

24. Spektroskopie - Spectroscopy (non D-PHYS)

1 Grundlagen

1.1 Das Bohr'sche Atommodell

Der Begriff des *Atoms*, des kleinsten Bausteins der Materie, war von Dalton (1803) zunächst als reine Hypothese zur Erklärung des chemischen Verhaltens der Stoffe eingeführt worden. Die kinetische Gastheorie führte später zur Anschauung, dass die Atome sich wie elastische Kugeln mit Radien von der Grössenordnung einiger Ångström-Einheiten ($1 \text{ Å} = 10^{-10} \text{ m}$) verhalten. Zu genaueren Vorstellungen führten erst die von Lenard mit Elektronen und von Rutherford (1911) mit α -Teilchen ausgeführten Streuversuche, welche ermöglichen, die in den Atomen herrschenden Kraftfelder zu berechnen.

Es ergab sich, dass die Masse eines Atoms im wesentlichen in einem Z -fach positiv geladenen *Kern* vereinigt ist. Die *Kernladungszahl* Z ist die aus dem periodischen System bekannte *Ordnungszahl* der Elemente. Der Kern, der im Vergleich zur Grösse des ganzen Atoms ausserordentlich klein ist (Radius des Kerns $\sim 10^{-14} \text{ m}$), ist von Z negativ geladenen *Elektronen* umgeben. Diese Elektronen können aber nicht in Ruhe sein, sonst würden sie wegen der Coulombschen Anziehung in den Kern fallen. Bohr machte daher die naheliegende Annahme, dass sie sich wie Planeten um den Kern bewegen.

In der modernen Atomphysik wird allerdings dieses anschauliche Bild der Elektronenbahnen fallen gelassen und in der sog. *Wellenmechanik* durch Wahrscheinlichkeitsaussagen ersetzt. Heisenberg hat nämlich (1927) gezeigt, dass die Beobachtbarkeit solcher Elektronenbahnen prinzipiell beschränkt ist (sog. Unschärferelation). Er hatte bereits vorher für die Atomphysik eine Mechanik postuliert, die grundsätzlich nur beobachtbare Grössen miteinander verknüpft. So entstand die mathematisch anspruchsvolle sog. *Matrizenmechanik*, während gleichzeitig Schroedinger die mathematisch etwas einfachere Wellenmechanik begründete, die in ihren Konsequenzen mit der Matrizenmechanik übereinstimmt. Beide Theorien müssen notgedrungen (wegen der Unschärferelation) auf Anschaulichkeit verzichten, haben sich aber in ihren beobachtbaren Konsequenzen in unzähligen Experimenten bewährt. Die entscheidenden Experimente, die der Entwicklung dieser Theorien der Atomphysik zugrunde lagen, waren die eigenartigen Linienstrukturen in den Emissionsspektren der Gase, die auch den Gegenstand des vorliegenden Versuches bilden.

Diese Spektrallinien zeigen beim Wasserstoff eine regelmässige Anordnung, für die der Basler Mittelschullehrer J.J. Balmer 1885 eine empirische Formel

1 Basics

1.1 Bohr's Atomic Model

The concept of the *Atoms*, the smallest building block of matter, was first introduced by Dalton (1803) as pure hypothesis for an explanation of the chemical behaviour of substances. The kinetic theory of gases led later to the perception that the atoms themselves behave as elastic spheres with radii of the order of few Ångströms ($1 \text{ Å} = 10^{-10} \text{ m}$). More accurate representations were conducted by Lenard and Rutherford (1911) when experiments with scattering of electrons and α -particles were performed, which allow the calculation of the dominating fields of forces in the atom.

It showed that the mass of an atom is essentially aggregated in a Z -fold positively charged core. The atomic number Z is known from the periodic table of elements as the *reference number* of the elements. The core, which is extremely small ($\sim 10^{-14} \text{ m}$ is the radius of the core) when compared to the size of the whole atom, is surrounded by Z negatively charged electrons. These electrons can not be in fixed positions, otherwise they would fall because of the Coulomb attraction to the nucleus. Bohr made therefore the obvious assumption that they behave like planets in movement around the nucleus.

In modern atomic physics, however, this vivid image of the electron orbits is dropped and replaced by the so-called wave mechanics with its probability statements. Heisenberg has shown (1927) that the observability of these electron orbits is in principle limited (so-called uncertainty principle). He had previously postulated a mechanism for atomic physics where the observables and physical quantities are associated with each other. This led to the so-called *Matrix Mechanics*, mathematically sophisticated, while Schroedinger mathematically justified the somewhat simpler wave mechanics, which coincides with the consequences of matrix mechanics. Both theories must renounce (because of the uncertainty principle) on clarity, but have been tried and tested in countless experiments. The decisive experiments, on which the development of theories of atomic physics were based, were the peculiar line structures observed in the emission spectra of the gases, which form also the subject of this experiment.

