

Fuchs – Freiwald

Allgemeine und Anorganische Chemie



**Joachim Fuchs  
Wilfried Freiwald**

# **Allgemeine und Anorganische Chemie**

**Einführung in die Grundlagen  
für Mediziner, Naturwissenschaftler  
und Chemie-Nebenfächler**



**1972**

**Walter de Gruyter · Berlin · New York**

Joachim Fuchs, Prof. Dr. rer. nat.  
Wilfried Freiwald, Dipl.-Chem.  
Institut für Anorganische Chemie der Freien Universität Berlin

ISBN 3 11 004243 6

©

Copyright 1972 by Walter de Gruyter & Co., vormals G. J. Göschen'sche Verlagshandlung J. Guttentag, Verlagsbuchhandlung — Georg Reimer — Karl J. Trübner — Veit & Comp., Berlin 30 — Alle Rechte, auch die des auszugsweisen Nachdruckes, der photomechanischen Wiedergabe, der Herstellung von Mikrofilmen und der Übersetzung vorbehalten. — Druck: Mercedes-Druck, Berlin — Printed in Germany

## V o r w o r t

Dieser „Lerntext“ ist weder ein Ersatz für ein Lehrbuch noch für den Besuch einer Vorlesung, er soll in kürzester, aber verständlicher Form die wichtigsten Tatsachen, Begriffe und Zusammenhänge darstellen. Der Text ist aus dem Manuskript einer Vorlesung für Studenten im ersten Semester hervorgegangen. Daraus resultiert sein Aufbau.

Nach allgemeinen Kapiteln über Atomaufbau und Periodensystem wird die Chemie der Elemente, geordnet nach Gruppen des Periodensystems, besprochen. Auf eine ganz strenge Systematik in diesem Sinne wird an einigen Stellen verzichtet, um ein Grundprinzip wahren zu können: alle Eigenschaften und Reaktionen sollen mit Hilfe der jeweils behandelten theoretischen Grundlagen anschaulich verständlich sein. Kapitel aus der allgemeinen und physikalischen Chemie werden bei der Behandlung prägnanter Beispiele eingestreut. Vor jedem Abschnitt ist ein Stichwortverzeichnis aufgeführt, das auf der linken Blattseite Stichworte zur anorganischen, auf der rechten Blattseite zur allgemeinen und physikalischen Chemie enthält. Es kann beim Lernen und Wiederholen des Stoffes zur Selbstüberprüfung herangezogen werden.

Es sei noch bemerkt, daß einer "anschaulichen" Erklärung Grenzen gesetzt sind. Naturwissenschaftliche Erkenntnis bedeutet nicht, daß man alle Vorgänge und Erscheinungen auf gewohnte anschauliche Bilder projizieren kann, sondern daß man sie mathematisch zu beschreiben vermag. Auf eine exakte mathematische Behandlung muß jedoch zwangsläufig verzichtet werden, da die Beschreibung z. B. des Atommodells oder der chemischen Bindung zu umfangreiche mathematische Kenntnisse erfordert. Der Versuch, alles zu veranschaulichen, birgt die Gefahr, wissenschaftlich unexakt zu werden. Wir hoffen, die richtige Grenze zwischen Anschaulichkeit und wissenschaftlicher Exaktheit einzuhalten.

Unseren Kollegen, den Herren Prof. Dr. Udo Engelhardt, Prof. Dr. Werner Schulze und Prof. Dr. Günter Wiese danken wir für wertvolle Hinweise und Anregungen.

Berlin, August 1972

Joachim Fuchs

Wilfried Freiwald



### 1.) Die Methodik der Naturwissenschaften

Grundlage jeder naturwissenschaftlichen Erkenntnis sind Beobachtungen, entweder natürlicher Vorgänge oder gezielter Experimente. Läßt der Vergleich verschiedener Beobachtungen einen Zusammenhang erkennen, so formuliert man diesen Zusammenhang als **Gesetz**. Ein Gesetz gibt also nur eine Beschreibung von Vorgängen oder Erscheinungen, aber keine Erklärung. Findet man für die durch Experimente gewonnenen Fakten eine Erklärung, so bezeichnet man sie als **Hypothese**. Die Hypothese ist ein äußerst wichtiges Arbeitsmittel des Naturwissenschaftlers. Sie bringt die Ideen, welche Experimente man durchführen kann, um sie zu bestätigen, zu verfeinern oder aber zu widerlegen. Wird eine Hypothese immer wieder bestätigt, so reift sie zur **Theorie**.

