

**1. Aufgabe – Das Bohrsche Atommodell und Linienspektren (60 Punkte)**

... Während des Ersten Weltkrieges nahm Niels Bohr 1914 eine Dozentenstelle in Manchester und kurz danach in Kopenhagen an. Zwei Jahre später wurde er Professor für Physik an der Universität in Kopenhagen. Bei einem Aufenthalt und Vortrag in Berlin 1920 machte er die Bekanntschaft mit Max Planck und Albert Einstein. Mit Hilfe der von ihnen aufgestellten Theorien zur Quantenphysik, die er mit den Gesetzen der klassischen Physik verband, gelang es Bohr bereits 1913, das Bohrsche Atommodell zu erstellen. Mit dem Modell konnten die Linienspektren des Wasserstoffs erklärt werden. Dennoch gilt es aus heutiger Sicht als überholt und durch die Quantenmechanik ersetzt, da es lediglich für Wasserstoff befriedigende Aussagen macht. Trotzdem wird sein Modell als ein Meilenstein der theoretischen Physik angesehen, da hier zum ersten Mal erfolgreich auf Atom-Niveau die Quantisierung in ein Atommodell integriert wurde. (Quelle: Wikipedia).

1. Beschreibe den Aufbau eines H-Atoms nach dem Modell von Niels Bohr. (4P)
2. Nenne die „Bohrschen Postulate und begründe den Begriff „Quantenphysik“. (6P)
3. Nenne und erläutere die Widersprüche dieses Modells zur klassischen Physik. (6P)
4. Aus dem quantisierten Bahndrehimpuls  $L$  und der Wirkung des Coulomb-Feldes zwischen Proton und Elektron als Zentripetalkraft ergibt sich nach kurzer Rechnung eine Formel zur Berechnung der möglichen Energieniveaus im H-Atom:

$$E_n = E_{\text{Ryd}} \cdot 1/n^2 \text{ mit der Rydberg-Energie } E_{\text{Ryd}} = -13,6\text{eV}$$

Berechne die Energieniveaus und zeichne das Termschema für  $n=1$  bis 7 und für  $\infty$  in der Einheit „eV“ maßstabsgetreu. (8P)

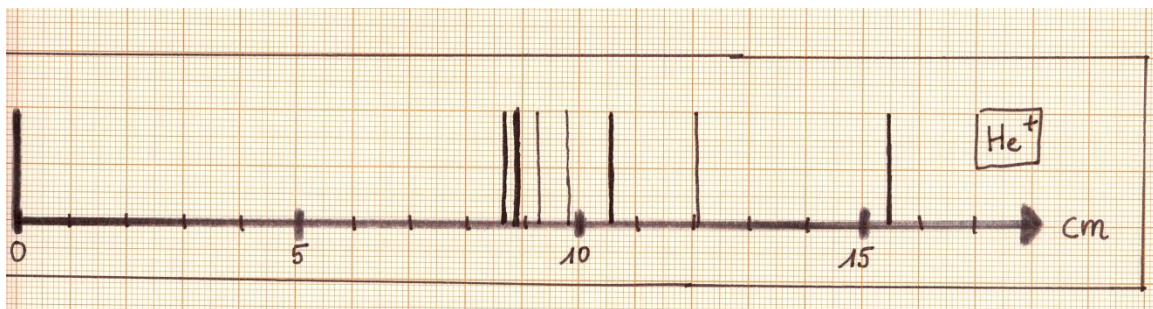
5. Identifiziere darin die 4 sichtbaren Übergänge („Balmer-Linien“), berechne deren Wellenlängen und begründe, warum nur Übergänge auf die 2. Schale und auch diese nur zum Teil sichtbar sind (sichtbarer Bereich: 400 – 780nm). (6P)
6. Im Jahre 1897 stellte der amerikanische Astronom Pickering im Licht des Sterns  $\xi$ -Puppis eine Spektralserie fest (siehe Abbildung „Beugungsbild  $\text{He}^+$ “), die viel mit der Balmer-Serie des Wasserstoffs gemeinsam hat. Jede zweite Linie der Pickering-Serie fällt mit einer Linie der Balmer-Serie fast zusammen. Zwischen zwei Balmer-Linien befindet sich stets eine zusätzliche Linie der Pickering-Serie. Rydberg konnte zeigen, dass für die Linien der Pickering-Serie ein ähnliches Gesetz gilt wie für die Balmer-Serie des Wasserstoffs. Jedoch nimmt die Laufvariable  $k$  in diesem Gesetz nicht nur positive ganzzahlige sondern auch halbzahlige Werte an. Zunächst glaubte man, dass diese Abweichung von der Balmer-Serie darauf zurückzuführen ist, dass der Wasserstoff auf  $\xi$ -Puppis in einem ganz besonderen Zustand ist. Später konnte jedoch die Pickering-Serie auch bei terrestrischen Versuchen nachgewiesen werden, bei denen dem Wasserstoff noch Helium beigemischt war. Bohr "entlarvte" schließlich die Pickering-Serie als das Emissionsspektrum von einfach ionisiertem Helium. (Quelle: Leifi-Physik).

