

Zusammenstellung von Experimenten für einen Lehrplanabschnitt:

Emission und Absorption von Licht

Im Folgenden werden Experimente zum Thema „Emission und Absorption von Licht“ angeführt und überarbeitet. Auch die zugehörige Theorie wurde zu einem großen Teil angeführt.

Der Lehrplan des entsprechenden Lehrplanabschnitts ist im Anhang zu finden.

Einige der angeführten Experimente wurden bereits im Praktikum durchgeführt und sind auch im Protokoll „Das Spektrum“ zu finden.

Versuch: Dispersion – Aufspaltung des Lichts durch ein Prisma

Als Vorbereitung auf den eigentlichen Beginn dieses Kapitels würde ich mit den Schülern noch kurz einige Grundlagen aus dem Kapitel „Optik“ in Erinnerung rufen. Eine solche Auffrischung stellt sich oft als sehr hilfreich heraus, da manche Schüler oft wesentliche Dinge aus den vorhergehenden Kapiteln vergessen haben und dadurch die Voraussetzungen, das neue Kapitel bestmöglich zu verstehen, gar nicht mitbringen. Sie können sich dann noch so sehr bemühen, sie verstehen es nicht – und das ist Schade.

Zuerst würde ich mit den Schülern ihre Kenntnisse über Dispersion und die Funktion eines Prismas in diesem Zusammenhang wiederholen.

Dispersion ist die Abhängigkeit der Lichtgeschwindigkeit im Medium von der Wellenlänge des Lichts. Verschiedene Farben (Wellenlängen) werden also verschieden stark gebrochen: $n = n(\lambda)$, wobei n die Brechzahl eines Mediums meint. Man kann somit Licht, indem man es in ein Prisma fallen lässt, in seine Spektralfarben aufspalten und sieht so ein „Spektrum“.

Auch den zugehörigen Versuch „Aufspaltung des Lichts durch ein Prisma“, den sie bereits vom Kapitel „Optik“ kennen, würde ich ihnen noch einmal zeigen.

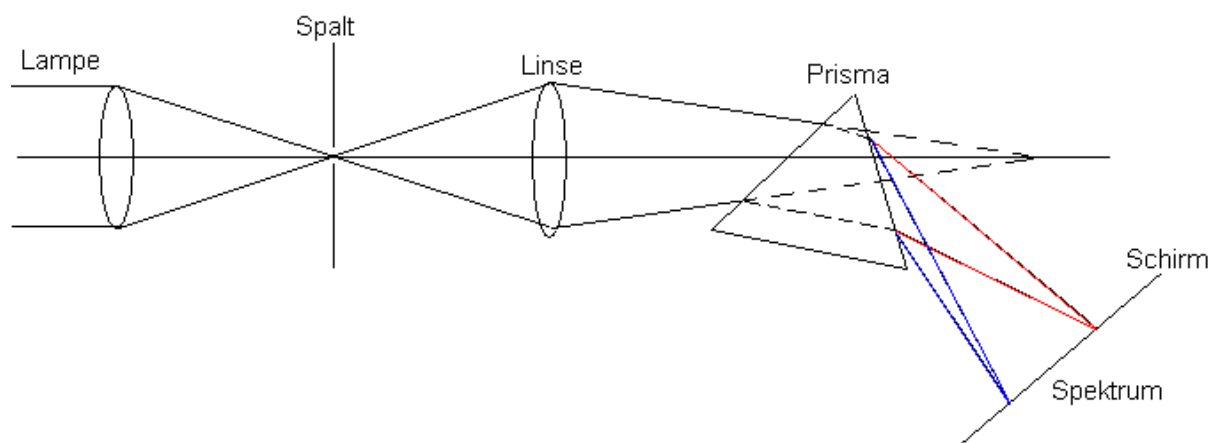
Material: Schiene (optische Bank), Reiter, Reuterlampe, Transformator, Spalt, Sammellinse ($f = 5 \text{ cm}$), Prismentisch (kleines Tischchen in Halterung), Glasprisma (gleichseitiges Dreieck als Grundfläche, $\varepsilon = 60^\circ$), Transparenschirm;

Um die Aufspaltung des weißen Lichts in seine Spektralfarben zu zeigen, wird zuerst das scharfe Bild der Glühwendel der Reuterlampe auf einen Schirm abgebildet.

Dort, wo sich das Bild befindet (am Ort des Schirmes), wird dann der Schirm durch eine Sammellinse ausgetauscht. Um möglichst wenig Abbildungsfehler zu erhalten, sollte dabei die Glühwendel möglichst in das Zentrum der Linse abgebildet werden (zentrische Abbildung). Dies kann durch Feineinstellung mittels Schrauben an der Reuterlampe erreicht werden.

Dann wird der Spalt direkt hinter die Lampe gegeben (gleichmäßige Ausleuchtung) und es wird mit dem Schirm eine scharfe Abbildung des Spaltes gesucht.

Nun stellt man direkt hinter die Linse das Prisma in den Strahlengang.



Skizze des Aufbaus (Strahlengang von oben!)

Man kann ein schönes, kontinuierliches Spektrum am Schirm erkennen.

Da die Schüler diesen Versuch bereits kennen sollten, kann man auch Schüler bitten, beim Aufbau des Experiments mitzuhelfen. Dadurch sind sie sowohl praktisch, als auch gedanklich selbsttätig. Anschließend kann man noch kurz mit den Schülern wiederholen, dass die Spektralfarben nicht weiter zerlegbar sind und wie das im Kapitel „Optik“ gezeigt wurde.

Insgesamt wird das wohl ein Drittel einer Unterrichtseinheit in Anspruch nehmen.

Kurz würde ich noch erwähnen (oder bei den Schülern erfragen), dass ein Geradsichtprisma auch aus Prismen besteht und der Zweck eines Geradsichtprismas in der Aufspaltung des Lichts in seine spektralen Bestandteile ist, jedoch ohne das Licht zu brechen. Da das Geradsichtprisma den Schülern bereits aus dem Kapitel „Optik“

bekannt ist, bedarf es nur ein paar Sätze, um die Funktion eines Geradsichtprismas wieder ins Gedächtnis der Schüler zu rufen.

Nach diesen (vielen) Wiederholungen kann man zum eigentlichen Beginn des Kapitels „Emission und Absorption von Licht“ kommen.

Versuch: Aufbau eines Spektroskops

Da das Spektroskop ein wesentliches Hilfsmittel zur Anschauung von Spektren darstellt, sollte man vorher den Aufbau eines Spektroskops beschreiben.

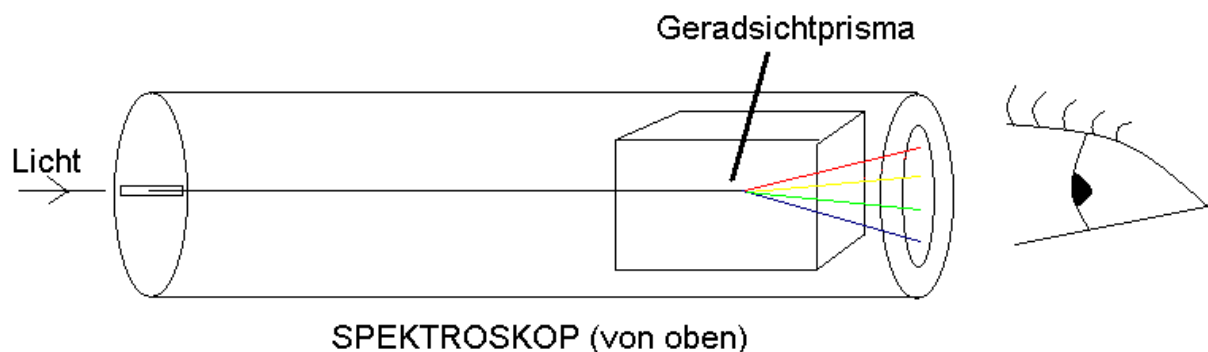
Nachdem man eine Skizze an die Tafel gemalt hat, kann man entweder mit den Schülern ein eigenes Spektroskop bauen, oder ein fertiges zur Hand nehmen und die Schüler mit diesem das Spektrum der beim vorhergehenden Versuch verwendeten Glühlampe betrachten lassen.

Für den Bau eines Spektroskops nötig:

Material: langes Rohr aus Karton (Durchmesser ca. 1 dm), Abdeckungen für Kartonrohr, Geradsichtprisma, Karton, Schere oder Stanley-Messer, Klebstoff oder Klebeband, Beugungsfolie;

Nachdem man in die eine Abdeckung einen Spalt geschnitzt hat und in die andere eine kreisförmige Öffnung, muss man das Geradsichtprisma im Rohr befestigen, und zwar nahe an einem Ende des Rohres. An diesem Ende kommt sodann die Abdeckung mit der kreisförmigen Öffnung auf das Rohr, am anderen Ende die Abdeckung mit dem Spalt. Dann wird das ganze so mit Klebeband verschlossen, dass kein Licht in das Rohr gelangen kann, außer durch den Spalt. Schon ist das Spektroskop fertig.

Durch den Spalt lässt man nun das Licht einer Lichtquelle fallen. Dieses Licht wird dann vom Geradsichtprisma in die Spektralfarben, aus denen es besteht, aufgespalten und man kann somit durch die kreisförmige Öffnung das von der Lichtquelle erzeugte Spektrum bewundern.



Der Bau eines Spektroskops würde sich auch gut eignen, im Rahmen eines fächerübergreifenden Unterrichts Physik-Werken durchgeführt zu werden.

Außerdem könnte man – so die Werklehrerin sich einverstanden zeigt – mit den Schülern im Werkunterricht Linsen bzw. Prismen schleifen. Dadurch könnte man möglicherweise auch ein eigenes Geradsichtprisma basteln, das man dann für das eigene Spektroskop verwendet.

Dieses Vorhaben sollte man aber auf jeden Fall vorher selbst ausprobieren, da es wirklich schwierig ist und außerdem, damit es nicht letztenendes passiert, dass die Schüler lange Schleifen und Basteln und dann erst nichts im Spektroskop erkennen können. Die Enttäuschung wäre dann sicher groß.

Wenn nicht genügend Geradsichtprismen vorhanden sind, so kann man die Schüler in Gruppen aufteilen und es wird von jeder Gruppe je ein Geradsichtprisma gebaut. Dies würde zugleich die Teamarbeit fördern.

Möglicherweise kann man statt eines großen, unhandlichen Spektroskops ein kleines „Taschenspektroskop“ (auch „Handspektroskop“ genannt) bauen. Dieses ist gleich aufgebaut wie das vorhin beschriebene Spektroskop, nur in weit kleineren Maßstab. Es ist viel leichter zu transportieren, da es so klein ist, dass es – wie der Name schon sagt – in die Hosentasche passt.



Handspektroskop

Das Bauen eines Spektroskops würde sicherlich ein bis zwei ganz Unterrichtseinheiten in Anspruch nehmen. Die Vorteile, die sich aber dadurch ergeben, sind, dass die Schüler einmal „wie Profis“ arbeiten können. Das Taschenspektroskop können sie zu Hause stolz herzeigen und sie haben einmal ihr physikalischer Wissen für den Bau eines Gerätes verwenden können. Außerdem lassen nachstehende Überlegungen leichter durchführen, wenn jeder Schüler ein eigenes Spektroskop hat.

Baut man kein Spektroskop mit den Schülern, sondern verwendet ein fertiges, so kann man noch in derselben Unterrichtseinheit mit dem Folgenden fortfahren, wenn man eines baut, so erst ein bis zwei Einheiten später.