### 2.) Zur Didaktik der Naturwissenschaften

Für die Didaktik ergeben sich zwei prinzipiell unterschiedliche Wege:

1. in Anlehnung an die naturwissenschaftliche Methodik eine Entwicklung der Erkenntnisse aus experimentellen Ergebnissen in weitgehend historischer Folge. Dieser Weg ist sehr gründlich, aber äußerst zeitraubend.
2. eine Beschreibung der wichtigsten modernen Theorien (ohne Beweis) und nachfolgend eine Erklärung der wichtigen Fakten auf dieser Grundlage. Im Bereich der Chemie läßt sich der größte Teil der Eigenschaften der Stoffe und ihrer Reaktionen mit Hilfe des modernen Atommodells und des Periodensystems erklären und verstehen.

Der „Lerntext“ folgt weitgehend dem 2. Wege. Damit das Atommodell jedoch nicht ganz ohne Beweis im Raum steht, werden zunächst in historischer Folge die wichtigsten Beobachtungen und Gesetzmäßigkeiten behandelt, die zum Existenznachweis des Atoms und zu den Erkenntnissen über den Aufbau des Atoms geführt haben.

### 3.) Literaturhinweise

H.R. Christen  
Chemie

H.R. Christen  
Grundlagen der allgemeinen und anorganischen  
Chemie (für Anspruchsvolle)

L. Pauling  
Chemie - eine Einführung

M. Schmidt  
Anorganische Chemie I

H. Kaufmann, L. Jecklin  
Grundlagen der anorganischen Chemie

F. Seelich, E. Gründig  
Allgemeine Chemie für Mediziner und Biologen

Holleman-Wiberg  
Lehrbuch der anorganischen Chemie

## A. Atombau

### 1. Historische Entwicklung beim Existenznachweis des Atoms:

der Elementbegriff – Gesetz von der Erhaltung der Masse –

Gesetze der konstanten und multiplen Proportionen –

Daltons Atomhypothese – relative Atomgewichte –

Man hat sich schon sehr frühzeitig mit der Frage beschäftigt, was wohl geschieht, wenn man einen Stoff immer weiter zerkleinert. Prinzipiell gibt es zwei Möglichkeiten: Die Materie könnte kontinuierlich aufgebaut sein oder auch diskontinuierlich, d.h. aus kleinsten, gleichartigen Bausteinen bestehen. Die letztere Auffassung wurde z.B. von Leukippos und seinem Schüler Demokrit vertreten: von ihnen stammt der Name Atom, Atom als die kleinste, unteilbare Einheit der Materie.

Durch Experimente wurde im Laufe der Jahrhunderte festgestellt, daß die Zerlegung, die Analyse, der Materie zu einer begrenzten Anzahl von Stoffen führt, die sich selbst nicht weiter zerlegen lassen. Für diese Stoffe setzte sich allmählich der Name "Elemente" durch. 1661 gab Boyle eine Definition für den Begriff "chemisches Element":

"Ein chemisches Element ist ein Stoff, der mit chemischen Mitteln nicht mehr zerlegt (analysiert) werden kann."

Ein ganz wichtiger Meilenstein in der Geschichte der Chemie waren dann Versuche, die Lavoisier 1777 – 1785 durchführte. Sie führten zum Gesetz der Erhaltung der Masse:

"Bei einer chemischen Reaktion ist die Masse der Ausgangsstoffe gleich der Masse der Endprodukte."

Dieses Gesetz ist für chemische Reaktionen praktisch absolut gültig und Grundlage jedes chemischen (stöchiometrischen) Rechnens, obwohl man heute dank der Forschung A. Einsteins weiß, daß eine Beziehung zwischen Energie und Masse besteht,  $E = m \cdot c^2$  ( $c$  = Lichtgeschwindigkeit =  $3 \cdot 10^{10}$  cm/sec). Da jede chemische Reaktion mit einem Energieumsatz verbunden ist, tritt

theoretisch dabei eine Massenänderung auf, z.B. bei einer chemischen Reaktion mit sehr hohem Energieumsatz, bei der Verbrennung von 1000 g Nitroglyzerin werden 1900 kcal, das sind  $8 \cdot 10^{13}$  erg, frei. Die dieser Energie entsprechende Masse ist:

$$m = \frac{E}{c^2} = \frac{8 \cdot 10^{13} \text{ [erg]}}{9 \cdot 10^{20} \text{ [cm}^2\text{/sec}^2\text{]}} = 0,89 \cdot 10^{-7} \text{ g}$$