These spectral lines show in the case of hydrogen a regular arrangement, explained by an empirical formula discovered in 1885 by the Swiss school teacher J.J. Balmer:

entdeckt hat:

$$\nu = Ry_{\text{exp}} \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

m, n ganzzahlig

$n > m$

$$Ry_{\text{exp}} = 3,290 \times 10^{15} \text{s}^{-1}$$

wobei $\nu_{m,n}$ die nach zwei Indizes m und n sortierten Strahlungsfrequenzen des Wasserstoffs bezeichnen.

$$\nu = Ry_{\text{exp}} \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

m, n integer numbers

$n > m$

$$Ry_{\text{exp}} = 3,290 \times 10^{15} \text{s}^{-1}$$

where the two indices m and n designed the hydrogen radiation frequency in $\nu_{m,n}$.

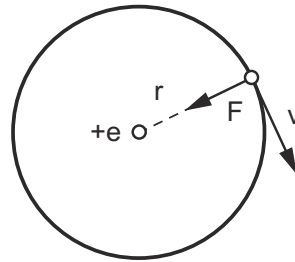


Fig. 1: Bohr'sche Elektronenbahn / Bohr's electron orbit.

Die Bohrschen Elektronenbahnen stellen, obwohl sie in den modernen Atom-Theorien nicht mehr auftreten, die einzige anschauliche *Modellvorstellung* dar, mit deren Hilfe die empirische Balmer-Formel verstanden werden kann. Wir wollen uns auch hier an dieses Bild halten. Beschränkt man sich auf Kreisbahnen, so erhält man für das Elektron des *Wasserstoffatoms* ($Z = 1$) durch Gleichsetzen von Zentripetal- und Coulombkraft

$$\frac{m_0 v^2}{r} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e e}{r^2} \quad (1)$$

wobei:

- m_0 = Masse des Elektrons
- v = Geschwindigkeit des Elektrons
- r = Bahnradius
- e = Elementarladung = $1,602 \times 10^{-19} \text{C}$
- ϵ_0 = Influenzkonstante
- = $8,854 \times 10^{-12} \text{As V}^{-1} \text{m}^{-1}$

Für die kinetische Energie des Elektrons ergibt sich daraus:

$$\frac{m_0 v^2}{2} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{2r}$$

Das System Kern-Elektron besitzt aber auch potentielle Energie; denn wenn das Elektron aus dem Unendlichen auf den Abstand r gebracht wird, so hat das System die Arbeit gewonnen:

$$A = E_{\text{pot}} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \int_{\infty}^r \frac{e^2}{r^2} dr = -\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r}$$

Für die totale Energie, d.h. die Summe von kinetischer und potentieller, findet man:

$$\underline{E_{\text{tot}}} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \left(\frac{e^2}{2r} - \frac{e^2}{r} \right) = -\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{2r} \quad (2)$$

Dieses Atommodell genügt in zwei wesentlichen Punkten noch nicht, um die Erfahrung richtig wiederzugeben:

The Bohr electron orbits represent, although they are no longer used in the modern atomic theories, the only descriptive *conceptual model*, that allows the empirical Balmer formula to be understood. We also want to keep on with this concept hereafter. Limiting the discussion only to circular orbits, we obtain the following expression for the electron of the *hydrogen atom* ($Z = 1$), by equating centripetal and Coulomb

$$\frac{m_0 v^2}{r} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e e}{r^2} \quad (1)$$

with:

- m_0 = Electron's mass
- v = Electron's velocity
- r = Radius
- e = Elementary charge = $1,602 \times 10^{-19} \text{C}$
- ϵ_0 = Vacuum permittivity
- = $8,854 \times 10^{-12} \text{As V}^{-1} \text{m}^{-1}$

For the kinetic energy of the electron, this results in:

$$\frac{m_0 v^2}{2} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{2r}$$

The system core-electron also has potential energy, therefore to bring the electron from infinity to the distance r , the system has gained the work:

$$A = E_{\text{pot}} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \int_{\infty}^r \frac{e^2}{r^2} dr = -\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r}$$

For the total energy, i.e. the sum of the kinetic and potential energy, one finds:

$$\underline{E_{\text{tot}}} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \left(\frac{e^2}{2r} - \frac{e^2}{r} \right) = -\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{2r} \quad (2)$$

This atomic model is sufficient but fails in two essential points to reproduce the experience correctly:

1. Nach den Vorstellungen von Planck und Einstein kann sich die Lichtenergie nur *quantenweise* umsetzen (erste experimentelle Evidenz in der sog. Hohlraumstrahlung (vgl. Anleitung 21. «Energieverteilung im Spektrum») und im Photoeffekt). Wenn also in einem Emissions- oder Absorptions-Spektrum scharfe Linien auftreten, so kann dies nur bedeuten, dass auch die Energie der (emittierenden oder absorbierenden) Atome ebenfalls nur scharf definierter (sog. *diskreter*) Werte fähig ist. Ändert nun ein Atom seine Energie, indem z.B. das Elektron vom Energieniveau E_1 zum Niveau E_2 übergeht, so muss ein Lichtquant absorbiert oder emittiert werden (Energiesatz). Nach Einstein gilt für die Frequenz des dabei umgesetzten Lichtes

$$\nu = \frac{E_1 - E_2}{h}$$

(h = Plancksches Wirkungsquantum = $6,626 \times 10^{-34}$ Js). Die hier in (2) berechnete Energie E_{tot} kann aber ganz beliebige Werte annehmen.