Energieniveaus und Energieniveauschema

Versuch: Betrachten verschiedenster Lichtquellen mit dem Spektroskop

Material: Spektroskop, verschiedene Lichtquellen (z.B. Reuterlampe, Natriumdampfampe, Quecksilberdampfampe, Leuchtstoffröhre, Kerzenflamme, Sonne), Vorschaltgeräte für die einzelnen Lichtquellen, Schiene, Reiter;

Mit dem Spektroskop kann man nun das Licht einer Reuterlampe betrachten und man wird dasselbe kontinuierliche Spektrum erkennen, das man beim vorhergehenden Versuch am Schirm sehen konnte.

Nun kann man eine Natriumdampfampe und eine Quecksilberdampfampe aktivieren und die Schüler mit dem Spektroskop die Spektren dieser Lichtquellen betrachten lassen. Auch in die Beleuchtungseinrichtung des Physiksaals kann man die Schüler mit dem Spektroskop blicken lassen.

Die Schüler werden nun kein kontinuierliches Spektrum sehen, sondern ein Linienspektrum. Am Ende der Unterrichtsstunde kann man den Schülern die Frage mit auf den Weg geben, warum wohl nun ein Linienspektrum, kein kontinuierliches Spektrum zu erkennen ist. Die Schüler sollen keine Antwort liefern müssen, sie sollen sich lediglich Gedanken darüber machen.

Für den Fall, dass man mit den Schülern ein Spektroskop gebastelt hat, und somit jeder sein eigenes Spektroskop hat, kann man den Schülern auftragen, auf dem Weg nach Hause bzw. zu Hause verschiedene Lichtquellen mit dem Spektroskop zu betrachten.

In der nächsten Unterrichtseinheit kann man mit den Schülern besprechen, was sie mit dem Spektroskop beim Blick in verschiedenste Lichtquellen gesehen haben.

Dies dient gleichzeitig als Wiederholung und „sanfter“ Einstieg in die Unterrichtsstunde (schließlich sind die Schüler zu Beginn der Stunde mit ihren Gedanken oft noch ganz woanders als beim Unterricht).

Nun kann man die Schüler fragen, was sie sich als Grund für die einzelnen Linien und die fehlende Kontinuität im Linienspektrum vorstellen. Dadurch sind sie gedanklich gefordert und möglicherweise kommt sogar eine spannende Diskussion zustande, die ihr Interesse an Physik fördern kann.

Vielleicht erfassen manche Schüler durch diese Fragestellung bereits das Folgende von selbst: Offensichtlich ist, dass die Lampe nur bestimmte „Farben“ (Licht bestimmter Wellenlängen) emittieren kann.

Um den Schülern eine Hilfestellung bei der oben genannten Fragestellung zu geben, wiederholt man mit ihnen gemeinsam das ihnen bekannte Atommodell (Die Wiederholung kann durch ein Schüler-Lehrer-Gespräch erfolgen):

Atome bestehen aus einem Atomkern (enthält Protonen und Neutronen) und der Atomhülle, in der sich die Elektronen aufhalten. Den Bereich, in dem ein Elektron mit großer Wahrscheinlichkeit zu finden ist, nennt man *Orbital*.

Dieser Begriff sollte den Schülern schon aus dem Chemie-Unterricht bekannt sein. Man kann auch noch erwähnen, dass es nur wahrscheinlich ist, das Elektron im Orbital zu finden, es könnte aber theoretisch auch irgendwo im Weltraum sein. Durch diesen Satz wird dem Wort „wahrscheinlich“ Sinn verliehen, es könnte aber auch sein, dass er zu sehr vom eigentlichen Thema ablenkt und man ihn deshalb erst später bei einem anderen Thema (z.B. Atomphysik, 8.Klasse) erwähnen sollte.

Nun kann man mit seinen Erklärungen fortfahren. Währenddessen ist durch Rückfragen immer wieder zu überprüfen, ob die Kinder die Ausführungen soweit verstanden haben. Man kann außerdem die Kinder bitten, während der Erklärung noch nicht mitzuschreiben, da ihre Aufmerksamkeit nun wichtiger ist und danach erst das Wichtigste mit ihnen gemeinsam im Heft notieren.

Den Zustand, in dem ein Atom ohne besondere Strahlungseinwirkung ist, nennt man Grundzustand. Er ist der Zustand niedrig möglicher Energie des jeweiligen Atoms und ist charakteristisch für jedes Atom.

Führt man nun dem Atom eine bestimmte Energie zu, so können ein, oder mehrere Elektronen in einen Zustand höherer Energie gelangen. Das Atom insgesamt befindet sich dann in einen Zustand höherer Energie. Man sagt, das Atom wurde „angeregt“ bzw. es handelt sich um ein „angeregtes“ Atom.

Nun ist es so, dass nicht jeder Energiezustand für ein Atom möglich ist. Das Elektron kann nur durch ganz bestimmte Energien in ganz bestimmte höhere Energiezustände überführt werden. Man kann sich das sozusagen wie Stufen, „Energienstufen“, vorstellen. Man muss eine bestimmte Energie (im Falle der Stufen: Kraft) aufbringen, um das Elektron auf die nächste Stufe zu „heben“. Zwischen zwei Stufen gibt es nichts. Hat man nicht genügend Energie, so wird das Elektron nicht auf die nächste Stufe übergehen, sondern bleibt im Grundzustand. Hat man jedoch soviel Energie, und zwar genau soviel, dass man das Elektron nicht nur auf die erste Stufe, sondern gleich auf die zweite heben kann, dann

wird das Elektron mit einem Mal gleich auf die zweite Stufe übergehen. Genauso kann man die Überlegungen mit der dritten Stufe, mit der vierten, usw. fortführen.

Man muss aber bei einer Erklärung mithilfe dieses Gedankenmodells darauf achten, dass die Schüler dieses Stufenmodell nur als gedankliches Hilfsmittel nehmen, sich jedoch darüber bewusst sind, dass es nicht wirklich im räumliche Stufen geht, sondern eben um Zustände verschieden hoher Energie. (Es heißt nicht, dass die Ausdehnung eines Atoms zunimmt, nur weil es sich in einem angeregten Zustand befindet.) Man befindet sich bei diesem Gedankenmodell also im „Energieraum“.
Statt von Stufen könnte man natürlich auch von Ebenen sprechen.

Nun weiter mit der Erklärung:

Für die verschiedenen möglichen „Energienstufen“ hat sich der Name „Energieniveaus“ eingeprägt. Bei einem angeregten Atom befinden sich also ein oder mehrere Elektronen auf einem höheren Energieniveau als es der Grundzustand ist. Der Grundzustand bezeichnet also das für die Elektronen eines Atoms niedrigste mögliche Energieniveau (die unterste Stufe, bzw. den Boden und der ersten Stufe).

Im **Energieniveau-Schema** (auch **Termdarstellung** genannt) bezeichnet man deshalb die Energie des Grundzustand meist mit E_0 . Das heißt nicht, dass er die Energie 0 besitzt, 0 ist lediglich der Index, der anzeigen soll, dass es sich um den Energiezustand handelt, in dem ein Atom ohne äußere Energiezufuhr ist, also um den niedrigsten möglichen Energiezustand eines Atoms. Den nächst möglichen Energiezustand, das nächstmögliche Energieniveau, bezeichnet man mit E_1 , das wiederum nächste mit E_2 , usw.
Zeichnet man die verschiedenen möglichen Energieniveaus eines Atoms in einem Diagramm ein, auf dem auf einer Achse der Wert der Energie aufgetragen ist, so erhält man ein sogenanntes „Energieniveau-Schema“.

Was gibt so ein Energieniveau-Schema nun an?

Man kann dazu ein mögliches Energieniveau-Schema auf die Tafel zeichnen und die Kinder fragen, was das jetzt bedeutet und was man nun daraus ablesen kann. Dadurch kann man auch das Verständnis der Schüler für das bisher Erklärte überprüfen.

Das Energieniveau-Schema eines Atoms gibt an, wieviel Energieunterschied zwischen den einzelnen möglichen Energieniveaus besteht, d.h. wieviel Energie nötig ist, um ein Elektron von einem Energieniveau in ein anderes überzuführen.

Will man beispielsweise wissen, wieviel Energie man benötigt, um ein Elektron eines Atoms vom Grundzustand in den ersten angeregten Zustand zu bringen, so muss man die Differenz $E_1 - E_0$ bilden. Will man wissen, wieviel Energie beim Überführen des Elektrons vom dritten möglichen Energieniveau in das fünfte mögliche benötigt wird, so bildet man die Differenz $E_5 - E_3$.

Planck'sches Wirkungsquantum h

Nun kann man die Schüler fragen, was wohl passieren wird, wenn ein Atom eine Energiezufuhr erhalten hat und somit angeregt worden ist.

Wird es in diesem angeregten Zustand verharren?

Während man die Schüler überlegen lässt, kann man ihnen als Tipp das Streben der Natur nach einem „Energiminimum“ geben.

Ein Atom bleibt nur etwa 10^{-8} s in einem angeregten Zustand. Es will von selbst in den Zustand niedrigster Energie, den Grundzustand zurückkehren.

Dieses Streben nach einem Zustand niedrigster Energie, einem „Energiminimum“ sozusagen, unterliegt der gesamten Natur.

Wegen des Energieerhaltungssatzes kann sich aber keine Energie in „nichts“ auflösen. Es muss also jene Energie, die die Energiedifferenz des angeregten und des Grundzustands ausmacht, abgegeben werden. Man sagt: „Es wird Energie frei.“

Diese freie Energie entspricht, wie eben erwähnt, natürlich genau der Energiedifferenz der zwei entsprechenden Energieniveaus, sonst würde schließlich die Energieerhaltung nicht mehr stimmen.

Die jeweilige Energie wird in Form von Strahlung frei. Diese Strahlung kann Licht oder Wärme sein und muss nicht im sichtbaren Bereich des elektromagnetischen Spektrums liegen.

Bei der Rückkehr eines Atoms vom angeregten in den Grundzustand wird also ein Photon (= Lichtteilchen) frei.

Licht entsteht also in der Atomhülle, durch quantenhafte Emission.

(Das Licht selbst ein Teilchen (besser gesagt, ein Energiepaket) ist, wird erst in der 8. Klasse beim Kapitel „Quantenphysik“ ausführlich behandelt.)

Welche Wellenlänge, bzw. welche Frequenz hat aber nun die ausgesandte Strahlung?

Man hat experimentell festgestellt, dass die Frequenz der ausgesandten Strahlung der Energiedifferenz zwischen dem höheren und dem niedrigeren Energieniveau proportional ist. D.h.

geht ein Elektron vom höheren Energieniveau E_2 zurück in ein niedrigeres Energieniveau E_1 , so ist die Frequenz f der frei werdenden Strahlung proportional zu $E_2 - E_1$.

Es gilt die Beziehung:

$$E_2 - E_1 = h \cdot f$$

Der Proportionalitätsfaktor h heißt **Planck'sches Wirkungsquantum**. Er hat den Wert

$$h = 6,6 \cdot 10^{-34} \text{ Js}$$

Die Planck'sche Konstante ist gemeinsam mit der Lichtgeschwindigkeit die wichtigste Naturkonstante in der Physik des Mikrokosmos.

Bemerkung: Das Planck'sche Wirkungsquantum h kann man in der 8. Klasse mittels Beugung und Unschärferelation auch quantitativ bestimmen.

Je größer also die Energiedifferenz $E_2 - E_1$, desto höher ist die Frequenz der emittierten Strahlung.

Wenn also ein Elektron, das zuerst in einen sehr hohen Energiezustand angeregt wurde, direkt in den Grundzustand übergeht, so wird ein Photon höherer Energie frei, als wenn es vom ersten angeregten Zustand in den Grundzustand zurückkehrt.

Die Frequenz und die Wellenlänge sind über den Zusammenhang: $f \cdot \lambda = c$ gegeben.