Dieser kleine Massenverlust ist nicht wägbar. Dagegen werden bei der Kernspaltung von 1000 g Uran 235 (Atombombe)  $8,23 \cdot 10^{20}$  erg Energie abgegeben. Die als strahlende Energie ausgesandte Masse beträgt hier:

$$m = \frac{8,23 \cdot 10^{20}}{9 \cdot 10^{20}} = 0,915 \text{ g}$$

Bei dieser Kernreaktion ist also fast 1 ‰ der Masse in Strahlung umgewandelt worden, ein Betrag, den man nicht mehr vernachlässigen kann.

Nach der Erkenntnis, daß bei chemischen Reaktionen die Masse erhalten bleibt, hat man sich sehr intensiv mit der Frage beschäftigt, in welchen Gewichtsverhältnissen sich bei einer Verbindungsbildung die Stoffe vereinigen.

Man fand, daß einige Stoffe immer im gleichen Gewichtsverhältnis miteinander reagieren. So ist z.B. das Gewichtsverhältnis Na : Cl im Kochsalz immer 1 : 1,547 und das Gewichtsverhältnis H : O im Wasser immer 1 : 7,94. Zusammengefaßt wurden diese Untersuchungsergebnisse dann im Gesetz der konstanten Proportionen:

"Zwei Elemente treten in einer Verbindung stets im gleichen Gewichtsverhältnis auf."

Nun weiß man aber, daß Wasserstoff und Sauerstoff nicht nur  $\text{H}_2\text{O}$ , sondern auch  $\text{H}_2\text{O}_2$ , Wasserstoffperoxid, bilden können. Ein besonders eindrucksvolles und bekanntes Beispiel für das Auftreten mehrerer Verbindungen zwischen zwei Elementen ist die Verbindungsbildung zwischen N und O. Hier sind fünf stabile Verbindungen bekannt.

Die quantitative Untersuchung solcher Verbindungsbildungen führte zum Gesetz der multiplen Proportionen:

"Wenn zwei Elemente verschiedene Verbindungen bilden können, sind die zugehörigen Gewichtsverhältnisse stets ganzzahlige Vielfache des einfachsten Verhältnisses."

So können sich N und O z.B. in den Verhältnissen 1:0,57; 1:1,14; 1:1,71; 1:2,28 und 1:2,85 verbinden.

Die Gesetze der konstanten und multiplen Proportionen sind nicht erklärbar, wenn man einen kontinuierlichen Aufbau der Materie annimmt. Ihre Erkenntnis führte daher praktisch zwangsläufig zur Atomhypothese, die Dalton 1803 formulierte. Danach sind chemische Elemente nicht beliebig oft teilbar, sondern aus chemisch nicht mehr teilbaren und unter sich gleichen Teilchen, den Atomen, aufgebaut. Bei der Verbindungsbildung gruppieren sich Atome zu Molekülen, den kleinsten einheitlichen Teilchen einer Verbindung. Damit finden die Gesetze der konstanten und multiplen Proportionen ihre einleuchtende Erklärung.

Durch Kombination der Verbindungsgewichte konnte eine Tabelle aufgestellt werden, in der die relativen Atomgewichte der chemischen Elemente verzeichnet sind. Ursprünglich wurden diese relativen Atomgewichte auf das leichteste Atom, das man beobachtet hatte, auf das Wasserstoffatom, bezogen. Ihm wurde das Atomgewicht 1 gegeben. Z.B. folgte daraus für O ein Atomgewicht von 15,88 wegen des Gewichtsverhältnisses von H:O = 1:7,94 im H<sub>2</sub>O.

Inzwischen wurde das Bezugssystem mehrmals geändert. Heute wird bezogen auf <sup>12</sup>C = 12,0000 (<sup>12</sup>C = dasjenige Isotop (s. S. 19) des Kohlenstoffs mit der Massenzahl 12).

Nach der Kenntnis der relativen Atomgewichte hat man versucht, die chemischen Elemente sinnvoll zu ordnen. Neben dem Atomgewicht dienten als ordnendes Prinzip Ähnlichkeiten im chemischen Verhalten, die man bei verschiedenen Elementen beobachtet hatte. Es hatte sich gezeigt, daß man die Elemente nach steigendem Atomgewicht so anordnen kann, daß einander ähnliche Elemente übereinander stehen. Diese Möglichkeit einer sinnvollen Anordnung wurde etwa gleichzeitig von Mendelejeff und L. Meyer entdeckt (1869).