2. Ein kreisendes, d.h. nach dem Zentrum der Bahn hin beschleunigtes Elektron muss nach den Gesetzen der klassischen Elektrodynamik elektromagnetische Strahlung aussenden und würde schliesslich infolge des Energieverlustes in den Kern fallen, was tatsächlich nicht geschieht.

Bohr postulierte daher, dass nur *diskrete Energiewerte und Bahnen* möglich sind, und dass auf diesen stationären Bahnen *keine Abstrahlung* stattfindet. Nach dem Bohrschen Postulat werden diese möglichen Bahnen durch die Bedingung festgelegt, dass deren Drehimpuls (Bahndrall) *quantisiert* sei, also nur ganzzahlige Vielfache eines elementaren Dralls L_0 annehmen könne. Wir werden im folgenden zeigen, dass der Ansatz:

$$L_0 = \frac{h}{2\pi} = \hbar$$

zu einer quantitativen Übereinstimmung mit der empirischen Balmer-Formel führt (Bohr 1913).

Das Plancksche Wirkungsquantum h bekommt damit eine neue, dritte Bedeutung:

ursprünglich / originally (Planck 1900):	Quantisierung der Energie von linearen Oszillatoren / Quantisation of the energy of a linear Oscillator
zweitens second (Einstein 1905):	Quantisierung der elektromagnetischen Energie (Lichtquantum) / Quantisation of the electromagnetic energy (Quanta of light)
drittens / third (Bohr 1913):	Mass für ein unteilbares Quantum des mechanischen Drehimpulses / Measure for an indivisible quantum mechanical angular momentum

Die Bohrsche Quantenbedingung lautet also:

$$m_0 v r_n = n \frac{h}{2\pi} \quad (3)$$

wobei n eine ganze Zahl, die *Quantenzahl* bedeutet. Aus den Gleichungen (1) und (3) kann man nun den

1. According to the ideas of Planck and Einstein, the light energy can only implement quantum fashion (first experimental evidence in the so-called black body radiation (manual 21st energy distribution in Spectrum") and the photoelectric effect). So if sharp lines are observed in an emission or absorption spectrum, this can only mean that only discrete values of energy of the (emitting or absorbing) atoms are allowed (so-called *discrete levels*). Now the atom's energy changes by, for example, if one electron moves from the energy level E_1 to the level E_2 , then a photon must be absorbed or emitted (energy conservation). According to Einstein, the frequency of this converted light is given by

$$\nu = \frac{E_1 - E_2}{h}$$

(h = Planck's constant = $6,626 \times 10^{-34}$ Js). The energy E_{tot} calculated in (2) can, however, take quite arbitrary values.

2. A circulating electron must emit electromagnetic radiation according to the laws of classical electrodynamics and would eventually fall due to the loss of energy in the core, which does not happen actually.

Bohr postulated, therefore, that only *discrete energy values* are possible, and no radiation takes place on this stationary orbits .

After Bohr postulate these potential paths are defined by the condition that their angular momentum (spin) is *quantised*, thus only integer multiples of an elementary spin L_0 can be accept. We will show below that the approach:

$$L_0 = \frac{h}{2\pi} = \hbar$$

leads to a quantitative agreement with the empirical Balmer formula (Bohr 1913).

Planck's constant h gets therefore a new, third meaning:

Bohr's quantum condition is therefore:

$$m_0 v r_n = n \frac{h}{2\pi} \quad (3)$$

where n is an integer, also called the *Quantum number*. From the equations (1) und (3) one can now calculate

Radius der n -ten Quantenbahn berechnen und erhält:

$$r_n = \frac{\varepsilon_0}{\pi} \frac{h^2}{m_0 e^2} n^2. \quad (4)$$

Setzt man diesen Wert in den Ausdruck für E_{tot} ein, so folgt

$$E_n = -\frac{1}{8\varepsilon_0^2} \frac{m_0 e^4}{h^2} \frac{1}{n^2}. \quad (5)$$

Daraus lässt sich nun die Energiedifferenz ΔE berechnen für den Fall, dass das Elektron aus einem Zustand der Energie E_n in einen solchen niedrigeren Energie E_m übergeht ($n > m$).