Ist also die Frequenz fix, so auch die Wellenlänge. (Achtung: Das gilt genau genommen nur im Vakuum, im Medium ist ja λ auch noch von n abhängig: $\lambda_n = \lambda_0/n$, wobei λ_0 die Wellenlänge im Vakuum ist)

Welche Energieniveaus in einem Atom möglich sind, bestimmt also auch, welche Energie, also Strahlung welcher Wellenlänge (bzw. Frequenz) abgegeben werden kann. Bestimmte Atome können also nur Licht bestimmter Wellenlängen (bestimmte Farben) abgeben.

Das erklärt, warum wir ein Linienspektrum, kein kontinuierliches Spektrum gesehen haben.

Die Energie, die benötigt wird, um ein Elektron von einem Energieniveau in ein höheres anzuregen, kann durch Absorption eines Photons (Lichtteilchens) passender Energie oder durch Elektronenstoß (inelastische Streuung) aufgebracht werden.

Linienspektrum, Emissionsspektrum

Kurz kann man den Schülern noch erklären, was bei den vorhin verwendeten Gasentladungsröhren eigentlich geschieht:

In den beiden von uns im obigen Versuch verwendeten Gasentladungsröhren (Natriumdampf- und Quecksilberdampf-Flampe) wird die Methode des Elektronenstoßes verwendet.

In die Röhre, die im Lampengehäuse positioniert ist, wird Natriumdampf gebracht und erhitzt. Man hat somit heißes Gas in der Röhre. Nun legt man Spannung an und dadurch werden Elektronen beschleunigt. Diese stoßen dann auf ihrem Weg durch die Röhre auf die Na-Atome und geben ihnen ihre kinetische Energie ab. Dadurch werden die Na-Atome angeregt und bei dem Übergang zurück in den Grundzustand senden sie Licht aus. Aber eben nur Licht bestimmter Energie (bestimmter Wellenlänge, bestimmte Farben). Deshalb können wir nur einzelne Linien im Spektrum erkennen. Ein solches Spektrum nennt man **Linienpektrum**.

Analog funktioniert die Quecksilberdampf-Flampe. (Der Franck-Hertz-Versuch und somit die genauere Erklärung von Gasentladungsröhren folgt erst in der 8. Klasse beim Kapitel „Strukturforschung“ bzw. „Atomphysik“.)

Ein Spektrum, bei dem man sehen kann, welche Wellenlängen die entsprechenden Elemente emittieren können, nennt man allgemein **Emissionsspektrum**.

Ein Emissionsspektrum kann ein Linienpektrum aber auch ein kontinuierliches Spektrum sein.

Analog funktioniert die Quecksilberdampf-Flampe.

Das häufig in Schulen verwendete Physik-Buch „Physik 2“ von Sexl, Raab und Streeruwitz geht an das Thema „Emission und Absorption von Strahlung“ geschichtlich heran. Sie erläutern den Begriff Energieniveaus zuerst anhand des Bohr'schen Atommodells und verbessern dann diese Aussagen.

Obwohl ich normalerweise viel von einem geschichtlichen Zugang zu einem neuen Thema halte, finde ich es in diesem Fall eher unpassend, da sich die Schüler sonst zu sehr mit der Vorstellung von Atombahnen anfreunden und dann glauben könnten, die Elektronen springen beim Vorgang der Anregung von einer Bahn auf die andere.

Man kann ja im Nachhinein, falls noch Zeit bleibt, den Schülern den geschichtlichen Verlauf kurz erzählen.

Die Unterrichtseinheit wird nun wohl längst vorbei sein. Wichtig wäre jedoch, darauf zu achten, seine Erklärungen rechtzeitig zu beenden, um noch mit den Schülern das Wichtigste ins Heft notieren zu können, bzw. immer wieder die Erklärungen zu

unterbrechen und Notizen ins Heft zu machen. Während der Erklärungen sollten sich die Schüler aber aufs Hören und Denken, nicht aufs Schreiben konzentrieren. Die restlichen Erklärungen kann man ja in der nächsten Stunde weiterführen.

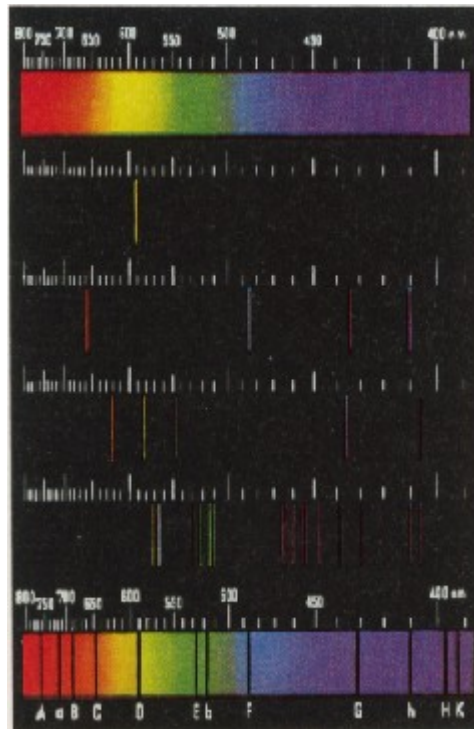
Sollte noch Zeit bleiben, oder wenn nicht, in der nächsten Stunde, würde ich den Erklärungen noch hinzufügen:

Weil jedes Element eine spezielle Anzahl von Elektronen hat, so hat es auch seine eigene, besondere Charakteristik der Energieniveaus. So erklärt sich, warum jedes Element ein anderes Linienspektrum erzeugt. So bestand etwa das Linienspektrum von Natrium aus zwei besonders starken Linien im gelben Bereich und zwei starken Linien im grünen und im roten Bereich. Dieses Linienspektrum und besonders gelb ist also typisch für Natrium.

Das Linienspektrum von Quecksilber zeigt eine intensive grüne, zwei gelbe und mehrere blaue Linien. Betrachtet man also ein Spektrum einer Lichtquelle, das im grünen Bereich eine sehr intensive Linie aufweist, so deutet das auf das vorhanden sein von Quecksilber hin.

Übrigens: Bei einer Sonnenfinsternis untersuchte man einmal das Emissionsspektrum der Gase, die auf der Sonnenatmosphäre sind. Dadurch entdeckte man das Element Helium.

Als endgültigen Abschluss dieser „Etappe“ kann man den Schülern den Auftrag mitgeben, noch einmal mit dem Spektroskop (falls sie jeder ein eigenes haben) verschiedenste Lichtquellen zu betrachten und sich die charakteristischen Linienspektren noch einmal genau anzusehen. Möglicherweise können sie sogar erkennen, um welches Element es sich bei der Lichtquelle handelt (z.B. geben manche Straßenlaterne gelbliches Licht ab, das weist auf eine Natriumlichtquelle hin; die Schüler können auch diverse Leuchtstoffröhren betrachten, Halogenlampen, normale Glühbirnen, etc.).



Das kontinuierliche Spektrum einer Glühlampe, die Linienspektren einiger Gase und das Sonnenspektrum mit den Fraunhofer'schen Linien.

Auch wenn die Theorie nun einer lange „Durststrecke“ ohne viele Experimente glich, so war es meiner Meinung nach dennoch wichtig, sie in einem Zug und in einer geschlossenen Form zu bringen, da alles vorhin Erklärte eng miteinander verwoben ist und eine Erklärung die anderen benötigt. Pausen würden in diesem Fall den roten Faden stören.

Nun kann die Theorie mit reichlich Experimenten untermauert werden und so die vorher so geblockte Theorie wiederholen und festigen.

Bei den Experimenten kann man die Schüler immer wieder um eine Erklärung bitten. Dadurch kann man ihr Verständnis für das bisher Erklärte überprüfen (ohne sie zu benoten, nur zur Kontrolle, ob man die Theorie gut genug erklärt hat, oder ob man noch etwas näher ausführen sollte) und außerdem kann man so die Schüler gedanklich fordern. Zuerst aber noch:

Spektralserien des H-Atoms und Ionisationsenergie:

Man kann nun noch mit den Schülern die Spektralserien eines Wasserstoffatoms besprechen. Dies kann gleichzeitig in gewissem Sinne als Wiederholung des bisher Gelernten dienen. Ich würde

dieses Kapitel jedoch nicht zu lange behandeln, da es mir nicht als so wesentlich und für das Weitere nicht unbedingt von Nöten erscheint. Es wird wohl in etwa eine halbe Unterrichtseinheit in Anspruch nehmen (inklusive der Erklärung der Ionisationsenergie).

Als Spektralserie bezeichnet man eine Reihe von Spektrallinien, die entstehen, wenn das angeregte (energiereiche) Elektron in ein bestimmtes energieärmeres Energieniveau übergeht.

Bei der Lyman-Serie (sie hat ihren Namen vom ihrem Finder) entstehen die Spektrallinien, wenn die Elektronen von irgendeinem höheren Energieniveau direkt in den Grundzustand ($n = 1$, n bezeichnet die Hauptquantenzahl, aus Chemie bereits bekannt) übergehen. Also von $n = 2$ zu $n = 1$, von $n = 3$ zu $n = 1$, von $n = 4$ zu $n = 1$, usw.

Die Balmer-Serie im Wasserstoff-Spektrum entsteht, wenn die Elektronen von irgendeinem höheren Energieniveau - noch bevor sie in den Grundzustand übergehen - in das Energieniveau $n = 2$ übergehen (das ist also der Zustand mit der nächsthöheren Energie nach dem Grundzustand).

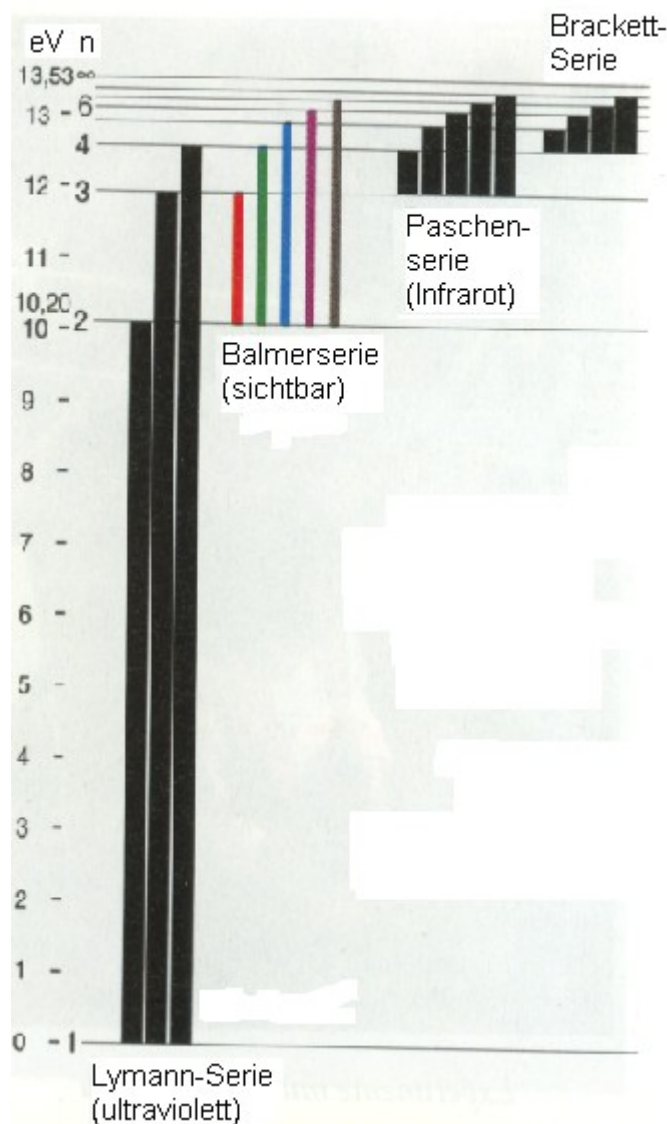
Also von $n = 3$ zu $n = 2$, von $n = 4$ zu $n = 2$, von $n = 5$ zu $n = 2$, usw.

