

Fachdidaktik Physik: 2.2.4. Atomhülle

Hans-Otto Carmesin

Gymnasium Athenaeum Stade, Studienseminar Stade

Hans-Otto.Carmesin@t-online.de

16. März 2021

Inhaltsverzeichnis

1	Einleitung	2
2	Curriculum und Gliederung	2
3	Energieniveaus	3
4	Potenzialtopfmodelle	11
5	Berechnung atomarer Energieniveaus	17
6	Kombination mehrerer Energieniveaus	25
7	Aufgaben	31
8	Zusammenfassung	32



Abbildung 1: Wie können die Mädchen im Dunkeln leuchten?

1 Einleitung

Wie entsteht das Licht in den Atomen? Wie funktionieren atomare Orbitale? Wie entstehen atomare Spektren? Wie funktionieren Fluoreszenz-Farbstoffe? Wie funktionieren Phosphoreszenz-Farbstoffe? Wie funktionieren Laser?

Diese und ähnliche Fragen können Sie in dieser UE mit Ihren SuS fundiert analysieren und selbstständig beantworten. Die Lernenden entwickeln ihre Kompetenzen zum Mikrokosmos in einem langfristig angelegten Lernprozess im Rahmen eines Spiralcurriculums. Eine erste Grundlage bildet das Modell der Elementarmagnete (Bengelsdorff u. a. (2015)). Ein weiterer Meilenstein ist der Nachweis der negativen bewegten Ladungsträger in Metallen, also prinzipiell der Elektronen (Carmesin u. a. (2015b)) In den Klassen neun und zehn wird das Teilchenmodell systematisch entwickelt und zu leistungsfähigen physikalischen Modellen von Gasen, Leitern und Halbleitern sowie Atomen und Atomkernen weiterentwickelt (Carmesin u. a. (2015a)). In der Kursstufe werden diese Modelle mit der Quantenphysik kombiniert und konstituieren so das moderne Atommodell (Carmesin u. a. (2020)).

2 Curriculum und Gliederung

Die UE beginnt mit dem Phänomen des diskreten atomaren Spektrums. Eine erste Erklärung hierfür bieten *Energieniveaus*. Daher schlage ich dieses Thema für die erste Unterrichtssequenz vor.

Eine weitergehende Erklärung für diese Energieniveaus bietet die Wellenfunktion. Diese wird in *Potenzialtopfmodellen* analysiert, das Thema der zweiten Unterrichtssequenz.

Nach der Erklärung der diskreten Energien folgt die *Berechnung atomarer Energieniveaus* an einigen einfachen Beispielen. Das bildet die dritte Unterrichtssequenz.

Wichtige Anwendungen, wie Fluoreszenz-Farbstoffe oder Laser, nutzen die *Kombination mehrerer Energieniveaus*. Dies etabliert die abschließende Unterrichtssequenz.