- a) Bestimme aus dem gezeigten Beugungsbild eines Gitterspektrometers und der genannten Parameter die Wellenlängen im sichtbaren Spektrum von  $\xi$ -Puppis. (14P)
- b) Leite die von Rydberg empirisch gefundene Formel zur Beschreibung der Pickering-Serie aus der in Aufgabe 1.4 genannten Formel für H-Atome her. (10P)

Rydberg / Pickering für  $\text{He}^+$ :  $\Delta E = -13,6\text{eV} \cdot \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{k^2} \right)$  mit  $k=5/2, 6/2, 7/2 \dots$

- c) Vergleiche die ersten 3 resultierenden Übergänge mit dem Spektrum aus Aufgabe a). (6 P)

Abb. 1: Verkleinertes Beugungsbild des  $\text{He}^+$  Linienspektrums (historisch auf Schwarz-weiß-Film abgebildet, daher ohne Farbinformation!). Gezeigt ist nur die eine Seite des Spektrums. Die Gitterkonstante beträgt 800 Striche pro mm, die Photoplate ist 25cm vom Gitter entfernt.

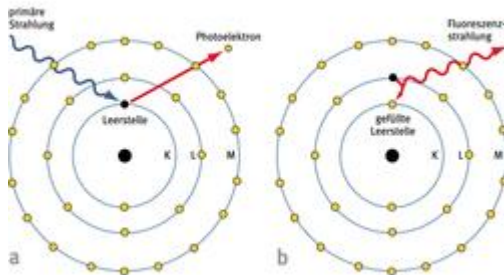


## 2. Aufgabe – Röntgenbeugung und das Gesetz von Moseley (40 Punkte)

### Was verrät die Röntgenfluoreszenzanalyse?

Bei der Röntgenfluoreszenzanalyse (RFA) wird eine Probe mithilfe primärer Röntgenstrahlung dazu angeregt, ihrerseits Fluoreszenzröntgenstrahlung abzugeben. Aus dem Spektrum dieser emittierten Strahlung können Rückschlüsse auf die Zusammensetzung der Probe gezogen werden.

#### Prinzip der Röntgenfluoreszenz

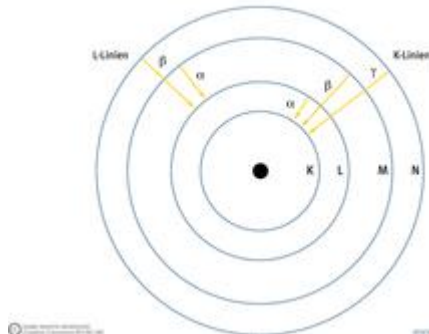


© Walter de Gruyter GmbH

www.walterdegruyter.com Prinzip der Röntgenfluoreszenz

Die Röntgenfluoreszenz beruht auf dem photoelektrischen Effekt, bei dem einem kernnahen Elektron genug Energie zugeführt wird, um es aus dem Atom zu entfernen und dieses zu ionisieren. Das Atom befindet sich nun in einem energiereichen angeregten Zustand, aus dem es sich stabilisiert, indem ein Elektron aus einer kernferneren Schale die kernnahe Leerstelle füllt. Die Energie, um die das Atom stabilisiert wurde, wird in Form von Röntgenfluoreszenzstrahlung abgegeben (Abbildung 1).