Li	Be	B	C	N	O	F		
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	→	Perioden
K	Ca						↓	Gruppen

Da man die Reihe der chemischen Elemente, nach Atomgewicht geordnet, jeweils periodisch unterbricht, wurde diese Anordnung Periodensystem der Elemente genannt.

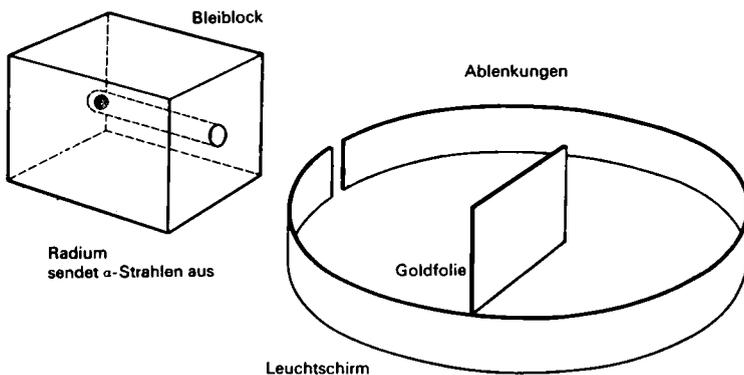
Man kennt heute die tieferen Ursachen für die periodisch auftretenden Ähnlichkeiten der Elemente. Sie finden ihre Erklärung im Bau der Elektronenhülle.

## 2. Historische Entwicklung bei der Aufklärung des Atombaus:

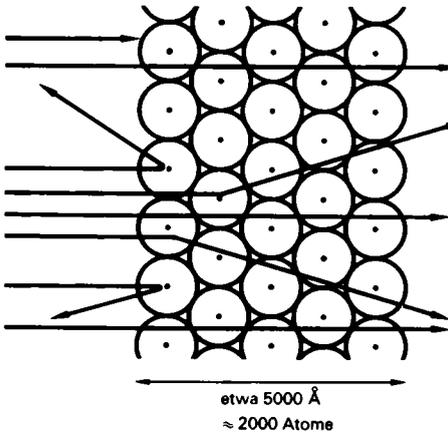
natürliche Radioaktivität -  $\alpha$ -,  $\beta$ -,  $\gamma$ -Strahlen - der Rutherford-Versuch -  
der Kathodenstrahlversuch (Lenard) - Atomkern und Elektronenhülle -  
die Quantelung von Energie, Licht und Ladung - das Bohr'sche Atommodell -  
Deutung des Wasserstoffspektrums - die Balmer-Formel - Hauptquantenzahl -  
das Sommerfeld'sche Atommodell - Nebenquantenzahl

Über den Aufbau der Atome gewann man erste Erkenntnisse bei der Untersuchung natürlicher Radioaktivität. Madame Curie und Becquerel isolierten aus Uranpecherz das strahlende Radium. Es sendet drei verschiedene Arten von Strahlung aus, die als  $\alpha$ -,  $\beta$ - und  $\gamma$ -Strahlung bezeichnet werden. Die Strahlungen lassen sich durch ihr Verhalten im Magnetfeld und im elektrischen Feld unterscheiden. Die  $\alpha$ -Strahlung besteht aus positiv geladenen Masseteilchen ( $\text{He}^{2+}$ ), die  $\beta$ -Strahlung aus negativ geladenen Teilchen viel geringerer Masse (Elektronen). Die  $\gamma$ -Strahlung ist eine energiereiche elektromagnetische Strahlung. Da die Strahlen nur den Atomen entstammen können, gibt ihre Zusammensetzung Aufschluß über Masse und Ladung von Elementarteilchen.

Im Jahre 1911 bestrahlte Rutherford eine sehr dünne Goldfolie mit  $\alpha$ -Partikeln. Die meisten  $\alpha$ -Teilchen gingen bei diesem Versuch ungehindert durch die Au-Folie hindurch, nur ganz wenige wurden abgelenkt.