Inhaltsbezogene Kompetenzen: SuS ...	Prozessbezogene Kompetenzen: SuS ...
<p>... erläutern die Quantisierung der Gesamtenergie von Elektronen in der Atomhülle.</p> <p>... nennen die Gleichung für die Gesamtenergie eines Elektrons in diesem Modell.</p>	<p>... wenden dazu das Modell vom eindimensionalen Potenzialtopf mit unendlich hohen Wänden an.</p> <p>... beschreiben die Aussagekraft und die Grenzen dieses Modells.</p> <p>... eA: leiten die Gleichung für die Gesamtenergie eines Elektrons in diesem Modell her.</p>
<p>... erläutern quantenhafte Emission anhand von Experimenten zu Linienspektren bei Licht</p> <p>... eA: und Röntgenstrahlung.</p> <p>... erläutern einen Franck-Hertz Versuch.</p> <p>... erläutern einen Versuch zur Resonanzabsorption.</p>	<p>... erklären diese Beobachtungen durch die Annahme diskreter Energieniveaus in der Atomhülle.</p> <p>... beschreiben Wellenlängen-Intensitäts-Spektren von Licht.</p> <p>... ermitteln eine Anregungsenergie anhand einer Franck-Hertz-Kennlinie.</p>
<p>... erklären den Zusammenhang zwischen Spektrallinien und Energieniveauschemata.</p> <p>... beschreiben die Vorgänge der Fluoreszenz an einem einfachen Energieniveauschema.</p>	<p>... benutzen vorgelegte Energieniveauschemata zur Berechnung der Wellenlänge von Spektrallinien und ordnen gemessenen Wellenlängen Energieübergänge zu.</p> <p>... erklären ein charakteristisches Röntgenspektrum auf der Grundlage dieser Kenntnisse.</p> <p>... wenden die Balmerformel an.</p> <p>... erläutern und bewerten die Bedeutung der Fluoreszenz in Leuchtstoffen an den Beispielen Leuchtstoffröhre und weiße LED.</p>
<p>... eA: erläutern die Grundlagen der Funktionsweise eines He-Ne-Lasers.</p>	<p>... eA: stellen diese unter Verwendung vorgegebener Darstellungen strukturiert und angemessen dar.</p> <p>... eA: beschreiben eine technische Anwendung, die auf der Nutzung eines Lasersystems beruht.</p>

Tabelle 1: KC zur Atomhülle.

3 Energieniveaus

Das grundlegende sichtbare Phänomen der Atomphysik ist das Energieniveau. Ich empfehle, von dieser Erscheinung auszugehen und eine entsprechende Unterrichtssequenz an den Anfang zu stellen. Das führt auch zu einem überzeugenden Prozess physikalischer Erkenntnisgewinnung. Auch das Curriculum [Beime u. a. \(2012\)](#); [Brüning u. a. \(2010\)](#); [Frenzel \(2017\)](#); [Gehmann \(2015\)](#) legt eine separate Unterrichtssequenz zu Energieniveaus nahe.

Eine mögliche Realisierung der Unterrichtssequenz veranschauliche ich durch einen Vorschlag für die Lernstruktur, die Stundenabfolge und Kurzentwürfe für einige zentrale Stunden:

Eine einführende Stunde dient der begründenden Bewusstmachung des Aufbaus und der Größe von Atomen. Zur grundlegenden Entdeckung des Linienspektrums schlage ich eine Stunde mit dem Kontext Blaulichtgefahr vor. Für die Deutung dieses Spektrums schlage ich in einer Unterrichtsstunde die Analogie zum Energiestufendiagramm vor. Es folgt die Entdeckung der Absorptionslinie und ihre Deutung als Umkehrung der Emission.

Die SuS kennen das Periodensystem der Elemente aus der Chemie [Beime u. a. \(2012\)](#); [Brüning u. a. \(2010\)](#); [Frenzel \(2017\)](#); [Gehmann \(2015\)](#). Auch können sie dieses durch Energieniveaus der Elektronen deuten [Beime u. a. \(2012\)](#); [Brüning u. a. \(2010\)](#); [Frenzel \(2017\)](#); [Gehmann \(2015\)](#). Das ist zunächst eine wunderbare Anwendung der zur Deutung der Spektrallinien verwendeten Energieniveaus. Darüber hinaus müssten die Elektronen mit hohen Energien durch Emission Energie abgeben. Folglich müssten am Ende alle Elektronen auf dem niedrigsten Energieniveau sein. Das widerspricht aber der aus dem Chemieunterricht bekannten Tatsache, dass sich Elektronen stabil auf unterschiedlichen Energieniveaus im Atom befinden. Dieser Widerspruch wird dadurch gelöst, dass jedes Energieniveau nur eine bestimmte Anzahl freier Plätze aufweist. Sind diese besetzt, so müssen weitere Elektronen höhere Energieniveaus besetzen. So entdecken die SuS das Pauli-Prinzip.

Der Franck-Hertz-Versuch bietet eine Überprüfung der Energiequantisierung im Atom auch ohne die Verwendung von Photonen.

