

Atommodelle – Bohr und Rutherford

1. Das Rutherford'sche Atommodell

Die Alpha-Teilchen werden im **Rutherford'schen Streuversuch** durch eine dünne Metallfolie geschossen. Dabei beobachtet man vereinzelt starke Abweichungen der Teilchen. Ernest Rutherford hat einen Versuch entwickelt, bei dem von einem Präparat aus Alpha-Teilchen auf eine rund 100 Atomschichten starke Goldfolie geschossen, worauf sie im Winkel τ zu einem Szintillationsschirm abgelenkt werden, wo sie kleine Lichtblitze erzeugen werden. Diese Blitze werden per Mikroskop beobachtet und gezählt. Wenn diverse Winkel untersucht werden, lässt sich feststellen, wie häufig Alphateilchen um bestimmte Winkel abgelenkt werden. Der Versuch lieferte zwei Ergebnisse, einerseits, dass die meisten Teilchen unabgelenkt durch die Folie hindurch gelangten und andererseits dass die Wahrscheinlichkeit mit dem Quadrat der Ordnungszahl des verwendeten Folienmaterials eine Proportionalität aufweist.

Anhand dieses Versuches konnte Rutherford den Atomdurchmesser von rund 10^{-10} Metern bestimmen, genauso die positive Ladung des Atomkerns, sowie dass – um die Neutralität des Atoms zu gewährleisten – die Elektronen der Atomhülle negativ geladen sein müssen. So unterscheidet der Physiker zwischen **Atomkern** und **Atomhülle**. Im Kern befinden sich die Protonen und die Neutronen – Protonen sind positiv, Neutronen nicht geladen – während die negativ geladenen Elektronen in der Atomhülle auf einer Bahn um den Kern analog zum Sonnensystem (Erde $\hat{=}$ Elektron, Sonne $\hat{=}$ Kern) kreisen. Die Anzahl Protonen und die Anzahl Elektronen sind identisch, die Anzahl Neutronen variiert je nach Isotop. Ein Elektron führt eine Bewegung aus, welche einer Elektronenbewegung des Hertz'schen Dipols ähnlich ist. Ein Hertz'scher Dipol sendet **elektromagnetische Wellen** aus und gibt daher Energie ab. Als Folge, dass das Atom Energie abgibt, bewegt sich das Elektron spiralförmig auf den Kern zu und nach einem winzigen Bruchteil einer Sekunde in den Kern fallen wird. Dies wiederum steht im Gegensatz zu der Annahme, dass Atome stabil sind.

2. Das Bohr'sche Atommodell

Niels Bohr ergänzte 1913 das Rutherford'sche Atommodell mit der Annahme, dass sich Elektronen auf bestimmten Bahnen strahlenfrei bewegen. Er stellte diverse Postulate auf. Eines davon ist die **Quantenbedingung**, auch 1. Bohr'sches Postulat genannt, in der gezeigt wird, dass der Bahndrehimpuls

$L = r \cdot m \cdot v$ immer ein ganzzahliges Vielfaches von $\frac{h}{2\pi}$ ist: $L = n \cdot \frac{h}{2\pi} = n \cdot \hbar$, wobei

n die Quantenzahl ist, welche die Bahn bezeichnet (1 für die 1. Bahn, 2 für die 2. Bahn, etc.). Im 2. Bohr'schen Postulat, der **Frequenzbedingung**, wird die **Emission** (Abgabe) der Energiedifferenz in Form eines Photons beim Übergang eines Elektrons von einer Bahn mit hoher zu einer mit tiefer Energie, bzw. die **Absorption** (Aufnahme) beim Übergang eines Elektrons von einer Bahn mit tiefer zu einer mit hoher Energie aufgezeigt: $\Delta E = h \cdot f = E_h - E_t$ (gilt für Emission und Absorption).

3. Die Spektralserien

Anhand des Wasserstoff-Atoms möchte ich die **Spektralserien** aufzeigen. In diversen Serien wird gezeigt, zwischen welchen Bahnen die Elektronen „hüpfen“ können um Energie abzugeben bzw. aufzunehmen. Verschiedene Physiker wie Lyman, Balmer, Paschen, Brackett und Pfund haben dies untersucht. Nach ihnen sind die jeweiligen Serien benannt, so nach Lyman die Serie für die Bahn $n=1$, während Pfund der Namensträger für die Bahn $n=5$ ist.

4. DeBroglie

DeBroglie stellte die Hypothese auf, dass alle Teilchen Wellen sind, und zwar solche mit der Frequenz $f = \frac{E}{h}$ sind. Diese Wellen sind als die **DeBroglie-Wellen**

bekannt. Die Wellenlänge dieser Welle beträgt $\lambda = \frac{h}{p}$, wobei $p = m \cdot v$ ist, so dass

man daraus schliessen kann: $\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$. So kann man sagen, dass die

Wellenlänge dieser DeBroglie-Welle von der Masse und der Geschwindigkeit eines Elektrons abhängig ist, während die Zahl h eine Konstante ist.