Die Energie wird hier also sozusagen „stufenweise“ ausgesandt. War der angeregte Zustand $n = 4$, so wird zuerst ein Photon mit der Energiedifferenz der Niveaus $n = 4$ und $n = 2$ ausgesandt (Zwischenschritt) und schließlich ein Photon mit der Energiedifferenz der Niveaus $n = 2$ und $n = 1$ (Grundzustand).

Diese Serie ist sichtbar, weil die bei ihr ausgesandten Photonen und somit auch die Spektrallinien im sichtbaren Bereich der elektromagnetischen Spektrums liegen.

Bei der Paschen-Serie gehen die Elektronen der Lichtquelle von irgendeinem höheren Energieniveau in das Energieniveau $n = 3$ über und es entstehen so im Emissionsspektrum von Wasserstoff jene Spektrallinien, die den Namen „Paschenserie“ tragen. Also $n = 4$ zu $n = 3$, $n = 5$ zu $n = 3$, usw.

Bei der Brackett-Serie dann auf $n = 4$.



Das Termschema eines Wasserstoffatoms

Etwas verwirrend ist in dieser Skizze möglicherweise die Achsenbezeichnung. Die weiter rechts liegenden Zahlen bei der linken Achsenbeschriftung meinen die Hauptquantenzahl, die das jeweilige Energieniveau charakterisiert. Sie nummeriert die möglichen Energieniveaus durch. Gleich links daneben steht der Wert der Energie, den der jeweilige Energiezustand (das jeweilige Energieniveau) im Vergleich zum Grundzustand hat. Der Wert gibt also gleichzeitig auch die Energie an, die beim Übergang dieses Zustands in den Grundzustand frei werden würde.

Die Energiewerte sind in eV angegeben.

Elektronenvolt (eV) ist neben Joule eine sehr gebräuchliche Einheit für Energie. Sie wird verwendet, wenn es um relativ kleine Energien geht.

$$1 \text{ eV} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Versuch: Betrachtung des Spektrums von Wasserstoff

Hat man eine Gasentladungsröhre, die Wasserstoffgas enthält, so kann man die Schüler mit dem Spektroskop nun auch das Wasserstoffspektrum betrachten lassen.

Das dafür nötige Material ist:

Material: Schiene, Reiter, Wasserstoffdampfampe, Vorschaltgerät für Wasserstoffdampfampe, Spektroskop;

Man sollte die Schüler im Zuge dieses Versuchs darauf hinweisen, dass man den UV-Anteil der emittierten Strahlung nicht sehen kann, genauso wenig wie den infraroten und jeden anderen Bereich des elektromagnetischen Spektrums, der nicht dem sichtbaren Bereich entspricht. Man wird also mit einem normalen Schirm nie die Lyman-Serie, die Paschen und die Brackett-Serie zu Gesicht bekommen.

Führt man dem Atom so viel Energie zu, dass das Elektron die Coulombkraft, die zwischen dem positiv geladenen Kern und den negativ geladenen Elektronen wirkt, überwinden kann, so kann das Elektron das Atom „verlassen“, d.h. es ist nicht mehr an das Atom gebunden (symbolisch, $n \rightarrow \infty$). Das Atom ist nun positiv geladen, da es um ein Elektron weniger hat, als im neutralen Zustand. Man sagt, das Atom ist „ionisiert“. Die Energie, die mindestens nötig ist, um ein Atom zu ionisieren, nennt man **Ionisationsenergie**. Sie beträgt bei einem Wasserstoffatom im Grundzustand etwa 13,6 eV. Hinweis: Rekombinationsleuchten!

Kontinuierliche Spektren

Versuch: Betrachten des Sonnenspektrums und des Spektrums einer Glühlampe

Material: Spektroskop, Schiene, Reiter, Reuterlampe, Transformator (Vorschaltgerät für Reuterlampe);

Nun wird mit den Schülern nochmals mit dem Spektroskop das Spektrum einer Glühlampe (am besten jenes der Reuterlampe) und das Sonnenspektrum betrachtet.

Falls nicht schon längst von Seiten der Schüler die Frage gekommen ist, warum denn die Spektren einer Glühlampe und der

Sonne keine Linienspektren sind, sondern kontinuierliche, wird diese Frage jetzt durch diesen Versuch gestellt.

Glühende Gase unter niedrigem Druck senden Emissionsspektren aus, die diskontinuierlich sind. Glühende feste Körper und Flüssigkeiten, sowie glühende Gase unter hohem Druck senden ein kontinuierliches Spektrum, d.h. Strahlung in allen Frequenzbereichen aus.

Der Grund dafür liegt darin, dass bei geringem Molekülabständen (bei Festkörpern, Flüssigkeiten und Gasen unter hohem Druck ist der Molekülabstand geringer, als bei Gasen unter niedrigem Druck) durch Kopplung praktisch jeder Energiezustand vorkommen kann und daher Licht in allen Bereichen entsteht. Wenn man eine Spektralzerlegung vornimmt, so erhält man ein kontinuierliches Band aller Farben, die ineinander übergehen.

Die Sonne und auch Glühlampen senden also ein kontinuierliches Spektrum aus, weil sie eine große Anzahl unterschiedlichst angeregter Atome enthalten.

Um den Schülern zu zeigen, dass auch Gase, nämlich welche unter sehr hohem Druck, kontinuierliche Spektren aussenden können, kann man folgenden Versuch mit ihnen durchführen:

Versuch: Spektrum einer Hg-Hochdruckdampfampe

Material: Spektroskop, Schiene, Reiter, Hg-Hochdruckdampfampe, Vorschaltgerät für Hg-Hochdruckdampfampe;

Auch hier ist – wie oben bereits angekündigt – ein kontinuierliches Spektrum zu sehen.

Insgesamt wird man für den Bereich „Kontinuierliche Spektren“ eine Viertel bis halbe Stunde benötigen (schließlich muss man auch bedenken, dass jeder Schüler mit dem Spektroskop einmal jedes gezeigte Spektrum sehen will, es aber nie zwei Schüler gleichzeitig betrachten können.)

Absorptionsspektren

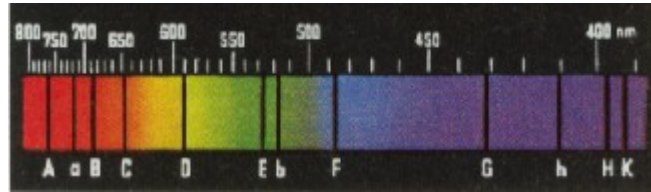
Versuch: Fraunhofersche Linien im Sonnenspektrum

Material: Spektroskop;

Mit dem Spektroskop betrachtet man noch einmal das Spektrum der Sonne. Diesmal weist man jedoch die Schüler darauf hin, dass

dünne, dunkle Linien im kontinuierlichen Spektrum der Sonne zu finden sind.

Die Frage nach dem „Warum“ taucht auf.



Die Fraunhofer'schen Linien
(dunkle Linien) im Sonnenspektrum.

Nun wird den Schülern ein Ausschnitt aus einem Bericht Fraunhofers zu den nach ihm benannten Linien vorgelesen.

Dies hat den Sinn, dass einerseits den Schülern das Problem noch einmal klar vor Augen geführt wird und andererseits sich die Schüler in der Geschichte der Physik und ihren Wissenschaftlern wiederfinden können. (Fraunhofer stand vor demselben Problem wie wir. Auch er fragte sich nach dem „Warum“. Wie ist Fraunhofer an dieses Problem herangegangen, um es zu lösen, oder fand er überhaupt keine Lösung?)

Im Jahre 1814 macht Joseph von Fraunhofer folgende Entdeckung, die er so beschreibt:

„In einem verfinsterten Zimmer ließ ich durch einen schmalen Spalt Sonnenlicht auf ein Prisma fallen. Ich wollte sehen, ob im Spektrum der Sonne helle Linien zu sehen sind, fand aber statt dessen zahllose Linien, die erheblich dunkler waren, als der übrige Teil des Spektrums. Einige schienen fast schwarz zu sein.“

Fraunhofer konnte dafür keine Erklärung finden.

Erst 45 Jahre später erkannte Gustav Kirchhoff, dass diese Linien durch Absorption des Lichtes in der Sonnenatmosphäre zustande kommen.

Wie können wir uns diesen Vorgang erklären?

Als Hilfe zur Beantwortung dieser Frage machen wir den folgenden Versuch:

Versuch: Absorptionsspektrum von Natrium

Dieser Versuch wird etwa 15 – 20 Minuten in Anspruch nehmen. Rechnet man die Zeit für die anschließenden Erklärungen und Ausführungen dazu, so wird man wohl mit etwa 40 Minuten bis hin zu einer ganzen Unterrichtseinheit rechnen müssen.

Material: Schiene, Reiter, Reuterlampe, Trafo (für Reuterlampe), Spalt,

Sammellinse ($f = 20 \text{ cm!}$), Geradsichtprisma, Bunsenbrenner (Gashahn nötig), Lochblende, Kochsalz (= Na), Schirm;

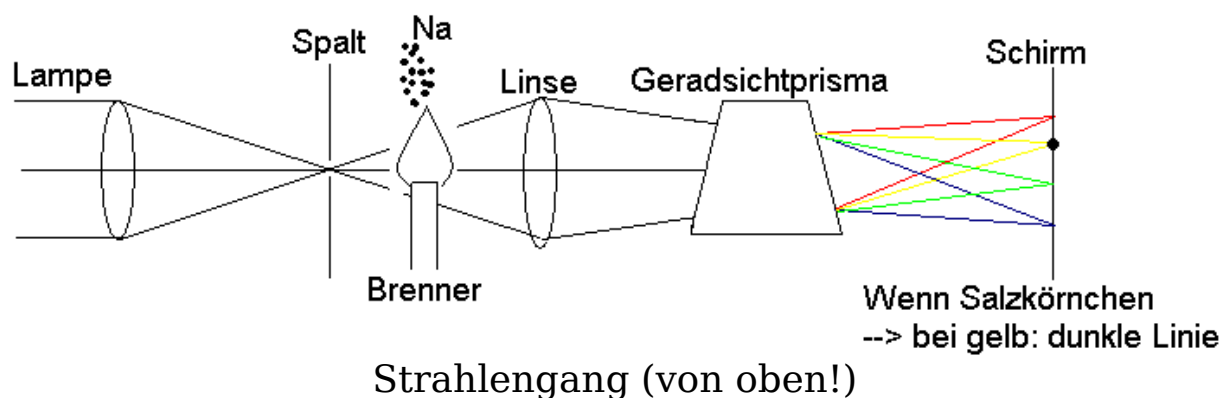
Hier gleicht der Aufbau jenem vom eingangs beschriebenen Versuch „Aufspaltung von weißem Licht durch ein Prisma“. Nur wird diesmal statt des Prismas ein Geradsichtprisma verwendet und mehr Abstand zwischen Spalt und Linse gelassen, (dass noch der Bunsenbrenner hineinpasst und nichts beschädigen kann).

Man erhält also am Schirm das kontinuierliche Spektrum der Reuterlampe.

Dann stellt man zwischen Spalt und Linse (so, dass durch die Flamme nichts beschädigt wird) den Bunsenbrenner auf und entzündet ihn.

Dann wirft man wieder Kochsalz in die Flamme und beobachtet, was am Schirm geschieht. (Ruhig viel Salz hineinwerfen, dass man den Effekt besser sieht.)

