

# **Chemie Protokoll**

**Versuch 2-1 (BSP)**

**BALMER-Serie und Spektroskopie**

Stuttgart, Sommersemester 2012

**GRUPPE 10**

---

**Jan Schnabel**

**Maximilian Möckel**

**Henri Menke**

---

**Assistent: Bolsinger**

**25. April 2012**

# Inhaltsverzeichnis

<b>1 Theorie</b>	3
1.1 Balmer-Serie und Wasserstoffspektrum	3
1.2 Spektroskopie	4
1.3 Veränderungen durch die Quantenmechanik	4
<b>2 Versuchsdurchführung</b>	5
2.1 BALMER-Serie	5
2.2 Flammenfärbung und Emissionsspektren ausgewählter Elemente	8
<b>Literatur</b>	11

# 1 Theorie

Weil die Elementarteilchen mikroskopisch nicht erfasst werden können wurden auf Basis empirischer Daten Modelle erstellt, um deren experimentelles Verhalten erklären zu können. Viele Modelle stehen jedoch im Widerspruch zu bekannten physikalischen Phänomenen, weswegen Modelle stets weiterentwickelt werden müssen. Das Kern-Hülle-Modell auf Basis des Streuversuchs von ERNEST RUTHERFORD geht davon aus, dass fast die gesamte Masse des Atoms im positiv geladenen Kern vereinigt liegt, der von negativ geladenen Elektronen umgeben ist, was das Atom nach außen hin neutral erscheinen lässt.

Für die Chemie ist die Beschaffenheit und die Veränderungen der Elektornenhülle von Interesse, da sich diese Parameter bei Reaktionsprozessen verändern. Die Erkenntnisse über die Elektronenhülle gehen auf Spektroskopieversuche zurück. Einer dieser Spektroskopieversuche ist die Balmer-Serie.

## 1.1 Balmer-Serie und Wasserstoffspektrum

Atome können nur Licht bestimmter Wellenlängen absorbieren/emittieren, was zu diskontinuierlichen Spektren führt, wodurch das Atom einen individuellen Fingerabdruck erhält. JOHANN JAKOB BALMER gelang es durch seinen Versuch, bei dem er feststellte, dass das Spektrum aus einer *Serie* von Linien besteht, einen Formel für das Emissionsspektrum des Wasserstoffatoms aufzustellen

$$\nu_{n \rightarrow m} = R_H \cdot c_0 \cdot \left( \frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (1.1)$$

mit

$R_H = 1.0968 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$	Rydberg-Konstante
$m = 2$	Erster angeregter Zustand
$n = \{3, 4, 5, \dots\}$	Laufindex über alle höheren angeregten Zustände

LYMAN und PASCHEN konnten Serien für  $m = 1$  und  $m = 3$  im Ultraviolett- und Infrarotbereich nachweisen. Die Besonderheit an der Balmer-Serie ist, dass die Linien des Spektrums im sichtbaren Bereich liegen. Die Wellenlängen, die sich aus der Frequenz mit (1.1) berechnen lassen werden mit  $H_\alpha$ ,  $H_\beta$  und  $H_\gamma$  bezeichnet.

### Das BOHRsche Atommodell

Im BOHRschen Atommodell wird das Atom nicht mehr als statisches Gebilde betrachtet. BOHR postulierte stattdessen, dass sich die Elektronen auf Kepler-Bahnen um den Atomkern bewegen. Diese Theorie widerspricht jedoch den Gesetzen der klassischen Elektrodynamik. Es kann allerdings als sehr gute Approximation zur Beschreibung der Eigenschaften des Wasserstoff-Atoms herangezogen werden.

Das BOHRsche Atommodell beschreibt unter Anderem auch Übergänge im Atom und skizziert, dass Wechsel der Energiezustände mit Absorption oder Emission von Lichtquanten der entsprechenden Energie verbunden sind.