$$\Delta E = \frac{1}{8\varepsilon_0^2} \frac{m_0 e^4}{h^2} \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

Diese Energie ΔE sendet das Atom als *monochromatisches* Licht aus, dessen Frequenz man aus der Beziehung $\Delta E = h\nu$ erhält, nämlich

$$\nu = \frac{1}{8\varepsilon_0^2} \frac{m_0 e^4}{h^3} \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right).$$

Den Faktor vor der Klammer nennt man *Rydberg-Frequenz*:

$$Ry = \frac{1}{8\varepsilon_0^2} \frac{m_0 e^4}{h^3}$$

Damit lassen sich die Frequenzen der Spektrallinien des Wasserstoffs in der Form darstellen:

$$\nu = Ry \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (6)$$

Gleichung (6) stimmt qualitativ und quantitativ mit der empirischen Formel von Balmer überein. Damit gelang es Bohr insbesondere, die experimentell bestimmte Rydberg-Frequenz durch eine Kombination von Naturkonstanten auszudrücken.

$$Ry_{\text{exp}} = Ry_{\text{theor}}$$

Nebenbei sei noch bemerkt, dass auch die Schrodinger'sche Wellenmechanik exakt die gleichen Resultate liefert.

the radius of the n -th quantum orbit given by:

$$r_n = \frac{\varepsilon_0}{\pi} \frac{h^2}{m_0 e^2} n^2. \quad (4)$$

Substituting this value in the expression for E_{tot} , we get

$$E_n = -\frac{1}{8\varepsilon_0^2} \frac{m_0 e^4}{h^2} \frac{1}{n^2}. \quad (5)$$

This enables the energy difference ΔE to be calculated for the case that the electron passes from a state of energy E_n to a lower value of energy E_m ($n > m$).

$$\Delta E = \frac{1}{8\varepsilon_0^2} \frac{m_0 e^4}{h^2} \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

This energy is emitted by the atom as *monochromatic* light, with the frequency that can be calculated by the relation $\Delta E = h\nu$, giving

$$\nu = \frac{1}{8\varepsilon_0^2} \frac{m_0 e^4}{h^3} \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right).$$

The factor before the brackets is called *Rydberg-Frequenz*:

$$Ry = \frac{1}{8\varepsilon_0^2} \frac{m_0 e^4}{h^3}$$

Thus, the frequencies of the spectral lines of hydrogen can be represented in the form:

$$\nu = Ry \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (6)$$

Equation (6) agrees qualitatively and quantitatively with the empirical formula of Balmer. Thus the Bohr formalism has managed to express the experimentally determined Rydberg frequency by a combination of fundamental constants.

$$Ry_{\text{exp}} = Ry_{\text{theor}}$$

It may also be remarked, that the Schrodinger's wave mechanics produce exactly the same results.

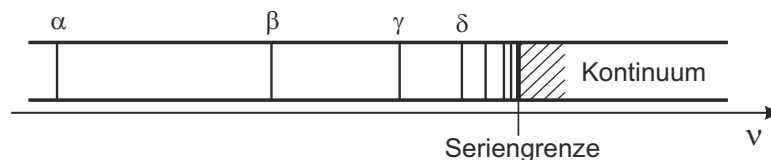


Fig. 2: Mögliche Frequenzwerte für ein bestimmtes m . / Possible frequency values for a specific m .

Hält man in diesem Ausdruck m als Grundterm fest und lässt den Laufterm n alle möglichen ganzzahligen Werte durchlaufen, so erhält man eine *Serie* von Spektrallinien, welche für $n \rightarrow \infty$ eine Häufungsstelle hat, die sog. *Seriengrenze*.

If the term m is kept fixed as a basic term fixed and let the term n assume all possible integer values, the result is a *series* of spectral lines, for which $n \rightarrow \infty$ has a black spot, the so-called *Series limit*.

The various series of hydrogen are named after their discoverer:

Die verschiedenen Serien des Wasserstoffs tragen die Namen ihrer Entdecker:						
$m = 1$	$n = 2, 3, 4, \dots$	LYMAN-Serie	im Ultravioletten	$m = 1$	$n = 2, 3, 4, \dots$	LYMAN-Serie in Ultraviolet
$m = 2$	$n = 3, 4, 5, \dots$	Balmer-Serie	im Sichtbaren...	$m = 2$	$n = 3, 4, 5, \dots$	Balmer-Serie in Visible range
$m = 3$	$n = 4, 5, 6, \dots$	PASCHEN-Serie	im Infraroten	$m = 3$	$n = 4, 5, 6, \dots$	PASCHEN-Serie in Infrared
...	

