

Emissionsspektren verschiedener Haushaltslampen

Aufgabe 1)

Beschreiben Sie die Form der Emissionsspektren von Glühlampe, LED und der Energiesparlampe und begründen Sie die Unterschiede.

Die Glühlampe zeigt ein breites, glattes Emissionsspektrum vom infraroten bis in den blauen Spektralbereich, das Maximum liegt im orangenen Bereich. Die LEDs zeigen ein deutlich schmaleres Spektrum im sichtbaren Bereich, teilweise mit einzelnen breiten Linien (Banden); das Maximum liegt jeweils im roten bzw. orangenen Spektralbereich. Das Spektrum der Energiesparlampe besteht aus vielen einzelnen Linien im sichtbaren Bereich, die höchsten Linien liegen im roten Bereich.

Aufgabe 2)

Begründen Sie, warum Energiesparlampe und LED deutlich effizienter sind als die Glühlampe.

LED und Energiesparlampe emittieren praktisch nur im nutzbaren, also sichtbaren Bereich, während die Glühlampe bis weit in den infraroten Bereich emittiert, d.h. Energie in Form von Wärme abgibt.

Aufgabe 3)

Begründen Sie, warum der Farbeindruck einer Glühlampe besser ist als der einer LED und dieser besser als der einer Energiesparlampe.

Die Glühlampe emittiert alle Farben, während die LED nur einen Teil des sichtbaren Spektrums abdeckt und die Energiesparlampe mit ihren schmalen Linien noch weniger. So können nicht alle Farben der beleuchteten Objekte wiedergegeben werden.

Emissionsspektren einer Glühlampe

Aufgabe 1)

Beschreiben Sie das Emissionsspektrum der Glühlampe und vergleichen Sie es mit den Spektren der Spektralröhren (V16-01a).

Die Glühlampe weist ein breites Emissionsspektrum über den gesamten sichtbaren und bis in den infraroten Spektralbereich auf, während die Spektralröhren alle schmale Linien aufweisen, manche nur eine, manche mehrere Linien.

Aufgabe 2)

Beschreiben und vergleichen Sie die Spektren bei unterschiedlichen Spannungen am Netzgerät (Auto-Gain ausgeschaltet). Berücksichtigen Sie dabei auch die Reflexion an der Halterung des Lichtleiters.

Erhöht man die Spannung, leuchtet die Lampe heller (stärkere Reflexion an der Halterung) und das Maximum des Spektrums steigt.

Aufgabe 3)

Beschreiben und vergleichen Sie die Spektren bei unterschiedlichen Spannungen am Netzgerät, diesmal mit eingeschaltetem Auto-Gain. Erläutern Sie die Bedeutung der Veränderung des Spektrums in Hinblick auf das Leuchtmittel.

Erhöht man die Spannung, verschiebt sich das Maximum des Spektrums vom infraroten in den orangenen Spektralbereich. Dies bedeutet, die Strahlung wird energiereicher, die Lampe wird also heißer.

Aufgabe 4)

Recherchieren und erläutern Sie kurz die Begriffe Planck'sches Strahlungsgesetz und Ultraviolett katastrophe.

Das Planck'sche Strahlungsgesetz gibt die Verteilung der elektromagnetischen Energie der Wärmestrahlung eines schwarzen Körpers in Abhängigkeit von der Wellenlänge oder der Frequenz der Strahlung an. Es basiert auf der Annahme, dass Energie nur in „Paketen“ (Quanten) und nicht kontinuierlich übertragen werden kann. Die vorausgegangenen Modelle ergaben eine gegen unendlich strebende Energie bei kleinen Wellenlängen, was Ultraviolett katastrophe genannt wird. Dies wird allerdings nicht beobachtet.

Emissionsspektren von LED

Aufgabe 1)

Beschreiben Sie die Spektren der LEDs. Vergleichen Sie dazu die Lichtfarbe der ausgewählten LED mit dem entsprechenden Spektrum.

