

Schon seit einigen Jahrhunderten ist bekannt, dass Atome nach thermischer Anregung Licht aussenden können. Sie ist für das entsprechende Element charakteristisch. Die genaue Analyse der abgegebenen Lichtqualität erlaubt dabei *einerseits* Einblicke in den Bau der Elektronenhülle dieser winzig kleinen Teilchen. *Andererseits* erlaubt die Analyse des Lichts, das von riesigen Himmelskörpern in die Teleskopöffnung strahlt, der Astronomie auch Aussagen über die dortige elementare Zusammensetzung. Die hohe Geschwindigkeit und Reichweite des Lichts ermöglicht also eine *Fernerkundung*, ohne dem untersuchten Objekt nahe zu sein. Mit der qualitative und quantitative Analyse solcher Strahlung befasst sich die **Spektroskopie**. Zuerst soll uns die Frage beschäftigen, was die Strahlung, zu der auch das *Licht* gehört, überhaupt ist.

1. Licht und Farbe

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

Die eine Vorstellung geht von kleinsten Teilchen aus, den **Photonen**. Diese Elementarteilchen besitzen zwar Energie, aber gar keine Masse. Photonen gibt es auch nicht in Ruhe, sie existieren nur in Bewegung, also als Strahlung.

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 (E). Diese hängt von der **Frequenz (v oder f)** 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.

[mit Lehrkraft]: Abb. einer EM-Welle mit der Wellenlänge λ

Energie (E), Wellenlänge (λ) und Frequenz (v) hängen über folgende Beziehungen zusammen:

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

Je nach Energie oder Frequenz unterscheidet man verschiedene Strahlungsarten. Diejenigen mit Wellenlängen zwischen $\lambda = 380-750$ Nanometern ($\text{nm} = 10^{-9}$ m) sind für unser menschliches Auge sichtbar und werden damit als **Licht** bezeichnet. Kürzere Wellenlängen haben **UV-Strahlung**, **Röntgenstrahlung** und die sogar noch energiereichere **Gamma-Strahlung**. Zur EM-Strahlung mit Wellenlängen überhalb der von Licht gehören **Infrarotstrahlung**, **Mikrowellen** und **Radiowellen** besitzen Wellenlängen im Bereich mehrerer Meter bis Kilometer.

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.

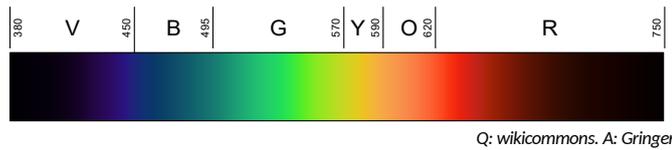
1.2 Berechnen Sie die Energie der EM-Wellen aus 1.1 in kJ/mol (Kilojoule pro mol). Hinweis: AVOGADRO-Konstante: $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Merke: Je kürzer.....

Lässt man weiß erscheinendes Licht durch ein Glasprisma fallen, so wird der Lichtstrahl gebrochen. Der Brechungswinkel hängt von der Wellenlänge ab. So entsteht ein Farbband, das man als **kontinuierliches Spektrum** (vgl. Abb. 1.1) bezeichnet.

Die Farben des kontinuierlichen 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 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 und Energie:

Abb. 1.1: Kontinuierliches Spektrum der EM-Wellen weißen Lichts incl. den Wellenlängen- und Energiebereichen.



Violett (V)	380 - 450 nm	$5,2 \cdot 10^{-19} - 4,4 \cdot 10^{-19} \text{ J}$
Blau (B)	450 - 495 nm	$4,4 \cdot 10^{-19} - 4,0 \cdot 10^{-19} \text{ J}$
Grün (G)	495 - 570 nm	$4,0 \cdot 10^{-19} - 3,5 \cdot 10^{-19} \text{ J}$
Gelb (Y)	570 - 590 nm	$3,5 \cdot 10^{-19} - 3,4 \cdot 10^{-19} \text{ J}$
Orange (O)	590 - 620 nm	$3,4 \cdot 10^{-19} - 3,2 \cdot 10^{-19} \text{ J}$
Rot (R)	620 - 750 nm	$3,2 \cdot 10^{-19} - 2,7 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