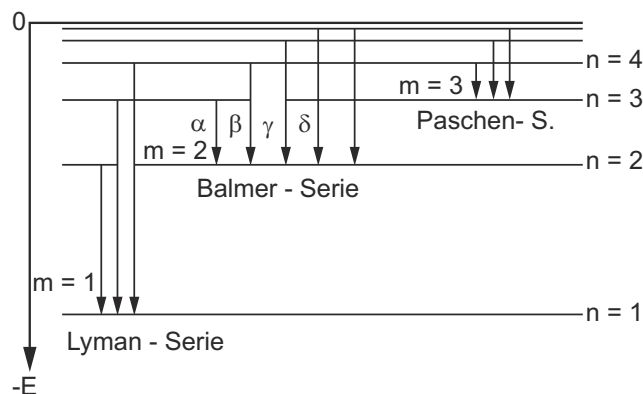


Fig. 3: Termschema / Energy band diagram.

Die Entstehung dieser Serien kann man in einem *Termschema* anschaulich zur Darstellung bringen, in welchem die Energieniveaus E_n aufgezeichnet werden (Abb. 3):

Die Pfeile deuten die möglichen Energieänderungen an, wenn das Atom Licht aussendet (Emission). Bei Absorption wären die Pfeilrichtungen umzukehren, indem dann das Atom aus einem kontinuierlichen Spektrum (weisses Licht) gerade die Wellenlänge absorbiert, die es in Emission ausstrahlen kann.

Nach Gleichung (2) ist die Energie des unendlich entfernten Elektrons gleich Null. Die Energie, die nötig ist, um das Elektron aus dem Grundzustand ($n = 1$) aus dem Atomverband abzutrennen, d.h. das Atom zu ionisieren ($n = \infty$) ist daher gerade gleich

$$-E_1 = \frac{1}{8\varepsilon_0^2} \frac{m_0 e^4}{h^2} \quad (7)$$

Man nennt diese Energie *Ionisierungsenergie*.

Das Atom kann aber auch Energien absorbieren, welche die Ionisierungsenergie übersteigen, indem das abgetrennte Elektron noch Translationsenergie mitführen kann, die keiner Quantenbedingung unterliegt. Man beobachtet daher, dass sich an die Seriengrenze nach kürzeren Wellen hin ein *Kontinuum* anschliesst.

1.2 Molekülspektren

Nur einatomige Gase (Edelgase und Metaldämpfe) zeigen die bisher besprochenen Linien- oder Atom-spektren (z. B. He-Spektrum). Eine elektrische Entladung in Wasserstoff erzeugt aber, neben den Linien des sich stets bildenden atomaren Wasserstoffs, ein sog. *Banden-* oder *Molekülspektrum*. In einem Spektroskop von genügend hohem Auflösungsvermögen erweist sich ein solches Bandenspektrum als eine grosse

The emergence of these series can be represented in an energy band diagram, where the energy levels E_n are shown (Fig. 3):

The arrows indicate the possible energy changes, when the atom can emit light (Emission). In absorption, the arrow directions were reversed, the atom only absorbs the wavelength a continuous spectrum (white light) that can it radiate.

According to equation (2) the energy of the electron is equal to zero at infinity. The energy that is necessary to separate the electron from the ground state ($n = 1$) from the atom, i.e. to ionize the atom ($n = \infty$) is therefore exactly equal to

$$-E_1 = \frac{1}{8\varepsilon_0^2} \frac{m_0 e^4}{h^2} \quad (7)$$

This energy is called the *Ionization energy*.

The atom can also absorb energy exceeding the Ionization energy, by the separated electron nor can carry translational energy, which is not subject to quantum condition. It is observed from the fact that at the series limit to cropped-length waves towards connects a *continuum*.

1.2 Molecular Spectrum

Only monatomic gases (noble gases and metal vapors) show the previously discussed lines or atomic spectra (eg., He-Spektrum). An electric discharge in hydrogen is produced, however, in addition to the lines of the always-forming atomic hydrogen, a so-called band or Molecular spectrum. In a spectrometer of sufficiently high resolving power such a band spectrum proves to be a very large number of closely spaced lines. Molecules, such as the dumbbell-shaped H_2 -molecules,

Zahl sehr dicht beieinanderliegender Linien. Moleküle, wie z.B. das hantelförmige H_2 -Molekül, können um eine zur Hantelachse senkrechte Achse rotieren und auch innere Schwingungen der beiden Atome gegeneinander ausführen. Auch hier sind die entsprechenden Energiewerte bestimmten Quantenbedingungen unterworfen. Die bei Änderungen der Rotations- und Schwingungszustände auftretenden Energiebeträge können oft unmittelbar im Infrarotspektrum beobachtet werden, sie sind also im allgemeinen kleiner als die Energien von Elektronenübergängen.

Ein Elektronensprung ist aber fast stets verknüpft mit einer der vielen möglichen Änderungen der Rotations- und Schwingungszustände. Die Energie des Elektronenübergangs wird also um kleinere Beträge vermehrt oder vermindert, d.h. eine *Spektrallinie* des Atomspektrums gibt Anlass zu einem ganzen *Bandensystem* des Molekülspektrums.