Die Spektren bestehen jeweils hauptsächlich aus einer breiten Linie (Bande). Diese liegt jeweils im Spektralbereich, den die LED ausstrahlt, d.h. die Bande der roten LED liegt im roten Spektralbereich.

Aufgabe 2)

Erläutern Sie das Spektrum der untersten LED und vergleichen Sie mit dem Lichtfarbeindruck

Die Bande der untersten LED liegt im infraroten Spektralbereich. Dieser ist nicht sichtbar und daher gibt es keinen Farbeindruck.

Aufgabe 3)

Vergleichen Sie das Spektrum der gelben LED mit dem Spektrum des Sonnenlichtes. Unsere Sonne ist ein sogenannter Gelber Zwergstern, erscheint also ebenfalls gelb bzw. aufgrund der hohen Lichtintensität gelbweiß. Erläutern Sie die Entstehung des Farbeindrucks in beiden Fällen.

Die Bande der gelben LED liegt im gelben Bereich, dadurch wird der gelbe Farbeindruck erzeugt. Beim Sonnenlicht liegt das Maximum der Emission im grünen Bereich. Da das Sonnenspektrum aber über den gesamten sichtbaren Bereich verteilt ist, also auch (relativ geringe) blaue und vor allem rote Anteile hat, ist der gesamte Farbeindruck des Sonnenlichts durch Farbmischung gelb.

Emissionsspektren von Bildschirmfarben

Aufgabe 1)

Beschreiben und vergleichen Sie die Emissionsspektren der roten, grünen und blauen Bildschirmbereiche. Erläutern Sie den Zusammenhang zwischen Spektrum und Farbeindruck.

Die Spektren der jeweiligen Bildschirmfarbe weisen eine breite Linie (Bande) im Spektralbereich der jeweiligen Farbe auf. Der Farbeindruck entsteht direkt durch die einfarbigen Linien.

Aufgabe 2)

Beschreiben und vergleichen Sie die Emissionsspektren der gelben, magenta- und cyanfarbenen Bildschirmbereiche. Erläutern Sie den Zusammenhang zwischen Spektrum und Farbeindruck.

Die Spektren der jeweiligen Bildschirmfarbe weisen je zwei breite Linien (Banden) in den Spektralbereichen der jeweiligen Farbe auf (grüne und orange Linien für Gelb, blaue und grüne Linien für Cyan). Die Linien für Magenta liegen im blauen und orangenem Bereich. Der Farbeindruck entsteht durch Mischung der Linienfarben.

Aufgabe 3)

Beschreiben und vergleichen Sie die Emissionsspektren der weißen und schwarzen Bildschirmbereiche. Erläutern Sie den Zusammenhang zwischen Spektrum und Farbeindruck.

Das Spektrum des weißen Bereichs besteht aus drei breiten Linien (Banden) im blauen, grünen und rotorangenen Spektralbereich. Der Farbeindruck entsteht durch Mischung dieser drei Farben. Der schwarze Bereich weist keinerlei Emission auf, was die Abwesenheit jedes Farbeindrucks erklärt.

Emissionsspektren von Spektralröhren

Aufgabe 1)

Beschreiben Sie die Emissionsspektren am Beispiel von Helium (He). Begründen Sie die Form des Spektrums. Vergleichen Sie das Spektrum mit dem Licht der Röhre.

Das Spektrum weist schmale Emissionslinien auf, die höchste Linie im gelben Bereich. Jede Linie wird durch einen elektronischen Übergang zwischen diskreten Energieniveaus der Atomhülle erzeugt. Der Farbeindruck des Lichts ist rötlich durch die Mischung des Farbeindrucks der gelben Linie und den roten Linien.

Aufgabe 2)

In der Quecksilberröhre (Hg) ist ein weiteres Gas enthalten. Dies dient der leichteren Zündung der Gasentladung. Begründen Sie durch Vergleich mit den anderen Röhren, um welches Gas es sich handelt.