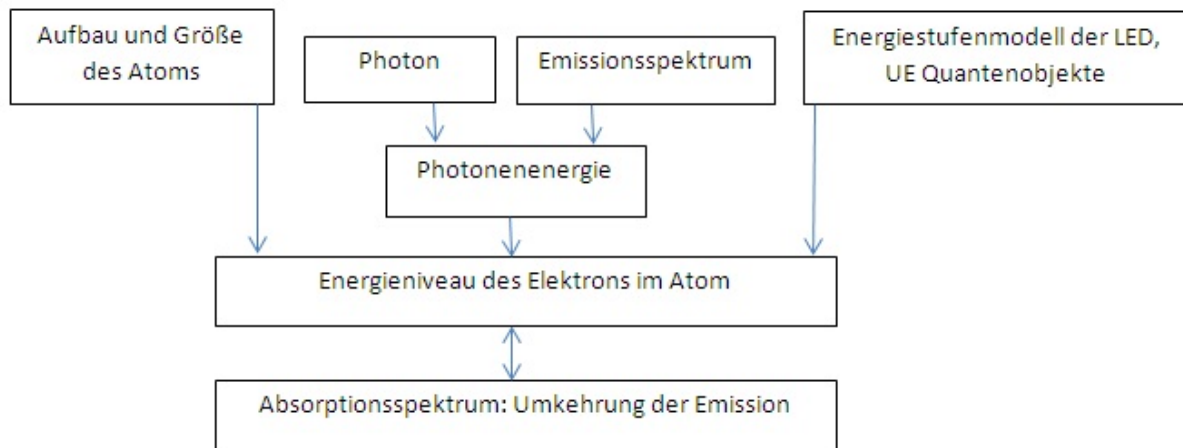
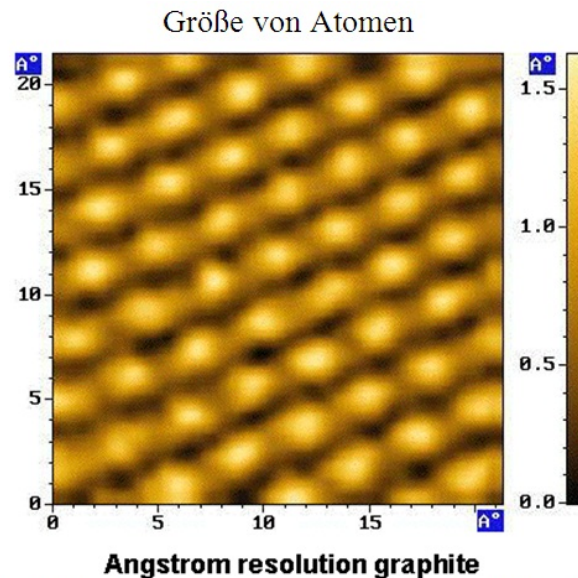


Abbildung 2: Lernstruktur zu Energieniveaus der Atomhülle.

Nr.	Stundenthema	Stundenlernziel
1	Entdeckung der Größe der Atomhülle	Die SuS sollen den Aufbau des Atoms und die Größe der Atomhülle nennen und experimentell begründen können.
2	Entdeckung des Linienspektrums am Beispiel einer Blaulichtanalyse einer Quecksilberdampfampe	Die SuS sollen die Blaulichtgefahr mit Hilfe des Linienspektrums der Quecksilberdampfampe qualitativ und quantitativ analysieren können.
3	Deutung des Linienspektrums mithilfe elektronischer Energieniveaus	Die SuS sollen die Aussendung eines Photons bestimmter Energie mithilfe zweier elektronischer Energieniveaus deuten können.
4	Entdeckung und Deutung der Emission und Absorption bei Natrium	Die SuS sollen die Emission und Absorption bei der D-Linie des Natriums beschreiben und mithilfe zweier elektronischer Energieniveaus deuten können.
5	Entdeckung des Pauli-Prinzips	Die SuS sollen das Prinzip durch das Periodensystem und seine Deutung durch Energieniveaus begründen können.
6	Analyse eines Franck-Hertz-Versuchs	Die SuS sollen eine Energieanalyse bei einem Franck-Hertz-Versuch durchführen können.

