die die unsichtbaren Strahlen aus der Elektrode bzw. Kathode auftrafen. Es wurde festgestellt, dass die Kathodenstrahlen dünne Metallfolien durchdringen konnten und sie sich mit großer Geschwindigkeit geradlinig ausbreitete, sie konnte jedoch durch elektrische oder magnetische Felder abgelenkt werden. Daraus schloss man, dass die Strahlen negativ geladen sind. Diese Kathodenstrahlen wurden als Elektronen bezeichnet. Weiterhin stellte man fest, dass Elektronen von einem Stoff auf einen anderen übergehen können. Hat ein Stoff nun einen Überschuss an Elektronen, so wirkt er nach außen hin negativ geladen. Zu wenig Elektronen bedeuten, dass der Stoff nach außen hin positiv geladen ist. Da aber die Stoffe von Natur aus elektrisch neutral sind und man bereits wusste, dass Atome Elektronen enthalten, stellte sich die Frage, wie das Atom insgesamt neutral geladen sein kann, trotz des negativen Ladungsanteils. Antwort: Es muss auch einen positiven Teil bei einem Atom geben. Vorstellung des Atommodells als Teig der positiv geladen ist, in den die Elektronen eingebettet sind wie Rosinen.

### **4 Die Entdeckung der Radioaktivität**

Ende des 19. Jahrhunderts: Die Entdeckung der natürlichen Radioaktivität trug zur Aufklärung des Baues der Atome und Auffindung weiterer Teilchen bei. Sie besteht aus drei verschiedenen Teilchentypen. Die sogenannte  $\alpha$ -Strahlung ist positiv und die  $\beta$ -Strahlung negativ geladen, das geht aus der Ablenkung durch elektrische und magnetische Felder hervor. Die sogenannte  $\gamma$ -Strahlung ist neutral geladen, da sie in diesen Feldern nicht abgelenkt wurde. Außerdem besitzt sie ähnliche Eigenschaften wie die Röntgenstrahlung.

### **5 Das Atom-Modell von Rutherford und die Entdeckung der Protonen**

Mit diesem Vorwissen führte Rutherford Anfang des 20. Jahrhunderts seinen berühmten Versuch durch. Dabei benutzte er eine extrem dünne Goldfolie, welche er mit  $\alpha$ -Teilchen beschoss und überprüfte mithilfe eines Filmstreifens wie diese sich hinter der Folie verteilten. Für die  $\alpha$ -Teilchen hat er radioaktives Radium mit einem Bleimantel zur Abschirmung verwendet.

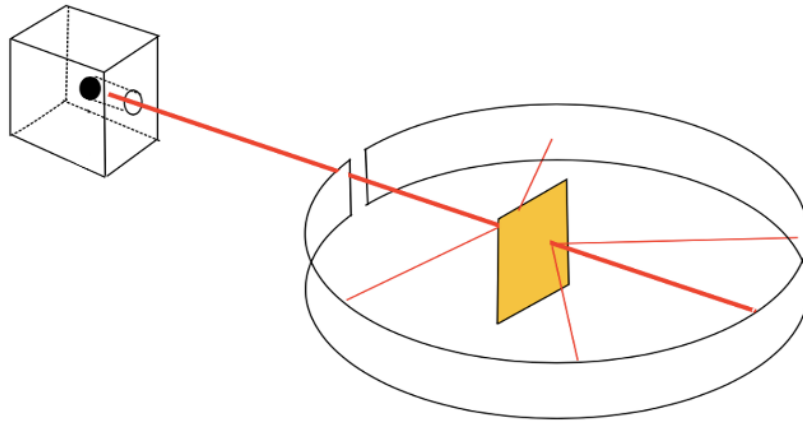


Abb.1: Rutherford'scher Streuversuch [4]. In dem Bleikasten links befindet sich die Strahlungsquelle, rechts erkennt man den Leuchtschirm.

Die meisten  $\alpha$ -Teilchen sind gerade durch die Folie hindurch geflogen, während einige wenige  $\alpha$ -Teilchen sehr stark von ihrer ursprünglichen Richtung abgelenkt wurden. Also schloss er daraus, dass ein solches  $\alpha$ -Teilchen in die Nähe einer anderen positiven Ladung gekommen sein muss, die sich im Inneren des Atoms befindet. Daraus folgerte Rutherford, dass sich die positive Ladung des Atoms auf einen sehr kleinen Raum konzentrieren muss, welchen er als Atomkern bezeichnete. Er nahm an, dass dieser Kern von ebenso vielen Elektronen umgeben sei, wie er positive Elementarladungen besitzt und nur ein sehr kleiner Teil des Volumens des Atoms mit Masse ausgefüllt ist. Diese positiven Anteile des Atoms werden als Protonen bezeichnet.