Da die Linien des Argons (Ar) im Spektrum der Quecksilberröhre auftreten, handelt es sich bei dem Zündgas um Argon.

Aufgabe 3)

Vergleichen Sie die Spektren von Wasserstoff (H₂) und Helium (He). Stellen Sie eine Vermutung auf, warum das Spektrum von He sehr schmale Linien aufweist, während im Spektrum von H₂ eher breite Banden sichtbar sind. Informieren Sie sich ggf. im Exkurs Struktur der Materie.

Da Wasserstoff molekular vorliegt, sind die Spektrallinien aufgespalten aufgrund der Aufspaltung der molekularen Orbitale. Helium liegt atomar vor, weist also keine Aufspaltung und somit schmale Linien auf.

Flammenspektroskopie

Aufgabe 1)

Beschreiben Sie das grundsätzliche Erscheinungsbild der Spektren und vergleichen Sie das jeweilige Spektrum mit der Farbe der zugehörigen Brennerflamme.

Die Spektren weisen entweder schmale Linien, aber teilweise auch breitere Banden auf. Der Farbeindruck der Brennerflamme entspricht der additiven Mischung der Farben der Einzellinien.

Aufgabe 2)

Erläutern Sie, warum mittels der Emissionsspektrometrie Rückschlüsse auf die in der Probe enthaltenen Elemente gezogen werden können. Beziehen Sie dafür den Aufbau der Elektronenhülle ein.

Die Emissionslinien entsprechen elektronischen Übergängen in der Elektronenhülle der Stoffe. Da die Energiedifferenzen und somit die Linien stoffspezifisch sind, können so Rückschlüsse auf die enthaltenen Elemente gezogen werden.

Aufgabe 3)

Vergleichen Sie die Spektren von Kaliumchlorid (KCl) und Lithiumchlorid (LiCl). Erläutern Sie, welche Aussage man über das Emissionsspektrum von Chlorid treffen kann.

Beide Substanzen weisen jeweils eine intensive Linie auf, die jeweils vom Kalium bzw. Lithium herrührt. Da keine Linie in beiden Spektren vorkommt, liegen die Linie(n) des Chlorids entweder in einem nicht untersuchten Spektralbereich oder es kommt zu keiner Anregung des Chlorids durch die Brennerflamme.

Transmissionsspektren

Aufgabe 1)

Beschreiben Sie allgemein das Transmissionsspektrum ohne und mit Absorber mit dem jeweiligen Farbeindruck.

Ohne Absorber zeigt das Spektrum maximale Intensität über alle Wellenlängen. Wenn ein Absorber eingesetzt wird, werden nur noch die durchgelassenen, also nichtabsorbierten Lichtanteile angezeigt. Diese ergeben auch den Farbeindruck.

Aufgabe 2)

Beschreiben Sie das Spektrum von Cola und vergleichen Sie es mit dem Farbeindruck der Flüssigkeit.

Cola absorbiert fast alle Lichtanteile bis auf einen Rest im dunkelroten Spektralbereich. Dadurch ergibt sich auch der dunkelrote, fast schwarze Farbeindruck.

Aufgabe 3)

Beschreiben Sie das Spektrum von Fluorescein und vergleichen Sie es mit dem Farbeindruck der Flüssigkeit.

Das Spektrum von Fluorescein zeigt eine starke Absorption im blaugrünen Spektralbereich. Der Farbeindruck der Flüssigkeit ist trotzdem relativ grün als Mischfarbe aus den transmittierten blauen, grünen und roten Farbanteilen.

Aufgabe 4)

Vergleichen Sie die Erzeugung des Farbeindrucks durch Transmission bzw. Absorption mit der durch Emission (z.B. hier und hier).

Bei der Absorption werden Teile des (weißen) Lichtes absorbiert. Der Farbeindruck wird durch die Mischung der nichtabsorbierten, also transmittierten (oder reflektierten) Teile des Lichtes bestimmt. Bei der Emission wird der Farbeindruck durch die Mischung der emittierten Lichtanteile erzeugt.