2. Bei der Absorption und Emission von EM-Wellen gilt das Alles-oder-Nichts-Prinzip

Ein Atom oder ein Molekül kann durch Aufnahme einer EM-Welle, der **Absorption**, in einen höheren Energiezustand übergehen. Bei der Absorption wird die gesamte (Energie der) EM-Welle aufgenommen. Es ist also *nicht* möglich, dass nur eine Teilenergie absorbiert wird. Die EM-Welle existiert nach dem Absorptionsereignis gar nicht mehr. Bei der **Absorptionsspektroskopie** wird die analysiert, welche Strahlung beim Durchtritt durch eine Probe absorbiert werden. Die entsprechenden Wellenlängen fehlen dem Absorptionsspektrum oder sind in ihrer Intensität geschwächt. Das *Absorptionsspektrum* ist charakteri-

stisch für ein Atom oder Molekül. Analysiert man das Licht der Sonne das zu uns kommt, so zeigen sich im Spektrum charakteristische Fehlstellen als „schwarze Linien“, die **FRAUNHOFER Linien**. Die Sonne strahlt zwar ein vollkommen kontinuierliches Spektrum ab, aufgrund von Absorptionsereignissen der EM-Strahlung auf dem Weg zur Erde an Atomen und Molekülen (Sonnenatmosphäre, Erdatmosphäre) fehlen jedoch einige Wellenlängen. Entsprechend beobachtet man die charakteristischen Absorptionslinien von H-Atomen, H₂, He, O₂ etc.

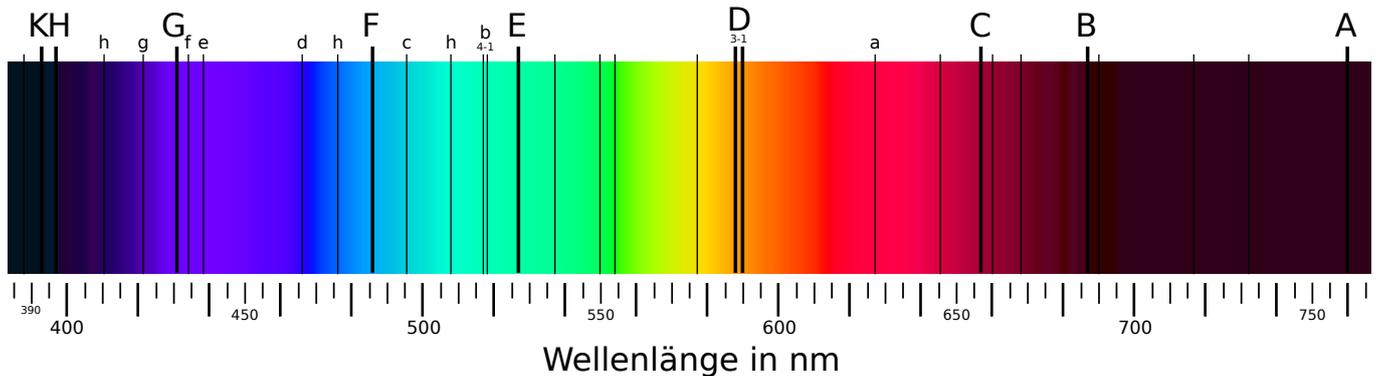


Abb. 2.1: Absorptionsspektrum der Sonne mit FRAUNHOFER Linien., Bsp. C: 656 nm, F: 486 nm, G: 434 nm, Q: wikicommons. A: Saperaud

Umgekehrt kann ein energetisch angeregtes Atom oder Molekül seine Anregungsenergie in Form einer EM-Welle aussenden, also **emittieren**. Bei der **Emission** entsteht eine EM-Welle neu. Durch die Emission der Energie in Form einer EM-Welle wird das Teilchen **de(s)aktiviert**. Bei der **Emissionsspektroskopie** wird analysiert, welche EM-Wellen durch Teilchen nach vorheriger Anregung ausgesendet werden. Das *Emissionsspektrum* ist charakteristisch für ein Atom oder Molekül.