Ein Schüler soll das Salz hineinwerfen, die anderen sollen den Effekt im Durchlicht beobachten, da er da besser zu erkennen ist. Dann kann ja ein anderer Schüler den Schüler, der das Salz gestreut hat, abwechseln.



Man kann bei diesem Experiment ruhig die Schüler mitbauen lassen, da sie bereits vom Kapitel Optik mit dem Umgang von optischen Geräten wie Linsen und Prismen vertraut sind und außerdem beim Thema „Spektrum“ bereits gelernt haben, wie man ein schönes, scharfes Spektrum erhält. Außerdem wurde das auch bei dieser Arbeit zu Beginn wiederholt (siehe Versuch „Aufspaltung des Lichts durch ein Prisma“).

Tipp:

Wir haben sehr lange benötigt, bis der Versuch bei uns wirklich funktioniert hat. Dafür war der Effekt dann so schön zu sehen, dass sich die Arbeit allemal bezahlt gemacht hat.

Damit man sich die lange Vorbereitungsarbeit erspart, hier einige Tipps aus Erfahrung:

- Den Raum möglichst stark verdunkeln;

- Den Spalt etwas breiter stellen, sodass auch das Spektrum breiter wird und der Effekt besser erkennbar;
- Die Höhe des Bunsenbrenners so justieren, dass der heißeste Bereich der Flamme (ist unterster Bereich von Flamme, kegelförmig) auf Höhe der Abbildungsebene ist;
- Den Brenner so stellen, dass der Schlitz entlang der optischen Achse verläuft (Achtung: manche Reiter oder Halterungen sind schon etwas schief → mit Papier beim Lichtstrahl nachprüfen, ob er alle Geräte optimal passiert);
- Viel Salz in die Flamme streuen, dadurch wird der Effekt besser sichtbar.
- Nach vielem Ausprobieren gelangten wir zu folgenden Abmessungen, bei denen der Versuch glückte:
Reuterlampe, gleich danach Spalt (best. Breite einstellen), ca. 9 cm entfernt dann der Brenner, 17 cm vom Brenner entfernt die Linse ($f = 20 \text{ cm!}$), gleich hinter der Linse das Geradsichtprisma, Abstand Linse-Schirm: 190 cm → das Spektrum ist auf dem ganzen Schirm sichtbar.
- Weitere Verbesserungsmöglichkeit: Bunsenbrenner oder Spalt auf Verschiebereiter geben (der Brenner hängt nämlich leicht schief). Man kann sie dann so einstellen, dass sie wirklich optimal in der optischen Achse liegen, dass also alles wirklich in einer Ebene verläuft;

Man kann erkennen, dass im kontinuierlichen Spektrum der Reuterlampe im gelben Bereich eine dunkle Linie zu sehen ist, immer wenn man Salz (= Na) in die Flamme wirft.

Warum ist diese dunkle Linie genau im gelben Bereich zu finden, der ja gerade eben so charakteristisch für Natrium ist. (Das Emissionsspektrum von heißem Natrium-Gas weist eine besonders starke gelbe Linie auf.)

Die Schüler sollen nun überlegen, wohl bewusst, dass Fraunhofer an einer Antwort gescheitert ist. Man kann ihnen auch als Tipp geben, an das Energieniveauschema zu denken.

Wir haben erwähnt, dass beim Übergang von einem höheren Energieniveau in den Grundzustand genau die Energie frei wird, die benötigt wird, um das Elektron vom Grundzustand in den höheren Energiezustand zu bringen.

Das Atom kann also nur genau mit den Energien (Frequenzen) angeregt werden, die es auch abgeben kann. Licht kann also nur quantenhaft absorbiert werden, genauso wie es auch nur quantenhaft emittiert werden kann.

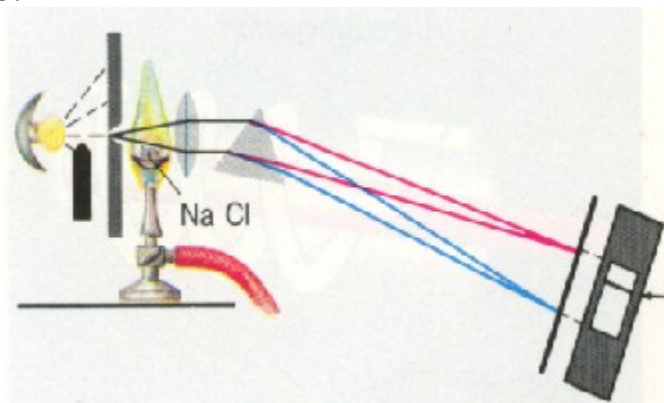
Speziell in diesem Versuch nun können also besonders die Photonen der Reuterlampe, die im gelben Bereich liegen, die gasförmigen Na-

Atome anregen. Die gasförmigen Na-Atome sind vorhanden, indem man Salz in die Flamme streut und dadurch das Na so stark erhitzt wird, dass es gasförmig wird. Die gelben Photonen aus dem Licht der Reuterlampe regen also die Na-Atome an und fehlen dadurch im Durchlicht. Die Na-Atome geben zwar schon beim Übergang zurück in den Grundzustand wieder viele gelbe Photonen ab, jedoch nach allen Richtungen, sodass sie im durchfallenden Licht größtenteils fehlen. Die Intensität der gelben Photonen in Vorwärtsrichtung ist daher so gering, dass man am Schirm nur dunkle Linien an deren Stelle erkennen kann.

Auch Kirchhoff hat beinahe denselben Versuch durchgeführt und ist so auf dasselbe Resultat wie wir gekommen. Auch von ihm kann man kurz was vorlesen, da die Schüler dadurch noch einmal das soeben durchgeführte Experiment vor Augen gehalten bekommen und auch mit anderen Worten beschrieben. (Oft hilft es den Schülern bei Verständnisproblemen die Ausführungen noch einmal „in anderen Worten“ zu hören.)

Kirchhoff schrieb:

„Ich entwarf ein Sonnenspektrum und ließ die Sonnenstrahlen, bevor sie durch den Spalt fielen, durch eine kräftige Kochsalzflamme treten. War das Sonnenlicht hinreichend gedämpft, so erschien eine helle, gelbe Linie im Spektrum (bedingt durch die Kochsalzflamme). Überstieg die Intensität des Sonnenlichts aber eine gewisse Grenze, so zeigte sich an dieser Stelle eine dunkle Linie, und zwar in viel größerer Deutlichkeit als ohne Kochsalzflamme.“



Skizze des Versuchs von Kirchhoff.

Die Na-Atome absorbieren das eingestrahlte gelbe Licht der Quelle und senden es nach allen Richtungen wieder aus. Im Spektrum macht sich dies in einer dunklen Lücke bemerkbar.

Die Natriumatome absorbieren gerade jenes Licht, das sie selbst auszusenden vermögen. Es entsteht im Spektrum anstelle der Natriumlinie ein dunkler Strich. Die Absorption ist umso größer und

somit die dunkle Linie im Spektrum deutlicher, je mehr Natriumatome vorhanden sind.

Man nennt ein solches Spektrum **Absorptionsspektrum**.



Typisches Absorptionsspektrum

Die Absorptionslinien (dunkle Linien) eines bestimmten Elementes weisen also auf dieselben Frequenzen (bzw. Wellenlängen) hin, wie die Emissionslinien, die das Element aussendet, wenn man es zum Beispiel erhitzt.

Es gilt also: Das Emissions- und das Absorptionsspektrum eines Elementes sind zueinander invers.

Nun aber noch einmal zurück zu den Fraunhofer'schen Linien. Man kann die Schüler fragen, ob sie denn nun eine Antwort auf die dunklen Linie im Sonnenspektrum wissen.

Auch hier sieht man das Absorptionsspektrum der jeweiligen Gase in der Sonnenatmosphäre. Das Sonnenlicht, das aus allen Frequenzen besteht, passiert auf seinem Weg zur Erde u.a. die Gase, die in der Atmosphäre der Sonne sind. Bestimmte Frequenzen werden dabei von den Gasen absorbiert, nämlich genau die, die für das jeweilige Gas typisch sind. Sie werden zwar wieder emittiert, aber in allen Richtungen, sodass sie im Durchlicht größtenteils fehlen. Man kann an ihrer Stelle dunkle Linien im sonst kontinuierlichen Sonnenspektrum erkennen.

Spektralanalyse

Da die Stellen, an denen die dunklen Linien auftreten, Rückschlüsse auf die Energien (die Frequenzen) geben, die nötig waren, um die Gasatome anzuregen und diese Energien charakteristisch für die jeweiligen Elemente sind, kann man daraus folgern, welche Gase sich wahrscheinlich in der Sonnenatmosphäre befinden.

Man erhält also durch ein Absorptions- bzw. Emissionsspektrum Aufschlüsse über die vorhandenen Elemente.

Diese Methode verwendet man bei der **Spektralanalyse**.

So kann man beispielsweise mehr über Sterne erfahren. Hier erhält man immer Absorptionsspektren, keine Emissionsspektren, da die

Sterne selber kontinuierliche Spektren aussenden, die aber durch die Gase in ihrer Atmosphäre dunkle Linien erhalten. Man erfährt also, indem man das von einem Stern ausgehende Absorptionsspektrum betrachtet, welche Gase sich wahrscheinlich in seiner Atmosphäre aufhalten.

Man kann den Schülern nun – falls man so etwas irgendwie auftreiben kann – ein Absorptionsspektrum eines Sterns zeigen und ihnen erklären, welche dunklen Linien bei diesem Spektrum auf welche Elemente hindeuten und wie somit Forscher Daten über diesen Stern gewannen.

Man zeigt den Schülern somit, dass sie durch das Gelernte schon die Methoden der Profis verstehen und auch schon bei „wirklich wichtigen Sachen“ mitreden können. Dadurch können sich Schüler wie richtige Physiker bzw. Astronomen fühlen und ihr Interesse an der Astronomie wird möglicherweise dadurch auch gefördert.

Mit dem Kapitel „Spektralanalyse“ wird eine Querverbindung zur Astronomie (Informationen aus dem Sternenlicht) und zur Chemie (Spektralanalyse) hergestellt.

Weitere Versuche:

Es folgen weitere Versuche, die das Gelernte untermauern sollen: Heiße Gase absorbieren, was sie emittieren können.

Die Schüler werden durch weitere Versuche noch mehr von der Richtigkeit der vorangegangenen Überlegungen überzeugt und ihr Wissen und ihre Erkenntnisse werden gefestigt.

Versuch: Natrium emittiert, was es absorbiert (2)

Material: Schiene, Reiter, Na-Dampflampe, Na-Trafo (in Serie schalten!), Bunsenbrenner (benötigt natürlich Gashahn), Kochsalz (= Na), Schirm;

Nachdem man die Na-Dampflampe aktiviert hat, kann man versuchen, ihr Licht möglichst scharf auf dem Schirm aufzufangen. Anschließend stellt man zwischen Lampe und Schirm einen Bunsenbrenner auf einen Reiter. Den Bunsenbrenner muss man an einem Gashahn anschließen (bei Gashahn Knopf nach unten drücken und dann drehen). Am Bunsenbrenner kann man zur Einstellung der Größe der Flamme einen Knopf drehen und eine

Scheibe verstellen. Nachdem man den Gashahn aufgedreht hat, entzündet man den Bunsenbrenner mit einem Streichholz (Vorsicht: ev. hohe Flamme). Nun streut man immer wieder Salz in die Flamme und beobachtet, was am Schirm währenddessen zu sehen ist. Man kann wieder ruhig viel Salz hineinwerfen.

Zuerst sieht man, durch die Na-Dampfampe und die Flamme bedingt, ein oranges Licht am Schirm. Sobald man aber Kochsalz in die Flamme wirft, sieht man eine große, dunkle Stelle am Schirm, einen Schatten.