Tabelle 2: Mögliche Stundenabfolge zur Unterrichtssequenz Energieniveaus der Atomhülle.



Mit einem Atomkraftmikroskop wurde das „Höhenprofil“ einer Graphitoberfläche gemessen. Bestimmen Sie daraus grob den Durchmesser eines Kohlenstoffatoms!

Abbildung 3: Arbeitsblatt zur Bestimmung der Atomgröße.

Kurzentwurf für eine Physikstunde

Athenaeum

12 eN

Thema der Unterrichtssequenz: Energieniveaus

Entdeckung der Größe der Atomhülle

Entdeckung des Linienspektrums am Beispiel einer Blaulichtanalyse einer Quecksilberdampf Lampe

Didaktik: Stundenlernziel: Die SuS sollen die Blaulichtgefahr mit Hilfe des Linienspektrums der Quecksilberdampf Lampe qualitativ und quantitativ analysieren können.

Leitfrage: s. TA

- Bedeutsamkeit für SuS: Sicherheit der Augen
- Zieltransparenz für SuS: Messung des Blaulichtanteils
- Didaktische Reduktion: Fallbeispiel, diskrete Spektrallinien
- Akzentuierung: Entdeckung der Spektrallinien, Bestimmung von λ und Intensität

Inhaltliche Aspekte	Verhaltensaspekte dazu
LV: Beugungsversuche	Planen, Durchführen, Auswerten, Deuten
LV: Luxmeter	Erläutern, Anwenden, Deuten
LV: Fallbeispiel	Beschreiben
TLZ: zulässiger Blaulichtanteil	Berechnen
TLZ: Modellversuch	Planen, Durchführen
TLZ: Diskretes Spektrum	Beschreiben, experimentelles Erläutern
TLZ: λ und Intensität	Bestimmen, Deuten, Anwenden

Methodik: Dominantes Lehrverfahren: Problemlösend

Zeit	Didaktische Erläuterungen	Methodische Erläuterungen	Sozialform
5	<u>Hinführung</u> : Grenzwert 18 %	Vortrag der HA, AB1	SV
7	<u>Problemstellung</u> : Grenzwert überschritten?	Entwickeln der Leitfrage	LSG
15	<u>Problemanalyse</u> : Versuchsplanung	Ideen sammeln	MG/LSG
20	<u>Problemlösung 1</u> : Linienspektrum	Entdecken	LSG/SSG
25	<u>Problemlösung 2</u> : Intensität, λ	Messen	LSG/SSG
35	<u>Problemlösung 3</u> : λ , Blaulichtanteil	Auswerten, AB2	GA
40	<u>Sicherung</u> : Ergebnisse, Reflexion, s.u.	OHP-Folie	SV/SSG
	Alternatives Stundenende		
45	<u>Festigung</u> : Anwendungen	Stellen der HA, AB3	LSG

Geplanter TA, teils als Folie der SuS

Blaulicht: $400 \text{ nm} < \lambda < 480 \text{ nm}$

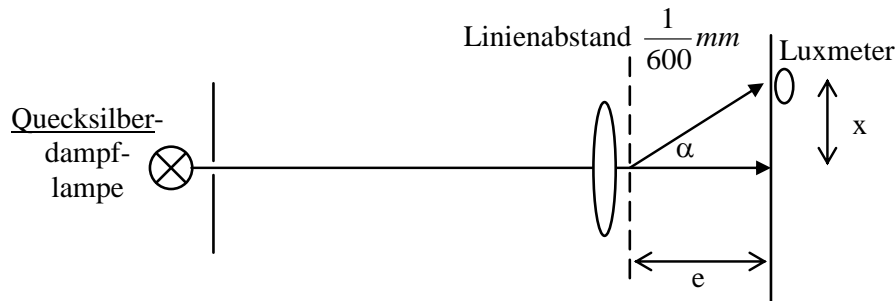
Zulässiger Blaulichtanteil: $3,6\text{W}/20\text{W} = 18 \%$

Erreicht seine Beleuchtung den Grenzwert?