Q: commons.wikimedia.org. Autor: Stkl

Das Absorptions- und das Emissionsspektrum eines Atoms ergänzen sich gegenseitig.

Da ein Teilchen nur *diskrete* Energieniveaus annehmen kann, also nur ganz bestimmte Energiestufen, und gleichzeitig eine EM-Welle nur ganz oder gar nicht absorbiert werden kann, folgt zwangsläufig, dass die Energiedifferenz (ΔE) zwischen den beiden Zuständen des Teilchens genau der Energie der absorbierten oder emittierten EM-Welle ($= h \cdot \nu$) entspricht.

2.1 Ordnen Sie die Begriffe Absorptionsspektrum und Emissionsspektrum den beiden folgenden Abbildungen zu.

$$\Delta E = h \cdot \nu \quad (\text{„Resonanzbedingung“})$$

Empfohlene Lernvideos



09:30 min

<https://youtu.be/i8oodZ1sMno>



4 min

https://youtu.be/4UTZHC_Q6LQ



13 min

<https://youtu.be/gcVoGG5wHwQ>

3. Entstehung der Linienspektren bei Wasserstoffatomen

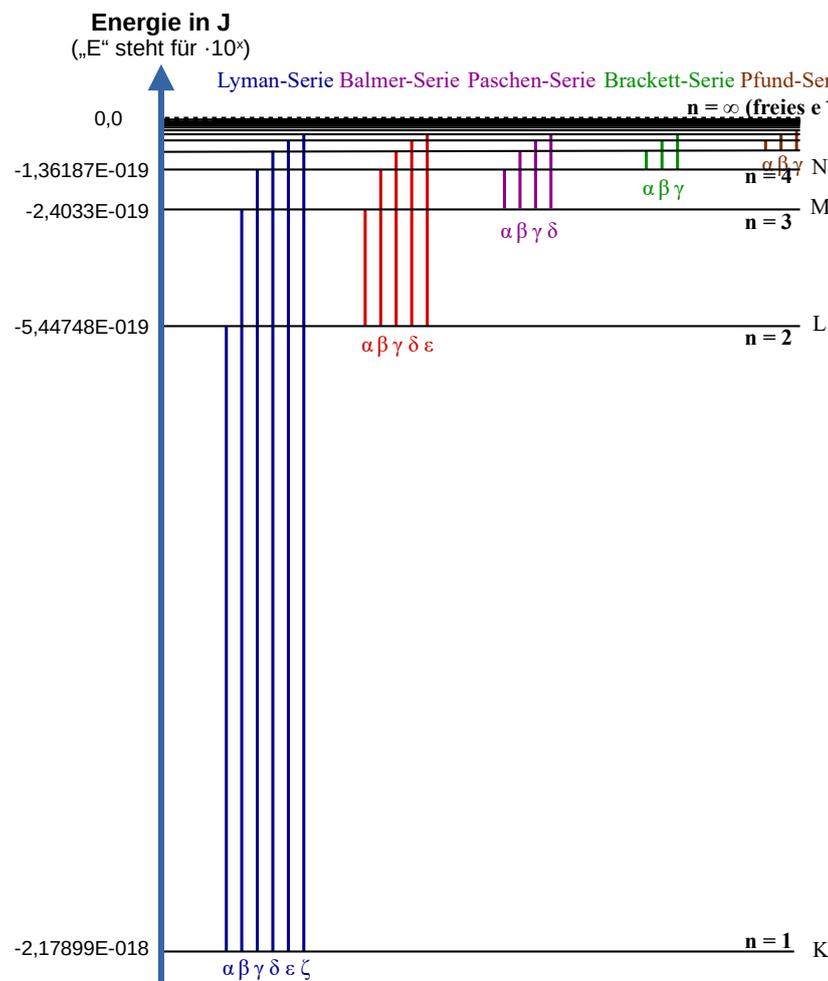


Abb. 3.1: Linienspektren der H-Atome. Q: wikipedia.de (verändert)

Da ein Wasserstoffatom nur ein einzelnes Elektron besitzt, ist hier der Energieunterschied zwischen zwei Zuständen gleichbedeutend mit dem Energieunterschied zwischen den beiden Schalen.