Rutherfords Apparat zur Durchführung der Streuversuche



"Streuversuch" von Rutherford: Durchstrahlung einer dünnen Metallfolie mit  $\alpha$ -Strahlen

Die abgelenkten  $\alpha$ -Teilchen müssen also in die Nähe einer starken, ebenfalls positiven Ladung gekommen sein, die aber auf einen sehr kleinen Raum konzentriert sein muß, da ja nur ein kleiner Teil der Partikel abgelenkt wird. Rutherford zog aus diesem Ergebnis folgenden Schluß: "Das Atom besteht aus einem Kern, der die positive Ladung und fast die ganze Masse des Atoms umfaßt, und einer Hülle, welche die zur Gewährleistung der Elektroneutralität notwendige Ladung in Form von Elektronen enthält und die praktisch nichts zur Masse des Atoms beiträgt."

Rutherford gab die Größe für das Atom und den Atomkern bereits richtig an:

$$\begin{array}{ll} \text{Atomkern} & \varnothing = 10^{-12} \text{ cm} \\ \text{Atom} & \varnothing = 2-5 \cdot 10^{-8} \text{ cm} = 2-5 \text{ \AA} \text{ (\AAngström)} \end{array}$$

Das Masseteilchen, das die negative Ladung trägt, das Elektron, hatte man bereits vorher bei physikalischen Versuchen in den sogenannten Kathodenstrahlen entdeckt. Mit Hilfe dieser Kathodenstrahlen hatte Ph. Lenard bereits 1908 ganz ähnliche Vorstellungen vom Aufbau des Atoms entwickelt. Er hatte mit Kathodenstrahlen Streuversuche an Metallfolien durchgeführt.

Eine für die Naturwissenschaften sehr wichtige Erkenntnis stammt von Max Planck. Er hatte erkannt, daß Energie, Licht und Ladung gequantelt sind, d.h., daß auch sie keine Kontinua sind, sondern daß von jedem kleinste, unteilbare Individua existieren, z.B. von der Ladung eine kleinste, unteilbare Elementarladung, die positives oder negatives Vorzeichen haben kann. Ein Elektron ist der Träger einer negativen Elementarladung. Der Kern eines Atoms enthält Bausteine, die Träger jeweils einer positiven Ladung sind, die Protonen. Jede vor-

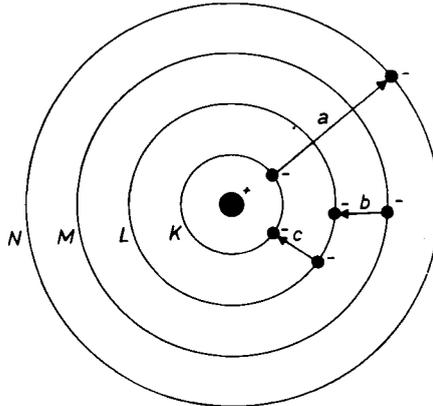
kommende Ladung kann nur ein ganzes Vielfaches der Elementarladung sein. Auch Strahlung z.B. Licht, ist gequantelt. Wenn ein System Energie in Form von Strahlung abgibt, dann besteht nach Max Planck zwischen der Energie und der Strahlung die Beziehung

$$E = h \cdot \nu$$

( $\nu$  = Strahlungsfrequenz;  $h$  = Planck'sches Wirkungsquantum =  $6,624 \cdot 10^{-24}$  [erg · sec])

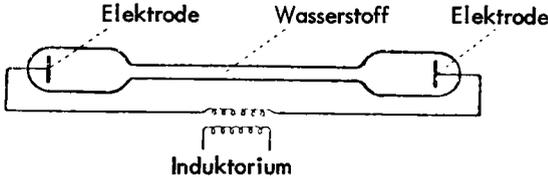
Das erste Modell für ein Atom, das aus einer Verbindung der Erkenntnisse aus den Experimenten an Stoffen mit den modernen Erkenntnissen der Physik, insbesondere von Max Planck, resultiert, stammt von Niels Bohr (1913).

Wie sich aus dem Rutherford'schen Versuch ergibt, befinden sich die Elektronen in einer Hülle um den Atomkern. Betrachten wir der Einfachheit halber ein Atom, dessen Kern nur eine positive Elementarladung trägt und damit auch nur ein Elektron besitzt, das Wasserstoffatom. Nach M. Planck muß die Energie seines Elektrons gequantelt sein. Man kann sich das anschaulich so vorstellen, daß dieses Elektron um den Kern kreist, und daß es sich dabei nur auf ganz bestimmten Umlaufbahnen mit bestimmten Energiewerten bewegen kann. Man kann diese Bahnen auch als Energieniveaus betrachten.