Anhand des mathematischen Formalismus des Modells, lässt sich eine Gleichung für den Bahnradius der Elektronen deduzieren, aus der hervorgeht, dass dieser nur diskrete Werte annehmen darf.

$$r_n = n^2 \cdot \frac{\epsilon_0 \cdot h^2}{\pi \cdot m_e \cdot e^2} \quad (1.2)$$

mit

$\epsilon_0 = 8.8542 \cdot 10^{-12} \frac{\text{As}}{\text{Vm}}$	elektrische Feldkonstante
$h = 6.6262 \cdot 10^{-34} \text{ Js}$	PLANCKSches Wirkungsquantum
$n \in \mathbb{N}$	<i>Hauptquantenzahl</i>
$m_e = 9.1095 \cdot 10^{-31} \text{ Kg}$	Masse des Elektrons
$e = 1.6022 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	Elementarladung

*Bemerkung* :  $r_1$  wird als BOHR-Radius bezeichnet. ↪

Für die Frequenz eines abgestrahlten Lichtquants gilt

$$\nu_{nm} = \frac{m_e \cdot e^4}{8 \cdot \epsilon_0^2 \cdot h^3} \cdot \left( \frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (1.3)$$

Diese stimmt bis auf einen Korrekturfaktor mit der empirischen Formel nach BALMER überein.

## 1.2 Spektroskopie

Um einen Stoff spektroskopisch zu untersuchen verwendet man die Eigenschaft, dass Elektronen beim zurückspringen von höheren Energieniveaus die zuvor aufgenommenen Energie (z.B. Wärme durch Bunsenbrenner) als Lichtquanten emittieren.

Wenn man dieses Licht (Flammenfärbung beim Erhitzen) am Gitter beugt beobachtet man das charakteristische Linienspektrum, nicht jedoch bei Molekülkomplexen.

Aus dem Spektrum kann man anhand von Messung der verschiedenen Abstände und Kenntnis über die Interferenz die Wellenlänge bei den entsprechen Linien ausrechnen.

## 1.3 Veränderungen durch die Quantenmechanik

Die Begründung der Quantenmechanik lieferte viele neue Erkenntnisse. Die Bekanntesten hiervon sind:

- Der Welle-Teilchen-Dualismus, nach dem sich ein Teilchen wie eine Welle und eine Welle (Licht) wie ein Teilchen verhalten kann
- HEISENBERGSche Unschärferelation, nach der es unmöglich ist Ort und Impuls eines Teilchens exakt zu bestimmen
- SCHRÖDINGER-Gleichung, die eine Wahrscheinlichkeitsverteilung des Ortes eines Teilchens angibt und somit die Welleneigenschaft von Teilchen impliziert

## 2 Versuchsdurchführung

### 2.1 Erster Teil: BALMER-Serie

#### Aufgabenstellung

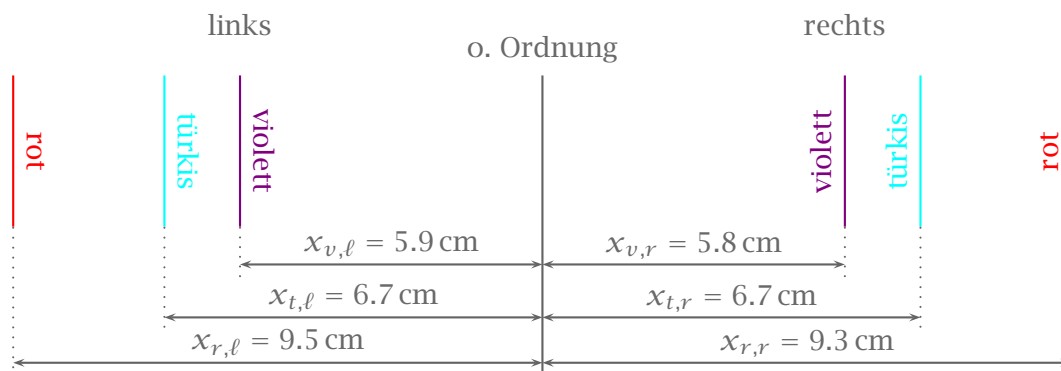
Die Aufgabe bestand darin die Versuchsapparatur zunächst zu justieren. Nach Beendigung sollten die Wellenlängen der Linien  $H_\alpha$ ,  $H_\beta$  und  $H_\gamma$  abgelesen werden und außerdem mit Hilfe der BALMER-Serienformel berechnet werden. Dies sollte auch mit theoretisch hergeleiteten Werten verglichen werden.

