



Physikalisches Praktikum II

Bachelor Physikalische Technik: Lasertechnik

Prof. Dr. H.-Ch. Mertins, MSc. M. Gilbert

A04 Atomspektren

(Pr_PhII_A04_Atomspektren_7, 24.10.2015)

Name	Matr. Nr.	Gruppe	Team
1.			
2.			
Protokoll ist ok	<input type="radio"/>	Datum	Abtestat
Folgende Korrekturen nötig	<input type="radio"/>		

Hinweis

Lesen Sie die Versuchsanleitung (inkl. Versuchsdurchführung & Auswertung!) gründlich durch und machen sich mit den Begrifflichkeiten vertraut. Die Teilnahme am Praktikum erfordert das erfolgreiche Beantworten der Zulassungsfragen am Versuchstag (siehe Anleitung) oder alternativ eine kurze Vorstellung eines Themengebietes an der Tafel.

1. Ziel

Mit dem Verständnis der Atome und des Lichtes im letzten Jahrhundert wurde nicht nur das Weltbild der Physik und Chemie revolutioniert, sondern es sind entscheidende technologische Entwicklungen gemacht worden, die unser heutiges Leben prägen. In diesem Praktikum wollen wir die damals wesentlichen Erkenntnis-Schritte nachzeichnen und uns mit den Grundzügen der Wechselwirkung zwischen Licht und Atomen beschäftigen. Dabei lernen wir einfache Spektrometer kennen, wie sie zur Gasanalyse in der Umwelttechnik oder zur Materialanalyse genutzt werden.

2.Theorie**2.1 Atomspektren**

Werden Atome z.B. durch Elektronenstoß angeregt, so senden sie Licht aus. Für jedes Element gibt es dabei charakteristische Spektren, die nur bestimmte Wellenlängen besitzen und somit wie ein Fingerabdruck für das entsprechende Element sind. Andererseits absorbiert jedes Atom nur Licht mit elementspezifischen „Linien“, d.h. diskrete Wellenlängen. Beide Phänomene bilden die Grundlage zur eindeutigen Bestimmung der Atome eines unbekanntes Gases oder eines Materials. Die entscheidende Frage ist nun: wie hängen Atomaufbau und Lichtemission / Absorption zusammen?

2.1.1 Planetenmodell

Nach dem Planetenmodell der Atome bewegen sich die Elektronen der Ladung e und der Masse m mit Geschwindigkeit v auf Kreisbahnen (Radius r) um den positiv geladenen Kern. Die Zentrifugalkraft F_Z und die elektrostatische Coulombkraft F_C halten sich die Waage. Die gesamte Energie E des Elektrons setzt sich aus kinetischer und potenzieller Energie im elektrischen Feld des Kerns zusammen. Dieses Planetenmodell hatte eine große Schwäche: nach ihm dürften Atome gar nicht existieren, denn das rotierende, und damit beschleunigte Elektron müsste elektromagnetische Strahlung emittieren, dadurch Energie verlieren und schließlich in den Kern stürzen. Bei diesem Prozess müsste es ein kontinuierliches Spektrum emittieren. Beides passiert aber nicht!

2.1.2 Bohrsches Atommodell

Diese Probleme überwand Niels Bohr 1911 indem, er einfach zwei Postulate aufstellte, auch wenn er ihren Ursprung noch nicht erklären konnte:

„Im Atom gibt es nur diskrete Bahnen, auf denen die Elektronen strahlungsfrei kreisen können. Der Drehimpuls $L = mvr$ kann nur gequantelte Werte mit $n = 1, 2, 3, \dots$ annehmen, wobei $h = 6,6 \times 10^{-34}$ Js das Plancksche Wirkungsquantum ist“

$$(1) \quad L = n \frac{h}{2\pi} \quad (1. \text{ Bohrsches Postulat})$$

Die Werte n heißen Hauptquantenzahlen. Ändert das Elektron seinen Abstand zum Kern, so kann es nicht jede Bahn annehmen, sondern muß die Bedingung (1) erfüllen. Nur beim Wechsel von einer Bahn n zur Bahn m wird Energie ΔE_{mn} benötigt oder frei gesetzt, meist in Form von Lichtteilchen (Photonen) mit der Frequenz f_{mn} :

$$(2) \quad \Delta E_{mn} = E_m - E_n = hf_{mn} \quad (2. \text{Bohrsches Postulat})$$

Demnach kann nicht Licht beliebiger Wellenlänge $\lambda_{mn} = c/f_{mn}$ absorbiert oder emittiert werden, sondern nur bestimmte (diskrete) Werte mit den Quantenzahlen n, m sind möglich.