#### Strahlungsabgebende Übergänge in einem Atom

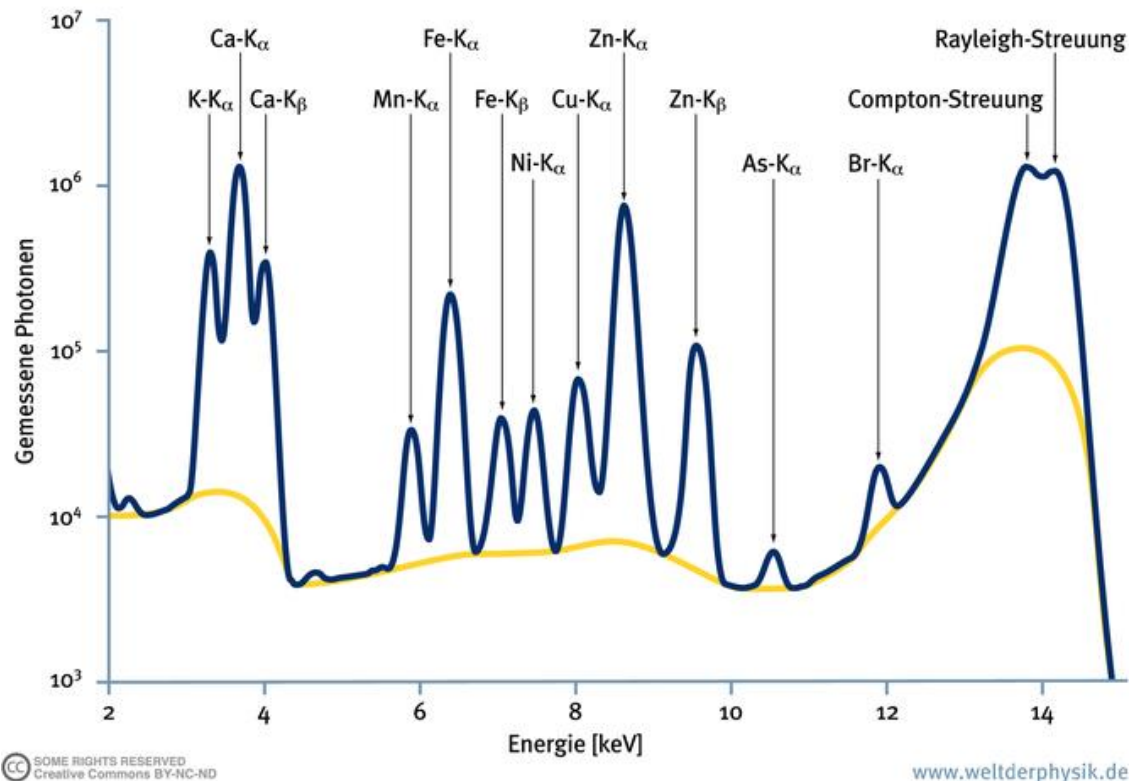


© Walter de Gruyter GmbH

www.walterdegruyter.com Übergänge im Atom

Die Stabilisierung beruht darauf, dass Elektronen auf einer kernnäheren Schale stärker an den Kern gebunden sind. Diese Bindungskraft ist von der Kernladungszahl  $Z$  abhängig, die das Energieniveau der einzelnen Schalen definiert und damit auch ihre Energiedifferenz, welche wiederum die Energie der Fluoreszenzstrahlung bestimmt. Daher kann aus dem gemessenen Signal einer bestimmten Energie auf  $Z$  geschlossen werden. Da die Zahl der möglichen Übergänge zwischen den Schalen relativ übersichtlich ist (Abbildung 2), ist Röntgenfluoreszenz, verglichen mit anderen spektroskopischen und spektrometrischen Verfahren, arm an Interferenzen. Dies bedeutet, dass das Auftreten und die Überlagerung von Fluoreszenzlinien verschiedener Elemente bei ähnlichen Energien relativ selten sind.

## Röntgenfluoreszenzspektrum



1. Bestimme die Energien der charakteristischen Röntgenstrahlung von Eisen ( $^{26}\text{Fe}$ ) und Zink ( $^{30}\text{Zn}$ ). (8 P)
2. Begründe, warum die  $\beta$ -Linien jeweils weniger Intensität aufweisen als die  $K_{\alpha}$ -Linien eines Elementes. (4 P)
3. Nenne und erläutere das Gesetz von Moseley. Gehe dabei besonders auf den Begriff „effektive Kernladung“ ein. (8 P)
4. Berechne für Eisen und Zink die Lage der  $K_{\alpha}$  und  $K_{\beta}$ -Peaks nach dem Gesetz von Moseley. (12 P)
5. Vergleiche die Ergebnisse mit den experimentellen Daten und begründe Unterschiede. (8 P)