Die Erklärung dafür ist, dass Na genau jenes Licht absorbieren kann, was es auch emittieren kann. Wirft man Kochsalz (=Na) in die Flamme, so verbrennt das Salz und man erhält ganz kurz Na-Dampf (das Salz wurde durch die Flamme erhitzt und gasförmig). Dieser Na-Dampf absorbiert das Licht, das von der Na-Dampfampe kommt, fast zur Gänze. Es bleibt deshalb nichts übrig und man sieht am Schirm kurz nichts, einen Schatten.

Genau jene Energien, die die Na-Atome in einen angeregten Energiezustand versetzen können, strahlen die Na-Atome auch wieder ab, wenn sie in den Grundzustand zurückkehren. Na kann also – genau wie jedes andere Element auch – nur genau jene Frequenzen emittieren, die es auch absorbieren kann.

Dieser Versuch wird etwa 10 Minuten der Unterrichtszeit in Anspruch nehmen.

Weiterer Versuch, der zeigt, dass Na absorbiert, was es auch emittieren kann, folgt beim Kapitel Fluoreszenz. Macht man dieses Kapitel nicht durch, so kann man diesen Versuch an der Stelle einfügen.

Einschub: Eigenschwingungen der Elektronenverteilung und Orbitale

Sollte ein Schüler jemals nach dem Grund dafür fragen, warum denn nur bestimmte Energiezustände (Energieniveaus) in einem Atom möglich seien, so kann man ihm zur Antwort einen Vergleich mit stehenden Wellen geben.

Wie wir bereits aus dem Kapitel stehende Wellen wissen, sind in einem begrenzten Bereich nur bestimmte Schwingungsmoden einer Welle möglich (Schwingungen eines Membrans). Auch hier gab es

die Fälle $n = 1$ (nur ein Schwingungsbauch), $n = 2$ (2 Schwingungsbauche), usw.

Ebenso ist es auch bei den Orbitalen. Es sind nur bestimmte Orbitale möglich (1s-Orbital, 2s-Orbital, 2p-Orbital, etc.) (Auch das Pauli-Verbot kann man an dieser Stelle eventuell erwähnen.)

Orbitale sind im Gegensatz zu Membranen dreidimensionale Gebilde. Es treten daher Knotenflächen auf, die wir so interpretieren können: Die Wahrscheinlichkeit, dort ein Elektron anzutreffen, ist Null. Die räumliche Anordnung und Form der Knotenflächen ist charakteristisch für die diskreten Energiewerte des Atoms, die wir in Anlehnung an die Eigenschwingungen der Membran sinngemäß als „Energie-Eigenwert“ bezeichnen. Im Atom sind also im stationären Zustand nur ganz bestimmte Formen der Elektronenverteilung möglich. Jeder dieser Formen entspricht ein genau festgelegter Energiewert des Elektrons im Atom. Wir nennen ihn Energie-Eigenwert.

Erwin Schrödinger war es, der die diskreten Energiewerte der Atome als Eigenschwingungen der Elektronenverteilung auffasste.

Die möglichen Energie-Eigenwerte sind eben in einem Energieniveauschema (Termschema) dargestellt.

Allzu genau würde ich diese Erklärungen jedoch nicht ausführen, da dieses Thema sowieso in der 8. Klasse (beim Kapitel „Atomphysik“) ausführlicher und somit verständlicher behandelt wird.

Es ist vielleicht besser, in der 7.Klasse darauf noch gar nicht einzugehen, da es die Schüler möglicherweise mehr verwirrt, als es ihnen weiterhilft.

Ob man dann tatsächlich dieses Kapitel auf Anfrage eines Schülers kurz erwähnt, oder es lieber bleiben lässt, muss man anhand der Schüler entscheiden. Hat man sehr interessierte, wissbegierige Schüler, die auch im Normalfall schnell Erklärungen verstehen, so kann man dieses Kapitel eventuell bereits in der 7.Klasse anschnitten, oder ausführlicher behandeln.

Einschub: Ende

Streuung von Licht – das Himmelsblau und der rötliche Sonnenuntergang

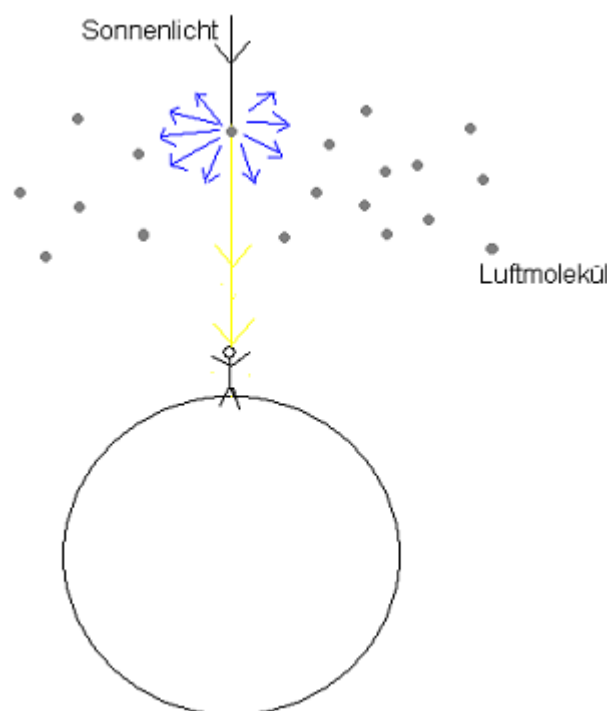
Nicht nur in der Sonnenatmosphäre (wie die Fraunhoferschen Linien zeigten), auch in der Erdatmosphäre tritt eine Absorption des Sonnenlichtes mit nachfolgender Reemission in allen Richtungen auf.

Ich würde dieses Kapitel auf jeden Fall noch im Unterricht bringen, da es ein Phänomen erklärt, das man jeden Tag sehen kann und nach dessen Grund sich die meisten Schüler wohl schon einmal in ihrem Leben gefragt haben.

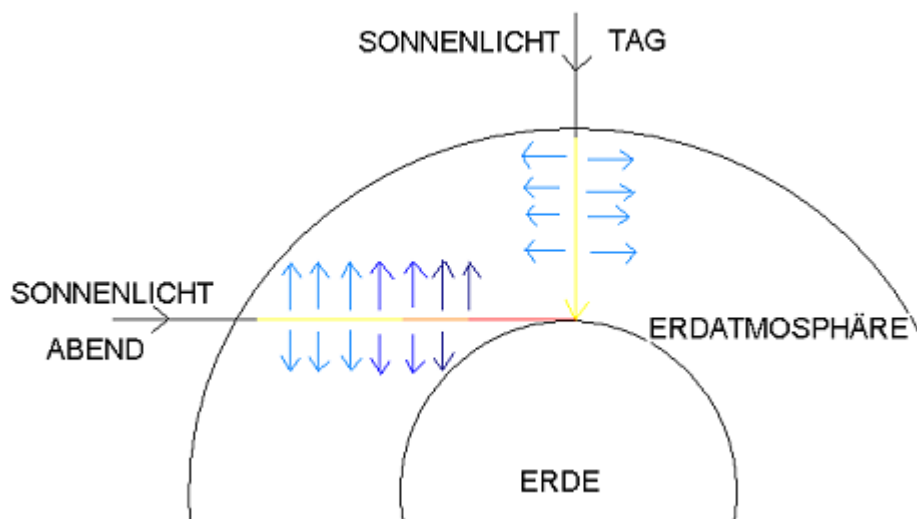
Blickt man in den Himmel, nachdem man dieses folgende Hintergrundwissen hat, so sieht man den Himmel plötzlich mit ganz anderen, mit physikalischen Augen. Er wird zu einem physikalisch interessanten, aufregenden Effekt – zumindest ist es mir als Schüler so gegangen. Und da viele Leute dieses Phänomen interessiert, können die Schüler ihr physikalisches Wissen kundtun und ihr Selbstbewusstsein und ihr Interesse gegenüber Physik wird dadurch möglicherweise gestärkt.

In Versuchsreihen konnte man beobachten, dass rotes Licht weniger gestreut wird, als blaues Licht. Diesem Effekt verdanken wir die blaue Himmelsfarbe.

Dringt das Sonnenlicht in die Erdatmosphäre, so wird es an den Luftmolekülen gestreut. Diese Streuung folgt dem Gesetz von Rayleigh: $I \sim 1 / \lambda^4$. D.h die Intensität der Streuung nimmt mit größerer Wellenlänge stark ab. Rotes Licht hat eine größere Wellenlänge als blaues Licht und wird somit weniger gestreut. Blicken wir zum Himmel hinauf, so sehen wir einen blauen Himmel, weil das blaue Licht am stärksten gestreut wurde. Die Sonne wirkt für uns gelb, was eine Mischung aus den weniger stark gestreuten Farben darstellt.



Geht die Sonne unter, so haben die Lichtstrahlen von ihr bis zu uns einen längeren Weg durch die Atmosphäre zurückzulegen. Sie werden also länger der Streuung an Luftmolekülen „ausgesetzt“. Die Wahrscheinlichkeit, dass es zu einer Streuung kommt, ist also höher. Es wird also noch mehr blau abgestrahlt. Der Abendhimmel erscheint somit tiefblau und die Sonne rötlich.



Versuch: Streuung des Lichts – „Himmelsblau“ und Sonnenuntergang

Material: Glasbehälter (quaderförmig, Grundfläche ist ein Rechteck), Holzklötz, Milch, Wasser, Taschenlampe oder Reuterlampe mit Vorschaltgerät, Schiene und Reiter;

Dieser Versuch ist besonders toll, da er mit einfachen Hilfsmittel auch gezeigt werden kann und man den Effekt wirklich deutlich sieht. Der zu zeigende Effekt geht bei diesem Versuch sicher nicht in den Geräten unter.

Man aktiviert die Reuterlampe und richtet sie auf den Glasbehälter (auf Holzklötz stellen), der mit Wasser gefüllt ist. Den Glasbehälter stellt man anfänglich so, dass er mit der kürzeren Seite seiner rechteckigen Grundfläche entlang der optischen Achse steht. Anschließend tropft man Milch in das Wasser hinein (ein paar Tropfen, nur ganz wenig!!!) und rührt um. So entsteht ein getrübbtes Wasser. Blickt man nun den Behälter im Durchlicht an, so sieht man eine gelbe Glühwendel. Blickt man von der Seite auf den Behälter, so kann man das gestreute blaue Licht erkennen.

Dreht man nun den Behälter so, dass er mit seiner längeren Seite entlang der optischen Achse steht, so sieht man im Durchlicht eine

bedeutend rötlichere Glühwendel als vorher. Ein Blick auf die Seitenflächen des Gefäßes zeigt wieder das gestreute blaue Licht. Man hat mit dieser Stellung des Gefäßes einen Sonnenuntergang simuliert. Das Licht legt nun im Gefäß einen längeren Weg zurück, mehr blaues Licht wird gestreut und die Glühwendel erscheint daher (ganz wie die Sonne am Abend) rötlich.

Man kann diesen Versuch auch mit einer Gummiplatte (ist quaderförmig, Grundfläche ist ein Rechteck, die Höhe ist ganz dünn) machen. Hält man diese Gummiplatte mit der Breitseite in Lichtrichtung in das weiße Licht, so sieht man auch hier, dass das blaue Licht zur Seite gestreut wird und im Durchlicht sieht man gelb. Das Licht wird an den Atome der Gummiplatte gestreut, wobei das blaue Licht am stärksten gestreut wird.

Dreht man nun diese Gummiplatte so, dass die Längsseite in Durchlassrichtung ausgerichtet ist, so sieht man, dass noch mehr blau gestreut wird und in Durchlassrichtung kann man einen roten Farbeindruck wahrnehmen.