Aufgabe 5)

Stellen Sie eine begründete Vermutung auf, in welchem Bereich des sichtbaren Lichts die für die Messung der flüssigen Proben verwendete Küvette absorbiert.

Da die Küvette farblos und sehr transparent, d.h. lichtdurchlässig, erscheint, absorbiert die Küvette kaum im sichtbaren Spektralbereich.

Aufgabe 5)

Recherchieren und erläutern Sie den Begriff Notch-Filter (Kerbfilter) und beschreiben Sie das Spektrum des entsprechenden Absorbers.

Ein Notch-Filter filtert einen schmalen Spektralbereich aus. Hier ist dies der Bereich von 580 nm bis 680 nm, was einen blauen Farbeindruck erzeugt.

Fraunhofer-Linien im Sonnenspektrum

Aufgabe 1)

Beschreiben Sie die Veränderung des Spektrums auf dem Monitor, wenn Sie das Rollo hochschieben, und begründen Sie.

Die Intensität des Spektrums steigt, je höher das Rollo geschoben wird, weil mehr Sonnenlicht in das Spektrometer gelangt.

Aufgabe 2)

Beschreiben Sie die grundsätzliche Form des Sonnenspektrums und nennen Sie die Art eines solchen Spektrums.

Das Sonnenspektrum ist ein thermisches Spektrum. Es weist ein breites Maximum im grünen Spektralbereich auf mit einer vergleichsweise steilen Flanke im blauen Bereich und einer langgezogenen Flanke bis in den Infrarotbereich. Das Spektrum ist relativ stark durch Absorptionsbanden strukturiert.

Aufgabe 3)

Vergleichen Sie das Sonnenspektrum mit den eingeblendeten Fraunhofer-Linien.

Viele der Fraunhoferlinien liegen im Bereich von Absorptionsbanden im thermischen Sonnenspektrum.

Aufgabe 4)

Die Sonne ist ein Gelber Zwergstern. Beurteilen Sie diese Klassifizierung begründend im Hinblick auf das Sonnenspektrum.

Das Emissionsmaximum der Sonne liegt im grünen Spektralbereich. Da aber ein Teil im blauen und ein großer Teil im roten Bereich liegen, ergibt sich der Farbeindruck eines gelben Sterns.

Aufgabe 5)

Vergleichen Sie die eingeblendeten Linien des Wasserstoffspektrums mit dem Sonnenspektrum und den Fraunhofer-Linien. Erläutern Sie damit die Entstehung der Fraunhofer-Linien im Sonnenlicht.

Die Fraunhoferlinien, die Banden im Spektrum und die Linien des Wasserstoffspektrums liegen übereinander. D.h. dass die dunklen Fraunhoferlinien die Absorptionslinien des Wasserstoffs in der Sonnenatmosphäre darstellen.

Aufgabe 6)

Wenn das Sonnenspektrum vom Weltraum außerhalb unserer Erdatmosphäre aus aufgenommen wird, verschwinden die Fraunhoferlinien A, B und a. Erläutern Sie diesen Befund.

Offenbar entstehen die genannten Fraunhoferlinien durch Absorption bestimmter Elemente in der Erdatmosphäre.

Aufgabe 7)

Fraunhofer entdeckte die nach ihm benannten Linien 1814. Die D-Linie wurde allerdings erst 1868 als Absorptionslinie eines damals unbekanntes Elements erkannt. Man nannte dieses Element Helium. Erläutern Sie anhand der vorliegenden Vergleichsspektren, warum Helium erst so spät anhand seiner D-Linie entdeckt wurde.

Im Bereich der D-Linie absorbiert neben Helium das bekannte Natrium. Die Heliumlinie kann nur bei hochauflösenden Spektrometern von den Natriumlinien getrennt werden, d.h. die Absorption des Heliums wurde vorher von den Natriumlinien überdeckt.