2.1.3 Atomspektren

Aus dem Kräftegleichgewicht und dem Bohrschen Postulat (Gl. 1) lassen sich nun die erlaubten Bahnradien für das Wasserstoffatom berechnen zu

$$(3) \quad r_n = \frac{h^2 \epsilon_0}{e^2 m \pi} n^2.$$

Im nichtangeregten „Grundzustand“ bewegt sich das Elektron auf der Bahn mit der Hauptquantenzahl $n = 1$ mit dem kleinsten Radius $r_1 = 0,53 \times 10^{-10}$ m. Die Energie des Elektrons auf der Bahn n berechnet sich damit zu

$$(4) \quad E_n = -\frac{me^4}{8\epsilon_0^2 h^2} \frac{1}{n^2} = -13,6eV \frac{1}{n^2}$$

Die Energiewerte einer Bahn mit beliebiger Quantenzahl n sind negativ (gebundener Zustand) und sie skalieren mit $E_n \sim 1/n^2$ (siehe Abb. 1). Im Grundzustand $n = 1$ beträgt die Bindungsenergie des Elektrons $E_1 = -13,6eV$, mit $1eV = 1,6 \cdot 10^{-19} J$. Mit wachsendem n laufen die Energieniveaus gegen Null und die Energieabstände im **Termschema** werden immer enger (siehe Abb.). Um das H -Atom aus dem Grundzustand in den ersten angeregten Zustand ($n = 2$) zu bringen, muss ein Photon mit der passenden Energiedifferenz $hf_{12} = E_2 - E_1 = -13,6eV(1/2^2 - 1/1^2)$ absorbiert werden. Um das Atom zu ionisieren, muss das Photon mindestens die Bindungsenergie des Grundzustandes überwinden, also $hf \geq hf_{1\infty}$

$$(5) \quad hf_{1\infty} = E_\infty - E_1 = -13,6eV \left(\frac{1}{\infty^2} - \frac{1}{1^2} \right) = -13,6eV.$$

Nun ist das Elektron vollständig aus der Bindung gelöst und besitzt positive Energie in Form kinetischer Energie, die nicht mehr quantisiert ist. Man sagt es befindet sich im „Kontinuum“. Wird das Elektron wieder vom ionisierten H -Atom eingefangen, so kann es auf verschiedenen Wegen und Zwischenschritten in den Grundzustand zurückkehren. Dabei wird bei jedem Übergang vom höherenergetischen Niveau m in das tieferenergetische Niveau n die Energiedifferenz in Form eines Photons emittiert (Gl. 2)

$$(6) \quad hf_{n,m} = -13,6eV \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right).$$

In der Spektroskopie verwendet man oft die Darstellung in **Wellenzahlen** $1/\lambda_{n,m} = Ry(1/m^2 - 1/n^2)$ mit der **Rydbergkonstante** $Ry = 1,098 \cdot 10^{-7} m^{-1}$. Die Gesamtheit der möglichen Photonenenergien

bzw. Wellenlängen nennt man Spektrum. Da die Energieniveaus quantisiert sind, müssen es auch die Photonenenergien sein. Deshalb zeigen Atome kein kontinuierliches, sondern ein **Linienpektrum**. Es kann auf zwei Wegen experimentell bestimmt werden und zwar in Absorption oder in Emission. Bei der Emissionsmessung werden in einer Entladungslampe die Atome des Wasserstoffgases durch Elektronenstoß angeregt (ionisiert). Bei der Relaxation in den Grundzustand emittieren die Atome Licht, dessen Wellenlänge mittels Monochromator (Spektrometer) gemessen wird. Bei der Absorptionsmessung wird Licht mit einem kontinuierlichen (weißen) Spektrum durch eine Zelle mit Wasserstoffgas geschickt. Mit einem Monochromator hinter der Zelle werden die im Spektrum „fehlenden“ Wellenlängen bestimmt. Die Linien können in beiden Fällen zu Serien zusammengefasst werden, je nachdem, in welchem Zustand die Elektronenübergänge enden. Die Linien der **Lyman—Serie** entspringen Übergängen in den Grundzustand $n = 1$. Die Linie kleinster Energie wird durch den Übergang $m = 2 \rightarrow n = 1$ erzeugt. Die nächste Linie durch $m = 3 \rightarrow n = 1$ usw. Beachte: die Spektrallinien selber sind noch nicht die Energiewerte des H —Atoms, sondern diese müssen mittels Gl. 8 durch Kombination passender Paare von m, n extrahiert werden. Die Linien der *Lyman—Serie* liegen im *UV*—Bereich. Dagegen liegen die Linien der **Balmer—Serie** ($m \rightarrow n = 2$) im sichtbaren Spektralbereich. Die Linien der **Paschen—Serie** ($m \rightarrow n = 3$) liegen im Infrarotbereich.

