

Dass die Lichtqualität, die Atome nach Anregung abgeben, je nach Elementzugehörigkeit variiert, ist schon seit einigen Jahrhunderten bekannt. Die genaue Analyse der Lichtqualität erlaubt Einblicke in den Bau der Elektronenhülle. Nur durch sie konnten wir unser Verständnis vom Atombau entwickeln.

Weil das Licht im Weltraum unendliche Weiten zurücklegen kann, können wir durch Analyse des Lichts das durch das Teleskop zu uns gelangt, Aussagen über die elementare Zusammensetzung von fernen Planeten und Galaxien treffen. Mit der qualitative und quantitative Analyse solcher Strahlung befasst sich die **Spektroskopie**.

**1. Licht und Farbe**

Zu der Frage was Licht ist, gibt es zwei scheinbar widersprechende Vorstellungen, die Jahrhunderte lang miteinander konkurriert haben (**Welle-Teilchen-Dualismus**).

Die eine Vorstellung geht von kleinsten Teilchen aus, den **Photonen**, aus denen die elektromagnetische Strahlung (z.B. Licht) besteht. Diese Elementarteilchen besitzen zwar Energie und einen Impuls, aber gar keine Masse.

Die andere Modellvorstellung nimmt an, dass die Lichtquelle lediglich als Auslöser einer Welle dient. Die Welle ist auch hier materielos, es handelt sich um ein gekoppeltes elektrisches und magnetisches Feld. Deshalb werden sie auch als **elektromagnetische Wellen** bezeichnet. Anders als beispielsweise Schallwellen benötigen EM-Wellen kein Medium, um sich auszubreiten. Sie können sich daher auch über weiteste Entfernungen im Weltraum ausbreiten.

Heute weiß man, dass es sich die beiden Vorstellungen nicht widersprechen, sondern sich gegenseitig ergänzen.

Die elektromagnetischen Wellen besitzen eine bestimmte Energie. Diese hängt von der **Frequenz (ν)** ab, die die Anzahl der Schwingungen der Welle pro Zeiteinheit angibt. Die **Wellenlänge (λ)** gibt an, wie lang eine Strecke entlang der Ausbreitungsrichtung ist, in der die EM-Welle eine vollständige Schwingung durchführt.

Je nach Energie oder Frequenz unterscheidet man verschiedene EM-Wellenarten. Elektromagnetische Wellen mit Wellenlängen zwischen etwa 400 Nanometer ( $400 \cdot 10^{-9}$  m) und 800 Nanometer ( $800 \cdot 10^{-9}$  m) sind für unser menschliches Auge sichtbar und werden damit als Licht bezeichnet. Wir Menschen können beispielsweise EM-Wellen mit einer Wellenlänge zwischen 1 nm – 380 nm (auch UV-Strahlung genannt) nicht sehen. Auch EM-Wellen mit Wellenlängen über 800 nm, z.B. Infrarotstrahlung oder Radiowellen, können wir nicht sehen.

**1.1 Berechnen Sie die ungefähre Energie (in Joule) der energiereichsten EM-Welle und der energieärmsten Welle, die unsere Augen gerade noch wahrnehmen. Nutzen Sie die Informationen des Abschnitts und die oben angegebenen Formeln.**

**1.2 Berechnen Sie die Energie der EM-Wellen aus 1.1 in kJ/mol (Kilojoule pro mol). Hinweis: AVOGADRO-Konstante:  $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$**

**Merke: Je kürzer die ..... , desto ..... ist die Energie.**

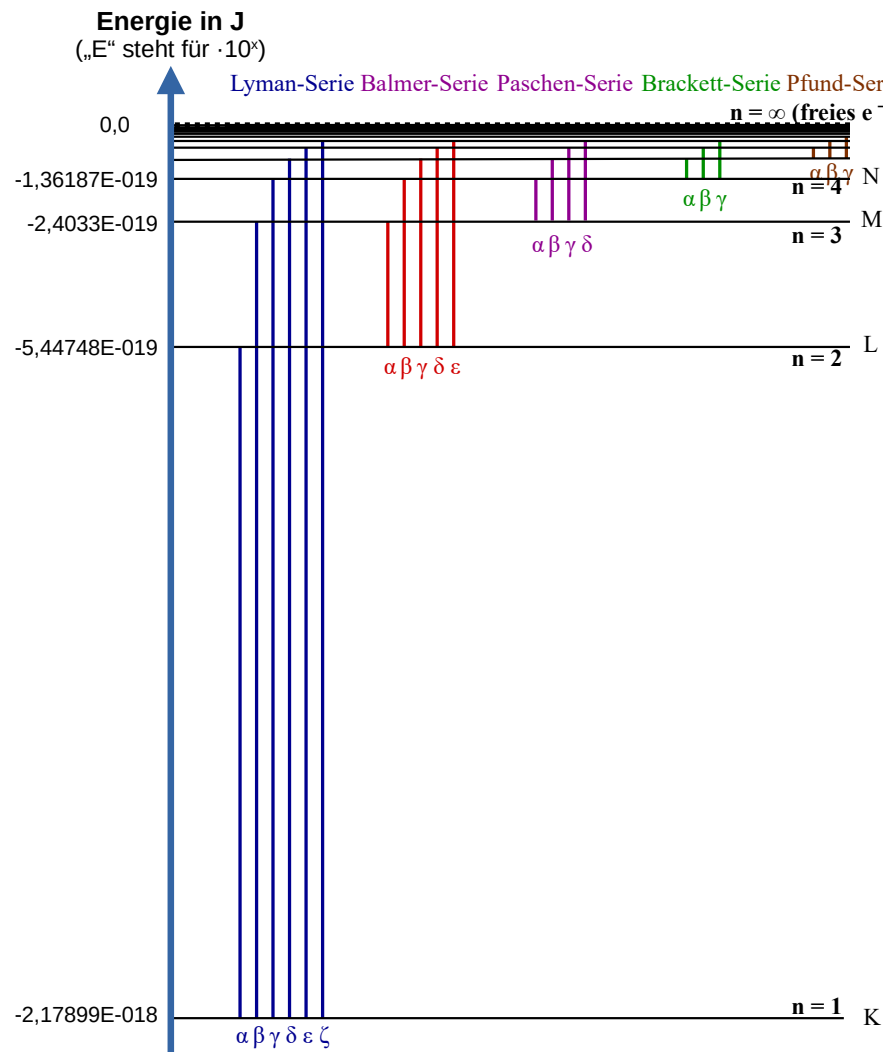
Lässt man weiß erscheinendes Licht durch ein Glasprisma fallen, so wird der Lichtstrahl abgelenkt und zu einem Farbband ("Regenbogenfarben") auseinander gezogen. Dieses Farbband bezeichnet man als **kontinuierliches Spektrum**. Die Farben des Spektrums können mit einer Sammellinse wieder zu weißem Licht zusammengefasst werden. **Weißes Licht ist also eine Mischung aus diesen verschiedenen Spektralfarben**. Der Eindruck „weiß“ entsteht in unserem Bewusstsein dann, wenn die verschiedenen Lichtwellen der Spektralfarben gemeinsam auf die Netzhaut des Auges fallen. Bei den verschiedenen Farben des Spektrums handelt es sich also um Licht unterschiedlicher Wellenlängen:

**Farbtöne der EM-Wellen (incl. Wellenlängenbereich)**

Violett	400 - 435 nm
Blau	435 - 480 nm
Grün	480 - 575 nm
Gelb	575 - 595 nm
Orange	595 - 610 nm
Rot	610 - 750 nm

	$\lambda$	Wellenlänge	Länge einer Welle in Metern
$c = \lambda \cdot \nu$	$\nu$	Frequenz	Anzahl Schwingungen pro Zeit in 1/s = Hz (Hertz)
	$c$	Lichtgeschwindigkeit im Vakuum	$c \approx 3,000 \cdot 10^8 \text{ m/s}$
$E = h \cdot \nu$	$h$	PLANCK'sches Wirkungsquantum	$h \approx 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ Js}$
	$E$	Energie der EM-Welle	in J (Joule)

2. Entstehung der Linienspektren bei Wasserstoffatomen



**Abb. 2.1: Linienspektrum bei Wasserstoffatomen** Q: wikipedia.de (verändert)

Ein Atom im Grundzustand (niedrigste Energiestufe) kann durch Energieaufnahme (Absorption) in andere Energiezustände übergehen.

Beim Wasserstoff im Grundzustand hält sich das Elektron auf der K-Schale auf (Schalennummer: n = 1). Durch Energieaufnahme kann es auf weiter außen, energiereichere Schalen gelangen, z.B. auf die M-Schale (n = 3). Die Energie die hierfür aufgenommen werden muss, entspricht dem Energieunterschied zwischen den beiden Zuständen. Beim Wasserstoffatom ist das gleichbedeutend mit dem Energieunterschied zwischen den beiden Schalennummern. Die Anregungsenergie kann beispielsweise in Form von Wärme zugeführt werden.

In einem angeregtem Energiezustand kann Energie in Form von elektromagnetischer Strahlung wieder abgegeben werden (**Emission von EM-Strahlung**).

Je nachdem von welcher Schale das Elektron springt und in welche Schale es gelangt, besitzt die abgegebene EM-Strahlung eine charakteristische Energie. Sie entspricht der Energiedifferenz ( $\Delta E$ ) die das Elektron auf der Start- und der Zielkreisbahn hat (man spricht sprachlich ungenau von „Energie der Schalen“, meint aber die Energie eines Elektrons auf der jeweiligen Schale:

$$\Delta E = h \cdot \nu$$

$\Delta E$ : Energiedifferenz.  
 $\nu$ : Frequenz der EM-Welle

Die emittierte Strahlung enthält deshalb nur EM-Wellen mit einzelnen, charakteristischen Wellenlängen. Es handelt sich also nicht um ein kontinuierliches Spektrum. Die Strahlung kann beispielsweise durch ein Prisma in die verschiedenen Wellenlängen aufgetrennt und analysiert werden.

**2.1 Welche Gemeinsamkeit hat die EM-Strahlung einer Serie, beispielsweise der PASCHEN-Serie?**

.....  
 .....

**2.2 Berechnen Sie die Wellenlängen ( $\lambda$ ) der EM-Strahlung der  $\beta$ -Linie der BALMER-Serie. Welche Farbe hat diese EM-Welle? Vergleichen Sie mit den Angaben und der Abbildung: <https://de.wikipedia.org/wiki/Balmer-Serie>**

- Auch andere Atome besitzen solche charakteristischen Linienspektren. Sie sind jedoch deutlich komplexer als das Spektrum des H-Atoms. Dies liegt daran, dass es sich um Atome mit mehreren bis vielen Elektronen handelt, die auch untereinander in Wechselwirkung treten. Entsprechend gibt es sehr viele mögliche energetisch angeregte Zustände.
- Die Flammenfärbung, die man bei mehreren Ionen (z.B.  $Li^+$ ,  $Ba^{2+}$ ) beobachten kann, ist der optische Gesamteindruck der EM-Strahlung, die bei der Desaktivierung der angeregten Ionen frei wird.