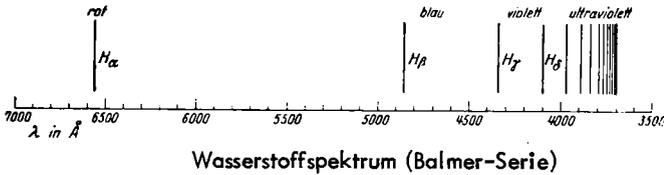


Das Wasserstoffatom

Mit Hilfe dieses einfachen Modells des Wasserstoffatoms gelang es Niels Bohr ein Phänomen zu erklären, das bereits lange bekannt war, aber mit den klassischen Gesetzen der Physik nicht gedeutet werden konnte, nämlich das Spektrum des Wasserstoffs.



Anregung von Wasserstoff in der Plücker-Röhre



Balmer hatte das Spektrum genau vermessen und aus den Zahlen der Frequenzen eine Gesetzmäßigkeit abgeleitet, und zwar

$$\frac{\nu}{c} = R \cdot \left( \frac{1}{4} - \frac{1}{n^2} \right)$$

c = Lichtgeschwindigkeit  
R = Rydbergkonstante  
n = ganze Zahlen

Für andere Serien (z.B. Paschen-, Lyman-Serie), die später aufgefunden wurden, gilt allgemein:

$$\nu = R \cdot \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad n_2 > n_1$$

Aber der Grund, warum gerade diese Frequenzen im Spektrum auftreten, war unbekannt; die Bedeutung der in den Formeln auftretenden ganzen Zahlen war vom Standpunkt der klassischen Physik unerklärbar.

Das Zustandekommen der Linienpektren läßt sich nun folgendermaßen deuten: Wenn einem Atom Energie zugeführt wird, kann sie dazu benutzt werden, ein Elektron auf eine entferntere, energiereichere Bahn anzuheben, z.B. von der innersten Bahn auf die nächste oder übernächste usw.. Wenn das Elektron dann wieder auf eine dem Kern nähere Bahn zurückfällt, gibt es die Energie wieder ab, und zwar genau die Energie, die der Energiedifferenz der beiden Bahnen entspricht.

Die Spektrallinien entstehen also durch Sprünge der Elektronen auf Bahnen niedrigerer Energie nach vorhergehender Anregung.

Die in der allgemeinen Formel der Linienspektren enthaltenen ganzen Zahlen  $n$  sind die Nummern oder Hauptquantenzahlen von Bahnen. Die Bahnen werden als 1., 2., 3. usw. oder auch als K-, L-, M- usw. Bahn bezeichnet.

Es zeigte sich später, daß es notwendig ist, noch weitere Quantenzahlen einzuführen, um den Energiegehalt eines Elektrons beschreiben zu können. Sommerfeld führte deshalb im Modell anstelle von Kreisbahnen elliptische Bahnen ein, für deren Beschreibung man zwei Angaben braucht, nämlich die Angabe der beiden Halbachsen. Dieses Modell brachte die zweite Quantenzahl, die sogenannte Nebenquantenzahl  $l$ , die jedoch auch noch nicht ausreicht, um den Zustand des Elektrons voll zu erfassen.

### 3. Das moderne Atommodell

Aufspaltung von Spektrallinien im Magnetfeld - Unschärferelation - Aufenthaltswahrscheinlichkeit - Bedeutung der 4 Quantenzahlen - zahlenmäßige Begrenzung der Quantenzustände - Geometrie der Aufenthaltsräume - Pauli-Prinzip - Reihenfolge der Besetzung von Elektronenniveaus - Hund'sche Regel - Maximalbesetzung

Einen weiteren Schritt bei der Verbesserung des Atommodells brachten Versuche im Magnetfeld. Wenn man nämlich ein etwas komplizierteres Atom als Wasserstoff während der Aufnahmen der Linienspektren in ein Magnetfeld bringt, dann beobachtet man eine weitere Aufspaltung der Spektrallinien. Beim Wasserstoff ist eine solche Aufspaltung nicht zu beobachten. Daraus folgt bereits, daß das Bohr'sche Atommodell nicht ganz korrekt sein kann, denn wenn sich ein Elektron auf einer Kreisbahn bewegen würde, dann müßte es sich im Magnetfeld ausrichten. Es lägen ja die gleichen Verhältnisse wie in einer stromdurchflossenen Kreisspule vor, die sich im Magnetfeld ausrichtet.

Man muß also den Schluß ziehen, daß die Ladung des Elektrons beim Wasserstoff in Wirklichkeit kugelsymmetrisch verteilt ist. Der Aufenthaltsort des Elektrons ist also nicht eine Kreisbahn, sondern eine Kugelschale, besser ein kugelförmiger Raum, den man treffend als Elektronenwolke bezeichnen kann.