1.3 Spektral-Apparate

Für spektroskopische Untersuchungen werden je nach der speziellen Art der Probleme Spektralapparate verschiedener Wirkungsweise und Bauart verwendet. In vielen Fällen genügt ein *Prismenspektrometer* (siehe Anleitung "13 - Brechungsindex eines Prismas"), das je nachdem, ob mit ultraviolettem sichtbarem oder infrarotem Licht gearbeitet wird, mit einem Prisma aus Quarz, Glas oder Steinsalz ausgerüstet ist. Ausserdem gelangen Gitterspektrometer oder Interferometer zur Anwendung (vgl. die Anleitung "15 - Wellenlängenmessung am Gitter", "14 - Brechungsindex der Luft" und "18 - Auflösungsvermögen von Prisma und Gitter"). Für die vorliegende Aufgabe wird ein Glasprismen-Spektrometer benützt.

2 Aufgaben

1. Man eiche das Prismenspektrometer mit dem He-Spektrum und zeichne die Eichkurve graphisch auf.
2. Man bestimme die Wellenlängen der Balmer-Linien des Wasserstoffspektrums.
3. Man kontrolliere die Bohrsche Theorie, indem man aus jeder Linie die Rydberg-Frequenz berechnet und den Mittelwert bildet.
4. Mit dem gefundenen Mittelwert der Rydberg-Frequenz berechne man die Seriengrenze der Balmer-Serie und überlege sich, warum sie beim Versuch nicht beobachtet wurde.
5. Man berechne die Ionisierungsenergie in Elektronenvolt aus dem im Experiment bestimmten Wert für Ry .
6. Man überzeuge sich von der Bandenstruktur des N_2 -Spektrums.
7. Man messe die Wellenlänge der hauptsächlichen Fraunhofer-Linien im Sonnenspektrum.

can rotate around an axis perpendicular to the dumbbell axis and internal vibrations of the two atoms against each other can take place. Again, the corresponding energy values given quantum conditions are subjected. The changes occurring in the rotational and vibrational states of energy amounts can often be observed directly in the infrared spectrum, so they are generally smaller than the energies of electronic transitions.

An electron transition is linked almost always with one of the many possible changes in the rotational and vibrational states. The energy of the electronic transitions is thus increased or decreased by small amounts, i.e. a spectral range of the atom gives rise to a whole volume of the Molecular spectrum.

1.3 Spectrometer

For performing spectroscopic experiments, different spectrometers, which operate according to different principles, are used depending on the specific nature of the problems. In many cases, a prism spectrometer is sufficient (see instructions "13 - Refractive index of a prism"), that is, depending on whether you work with ultraviolet visible or infrared light, it has to be equipped with a prism of quartz, glass or rock salt. Otherwise a grating spectrometer or an interferometer can be used (see the instructions "15 - Wavelength measurement with a grating", "14 - Refractive index of the air" and "18 - Resolution of prism and grating"). For the present experiment, a glass prism spectrometer is used.

2 Tasks

1. Calibrate the prism spectrometer with a He-spectrum and draw the calibration curve graphically
2. Determine the wavelengths of the Balmer lines of hydrogen spectrum.
3. Verify the Bohr theory for each line calculated from the Rydberg frequency and compute the mean value of the different measurements.
4. By using the mean value of the Rydberg frequency, compute the series limit of the Balmer series and explain why it was not observed in the experiment.
5. Calculate the ionization energy in electron volts from the experimentally determined value for Ry .
6. Convince yourself of the band structure of the N_2 -Spectrum.
7. Measure the wavelength of the principal Fraunhofer lines in the solar spectrum.

3 Messinstrument und Durchführung

3.1 Lichtquelle

Zur Erzeugung der Spektren dienen Gasentladungsröhren (Geissler-Röhren), welche mit Hochspannung gespeist werden müssen. Die Hochspannung wird in unserer Apparatur wahlweise von einem Gleichstrom-Hochspannungsnetzgerät geliefert. Die Erdung (grün-gelbes Kabel) soll in jedem Fall an das Netzgerät angeschlossen werden, damit sich die Apparatur, in welcher die Spektralröhren sind, nicht auflädt.

Vorsicht: Hochspannung!