Aufgabe 8)

Das Emissionsspektrum jedes Sterns enthält je nach Stern Absorptionslinien in unterschiedlicher Anzahl und Wellenlängen. Erläutern Sie diese Tatsache im Hinblick auf die Zusammensetzung des jeweiligen Sterns.

Da die Absorptionslinien stoffspezifisch sind, kann so die Zusammensetzung der Sternatmosphäre ermittelt werden.

Energiestufenmodell

Aufgabe 1)

Lassen sie reines Rotlicht auf das Atom scheinen. Beschreiben Sie die Prozesse in der Elektronenhülle, das emittierte Licht und das Spektrum auf dem Monitor.

Beide Elektronen werden auf das zweite Energieniveau gehoben und fallen dann zurück. Das emittierte Licht erscheint ebenfalls rot. Im Spektrum ist eine intensive Linie im roten Spektralbereich zu sehen.

Aufgabe 2)

Lassen Sie rotes und orangenes Licht auf das Atom scheinen. Beschreiben Sie die Anregung und das emittierte Licht. Begründen Sie die Unterschiede zur ersten Aufgabe.

Es wird nur ein Elektron auf das zweite Niveau gehoben. Es fällt unter Abgabe von rotem Licht zurück. Offenbar kann das orangene Licht nicht absorbiert werden, da die Differenzen der Energieniveaus nicht zur Lichtenergie passen.

Aufgabe 3)

Heben Sie ein Elektron auf das oberste Energieniveau und das andere auf das zweithöchste. Lassen Sie das Atom abregen. Beschreiben Sie das emittierte Licht und das Spektrum.

Es wird grünes und blaues Licht emittiert. Entsprechend sind im Spektrum eine grüne und eine blaue Linie zu sehen.

Exkurs: Energieniveaus der Atomhülle

Aufgabe 1)

Erläutern Sie, ob das oben dargestellte Calcium-Atom im abgebildeten Zustand Energie aufnehmen oder abgeben kann oder ob beides möglich ist.

Das Calcium-Atom kann keine Energie abgeben, da die unteren Schalen voll besetzt sind, d.h. es kann kein Elektron unter Energieabgabe von einer höheren in eine tiefere Schale fallen. Das Atom kann allerdings Energie aufnehmen, wobei ein Elektron von den unteren beiden Schalen in die höchste abgebildete (oder noch höhere) Schale springen könnte, da diese noch Elektronen aufnehmen kann. Ist die Energie hoch genug, kann das Elektron sogar das Atom verlassen, d.h. es wird ionisiert.

Aufgabe 2)

Recherchieren Sie zum Bohr'schen Atommodell und erläutern Sie es kurz.

Im Bohr'schen Atommodell besteht das Atom aus einem positiv geladenen Kern und Elektronen in der Hülle. Diese bewegen sich auf stabilen Kreisbahnen, d.h. ohne Energie abzustrahlen. Es sind nur Kreisbahnen bestimmter Radien bzw. Umfänge erlaubt. Die Elektronen können durch Energieaufnahme zu einer höheren Bahn springen und durch Energieabgabe wieder hinunterfallen. Die Energiedifferenz der Kreisbahnen entspricht der Energie der absorbierten bzw. emittierten Strahlung.

Aufgabe 3)

Recherchieren Sie zum Orbitalmodell und erläutern Sie es kurz.

Im Orbitalmodell bewegen sich die Elektronen nicht mehr auf Kreisbahnen, sondern haben nur eine gewisse Aufenthaltswahrscheinlichkeit in einem bestimmten Raumbereich. Dieser kann z.B. kugel-, keulen- oder ringförmig sein. Die Form dieser Orbitale ergibt sich aus der Wellenvorstellung des Elektrons. Auch die Orbitale entsprechen bestimmten Energiestufen, die Elektronen können durch Energiezu- oder abgabe zwischen ihnen springen.