Man weiß heute, daß es unmöglich ist, den Ort anzugeben, an dem sich ein Elektron zu einem bestimmten Zeitpunkt aufhält, eine exakte Beschreibung seines Bewegungsablaufs ist theoretisch unmöglich. Diese Erkenntnis stammt von Heisenberg (Unschärferelation). Möglich sind nur statistische Angaben. Man kann aussagen, mit welcher Wahrscheinlichkeit sich ein Elektron in einem bestimmten Raumelement in der Nähe eines Kernes aufhält, bzw. für jeden Ort in Kernnähe eine Wahrscheinlichkeit angeben, mit der das Elektron dort anzutreffen ist.

Aus der Aufspaltung der Spektrallinien komplizierterer Atome weiß man, daß die Wahrscheinlichkeitsräume des Elektrons, die man auch als orbitals oder eingedeutscht als Orbitale bezeichnet, nicht immer kugelsymmetrisch sind. Die Orbitalzeichnungen in den folgenden Abbildungen zeigen die Konturen des Raumes, in dem 90 % der Gesamtladung des jeweiligen Elektrons verteilt sind.

Man weiß jetzt, daß insgesamt 4 Quantenzahlen notwendig sind, um den Energieinhalt und den wahrscheinlichsten Aufenthaltsraum jedes Elektrons angeben zu können. Diese 4 Quantenzahlen beschreiben das Elektron etwa so, wie man den Inhalt einer Küvette durch die Angabe ihrer Länge, Höhe und Breite beschreiben kann.

Für diese 4 Quantenzahlen gibt es nun zum einen bestimmte Namen, zum anderen kann man ihnen einen gewissen anschaulichen Sinn zuordnen.

Die Hauptquantenzahl bezeichnet man mit dem Buchstaben  $n$ . Sie beschreibt gewissermaßen den Abstand des Raumes, in dem sich ein Elektron mit großer Wahrscheinlichkeit aufhält, vom Kern. Allerdings ist dieser Abstand zu  $n$  nicht proportional.  $n$  kann die ganzzahligen Werte 1, 2, 3 usw. annehmen.

Die 2. Quantenzahl wird mit  $l$  bezeichnet. Aus bestimmten Regeln der Quantenmechanik folgt, daß  $l$  für ein vorgegebenes  $n$  nur ganz bestimmte Werte annehmen kann.  $l$  kann höchstens den Wert  $(n - 1)$  annehmen. Das heißt also, daß für ein Elektron mit der Hauptquantenzahl  $n = 1$   $l = 0$  ist. Für ein Elektron mit  $n = 2$  kann  $l$  die Werte  $l = 0$  und  $l = 1$  annehmen, für ein Elektron mit  $n = 3$  die Werte  $l = 0, 1$  oder  $2$ .

Auch für die Elektronen mit bestimmten Nebenquantenzahlen  $l$  gibt es aus Gründen der Zweckmäßigkeit bestimmte Namen:

$l = 0$  s-Elektronen

$l = 1$  p-Elektronen

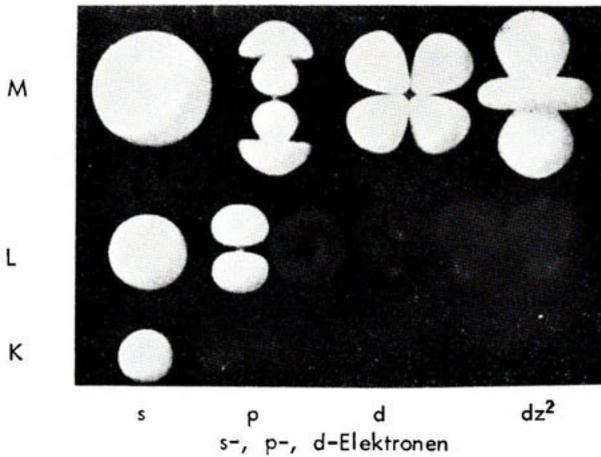
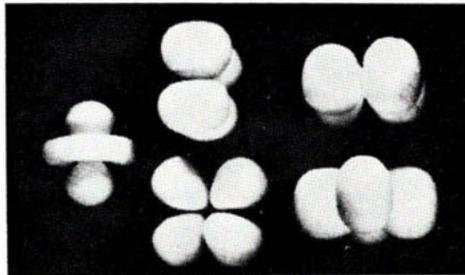
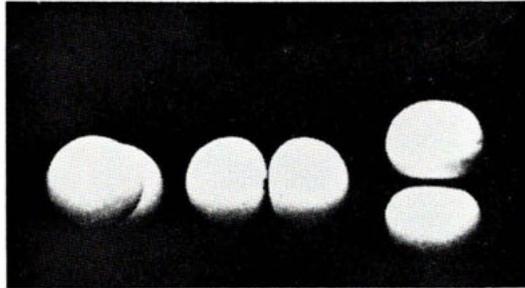
$l = 2$  d-Elektronen