Ideen:

Wellenlängen bestimmen \rightarrow Gitter

Intensität bestimmen \rightarrow Luxmeter \rightarrow Prozentsatz an Blaulicht bestimmen



Beobachtung:

Das Spektrum des Quecksilberatoms besteht aus Linien, sogenannten Spektrallinien:

Violett Blau/Violett2 Grün Orange

$e = 270 \text{ mm}$

$x = 74 \text{ mm}$

24,7 Lux

Ergebnis: Der Grenzwert wird überschritten.

Vereinfachungen der Realität im Laborversuch:

Eine Energiesparlampe ist mehr als eine Quecksilberdampf-Lampe.

Das Luxmeter misst nur ungefähr die Intensität des Grenzwertes, weil es an die Empfindlichkeit des Auges angepasst ist.

$$\lambda = g \cdot \sin \alpha = g \cdot \sin [\tan(x/e)]$$

$$\lambda_{\text{violett}} = 404 \text{ nm}$$

$$\lambda_{\text{blau}} = 439 \text{ nm}$$

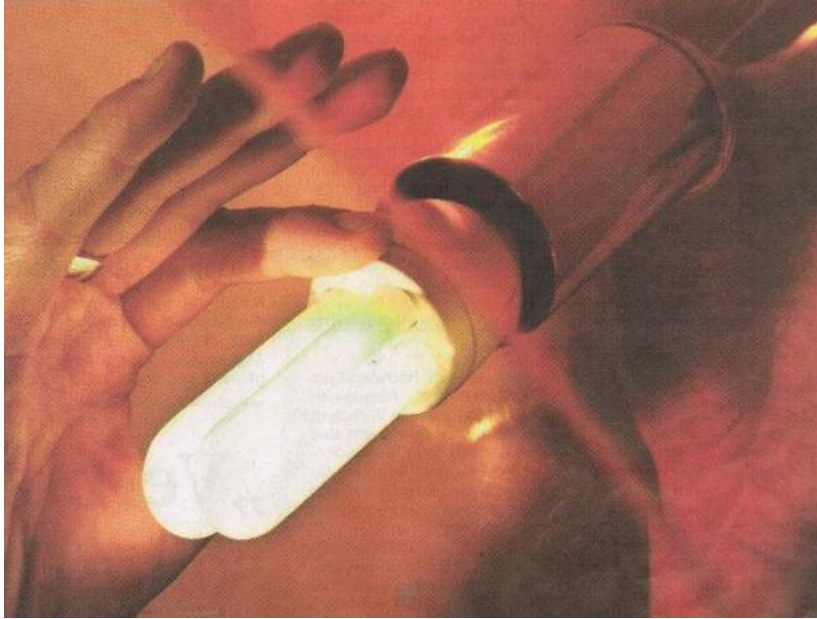
$$\lambda_{\text{grün}} = 551 \text{ nm}$$

$$\lambda_{\text{orange}} > 551 \text{ nm}$$

$$\text{Blaulicht: } 0,9 + 3,9 = 4,8$$

$$\text{Gesamtlicht: } 4,8 + 5 + 6,5 = 16,3$$

$$\text{P\%} = 4,8/16,3 = 29,4 \%$$



Gefahrenquelle Sparlampe?

Mediziner warnen vor Gesundheitsrisiken – Hersteller weisen Kritik zurück

Der Mediziner und Licht-Experte Alexander Wunsch warnte in der „Neuen Osnabrücker Zeitung“ vor „erheblichen Gesundheitsrisiken“ der Energiesparlampen. Grund sei die spezielle Strahlung.

Stader Tageblatt 26.8.2009.