Exkurs: Struktur der Materie

Aufgabe 1)

Begründen Sie, warum Metalle trotz der breiten Energiebänder ihrer Hülle für Gammastrahlung - im Gegensatz zu anderer elektromagnetischer Strahlung - teilweise transparent sind. Begründen Sie, warum Gammastrahlung aber - vor allem bei ausreichend dickem Material - im Endeffekt doch absorbiert wird.

Die Energie der Gammastrahlung ist grundsätzlich zu hoch, um von der Elektronenhülle absorbiert zu werden. Die Strahlung führt bei Wechselwirkung mit Hüllelektronen zur Ionisation, was für die Intensität der Gammastrahlung gleichbedeutend mit quantisierter Absorption in der Hülle ist. Außerdem wechselwirkt Gammastrahlung mit dem Atomkern und wird so ebenfalls absorbiert.

Aufgabe 2)

Untersuchen Sie das Spektrum von Kupfernitrat ($\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$). Stellen Sie eine Vermutung für den Grund seiner besonderen Form auf und verallgemeinern Sie diesen Grund. Untersuchen Sie dann das

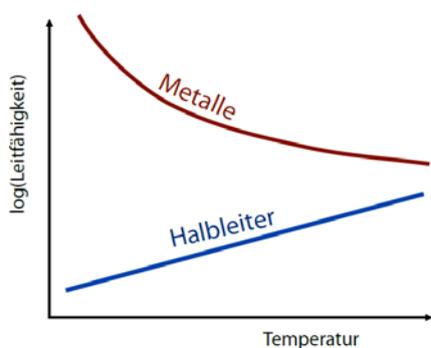
Spektrum von Titansulfat (Ti_2SO_4). Stellen Sie nun begründet eine Vermutung über die möglichen Spektralbereiche der Emission eines Sulfatmoleküls auf (SO_4^{2-}).

Das Spektrum weist sehr breite Banden auf. NO_3 ist ein Molekül, d.h. dies liegt offenbar an der Aufspaltung der Molekülorbitale und der damit einhergehenden Aufspaltung und Verbreiterung von Linien. Da das Spektrum des Titansulfats keine breite Bande aufweist, emittiert Sulfat offenbar nicht im untersuchten Spektralbereich.

Exkurs: Halbleiter und LED

Aufgabe 1)

Die Abbildung zeigt die Abhängigkeit der Leitfähigkeit von der Temperatur bei Halbleitern und Metallen. Stellen Sie eine begründete Vermutung für den grundlegenden Verlauf der Graphen auf (der Logarithmus kann vernachlässigt werden).



Metalle leiten bei hoher Temperatur schlechter, da durch die verstärkten thermischen Bewegungen der Atomrümpfe der Stromfluss behindert wird. Bei Halbleitern führt die höhere Temperatur dazu, dass mehr Ladungsträger vom Leitungsband über die Bandlücke in das Valenzband gehoben werden, d.h. es können mehr Ladungsträger fließen, die Leitfähigkeit steigt.

Aufgabe 2)

Vergleichen Sie die Form der Spektren der LEDs mit der Form der Spektren der Spektralröhren. Stellen Sie Vermutungen auf, um zwei auffällige Unterschiede zu erklären.

Die Zahl der Emissionslinien in Halbleitern ist deutlich geringer (üblicherweise nur eine), da nur wenige (üblicherweise zwei), aber dafür sehr breite Energiebänder zur Abregung zur Verfügung stehen. Durch die breiten Energieniveaus (Bänder) der Halbleiter verbreitern sich allerdings auch die Spektrallinien (Banden), während sie vor allem bei den Spektralröhren mit atomarem Gas sehr schmal sind.

Exkurs: Physik der Photosynthese I

Aufgabe 1)

Nennen Sie begründet die Spektralbereiche, in denen die Chlorophylle hauptsächlich absorbieren.