Für diesen Versuch und der zugehörigen Erklärung wird man wohl mindestens 20 Minuten rechnen müssen (da man ja auch rechnen muss, dass die Schüler durch dieses alltagsbezogene Kapitel möglicherweise zu vielen Fragen angeregt werden).

Fluoreszenz und Phosphoreszenz

Obwohl das Thema „Absorption und Emission von Licht“ nun schon sehr ausführlich behandelt wurde, halte ich es dennoch für wichtig, dieses Kapitel zumindest noch „anzuschneiden“. Fluoreszenz ist ein spannendes Thema und hat außerdem reichlich Anwendungen in der Praxis gefunden. So verstehen die Schüler nach diesem Kapitel wieso ihr Leuchtmarker heller leuchtet als gewöhnliche Buntstifte und warum manche Waschmittel die Wäsche „weißer als weiß“ machen (die Erklärungen dazu folgen weiter unten).

Außerdem kann man mittels eines Fluoreszenzschirms den UV-Anteil einer Lichtquelle im Spektrum sichtbar machen (siehe weiter unten).

Je nach Interesse der Klasse an diesem Gebiet kann man dann die Ausführungen und die Versuche ausführlicher halten, oder nicht.

Aber einer Erwähnung ist dieses Kapitel auf jeden Fall wert.

Bringt man ein Atom oder Molekül (z.B. durch Absorption eines Photons $h \cdot f$ passender Energie oder durch Elektronenstoß) in einen energetisch angeregten Zustand E_i , so geht es von selbst (spontan) durch Emission eines Photons $h \cdot f_{ij}$ in einen tieferen Energiezustand E_j über (**Fluoreszenz**). Dieser Zustand E_j kann selbst noch über dem Grundzustand E_0 liegen und geht dann entweder durch weitere Photonenemission oder durch inelastische Stöße in den Grundzustand zurück.

Fluoreszenz heißt also diese vorher beschriebene spontane Emission von Strahlung.

Die Moleküle im optisch angeregten Niveau können durch Stöße eventuell in andere angeregte, aber *langlebige* Niveaus gebracht werden, die dann auch weiter durch Lichtemission deaktiviert werden. Diese langsame Lichtemission heißt auch **Phosphoreszenz**, weil sie bei der Anregung von Phosphor durch radioaktive Strahlung erstmals beobachtet wurde. Das Phänomen der Phosphoreszenz wird oft auch als „Nachleuchten“ bezeichnet.

Ein **Fluoreszenzschirm** hat den Zweck, unsichtbare Strahlung (z.B. UV-Strahlung) sichtbar zu machen. Er besteht aus einer Substanz, die die Eigenschaft hat, nach Anregung in einen höheren Energiezustand durch Absorption nicht gleich unter Aussendung von Strahlung in den Grundzustand zurückzukehren, sondern die absorbierte Energie „stufenweise“ auszusenden. Im angeregten Zustand E_i emittiert sie also zuerst ein Photon der Energie $E_{i,j}$ und geht dadurch in den Zustand E_j über, der aber noch etwas mehr Energie besitzt, als der Grundzustand. Dann kann dieser Vorgang wiederholt werden. Nach einmaligem, oder mehrmaligem Wiederholen (mehrere „Stufen“ möglich) befindet sich die Substanz schließlich wieder im Grundzustand.

Dieser Stoff absorbiert also Photonen höherer Energie, als die Photonen haben, die er dann aussendet (weil die Energie ja „stufenweise“ abgegeben wird). (Man kann hier wieder auf das eingangs erwähnte Modell von „Energienstufen“ zurückgreifen.) So kann eben ein sogenannter Fluoreszenzschirm etwa ultraviolette Photonen absorbieren, jedoch Photonen niedrigerer Energie, die somit im sichtbaren Bereich (oder darunter) liegen, emittieren. Wir können daher am Fluoreszenzschirm erkennen, wo die UV-Strahlung absorbiert wurde, d.h. wo sie aufgetroffen ist.

Ein Fluoreszenzschirm vermag also Photonen höherer Frequenz in Photonen niedrigerer Frequenz „umzuwandeln“.

Er macht außerdem nicht nur die UV-Strahlung sichtbar, sondern verstärkt auch bestimmte Bereiche des Spektrums (z.B. violetten Anteil des Spektrums). Genau an der Stelle jener Frequenzen im sichtbaren Bereich, die die Substanz, aus der der Fluoreszenzschirm besteht, anregen können, sieht man dann auch ein helles Leuchten zusätzlich zur Spektrumfarbe, weil eben dann

der Fluoreszenzschirm nicht nur die Spektrumfarbe reflektiert, sondern auch selbst an diesen Stellen Licht emittiert.

Dasselbe Phänomen, wie man es beim Fluoreszenzschirm erlebt, trifft man auch bei den sogenannten **Leuchtmarkern** an. Auch sie enthalten Stoffe, die wie der Fluoreszenzschirm stufenweise fluoreszieren, d.h. sie reflektieren nicht nur das Licht (so wie gewöhnliche Filz- oder Buntstiftfarben), sondern sie werden auch angeregt (z.B. durch den UV-Anteil im Sonnenlicht), selbst Licht bestimmter Frequenzen zu emittieren. Deshalb leuchten die Farben eines Leuchstifts so kräftig und der „Leuchtmarker“ hat sich wahrlich seinen Namen verdient.

Auch Papier hat oft, um weißer auszusehen, einen bestimmten Anteil an fluoreszierenden Stoffen. Das konnten wir auch im Praktikum beobachten, indem wir Papier ins Spektrum einer Hg-Dampflampe hielten und im Papier der UV-Anteil sichtbar wurde.

Die Fluoreszenz ist auch der Trick bei vielen Waschmitteln und Zahnpasten: Sie enthalten fluoreszierende Stoffe und deshalb wirken dann – mit gleichem Prinzip wie bei den Leuchtmarkern – die Zähne bzw. die Wäsche „weißer“ (heller) als sie eigentlich sind. Um das zu vermarkten, wird in der Werbung oft der Slogan verwendet: „Unsere Zahnpasta macht die Zähne weißer.“ bzw. „Unser Waschmittel macht die Wäsche weißer als weiß.“

Welche Materialien fluoreszierende Stoffe enthalten, erkennt man gut in der Disco im UV-Licht. Da eben die fluoreszierenden Stoffe oft UV-Licht sichtbar machen können, sieht man sie im UV-Licht leuchten (ein weißer Pullover hat dann plötzlich leuchtende Flecken, die Zähne leuchten, etc.).

Interessant ist noch, dass auch ein Geldschein faserförmige (wie Würmer aussehende) fluoreszierende Stoffe enthält. Das kann man angeblich nur sehr schwer fälschen. Prüft man nun den Schein mit einem Geldscheinprüfer, so wird der Schein mit UV-Licht beleuchtet und man kann das Phänomen der Fluoreszenz erkennen (schaut wie Würmer aus). Dadurch kann man also die Echtheit eines Scheins überprüfen.

(Wir probierten aus, ob man die Fluoreszenz und somit die würmerartigen Gebilde (fluoreszierende Fasern) auch im Sonnenlicht (Schein gegen die Sonne halten) erkennen kann. Dieser Versuch glückte jedoch nicht.)

Um wieder einen geschichtlichen Aspekt in den Unterricht zu bringen, kann man auch noch kurz Folgendes erwähnen:

Wie konnte man früher wissen, dass es auch UV-Licht gibt? Wie konnte man überhaupt wissen, dass es jenseits des sichtbaren Bereichs des Spektrums etwas gibt?

Man kann die Schüler selbst Ideen bringen lassen. Dadurch werden sie wieder gedanklich gefordert.

Man schmierte jenseits des roten Bereichs Wachs hin (also im – wie wir heute wissen – infraroten Bereich). Das Wachs schmolz. Man wusste also, dass auch hier Energie „deponiert“ wird.

Den UV-Bereich stellte man mittels Photoplatte fest.

Versuch: Licht von Glühlampe hat kaum einen UV-Anteil

Material: Schiene, Reiter, Reuterlampe, Transformator, Spalt, Sammellinse ($f = 5 \text{ cm}$), Prismenstisch, Glasprisma, Fluoreszenzschirm;

Der Aufbau ist wieder gleich wie beim Versuch „Aufspaltung weißen Lichts durch ein Prisma“, nur betrachtet man diesmal das Spektrum der Reuterlampe auf einem Fluoreszenzschirm. Dieser Schirm macht – wie oben schon beschrieben – UV-Licht sichtbar. In diesem Fall kann aber kein UV-Licht sichtbar gemacht werden, weil im Spektrum der Glühlampe kaum ein UV-Anteil vorhanden ist.

Bemerkung: Man muss hier übrigens den Kondensator der Reuterlampe herunterschrauben, da Glas UV- Licht größtenteils absorbiert (man kann beim Autofahren ja deshalb keinen Sonnenbrand bekommen).

Versuch: Fluoreszenzlicht im Na-Dampf – oder Na absorbiert, was es emittiert (3)

Material: Schiene, Reiter, Na-Dampf Lampe, Na-Trafo (Drossel, in Serie!), Hg-Dampf Lampe, Hg-Trafo, X (= namenloses Gerät: ist Gehäuse mit Glaskolben drinnen, in dem Natriumdampf ist, unter dem Glaskolben ist eine Heizung, um alles herum ist das Gehäuse);

Man beleuchtet mit der Na-Dampf Lampe das X, nichts passiert. Dann erhitzt man das X auf Stufe 9. Der Na-Dampf im Glaskolben in X wird immer heißer, es entsteht also heißer Na-Dampf. Heißer Na-Dampf kann – wie oben schon erwähnt – genau das absorbieren, was er auch emittieren kann. Der heiße Na-Dampf absorbiert also das Licht der Na-Dampf Lampe. Die Atome im heißen Na-Dampf werden also angeregt und strahlen beim Übergang in den Grundzustand wieder Photonen derselben Energie aus

(Fluoreszenz). Es wird daher vom Glaskolben aus nach allen Seiten oranges Licht abgestrahlt. Das kann man schön sehen. Man kann auch den Rauch (heißer Na-Dampf) im Glaskolben deutlich sehen.

Schließlich wechselt man die Beleuchtungslampe: man verwendet nun statt der Na-Dampflampe eine Hg-Dampflampe. (Achtung: auch das Vorschaltgerät (Trafo) wechseln!)

Man lässt dabei die Heizung im X weiterhin aufgedreht.

Beleuchtet man das X nun mit der Hg-Dampflampe, so kann man weder den Rauch (heißer Na-Dampf) im Glaskolben erkennen, noch irgendein Licht in alle Richtungen von X ausgehend leuchten sehen. Der Grund dafür ist, dass die Hg-Dampflampe Photonen anderer Energie als eine Na-Dampflampe abgibt. Diese Photonen haben nicht die passende Energie, um die Atome des heißen Na-Dampfes anzuregen. Der heiße Na-Dampf fluoresziert also nicht.

Bemerkung: Wahrscheinlich wird jedoch das X in einer Schule nicht vorhanden sein.

Versuch: Absorption des Uranglaswürfels im UV-Bereich

Material: Schiene, Reiter, Schiebereiter, Hg-Hochdruckdampflampe (HBO 200 W), Vorschaltgerät für Hg-Hochdruckdampflampe, Spalt, Sammellinse ($f = 15 \text{ !}$), Geradsichtprisma, 2 Würfel auf Halterung (der eine ist aus Glas, der andere aus Uranglas (ist gelblich)), Schirm (oder Fluoreszenzschirm);

Zuerst wird eine Versuchsanordnung wie bei „Aufspalten des weißen Lichts durch ein Prisma“ aufgebaut. Da die Schüler diese Versuchsanordnung mittlerweile schon bestens kennen, können sie beim Aufbau ruhig mithelfen bzw. ihn auch schon ganz alleine durchführen (sie können auch alles selbst aus der Materialsammlung holen).