3 Instruments and Measurements Procedure

3.1 Light Source

For generating the spectra gas discharge tubes (Geissler tubes) are used, which are fed with high voltage. We use a high-voltage power supply. The ground cable (green-red cable) should always be connected to the power supply. This prevents that the apparatus, in which the spectral tubes are residing, charges up. *Caution: high voltage!*

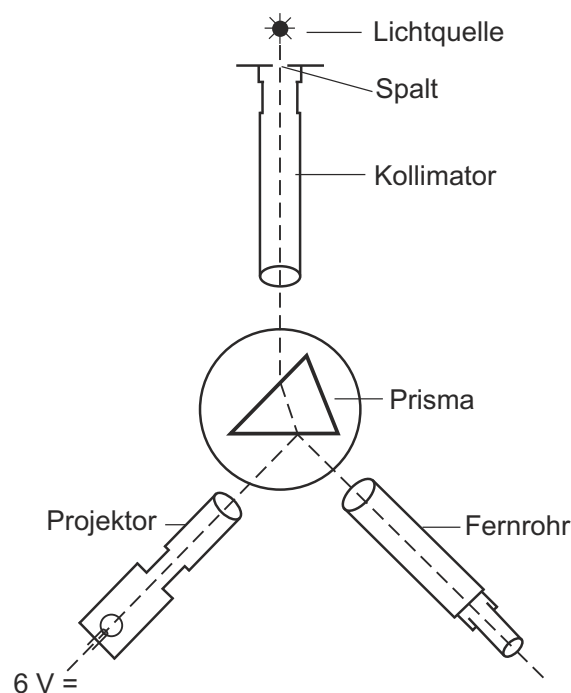


Fig. 4: Prismenspektrometer / Prism spectrometer

3.2 Bau des Prismenspektrometers

vgl. Anleitung "13 - Brechungsindex eines Prismas"
Kollimator und Prisma sind fest montiert. Für die Messungen wird nur das Fernrohr um die Spektrometerachse gedreht. Die Ablesung erfolgt auf einer gleichzeitig mit dem Spektrum im Fernrohr erscheinenden Skala. In einem kleinen, seitlich angebrachten Projektor befindet sich eine feine Skalenteilung, welche durch ein Glühlämpchen (6 V) beleuchtet wird. Das durch eine Linse parallel gemachte Licht wird an der Prismenfläche reflektiert und gelangt zusammen mit dem spektral zerlegten Licht ins Fernrohr. Die Helligkeit der Skala kann an einem Potentiometer reguliert werden. Das Instrument gestattet keine unmittelbare Bestimmung von Wellenlängen. Man muss zuerst durch Messung von Spektrallinien von bekannter Wellenlänge ein Eichspektrum (Eichkurve) aufnehmen.

3.2 Construction of the Prism Spectrometer

see manual "13 - Refractive index of a prism"

Collimator and prism are fixed. For the measurements will only turn the telescope to the spectrometer axis. The reading is done on a simultaneously appearing with the spectrum in the telescope scale. In a small side-mounted projector, there is a fine graduation, which is illuminated by a light bulb (6 V). That through a lens made parallel light is reflected at the prism surface, and flows together with the spectrally dispersed light in the telescope. The brightness of the scale can be adjusted by a potentiometer. The instrument does not permit a direct determination of wavelengths. You have to first take by measuring spectral lines of known wavelength, a calibration range (calibration curve).

3.3 Justierung

Für das zu untersuchende Licht wirkt der Spalt als sekundäre Lichtquelle. Er soll sich in der Brennebene der Kollimatorlinse befinden, damit das Prisma von parallelem Licht durchsetzt wird; denn nur so sind Ein- und Ausfallwinkel am Prisma wohldefiniert.

Zunächst muss daher das Fernrohr auf Unendlich gestellt werden. Zu diesem Zweck wird es aus seiner Halterung genommen. Durch ein Fenster visiert man einen weit entfernten Gegenstand an und stellt durch Drehen am seitlichen Triebknopf scharf ein. Dann wird das Fernrohr wieder montiert.

Nun wird der Spalt mit Heliumlicht beleuchtet, durch Ausziehen des Kollimatortubus werden die grünen Spektrallinien scharf eingestellt. Der Kollimator liefert nun paralleles Licht.

Das Fernrohr ist auch um eine horizontale Achse, welche senkrecht zur Fernrohrachse steht, drehbar. Von dieser Möglichkeit wird Gebrauch gemacht, um das Spektrum in die Mitte des Gesichtsfeldes zu bringen. Schliesslich wird noch der Projektor justiert. Er wird auf Unendlich gestellt, indem man am seitlichen Triebknopf dreht, bis die Skala im Fernrohr scharf abgebildet wird. Nötigenfalls ist der Projektor noch um seine vertikale Achse zu drehen, falls die Skala nicht das ganze Spektrum überdeckt.

Nun ist das Instrument für die Messung bereit. Man wird beobachten, dass auch bei guter Justierung ein Parallaxenfehler bestehen bleibt, und dass die Scharfeinstellung der Linien je nach Farbe etwas nachgestellt werden muss, weil die Linsen nicht völlig chromatisch korrigiert sind.

Zur leichteren Identifizierung der Linien des Helium Eichspektrums sind auf dem Resultatblatt ausser Farbe und Wellenlänge auch die geschätzten Intensitäten der Linien angegeben. Grösste Intensität = 10, eben noch sichtbare Linien = 1.