#### Durchführung

15 Minuten vor Versuchsbeginn wurde die BALMER-Lampe eingeschaltet um ein stabiles Brennen zu gewährleisten. Anschließend wurde für eine adäquate Justierung der Apparatur gesorgt (BALMER-Lampe, Sammellinse  $f = 50\text{mm}$ , Einzelspalt, Sammellinse  $f = 100\text{mm}$ , ROWLAND-Gitter, Plexiglasplatte als mattierter Schirm). Dies geschah bei Dunkelheit, um überhaupt das schwache Licht der Balmer Lampe zu sehen. Als erstes wurde der Lichtstrahl der BALMER-Lampe mit der ersten Sammellinse ( $f = 50\text{mm}$ ) auf den Einzelspalt fokussiert, bis ein guter Kompromiss zwischen Helligkeit und Schärfe zustande kam. Mit dem Einzelspalt wurde der Lichtstrahl lediglich »zugeschnitten«, sodass auf dem Schirm möglichst schmale Linien zu sehen sind. Dann wurde der resultierende Lichtstrahl mit der zweiten Sammellinse ( $f = 100\text{mm}$ ) auf den Schirm fokussiert. Dann wurde in möglichst großem Anstand zum Schirm das Gitter angebracht um den Messfehler möglichst gering zu halten. Das durch das Gitter resultierende Interferenzmuster wurde von der Rückseite des Schirms auf ein Blatt Papier übertragen. Die Maxima 2. und 3. Ordnung waren gut sichtbar, während das Maximum 1. Ordnung nicht sichtbar war. Durch erneute Ausrichtung der BALMER-Lampe und des Gitters wurde versucht das Problem zu beheben. Das Problem war jedoch, dass die Intensität der Linie zu schwach war um das Papier zu durchdringen.

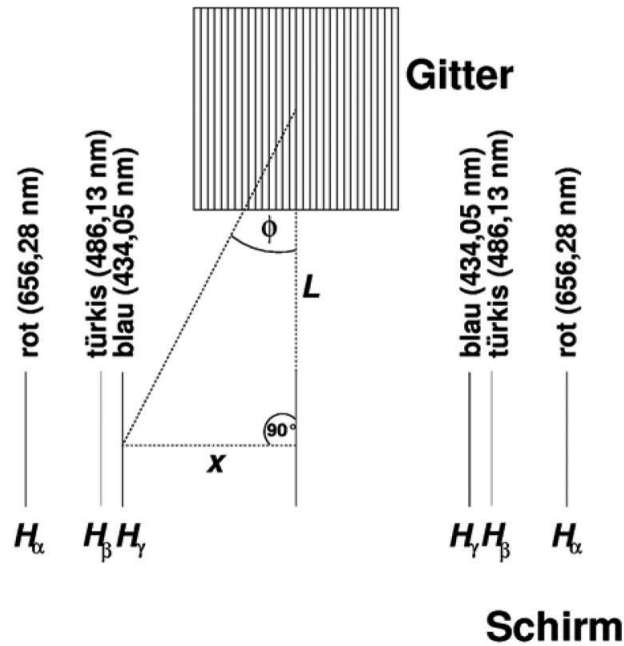
#### Beobachtungen

Neben der ersten Beobachtung, dass das Spektrum nicht ganz zu sehen war, konnte man nach den entsprechenden Maßnahmen tatsächlich das theoretisch erwartete Linienspektrum des Wasserstoffs beobachten. Der Abstand des Gitters zum Schirm betrug  $L = 22.3\text{ cm}$ .



1 Linienspektrum des Wasserstoffs (nicht maßstabsgetreu)

## Versuchsauswertung



- 2 »Liniengeometrie der BALMER-Serie auf dem Schirm, mit der  $\phi$  bestimmt werden kann. Das Zentrum ist das Beugungsmaximum o. Ordnung die  $H_\alpha$ ,  $H_\beta$  und  $H_\gamma$ -Linien sind Beugungsmaxima 1. Ordnung.« [Har12, S. 96]

Gemäß der gegebenen Grafik konnten die Wellenlängen  $H_\alpha$ ,  $H_\beta$  und  $H_\gamma$  errechnet werden. Daraus ergaben sich Größen  $L$  sowie die in Abbildung 1 definierten  $(x_{v,l}, x_{v,r})$ ,  $(x_{t,l}, x_{t,r})$  und  $(x_{r,l}, x_{r,r})$ . Es wurde eine Auswertung der links- und rechtsseitigen Werte vorgenommen um den Messfehler zu minimieren.