Die Lichtquelle stellt aber diesmal nicht die Reuterlampe, sondern die Hg-Hochdruckdampflampe dar. Als Prisma verwenden wir der Einfachheit halber ein Geradsichtprisma.

Man kann dann am Schirm das kontinuierliche Emissionsspektrum von Hg (unter hohem Druck, weil in Hg-Hochdruckdampflampe ist ja Hg unter hohem Druck) erkennen.

Dann positioniert man die Würfel auf einem Schiebereiter zwischen dem Schirm und dem Spektrum, so dass man die Würfel entlang des Spektrums verschieben kann.

Der Würfel aus Uranglas ist – noch fernab vom Experiment – durchsichtig. Der Würfel aus Glas dient nur dem Vergleich. Glas ist natürlich immer durchsichtig.

Schiebt man die Würfel vor den roten Teil des Spektrums, so bleibt der Uranglaswürfel durchsichtig (das Spektrum am Schirm dahinter ist voll zu sehen). Schiebt man ihn jedoch vor den blauen bzw. violetten bzw. ultravioletten Teil des Spektrums, so beginnt er zu leuchten (zu fluoreszieren) und wird dadurch natürlich undurchsichtig (er wird milchig).

Die Energie, die die violetten (bzw. blauen, bzw. ultravioletten) Photonen haben, ist genau die Energie, die die Atome im Uranglas brauchen, um angeregt zu werden. Sie strahlen dann selbst stufenweise diese Energien wieder ab (Fluoreszenz). Man sieht daher dann den Uranglaswürfel grün leuchten. Da er aber dieses Licht in alle Richtungen abgibt, ist es im Durchlicht so schwach, dass man auf dem Schirm hinter dem Würfel nichts mehr sieht.

Betrachtet man das grüne Leuchten des Uranglaswürfels im Spektroskop, so kann man erkennen, dass das grün, das hier abgestrahlt wird, keine Spektralfarbe ist, sondern aus verschiedenen Farben besteht. Man sieht im Spektroskop ein kontinuierliches grün-gelb-rot-Spektrum. Es werden also verschiedene Farben abgestrahlt, die unser Gehirn dann zu grün „vermischt“.

Versuch: Fluoreszenz und Phosphoreszenz mit einem Fluoreszenzschirm

Material: Schiene, Reiter, Hg-Hochdruckdampfampe (HBO 200 W), Hg-Hochdruck-Trafo, Spalt, Sammellinse ($f = 15$), Geradsichtprisma, Schirm, Fluoreszenzschirm, UV-Filter, IR-Filter;

Man baut die Versuchsanordnung wie bei jener von „Aufspaltung des weißen Lichts durch ein Prisma“ auf (auch hier kann man die Schüler wieder selbst bauen lassen), nur verwendet man diesmal statt der Reuterlampe die Hg-Hochdruckdampfampe und der Einfachheit halber ein Geradsichtprisma.

Dann schraubt man noch den Kondensator der Hg-Hochdruckdampfampe herunter, weil ja Glas UV-Licht größtenteils absorbiert (man kann beim Autofahren ja deshalb keinen Sonnenbrand bekommen).

Betrachtet man nun das Spektrum auf einem normalen Schirm, so kann man nur den sichtbaren Bereich des Spektrums sehen. Hält

man aber an die Stelle des normalen Schirms einen Fluoreszenzschirm, so wird auch der UV-Bereich des Spektrums sichtbar (gelbes bzw. grünliches Leuchten in dem Bereich, wo UV-Licht auftrifft.)

Außerdem verstärkt der Schirm – wie oben erwähnt – auch bestimmte Frequenzen im sichtbaren Bereich. An diesen Stellen emittiert er ebenfalls Strahlung und die Bereiche erscheinen heller (violetter Bereich, etc.)

Diesen Versuch kann man mit der Reuterlampe nicht machen, da das Licht aus der Reuterlampe – wie bereits vorhin gezeigt – kaum einen UV-Anteil enthält.

Bei dem im Praktikum verwendeten Fluoreszenzschirm konnte man auch das Phänomen der Phosphoreszenz (weiter oben beschrieben) beobachten. Hielt man den Schirm zuerst in die Strahlen der Hg-Lampe (auch „Aufladen“ genannt) und entfernte man ihn dann daraus, so konnte man noch ein Leuchten auf dem Schirm erkennen, obwohl nicht mehr unmittelbar die Strahlung der Lampe auf den Schirm eintraf.

Dieses Nachleuchten verschwand nach ca. einer Sekunde.

Man könnte auch mit einer speziellen Versuchsdurchführung feststellen, dass das Nachleuchten im roten Bereich schneller abklingt, als im blauen Bereich. Im infraroten Bereich klingt es noch schneller ab, als im roten. Um diesen Effekt gut beobachten zu können, würde man aber angeblich einen Zinksulfidschirm benötigen. Da dauert das Nachleuchten nämlich länger an.

Man konnte den Versuch auch durchführen, indem man einen UV-Filter direkt nach der Lampe anbringt und danach den Schirm. Ein UV-Filter lässt nur UV-Licht durch. Verwendete man nun einen normalen Schirm, so war kaum etwas zu sehen (ein bisschen etwas sah man trotzdem, da der UV-Filter auch ein bisschen violettes Licht durchlässt und außerdem auch ein wenig fluoreszierende Stoffe enthält, so wie jedes Papier (siehe oben)). Verwendete man nun den Fluoreszenzschirm, so sah man es ganz stark grün leuchten und beim Weggeben sah man auch das Nachleuchten. Verwendete man anschließend statt des UV-Filters einen IR-Filter, so war auch am Fluoreszenzschirm nichts mehr zu sehen. Dieser Fluoreszenzschirm wandelt nämlich infrarotes Licht nicht in sichtbares Licht um.

Laserlicht

Auch der Aufbau und Zweck eines Lasers findet in Kapitel „Emission und Absorption von Licht“ seinen Platz, da auch beim Laserlicht Atome durch Absorption von Licht angeregt und so zum emittieren von Licht veranlasst werden. Nur geschieht das hier in einer ganz bestimmten Weise, die im Folgenden kurz geschildert wird, bei näherem Interesse der Klasse aber auch ausführlicher behandelt werden kann.

Auch eine Exkursion zu einer Firma, die Laser erzeugt oder wartet, ist möglich. So gibt es beispielsweise in meiner Gegend eine Ein-Mann-Firma „Industrie Laser Service“, die Laser verschiedenster Firmen zur Wartung und Reparatur überhat. Der Chef ist, soweit ich ihn einschätzen kann, sicherlich für eine Demonstration eines Lasers vor einer Klasse zu gewinnen. Da viele Firmen mit sehr großen Lasern arbeiten (nicht mit kleinen Laserpointern wie sie in der Schule vorhanden sind), hat man dort auch einen Einblick in den Aufbau eines Lasers und die Funktion der einzelnen Bestandteile. Außerdem hat man einen Fachmann (der Chef hat Physik-Diplom studiert und sich später auf Laser spezialisiert) vor Ort, den die Schüler noch weitere Fragen stellen können.

Sollte man wirklich eine Exkursion zu dieser Firma machen, so sollte man aber den Laser schon vorher im Unterricht genauer behandeln (etwa 1 Stunde). Sonst geht der Zweck der Exkursion verloren.

Wenn nicht, so reicht es wenn man das Kapitel nur innerhalb einer viertel Stunde erwähnt.

Die genaue Adresse der Firma lautet:

Industrie Laser Service

Obere Hauptstraße 61

A – 2223 Hohenruppersdorf

Tel.: 02574/8965 Fax: 8975

Laser steht für „Light Amplification by Stimulated Emission of Radiation“, das bedeutet so viel wie: „Licht-Verstärkung durch stimulierte Emission von Strahlung“.

Stimulierte Emission von Strahlung: Dies ist die Umkehrung der Absorption. Energie wird den Atomen zugeführt, sodass sich ihre Elektronen auf höheren Energieniveaus befinden (dies nennt man Herstellen einer Besetzungsinversion durch „(optisches) Pumpen“). Diese Energie wird zum Beispiel von einer Blitzlampe geliefert. Wird nun auf ein so angeregtes Atom Licht gestrahlt, kommt es zur stimulierten Emission. Ein Lichtteilchen stimuliert also das Wechseln des Elektrons auf einen niedrigeren Zustand, wodurch Licht ausgestrahlt wird. Das ausgestrahlte Licht entspricht dabei dem eingestrahlt (in Frequenz, Phase, Polarisation und Ausbreitungsrichtung) und verstärkt dieses dadurch. In einem Laser werden dabei sehr viele Atome zur Emission angeregt,

wodurch diese lawinenartig einsetzt. Damit möglichst viele Atome an diesem Prozess teilnehmen, läuft das Licht einige Male über Spiegel hin und her. An einer Seite an der die Verspiegelung dünner ist kann das Licht austreten. Das ausgesandte Licht ist einfarbig, parallel und kohärent (= zusammenhängend).

Eventuell kann man auch einen Laser bauen um dessen Funktionsweise besser klarzumachen:

Zu verwendendes Material:

1 Fabry-Perot Resonator, 1 Medium in dem Besetzungsinversion und stimulierte Emission stattfindet (aktives Medium), 1 „Pumpquelle“

Die Anwendungen des Lasers spielen beim Kapitel „Interferenz und Beugung“ eine große Rolle. Da eben das Laserlicht so hochgradig kohärent ist, eignet es sich bei vielen Interferenzversuchen besser, als beispielsweise das Licht einer Reuterlampe.

Nachdem die Funktionsweise des Lasers verstanden ist, kann man eventuell den Schülern noch einige Anwendungen des Lasers demonstrieren. So kann man etwa mit Laserlicht sogenannte „Hologramme“ herstellen. Ich würde diese Versuche aber erst beim Kapitel Interferenz vorschlagen, da das Phänomen der Interferenz bei der Erstellung eines Hologramms eine bedeutende Rolle spielt.

Farbsehen

Gleich im Anschluss an das Kapitel „Emission und Absorption von Licht“ würde ich das Kapitel „Farbsehen“ bringen, da hier die Absorption und Emission von Licht den wesentliche Faktor darstellt. Nähere Ausführungen zum Kapitel Farbsehen, sowie auch zur additiven und subtraktiven Farbmischung und Versuche dazu kann man in meinem Protokoll „Das Spektrum“ nachlesen.

Anhang:

Aus dem **LEHRPLAN** der **7. Klasse AHS**
(Gymnasium und Realgymnasium (da aber 6. Klasse))

12. Emission und Absorption von Licht

Voraussetzungen:

Einfaches Atommodell, Begriff der Frequenz

Grundgedanke:

Licht entsteht in der Atomhülle.

Lernziele:

Kenntnis der quantenhaften Emission und Absorption des Lichtes;

Kenntnis des Zusammenhanges von Frequenz und Energieübergang in der Atomhülle.

Lerninhalte:

Energieniveauschema (allenfalls Pauli-Verbot), Spektralserien ($E = hf$), Ionisationsenergie, kontinuierliches Spektrum und Linienspektrum.

Charakteristische Versuche:

Betrachtung des Spektrums eines glühenden festen Körpers und von Gasentladungsröhren.

Laserversuche.

Anwendungen und Querverbindungen:

Physik: Atombau und Spektrallinien.

Astronomie: Information aus dem Sternenlicht, Spektralklassen.

Chemie: Spektralanalyse.

Vorangehende Kapitel:

10. Schwingungen

11. Wellen

Nachfolgendes Kapitel:

13. Die Ausbreitung des Lichtes