3.4 Fraunhofer-Linien

Es geht darum, die dunklen Linien im Spektrum des Sonnenlichts (Fraunhofer-Linien) zu beobachten. Sie kommen dadurch zustande, dass Gase (Wasserstoff und Helium) auf der Sonne die Strahlung ganz bestimmter Wellenlängen absorbieren. Das geeichte Spektrometer wird am Fensterarbeitsplatz an das vorbereitete Einfallsloch in der Abschirmung gestellt (Verdunkeln mit schwarzen Storen). Die Messung der gesuchten Wellenlängen erfolgt wie in der Aufgabe 2.

4 Fragen für Studierende des Studiengangs Physik

1. Was sind die drei Postulate des Bohrschen Atommodells?
2. Warum können sich Elektronen klassisch nicht auf stationären Kreisbahnen bewegen?
3. Was ist an der Vorstellung von Elektronenkreis-

3.3 Adjustement

For the material to be examined is the light of the gap acts as a secondary light source. It will be located in the focal plane of the collimator lens to the prism through which collimated light, because only then are input and angle of the prism is well define.

First, therefore, the telescope must be set to infinity. For this purpose, it is removed from its Bracket taken. Through a window, targeting one to a distant object and, by turning the side adjustment knob sharply. Then the telescope is mounted again.

Now, the gap with helium light is illuminated, and by pulling out the green collimator the spectral lines are in focus. The collimator now provides parallel (collimated) light.

The telescope is also about a horizontal axis which is perpendicular to the telescope axis, to rotate. Use of this option will be made in order to bring the spectrum in the middle of the field of vision.

Finally, even the projector is adjusted. He is set to infinity, by turning on the side focus knob until the scale is imaged in the telescope focus. If necessary, the projector is still at its vertical axis to rotate, if the scale is not covering the whole spectrum.

Now the instrument is ready for measurement. It will be observed that, even with good parallax adjustment exist one remains, and that the focus of the lines to be adjusted depending on the color of something has to, because the lenses are not corrected fully chromatically.

To facilitate the identification of the lines of He-calibration spectrum on the result sheet except color and wavelength are also given the estimated intensities of the lines. Greatest intensity = 10, still just visible lines = 1.

3.4 Fraunhofer Lines

The idea is to observe the dark lines in the spectrum of sunlight (Fraunhofer lines). They arise from the fact that gases (hydrogen and helium) to the sun absorb radiation at very specific wavelengths. The spectrometer is calibrated at the window workplace incident placed on the prepared hole in the screen (with black darkening blinds). The measurement of the desired wavelengths are as in 2.

4 Questions for Physics Students

1. What are the three postulates of Bohr Models?
2. Why can electrons not move on classic stationary orbits?

- bahnen falsch?
4. Kritisieren Sie Gl. 3! Sie stellt nicht die ursprüngliche Formulierung eines der drei Bohrschen Postulate dar.
 5. Erläutern Sie das Korrespondenzprinzip, das klassische und quantenmechanische Vorstellungen miteinander verknüpft!
 6. Was ist an der Verwendung von m_0 = Masse des Elektrons im Ausdruck zur Rydberg-Frequenz zu kritisieren? Hinweis: das Vorliegen von schweren Wasserstoff wurde im Emissionsspektrum von Wasserstoff entdeckt.
 7. Wie gross ist für die Quantenzahl $n = 1$ beim Wasserstoffatom der Bahnradius (in Ångström angeben) und das dazugehörige Energieniveau (in eV angeben)?
 8. Wie ändern sich für ein Ion mit der Kernladung Z und $Z - 1$ Elektronen der kleinste Bahnradius und die Ionisierungsenergie gegenüber den Werten beim Wasserstoff?
 9. Ist die Rydberg-Frequenz materialabhängig?
 10. Was versteht man unter einem Termschema? Warum gibt es eine Seriengrenze?
 11. Was sind Fraunhofer-Linien?
3. What is wrong with the idea of electronic orbits?
 4. Criticise Eq. 3! It does not represent the original wording of the three Bohr postulates.
 5. Explain the correspondances principle, stating that the classical and quantum mechanical concepts are linked.
 6. Why should one criticize the use of m_0 = mass of the electron in the expression for the Rydberg frequency? Note: the presence of heavy hydrogen was detected in the emission spectrum of hydrogen
 7. How big is the quantum number $n = 1$ the hydrogen atom of the orbital radius (in Ångström specify) and the associated energy level (in eV specify)?
 8. As change of an ion with the nuclear charge Z and $Z - 1$, the smallest electron orbit radius and ionization energy compared with the values for hydrogen?
 9. Does the Rydberg-frequency depend on the material considered?
 10. What is meant by the term Band? Why is there a series limit?
 11. What are the Fraunhofer lines?