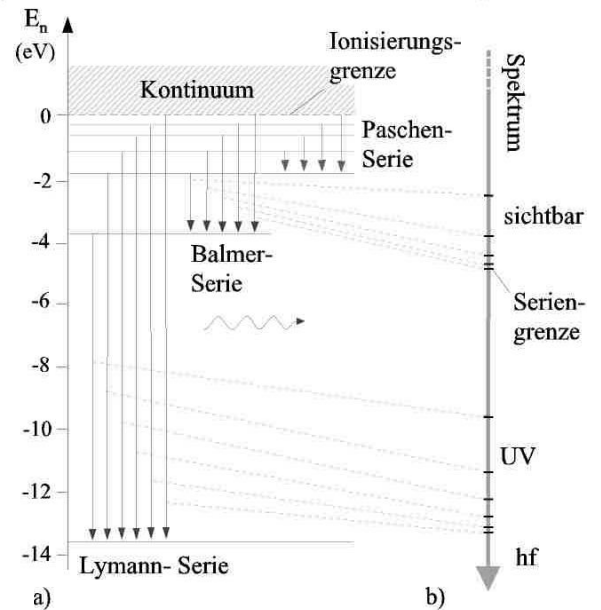
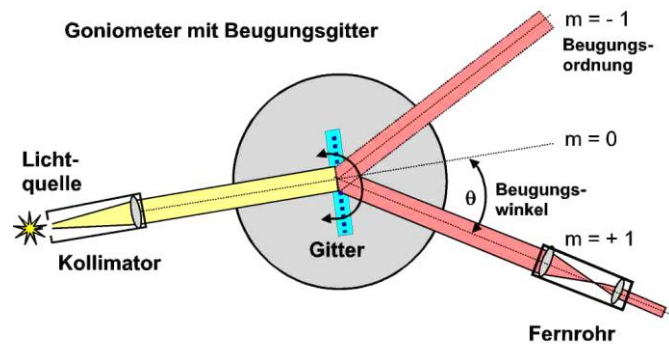


Abb.1 Wasserstoffspektrum

Die entsprechenden Energieberechnung für Atome mit mehreren Elektronen gestaltet sich deutlich schwieriger, da auch die Wechselwirkung der Elektronen untereinander berücksichtigt werden muss. Vernachlässigen wir diesen Aspekt aber, so ist nur das mit der Ordnungszahl Z steigende Kernpotenzial zu berücksichtigen. Als sehr grobe Näherung erhalten wir für die Energiewerte eines Elementes mit Kernladungszahl Z statt Gl. 5 die Gleichung $E_n \approx -13,6eV(Z^2/n^2)$. Damit besitzt jedes Element sein individuelles Termschema, und seine individuelle „Rydbergenergie“ ($Z^2 \cdot 13,6eV$), das mit Gl. 6 zu einem individuellen Spektrum führt, ähnlich einem „Fingerabdruck“. Durch die Spektralanalyse eines unbekanntes Gases oder Sterns können so die enthaltenen Elemente eindeutig identifiziert werden.

Die entsprechende Energieberechnung für Atome mit mehreren Elektronen gestaltet sich deutlich schwieriger, da auch die Wechselwirkung der Elektronen untereinander berücksichtigt werden muss. Vernachlässigen wir diesen Aspekt aber, so ist nur das mit der Ordnungszahl Z steigende Kernpotenzial zu berücksichtigen. Als sehr grobe Näherung erhalten wir für die Energiewerte eines Elementes mit Kernladungszahl Z statt Gl. 5 die Gleichung $E_n \approx -13,6eV(Z^2/n^2)$. Damit besitzt jedes Element sein individuelles Termschema, und seine individuelle „Rydbergenergie“ ($Z^2 \cdot 13,6eV$), das mit Gl. 6 zu einem individuellen Spektrum führt, ähnlich einem „Fingerabdruck“. Durch die Spektralanalyse eines unbekanntes Gases oder Sterns können so die enthaltenen Elemente eindeutig identifiziert werden.