Ebenfalls durch den Rutherford Versuch wurde festgestellt, dass die verwendeten  $\alpha$ -Teilchen zwei Atomkerne des Heliums waren. Aufgrund der zweifachen Ladung konnte man auf zwei Protonen schließen. Jedoch wurde experimentell die vierfache Masse im Vergleich zu einem Proton ermittelt, was daraufhin deutete, dass der Atomkern nicht nur Protonen, sondern auch sogenannte Neutronen enthält. Dabei handelt es sich um Teilchen mit ungefähr der gleichen Masse wie die der Protonen. Diese sind allerdings elektrisch neutral geladen. Protonen und Neutronen werden allgemein als Nukleonen, von lat. Nukleus = der Kern, bezeichnet.

Weiterhin stellte er fest, dass verschiedene Elemente unterschiedliche viele Protonen besitzen, diese Protonenzahl wird als Kernladungszahl bezeichnet. Rutherford nahm an, dass die Elektronen auf elliptischen Bahnen um den Atomkern kreisen und das durch die Zentrifugalkraft die elektrische Anziehungskraft zwischen den Elektronen und den Protonen kompensiert wird, ähnlich wie die Planeten die Sonne umkreisen. Nach der klassischen Mechanik konnte ein Elektron in beliebiger Entfernung um den Kern kreisen, wenn zwischen der durch die Ladung  $e$  des Elektrons und durch die Ladung  $Z_e$  des Kerns festgelegten elektrischen Kraft und der Zentrifugalkraft des Elektrons ein Gleichgewicht herrschte.

$$r = \frac{e \cdot Z_e}{4\pi\epsilon_0 m v^2}$$

$m \triangleq$  Masse des Elektrons,  $v \triangleq$  Geschwindigkeit des Elektrons,  $r \triangleq$  Radius der Bahn

## 6 Das Stabilitätsparadoxon der klassischen Physik

Anhand der vorangegangenen Gleichung kann der Radius je nach Geschwindigkeit jeden beliebigen Wert annehmen. Dies stimmt jedoch nicht mit der klassischen Theorie der Elektrodynamik überein, da demzufolge das umlaufende Elektron dauernd elektromagnetische Wellen ausstrahlen müsste. Da also das Elektron dadurch Energie verliert, würde die Geschwindigkeit des Elektrons sinken und es würde sich immer mehr an den Kern annähern, bis es den Kern erreicht und dadurch das Atom kollabieren würde.



Abb.2: Stabilitätsparadoxon, links: Vorstellung eines Atoms, rechts: Kollaps eines Atoms

So etwas konnte jedoch nie beobachtet werden. Man fand aber heraus, dass Materie Strahlungsenergie nicht kontinuierlich mit der Umgebung austauscht, sondern nur in ganzen Vielfachen eines bestimmten Grundquantum. Dieser Gedanke ist die Grundlage der Planck'schen Quantentheorie, aus der durch Verallgemeinerung die Quantenmechanik entstanden ist. Auf dieser Grundlage lässt sich sagen, dass der Austausch von Strahlungsenergie zwischen Atom und Umgebung nicht kontinuierlich, sondern in winzigen Portionen, den Quanten stattfindet.

$$E=h \cdot \nu$$

$E \triangleq$  Energie,  $h \triangleq$  Planksches Wirkungsquantum,  $\nu \triangleq$  Frequenz

## 7 Der Welle-Teilchen-Dualismus

Außerdem lässt sich sagen, dass mikroskopische Teilchen sowohl Welleneigenschaften als auch Teilchencharakter besitzen. Es muss also eine stabil stehende Welle, bei der die Ladungsverteilung in jedem Zeitabschnitt dieselbe ist, vorhanden sein. Die Energie wird also nicht abgestrahlt, demnach ist das Atom stabil.

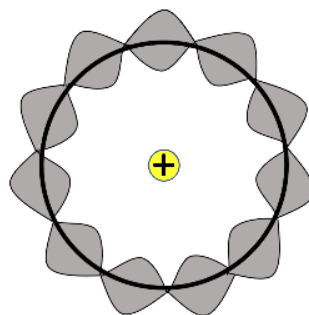


Abb.3: Welle-Teilchen-Dualismus

## 8 Bohr'sche Postulate

Um den Widersprüchen zur klassischen Physik beim Atomaufbau auszuweichen machte Bohr einige prinzipielle Aussagen, die damals noch nicht physikalisch begründet werden konnten, die sich aber später aus der Lösung der Schrödinger-Gleichung ergaben.