Durch Absorption von EM-Wellen kann ein H-Atom in einen höheren Energiezustand gelangen. Das Elektron befindet sich dann auf einer weiter außen liegenden Schale. Die Energie der absorbieren EM-Welle entspricht gerade dem Energieunterschied zwischen den beiden Zuständen besitzen. Erfolgt die Absorption beispielsweise ausgehend vom energetischen Grundzustand, bei dem sich das Elektron in der K-Schale aufhält, so resultieren Absorptionslinien, die der LYMAN-Serie entsprechen.

Andererseits kann ein H-Atom in einem angeregtem Energiezustand seine Energie in Form von elektromagnetischer Strahlung auch abgegeben. Auch hier entspricht die Energie der emittierten EM-Strahlung gerade der Energiedifferenz der beiden Energieniveaus.

Sowohl das Absorptionsspektrum als auch das Emissionsspektrum von H-Atomen besteht aus diskreten **Spektrallinien**, den **Absorptions-** bzw. **Emissionslinien**. Allgemein spricht man auch vom **Linienspektrum des Wasserstoffs**. Die Energie jeder einzelnen Linie entspricht der Energiedifferenz (ΔE) die das Elektron auf der Start- und der Zielkreisbahn hat:

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

ΔE: Energiedifferenz.
ν: Frequenz der EM-Welle

3.1 Welche Gemeinsamkeit hat die EM-Strahlung der BALMER-Serie?

So besitzt die β-Linie der BALMER-Serie (vgl. Abb. 3.1! Schalen: L ↔ N) eine Energiedifferenz von ΔE = -1,36187 · 10⁻¹⁹ J - 5,44748 · 10⁻¹⁹ J = 4,08561 · 10⁻¹⁹ J was einer Wellenlänge von λ = 487 nm entspricht. Dort findet sich auch eine FRAUNHOFER Absorptionslinie (vgl. Abb. 2.1!).

Die absorbierte Wellenlänge, die zur Anregung des Atoms führt, kann beim anschließenden Rücksprung, also der *Deaktivierung*, in die ursprüngliche Schale auch wieder emittiert werden. Wenn dieselbe Wellenlänge zuerst absorbiert, Sekundenbruchteile später jedoch auch wieder emittiert wird, stellt sich die Frage, weshalb man eine Fehlstelle im Spektrum erkennen kann. Der Grund liegt, dass der

Betrachter in Lichtquellenrichtung blickt, die Emission aber in alle Raumrichtungen erfolgt. Für den Betrachter ist die Emissionsintensität viel schwächer als die Absorption. Unter dem Strich fehlen also EM-Wellen und es entstehen Absorptionslinien:

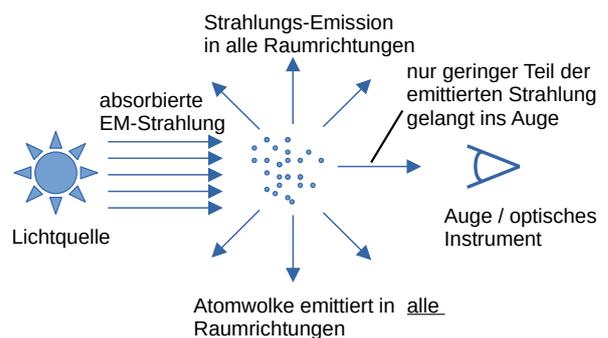


Abb. 3.2: Absorption und Emission durch Atome. Q: e.w.

Auch andere Atome besitzen charakteristische Linienspektren. Sie sind jedoch deutlich komplexer als das Spektrum des H-Atoms. Dies liegt daran, dass es sich um Atome mit mehreren Elektronen handelt, die auch untereinander in Wechselwirkung treten. Es gibt sehr viele mögliche energetische Zustände.



Abb. 3.2: Komplexes Linienspektrum von Xenon (Xe). Q: commons.wikimedia.org. A: McZusatz