2.2 Spektrometer



Die Untersuchung der atomaren Spektrallinien erfolgt mit dem Gitterspektrometer, das wir in einem früheren Praktikum kennengelernt haben. Unter einem bestimmten Beobachtungswinkel θ sind die Spektrallinien zu erkennen. Emittiert die Lichtquelle ein kontinuierliches Spektrum (Temperaturstrahler), erscheinen hinter dem Beugungsgitter keine diskreten Linien, sondern eine kontinuierliche Farbverteilung („Regenbogen“).

2.3 Entladungslampen (Spektrallampen)

Die im Praktikum verwendeten intensiven Lichtquellen sind Entladungslampen. Ein mit Gas eines bestimmten Drucks gefülltes Glasrohr besitzt an den äußeren Enden je eine Elektrode. Wird zwischen diese beiden eine Spannung im kV-Bereich angelegt, so werden die wenigen, natürlich vorhandenen freien Ladungsträger beschleunigt. Durch Stöße geben die im E-Feld der Entladungsröhre beschleunigten Ladungsträger ihrer kinetischen Energie an die Gasatome ab und regen diese zum Leuchten an. Diese Energieaufnahme erfolgt indem die gebundene Elektronen der Atome in energetisch höher gelegene Schalen angehoben werden. Ist die kinetische Energie groß genug, so können die Gasatome sogar ionisiert werden und tragen zusätzlich zu weiteren Stoßprozessen bei. So bildet sich eine Kaskade von beschleunigten Ladungen. Die ionisierten Atome können danach durch Einfang freier Elektronen und Rekombination dieser in tiefere Schalen Licht emittieren. Die dabei emittierten Spektrallinien folgen aus den charakteristischen Übergänge im Atom und werden im Praktikum untersucht.

Fragen zur Zulassung

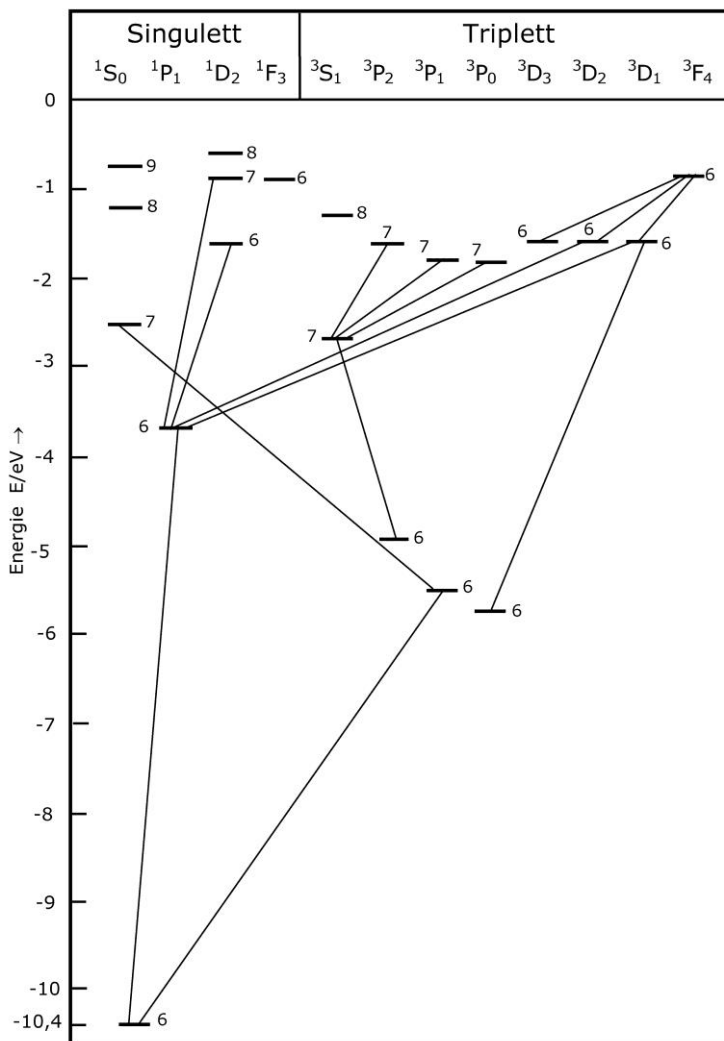
- Welche physikalischen Möglichkeiten gibt es, Licht zu erzeugen?
- Was bedeutet der Begriff „monochromatisch“?
- Was ist der Unterschied zwischen einem Atomspektrum und einem Temperaturspektrum?
- Zeichnen Sie das Termschema von Wasserstoff. Was sind die Spektral-Linien?
- Wie funktioniert eine Gasentladungslampe? Wie funktioniert eine Glühlampe?
- Wie funktioniert eine Spektralanalyse?
- Was ist ein Monochromator und wie funktioniert er?
- Erklären Sie die Begriffe Absorption und Emission.