Bohr'sche Postulate:

1. Die Zahl der Bahnen, auf denen sich das Elektron um den Kern bewegen kann, ist begrenzt.
2. Solange das Elektron auf diesen geschlossenen Bahnen kreist, strahlt es keine Energie aus, jede dieser Bahnen stellt einen bestimmten stationären Zustand des Elektrons im Atom dar. Die einzelnen stationären Zustände werden als Energieniveaus des Elektrons im Atom bezeichnet.
3. Das Elektron emittiert oder absorbiert Energie nur beim Übergang von einer stationären Bahn auf eine andere.
4. Die Wirkung eines Elektrons ist ein ganzzahliges Vielfaches des Planck'schen Wirkungsquantum. (De Broglie belegte diese Hypothese)

Man spricht in diesem Zusammenhang auch von Schalen. Die innerste Schale, die K-Schale hat das niedrigste Energieniveau. Weiter vom Kern entfernt, gibt es die L-Schale, die M-Schale usw. bis zur Q-Schale.

## 9 Das Orbitalmodell

Aufgrund der Heisenberg'schen Unschärferelation kann der genaue Aufenthaltsort der Elektronen in der Elektronenhülle nicht exakt bestimmt, sondern nur stochastisch beschrieben werden. Diese Aufenthaltsräume werden als Orbitale bezeichnet.

Die Schrödinger-Gleichung ergibt nur unter bestimmten Randbedingungen physikalisch sinnvolle Lösungen, aus denen sich die Quantisierung und die Quantenzahlen ergeben.

Die Quantenzahlen legen die Größe, Gestalt und räumliche Gestaltung der Atomorbitale, sowie die Energie der Elektronen in den Orbitalen fest.

1. Die Haupt-Quantenzahl  $n$  beschreibt die mittlere Entfernung des Elektrons zum Kern und dessen Energie.
2. Die Neben-Quantenzahl  $l$  beschreibt die Gestalt der Orbitale.
3. Die Magnet-Quantenzahl  $m_l$  beschreibt die Orientierung der Orbitale im Raum.
4. Die Spin-Quantenzahl  $m_s$  beschreibt die Orientierung des magnetischen Moments des Elektrons.

Der Zustand eines Elektrons wird durch alle vier Quantenzahlen festgelegt und ein Orbital wird durch diese beschrieben. Die Elektronen-Konfiguration ergibt sich durch das Orbitalmodell und die vier Quantenzahlen. Diese gibt die Verteilung der Elektronen auf verschiedene Energiezustände bzw. Orbitale an. Sie wird durch Angabe von Unterschalen (s, p, d, f) beschrieben. Unter Beachtung der Hundschen Regel werden energetisch gleichwertige Orbitale erst einfach besetzt. Ebenso muss das Pauli-Prinzip berücksichtigt werden, dass zwei Elektronen in der Hülle sich in mindestens einer Quantenzahl unterscheiden müssen.

**Zusammenfassung:** Ein Atomorbital ist die räumliche Wellenfunktion eines Elektrons in den quantenmechanischen Modellen der Atome. Die Elektronen verteilen sich unter Berücksichtigung des Pauli-Prinzips auf die Orbitale.

**Abschluss:** *Um den genauen Atomaufbau zu entschlüsseln waren viel Zeit und viele schlaue Köpfe notwendig, bis wir zu unserem heutigen Wissensstand gelangt sind. Die Modelle von Demokrit, Dalton, Thompson, Rutherford und Bohr sind mittlerweile veraltet und überholt, trotzdem geben sie uns Aufschluss über den Weg, den die Naturwissenschaftler gingen, um zu dem heutigen aktuellen Modell, dem Orbitalmodell, zu kommen. Dieser Weg ist jedoch noch nicht zu Ende, das ist aber Sache der Physik.*

#### **Quellen:**

1. Brdicka R.: Grundlagen der physikalischen Chemie, VEB, Berlin 1981
2. Wedler, G.: Lehrbuch der physikalischen Chemie, Wiley-VCH, Erlangen 1979
3. [https://www.google.com/search?client=safari&rls=en&q=3.+http://www.chemgapedia.de/vsengine/tra/vsc/de/ch/11/aac/vorlesung/kap\\_2/trajektorie/atom-bau.tra/Vlu/vsc/de/ch/11/aac/vorlesung/kap\\_2/vlu/atombau\\_elementarteil-chen.vlu.html&ie=UTF-8&oe=UTF-8](https://www.google.com/search?client=safari&rls=en&q=3.+http://www.chemgapedia.de/vsengine/tra/vsc/de/ch/11/aac/vorlesung/kap_2/trajektorie/atom-bau.tra/Vlu/vsc/de/ch/11/aac/vorlesung/kap_2/vlu/atombau_elementarteil-chen.vlu.html&ie=UTF-8&oe=UTF-8) abgerufen am 20.05.2021
4. <https://www.hoffmeister.it/index.php/chemiebuch-anorganik?start=6> abgerufen am 20.05.2021