$l = 3$  f-Elektronen

Die anschauliche Bedeutung der Nebenquantenzahl  $l$ : Während bei  $s$ -Elektronen, d.h. also, wenn  $l = 0$  ist, die Ladung kugelsymmetrisch verteilt ist, gilt dies nicht für  $p$ -,  $d$ - oder  $f$ -Elektronen.

Die Nebenquantenzahl  $l$  gibt nämlich die Zahl der Knotenebenen senkrecht zu einer Symmetrieachse an, in denen sich das Elektron nicht aufhalten kann, weil es um diese Ebene schwingt.

Die  $p$ -Elektronenwolke und die  $d$ -Elektronenwolke haben folgendes Aussehen:



Die Modelle zeigen auch gleich, welche anschauliche Bedeutung man der 3. Quantenzahl geben kann, die normalerweise als magnetische Quantenzahl  $m$  bezeichnet wird. Sie bezieht sich auf die räumliche Ausrichtung der Orbitale. So haben die 3 p-Orbitale die Anordnung im Raum, die in der Abbildung der p-Elektronen zu sehen ist.

Die Orte größter Aufenthaltswahrscheinlichkeit für die p-Elektronen können auf den Achsen eines kartesischen Koordinatensystems untergebracht werden, man unterscheidet daher auch  $p_x$ ,  $p_y$ - und  $p_z$ -Elektronen, für die  $m$  die Werte  $-1, 0$  und  $+1$  annehmen kann.

Etwas komplizierter ist es bei den d-Elektronen, von denen es, je nach der Ausrichtung ihrer Orbitale im Raum, 5 Sorten gibt. Aber auch sie können verhältnismäßig leicht bezeichnet werden.

3 ( $d_{xy}$ ,  $d_{xz}$ ,  $d_{yz}$ ) zwischen den Koordinatenachsen,  $d_{x^2 - y^2}$  auf den x- und y-Koordinatenachsen,  $d_{z^2}$  mit besonderer Form der Elektronenwolke. Auch die Zahl der möglichen d-Zustände ist also begrenzt.

Während für die Quantenzahl  $l$  die schon genannte Beziehung

$$l = n - 1 \quad (a)$$

gilt, besteht für  $m$  die Beziehung

$$m = 2l + 1 \quad (b) \quad *$$

Die Zahl der  $m$ -Zustände ist also für ein s-Elektron = 1 ( $m=0$ ) für ein p-Elektron = 3 ( $m = -1, 0, +1$ ), für ein d-Elektron = 5 ( $m = -2, -1, 0, +1, +2$ ) und für ein f-Elektron = 7 ( $m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ ).

Um die Eigenschaften sämtlicher Elektronen eines Atoms beschreiben zu können, ist noch die Angabe der 4. Quantenzahl, der sogenannten Spinquantenzahl  $s$ , notwendig. Hier genügt die Vorstellung, daß sich das Elektron um sich selbst drehen kann, daß es einen Drall (engl. spin) besitzt. Es gibt 2 Drehrichtungen, man könnte etwa sagen, im Uhrzeigersinn und entgegengesetzt. Jenachdem unterscheidet man Elektronen mit der Spinquantenzahl  $+\frac{1}{2}$  und  $-\frac{1}{2}$ .

Da nur diese beiden Spinquantenzahlen möglich sind, kann ein Orbital, eine Elektronenwolke, nur maximal 2 Elektronen enthalten. Das ist allerdings schon eine Aussage, die auf einem sehr

---

\* Es muß beachtet werden, daß die Gleichungen (a) und (b) unterschiedliche Aussagen vermitteln. (a) gibt an, welchen Maximalwert  $l$  bei gegebenem  $n$  annehmen kann. (b) sagt aus, wieviele  $m$ -Zustände es bei gegebenem  $l$  gibt.