Blaulicht kann die Netzhaut schädigen

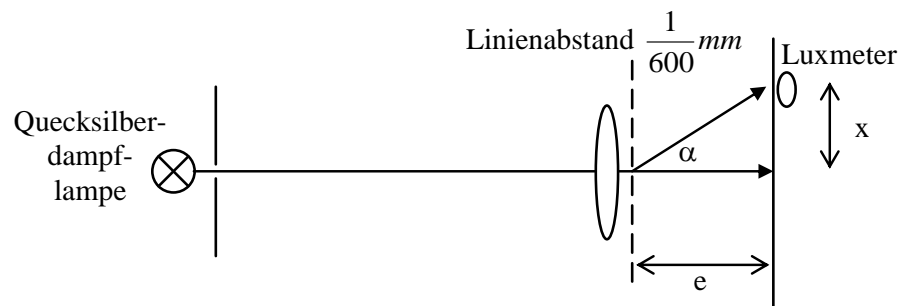
Herr Mustermanns Beleuchtung: Eine Energiesparlampe mit der Lichtleistung 20 W und dem Radius 3 cm beleuchtet seine Netzhaut täglich 3 Stunden.

Grenzwert¹: Diese Lampe darf maximal 3,6 W an Blaulicht mit $400 \text{ nm} < \lambda < 480 \text{ nm}$ aussenden.

Aufgaben:

- 1) Charakterisieren Sie das für die Netzhaut gefährliche Blaulicht!
- 2) Bestimmen Sie für diese Beleuchtung den zulässigen Blaulichtanteil in Prozent!

¹ Den von der Berufsgenossenschaft angegebenen Grenzwert habe ich auf Herrn Mustermanns Beleuchtung angewendet. Siehe BGI 5006, Expositionsgrenzwerte für künstliche optische Strahlung, Berufsgenossenschaft der Feinmechanik und Elektrotechnik, Oktober 2004.



$$e = 270 \text{ mm}$$

	Violett	Blau/Violett	Grün	Orange
x in mm	68	74	95	101
Beleuchtungsstärke in Lux	0,9	3,9	5	6,5

Bestimmen Sie den tatsächlichen Prozentsatz an Blaulicht!

Bewerten Sie das Ergebnis in Bezug auf den für Herrn Mustermanns Beleuchtung zulässigen Prozentsatz an Blaulicht!



- Herr Mustermann baut seine Lampe mit Radius 3 cm in einen kugelförmigen Lampenschirm mit Radius 9 cm, auf den sich das Licht gleichmäßig verteilt. Bestimmen Sie den Faktor, um den die Intensität auf der Oberfläche des Lampenschirms geringer ist als auf der Oberfläche der Lampe mit Radius 3 cm!
- Berechnen Sie die Energien der Photonen, welche die Quecksilberatome der Quecksilberdampf-lampe aussenden!

Kurzentwurf für eine Physikstunde

Athenaeum

12 eN

Thema der Unterrichtssequenz: Energieniveaus

Entdeckung der Größe der Atomhülle

Entdeckung des Linienspektrums am Beispiel einer Blaulichtanalyse einer Quecksilberdampf Lampe

Deutung des Linienspektrums mithilfe elektronischer Energieniveaus**Didaktik:** Stundenlernziel: Die SuS sollen die Aussendung eines Photons bestimmter Energie mithilfe zweier elektronischer Energieniveaus deuten können.**Leitfrage:** s. TA

- Bedeutsamkeit für SuS: Grundverständnis des Atomaufbaus
- Zieltransparenz für SuS: Deutung, Modell gesucht
- Didaktische Reduktion: Diskretes Spektrum
- Akzentuierung: Analogie zum Energiestufenmodell

Inhaltliche Aspekte	Verhaltensaspekte dazu
LV: Linienspektrum von Hg	Erläutern
LV: Energiestufendiagramm der LED	Erläutern, Anwenden, Skizzieren
LV: Photonenergie	Erläutern, Berechnen
TLZ: Analogie zum Energiestufendiagramm	Entwickeln
TLZ: Energieniveaudiagramm	Entwickeln