Abbildung 2 ermöglicht schließlich auch die Herleitung der Wellenlängenberechnung.

$$\sin \phi_m = \frac{m\lambda}{d}$$

mit

$$\lambda = H_\alpha, H_\beta, H_\gamma$$

Wellenlängen

$$d = \frac{1}{600} \text{ mm}$$

Gitterkonstante

$$m = 1$$

Anregungszustand

Aus  $\tan \phi = \frac{x}{L} \Rightarrow \phi = \arctan\left(\frac{x}{L}\right)$  folgt

$$\lambda = d \sin\left(\arctan\left(\frac{x}{L}\right)\right)$$

links:

$$H_{\alpha,\ell} = \frac{1}{600} \cdot 10^{-3} \sin \left( \arctan \left( \frac{9.3 \cdot 10^{-2}}{22.3 \cdot 10^{-2}} \right) \right) = 641.51 \text{ nm}$$

$$H_{\beta,\ell} = \frac{1}{600} \cdot 10^{-3} \sin \left( \arctan \left( \frac{6.7 \cdot 10^{-2}}{22.3 \cdot 10^{-2}} \right) \right) = 479.56 \text{ nm}$$

$$H_{\gamma,\ell} = \frac{1}{600} \cdot 10^{-3} \sin \left( \arctan \left( \frac{5.8 \cdot 10^{-2}}{22.3 \cdot 10^{-2}} \right) \right) = 419.52 \text{ nm}$$

rechts:

$$H_{\alpha,r} = \frac{1}{600} \cdot 10^{-3} \sin \left( \arctan \left( \frac{9.5 \cdot 10^{-2}}{22.3 \cdot 10^{-2}} \right) \right) = 653.21 \text{ nm}$$

$$H_{\beta,r} = \frac{1}{600} \cdot 10^{-3} \sin \left( \arctan \left( \frac{6.7 \cdot 10^{-2}}{22.3 \cdot 10^{-2}} \right) \right) = 479.56 \text{ nm}$$

$$H_{\gamma,r} = \frac{1}{600} \cdot 10^{-3} \sin \left( \arctan \left( \frac{5.9 \cdot 10^{-2}}{22.3 \cdot 10^{-2}} \right) \right) = 426.28 \text{ nm}$$

Eine Gegenüberstellung:

	LITERATURWERTE		MESSWERTE	
	links	rechts	links	rechts
$H_{\alpha}$	656.28 nm	656.28 nm	641.51 nm	653.21 nm
$H_{\beta}$	486.13 nm	486.13 nm	479.56 nm	479.56 nm
$H_{\gamma}$	434.05 nm	434.05 nm	419.52 nm	426.28 nm

1 Die Abweichungen resultieren aus Messungenauigkeiten, Rundungsfehlern, etc.

### Weitere Aufgaben

- Die Ionisierungsenergie des Wasserstoffs ist die Energie, die benötigt wird um das Elektron aus seiner Schale zu bringen. Diese Energie entspricht der Gesamtenergie des Atoms im Grundzustand, die mit Hilfe von (1.3) berechnet werden kann

$$E_{\text{ges}} = \lim_{n \rightarrow \infty} \left( \frac{m_e \cdot e^4}{8 \cdot \epsilon_0^2 \cdot h^2} \left( \frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right) \right), \quad \text{mit } m = 1 \text{ (Grundzustand)}$$

$$= 2.18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

- Der Bahnradius des Elektrons des Wasserstoff ist ein BOHR-Radius, der sich mit (1.2) berechnen lässt.

$$r_n = n^2 \cdot \frac{\epsilon_0 \cdot h^2}{\pi \cdot m_e \cdot e^2}, \quad \text{mit } n = 1 \text{ (BOHR-Radius)}$$

$$r_1 = 5.29 \cdot 10^{-11} \text{ m}$$

- ▶ Eine Aussage der Quantenmechanik ist, dass sich Teilchen wie Wellen verhalten können, oder Wellen (z.B. Licht) wie Teilchen. Dieser sogenannte Welle-Teilchen-Dualismus impliziert die von WERNER HEISENBERG formulierte Unschärferelation, nach der es nicht möglich ist Ort und Impuls eines Teilchens exakt zu bestimmen. Dies widerlegt die Aussage des BOHRschen Atommodells nach der sich die Elektronen auf expliziten Bahnen mit einem gewissen Bahndrehimpuls bewegen, denn man kann nicht gleichzeitig Bahn (Ort) und Impuls des Elektrons angeben.