Da die Pflanzen grün sind und Chlorophyll für die Farbe der Pflanzen verantwortlich ist, absorbiert es offenbar nicht im grünen, sondern im blauen und roten Bereich des Spektrums.

Aufgabe 2)

Erläutern Sie, warum ATP als chemischer Energiespeicher dienen kann. Analysieren Sie dafür die Abbildung des Moleküls. Nennen Sie dafür die grundlegende Energieform, die das Molekül im Vergleich zu ADP speichert.

im ATP-Molekül werden negative elektrische Ladungen auf engem Raum gebunden. Aufgrund deren Abstoßung ist dafür Energie notwendig, die so gespeichert und durch Lösen der Bindung wieder abgegeben werden kann.

Aufgabe 3)

Stellen Sie eine begründete Vermutung auf, warum das Sonnenspektrum, welches am Erdboden gemessen wird, sich deutlich vom Ursprungsspektrum unterscheidet. Gehen Sie dabei besonders auf die Verschiebung des Maximums in den langwelligeren Bereich ein.

Die Atmosphäre absorbiert (und streut) offenbar den Blau- und UV-Lichtanteil des Sonnenlichts. So verschiebt sich das Maximum in den langwelligeren Bereich.

Aufgabe 4)

Vergleichen Sie das Spektrum des Sonnenlichts an der Erdoberfläche mit den (kombinierten) Absorptionsspektren der Chlorophylle (und der Photosyntheserate) und erläutern Sie ein offensichtliches Problem der Photosynthese der Grünpflanzen.

Die Intensität des Sonnenlichts am Erdboden ist im grünen Spektralbereich maximal. In diesem Bereich absorbiert das Chlorophyllsystem kaum und nutzt entsprechend diesen Teil des Lichts kaum für die Photosynthese. Dadurch erscheint die Photosynthese der Grünpflanzen ineffizient.

Exkurs: Physik der Photosynthese II

Aufgabe 1)

Stellen Sie eine Vermutung auf, warum die Photosynthese der Grünpflanzen kaum den eigentlich optimalen grüngelben Spektralbereich des Sonnenlichts verwendet. Berücksichtigen Sie dafür die Informationen zum Absorptionsspektrum des Bacteriorhodopsins und die Tatsachen, dass die Grünpflanzenphotosynthese evolutionär deutlich nach der Lichtenergiegewinnung durch Bacteriorhodopsin in ebenfalls aquatisch lebenden Einzellern entstanden ist und Archaea zum diesem Zeitpunkt die Urgewässer vermutlich bereits sehr stark besiedelt hatten.

Die Archaea hatten den grünen Teil des Sonnenlichtes zur Energiegewinnung genutzt, so dass er nicht mehr den Grünpflanzen zur Verfügung stand. Diese nutzen daraufhin die anderen Spektralbereiche für ihre Photosynthese.

Aufgabe 2)

Stellen Sie - basierend auf den vorangegangenen Überlegungen - eine Vermutung auf, welche Farbe Pflanzen mit einem evolutionär optimal entwickelten Photosynthesesystem haben müssten.

Bemerkung: Die Evolution verläuft nicht zielgerichtet, daher wird das absolute Optimum einer physiologischen Funktion praktisch nie entwickelt, sondern nur lokale Optima.

Die optimale "Farbe" wäre schwarz, weil dann alle Spektralbereiche des Sonnenlichts absorbiert und für die Energiegewinnung genutzt würden.

Aufgabe 3)

Berechnen Sie das theoretische Absorptionsmaximum des Retinals. Bestimmen Sie dafür die Kettenlänge des π -Systems (Tipp: Es beginnt und endet mit einer Doppelbindung). Gehen Sie dabei von einer mittleren Bindungslänge von 0,14 nm aus. Pro Doppelbindung können sich zwei Elektronen im Potentialtopf frei bewegen. Jedes Energieniveau kann zwei Elektronen aufnehmen (Pauli-Prinzip). Der für das Absorptionsmaximum relevante Übergang ist vom obersten besetzten Niveau zum nächsthöheren.