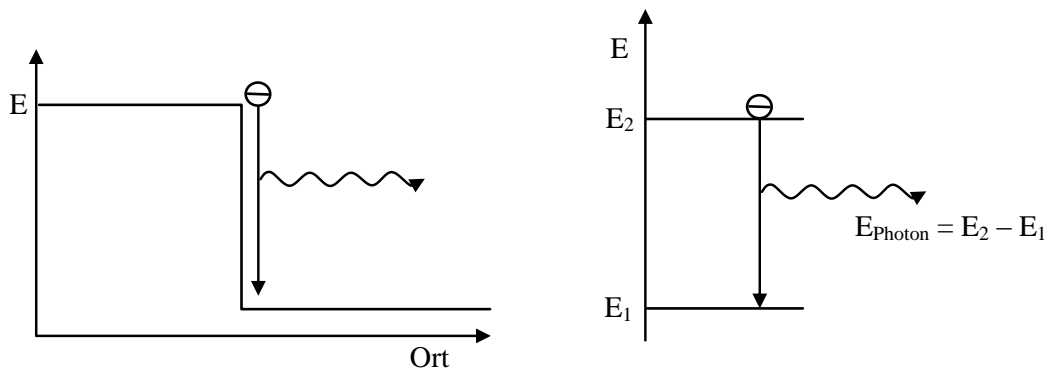
Methodik: Dominantes Lehrverfahren: Problemlösend

Zeit	Didaktische Erläuterungen	Methodische Erläuterungen	Sozialform
5	<u>Hinführung:</u> Wdh.	DE	LSG
10	<u>Problemstellung:</u>	Leitfrage	LSG
15	<u>Analyse:</u> Energiestufendiagramm	TA, Vermutung	MuG
30	<u>Lösung:</u> Energieniveaudiagramm	Skizzieren, deuten	GA
40	<u>Sicherung:</u> s.u.	SV Ergebnis	SV
45	<u>Festigung:</u> 4 Energiestufen bei Hg	Zeichnen	EA

Geplanter TA

Wie erzeugt das Atom ein Photon?

Ideen: Ist es ähnlich wie beim Energiestufenmodell der LED?

Deutung: Ein Elektron gibt seine Energie an ein Photon ab.Neue Fragen: Wie entstehen atomare Energieniveaus?

4 Potenzialtopfmodelle

Das Curriculum [Beime u. a. \(2012\)](#); [Brüning u. a. \(2010\)](#); [Frenzel \(2017\)](#); [Gehmann \(2015\)](#) stellt Potenzialtopfmodelle in den Mittelpunkt der Deutung atomarer Energieniveaus. Das legt eine separate Unterrichtssequenz hierzu nahe. Die SuS fragen nach einer solchen Deutung immer wieder in der Stunde zu Energieniveaus. Das einfachste, also das eindimensionale, Potenzialtopfmodell bildet den Einstieg [Beime u. a. \(2012\)](#); [Brüning u. a. \(2010\)](#); [Frenzel \(2017\)](#); [Gehmann \(2015\)](#). Dieses kann am realen Farbstoff entwickelt werden. Zu dieser grundlegenden Thematik schlage ich eine Stunde vor. Die eindimensionale Wellenfunktion wird am Beispiel des Kastenpotenzials auf drei Dimensionen erweitert. Dabei können die SuS das s-Orbital sowie das p-Orbital für den Kasten entdecken. Diese entsprechen qualitativ dem s- und dem p-Orbital des Wasserstoffatoms. Zu dieser fundamentalen Stunde mache ich einen konkreten Vorschlag. Zur Festigung und zum Transfer folgt eine Stunde zu atomaren Orbitalen und dem Periodensystem.