Dieses Argument wird durch die SCHRÖDINGER-Gleichung untermauert, da diese den Wellencharakter von quantisierten Teilchen widerspiegelt. Außerdem stellt sie einer Wahrscheinlichkeitsverteilung für den Aufenthaltsort eines Teilchens dar. Das wiederum bestätigt, dass man den Ort von Elementarteilchen (Elektronen) nicht wie beim BOHR-Modell explizit angeben kann.

## 2.2 Zweiter Teil: Flammenfärbung und Emissionsspektren ausgewählter Elemente

### Aufgabenstellung

Es sollten die Flammenfärbung und Emissionsspektren bestimmter Alkalimetall-, Erdalkalimetall- und Metallsalze beobachtet und dokumentiert werden.

### Versuchsdurchführung

Die zehn Zerstäuberfläschchen befanden sich zum Teil schon fertig befüllt am Arbeitsplatz.  $\text{SrCl}_{2(\text{aq})}$  musste noch hergestellt werden, dazu wurde eine Spatelspitze  $\text{SrCl}_2$  in das Fläschchen mit demineralisiertem  $\text{H}_2\text{O}$  gegeben. Außerdem war noch die salzsaure Lösung von  $\text{CuSO}_4$  herzustellen, indem man etwas  $\text{HCl}$  mit Wasser und  $\text{CuSO}_4$  in das Fläschchen gab und vermischte.

Anschließend musste der Abzug eingeschaltet und der Bunsenbrenner entzündet werden. Man sprühte dann die Salzlösungen in der Flamme und stellte die entsprechenden Beobachtungen fest.

Zum Schluss wurde der Arbeitsplatz fachgerecht gereinigt und die Reinigungsmaterialien ebenfalls fachgerecht entsorgt.

### Beobachtungen





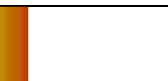





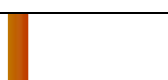


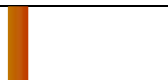


Leider konnten auf Grund veralteter Laborausstattung keine befriedigenden Beobachtungen erzielt werden. Trotz ausgeschalteten Bunsenbrenners konnte man im Spektrometer bereits das gesamte Spektrum beobachten. Besonders hervorstechende Farben konnte man jedoch erkennen.



2 **Flammenfärbung**

Stoff	Farbe
LiCl	rot
NaCl	orange
KCl	violett/lila
RbCl	helles violett
CsCl	helles violett
CaCl <sub>2</sub>	helles orange
SrCl <sub>2</sub>	helles rot
BaCl <sub>2</sub>	türkis
CuSO <sub>4</sub> · H <sub>2</sub> O	grün
CuSO <sub>4</sub> +HCl	hellblau

3 **Ergebnisse der Spektroskopie**

Stoff	Beobachtung	Literatur
LiCl		
NaCl		
KCl		
RbCl	nichts	
CsCl	nichts	
CaCl <sub>2</sub>		
SrCl <sub>2</sub>		
BaCl <sub>2</sub>	nichts	
CuSO <sub>4</sub> · H <sub>2</sub> O		
CuSO <sub>4</sub> + HCl	nichts	

### Versuchsauswertung und weitere Aufgaben

Die Emissionsspektren der einzelnen Metallsalzlösungen deuten darauf hin wie stark (auf welche Energieniveaus) die Elektronen angeregt werden. Licht im blauen Bereich gehört zum hochfrequenten Bereich was nach

$$E = h \cdot \nu$$

auch der höher energetische Bereich ist. Licht im roten Bereich ist folglich energieärmer.

Die unterschiedlichen Farben im Emissionsspektrum der  $\text{CuSO}_4$  Verbindungen liegen darin begründet, dass die Ligandenfeldaufspaltung jeweils unterschiedlich ausfällt, was zu verschiedenen Energieniveaus der d-Elektronen führt. Nach obiger Theorie muss dies wegen des Energieunterschieds zu einer anderen Farbe im Spektrum führen, weil die Farbe von der Frequenz abhängt ( $E = h \cdot \nu$ ).

## Literatur

- [Har12] Hartenbach, I.: *Praktische Einführung in die Chemie für Studierende der Fachrichtungen Technische Biologie und Physik*. Universität Stuttgart, 2012.
- [MMo7] Mortimer, C. und Müller, U.: *Chemie - Das Basiswissen der Chemie*. Thieme Verlag, 9. Auflage, 2007.