3. Durchführung

- 3.0 Justieren Sie die Entladungslampe direkt vor dem Eingangsspalt des Goniometers. Suchen Sie die Spektrallinien indem Sie das Fernrohr hinter dem Gitter je auf die pos. und neg. erste Ordnung $m = +/-1$ schwenken. Damit bestimmen Sie den Nullwinkel (Nullte Ordnung $m = 0$), auf den die Beugungswinkel der Spektrallinien später bezogen werden. Schätzen Sie den Winkelfehler ab.
- 3.1 Beleuchten Sie indirekt den Eintritt des Spektrometers mit dem Laser (Papierstück anleuchten, Betreuer fragen!). Messen Sie die Beugungswinkel incl. Genauigkeit und Beugungsordnungen m_i und notieren Sie die Laserwellenlänge incl. Genauigkeit, um daraus die Gitterkonstante zu bestimmen. Schauen Sie nie in den Laserstrahl!
- 3.2 Beobachten Sie die Spektren der unten aufgelisteten Lichtquellen und Vermessen sie die Beugungswinkel und Beugungsordnung m der auftretenden Spektrallinien und notieren Sie: Farbe, Beugungswinkel, relative Intensität der Spektrallinien
- Lichtquellen: Na-, Hg-, H-Entladungslampe, Glühlampe, Halogenlampe.
- Zum Wechsel der Entladungslampe Spannungsquelle auf Null regeln, Betreuer fragen! Nie die Lampe mit Fingern berühren!
- 3.3 Untersuchen Sie mit dem Handspektrometer qualitativ das Spektrum
- a) von Leuchtstoffröhren (Deckenbeleuchtung).
- b) des Sonnenlichtes (nicht direkt in die Sonne schauen!).
- 3.4 Ermitteln Sie mit dem Gitterspektrometer den Abstand der beiden eng benachbarten D-Linien der Na-Lampe. Zur Steigerung der Auflösung arbeiten Sie in höherer Ordnung. Die D-Linienaufspaltung ist eine Folge der quantenmechanischen Spin-Bahn-Wechselwirkung der Elektronen.
- ~~3.5 Untersuchen Sie mit dem Handspektrometer die Flammenfärbung von NaCl und Wunderkerzen gemeinsam mit dem anderen Team (Betreuer fragen).~~

4. Auswertung

- 4.1 Bestimmen Sie aus 3.1 die die Gitterkonstante g incl. Fehler. (Siehe Versuch O06 zur Beugung)
- 4.2 Listen Sie für jede Lichtquelle die in 3.2 beobachteten Spektrallinien wie folgt auf und berechnen Sie die Wellenlängen: Farbe, Beugungswinkel, berechnete Wellenlänge, relative Intensität. Geben Sie den relativen Wellenlängenfehler an.
- 4.3 Worin und warum unterscheiden sich die Spektren von Leuchtstoffröhre und Sonne?
- 4.4 Geben Sie die Spin-Bahn-Aufspaltung der D-Linien in Einheiten eV an (Umrechnung $E [\text{eV}] = 1240/\lambda$).
- 4.5 Beschreiben Sie die spektrale Beobachtung der Flammenfärbung und versuchen Sie mit den Ergebnissen aus 3.2 und Literaturwerten Elemente in der Flamme zu identifizieren.
- 4.6 Kennzeichnen Sie die beobachteten Übergänge der Hg-Lampe im unten abgebildeten Hg-Termschemata.



Das Diagramm zeigt einen Ausschnitt des Termschemas von Quecksilber. Einige der erlaubten Elektronenübergänge der äußeren Schalen sind eingetragen. Die Symbole in der Kopfzeile (z.B. 3P_1) bezeichnen die sog. Multiplettzustände (nicht mit Orbitalen verwechseln!). Beachte: Quecksilber mit 80 Elektronen besitzt ein komplexeres Termschema als Wasserstoffs mit nur 1 Elektron.