Der reale Messwert für freies, d.h. nicht an ein Protein gebundenes Retinal beträgt $\lambda = 370$ nm. Beurteilen Sie die Qualität des Modells.

Stellen Sie eine Vermutung auf, warum der reale Messwert von $\lambda = 370$ nm für freies Retinal vom o.g. Wert von $\lambda = 570$ nm abweicht.

Das π -Elektronensystem des Retinals lässt sich als stehende Elektronenwellen in einem unendlich hohen Potentialtopf modellieren (Teilchen-im-Kasten-Modell). Das System besteht aus elf Bindungen (vom Kohlenstoff im Ring bis zum Sauerstoff) bzw. sechs Doppelbindungen, d.h. es sind zwölf Atome beteiligt. Jedes Atom steuert ein Elektron zum System bei (bzw. jede Doppelbindung zwei Elektronen), d.h. es besteht aus zwölf Elektronen. Jedes Energieniveau kann zwei Elektronen aufnehmen (Pauli-Prinzip), d.h. es handelt sich hier um sechs vollbesetzte Niveaus. Der für das Absorptionsmaximum relevante Übergang ist vom höchsten besetzten auf das nächsthöhere unbesetzte Niveau, also vom sechsten auf das siebte Niveau. Die elf Bindungen haben eine Gesamtlänge von 1,54 nm.

Im Teilchen-im-Kasten-Modell werden die Elektronen als stehende Materiewellen betrachtet und haben eine kinetische, aber keine potentielle Energie (im Kasten ist das Potential null). Der Vollständigkeit halber erfolgt hier die Herleitung, zur Beantwortung der Aufgabe muss aber nur die u.g. Formel für die Energiedifferenz angewendet werden:

$$\begin{aligned} E &= E_{\text{kin}} + E_{\text{pot}} \mid E_{\text{pot}} = 0 \text{ und } E_{\text{kin}} = \frac{1}{2} m_e v^2 \\ \Leftrightarrow E &= \frac{1}{2} m_e v^2 \mid p = m_e v \\ \Leftrightarrow E &= \frac{1}{2} \frac{p^2}{m_e} \mid p = \frac{h}{\lambda} \\ \Leftrightarrow E &= \frac{1}{2} \frac{h^2}{m_e \lambda^2} \mid L = n \frac{\lambda}{2} \Leftrightarrow \lambda = \frac{2}{n} L \\ \Leftrightarrow E &= \frac{n^2 h^2}{8 m_e L^2} \end{aligned}$$

Die Energiedifferenz zwischen zwei Niveaus entspricht der Wellenlänge des Absorptionsmaximums und beträgt

$$\begin{aligned} \Delta E_{\text{max}} &= E_{n+1} - E_n = ((n+1)^2 - n^2) \frac{h^2}{8 m_e L^2} \\ \Leftrightarrow \Delta E_{\text{max}} &= (2n+1) \frac{h^2}{8 m_e L^2} = \frac{hc}{\lambda_{\text{max}}} \\ \Leftrightarrow \lambda_{\text{max}} &= \frac{8 m_e L^2 c}{(2n+1)h} \\ \Leftrightarrow \lambda_{\text{max}} &= \frac{8 m_e (1,54 \text{ nm})^2 c}{13h} = 602 \text{ nm} \end{aligned}$$

Das reale Absorptionsmaximum von freiem Retinal liegt bei 370nm. Die Abweichung ist trotz des stark vereinfachten Modells recht gering, der Wellenlängenbereich ist einigermaßen korrekt. Das Absorptionsmaximum von im bR gebundenen Retinal liegt bei 570nm. Durch die kovalente Bindung an das Protein verlängert sich das π -System, außerdem moduliert die Proteinumgebung die elektronische Struktur des Chromophors und somit die Absorptionseigenschaften.