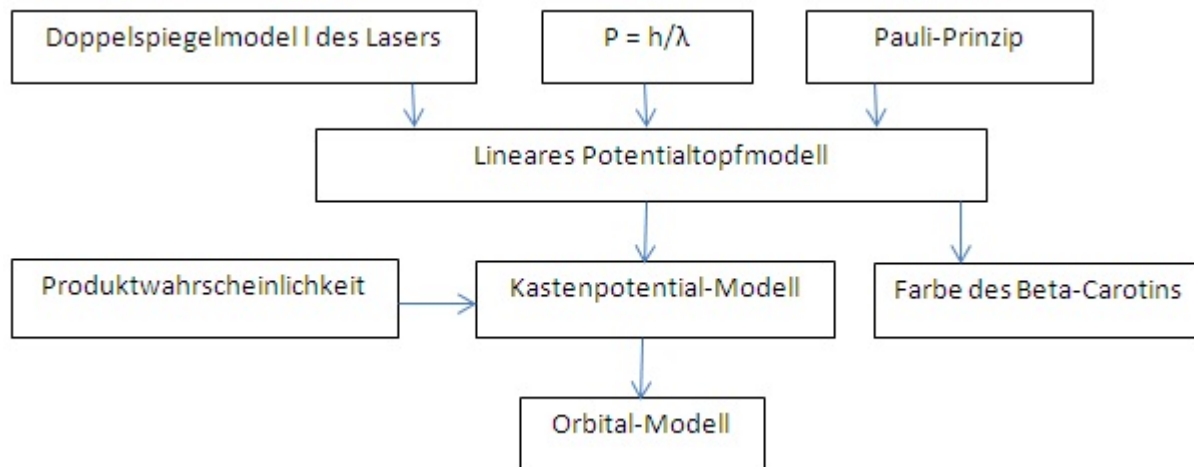


Abbildung 4: Lernstruktur zu den Potentialtopfmodellen.

Nr.	Stundenthema	Stundenlernziel
1	Entwicklung des Modells des linearen Potentialtopfs für Beta-Carotin	Die SuS sollen das Modell begründen und anwenden können.
2	Einführung von p-Orbitalen	Die SuS sollen p-Orbitale im Kastenpotential skizzieren und erläutern können.
3	Anwendung der Orbitale im Periodensystem	Die SuS sollen die chemischen Elemente mit Hilfe von Potenzialtöpfen und Orbitalen deuten können.

Tabelle 3: Mögliche Stundenabfolge zur Unterrichtssequenz Potenzialtopfmodelle.

Kurzentwurf für eine Physikstunde

Thema der Unterrichtssequenz: Potentialtopfmodelle

Entwicklung des Modells des linearen Potentialtopfs für β -Carotin

Didaktik: Stundenlernziel: Die SuS können das Modell begründen und anwenden.

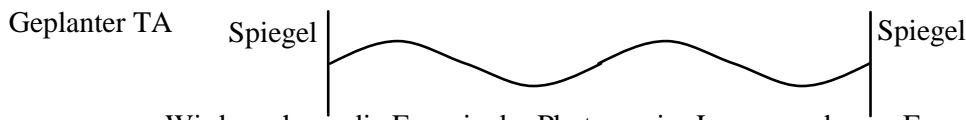
Leitfrage: s. TA

- Bedeutsamkeit für SuS: Grundverständnis des Materieaufbaus
- Zieltransparenz für SuS: Messung und Berechnung der Wellenlänge
- Didaktische Reduktion: streckenförmiges Molekül
- Akzentuierung: Analogie zum Laser

Inhaltliche Aspekte	Verhaltensaspekte dazu
LV: Linienspektrum	Erläutern, Messen
LV: Absorptionsspektrum	Erläutern, Messen
LV: Energieniveaudiagramm	Begründen, Anwenden
LV: Stehende Wellen beim Kontrabass	Berechnen
LV: Doppelspiegelmodell des Lasers	Begründen, Anwenden
LV: Pauli-Prinzip	Begründen, Anwenden
TLZ: Analogie des Lasers zum Stabmolekül	Erläutern
TLZ: Stehende Welle im Stabmolekül	Skizzieren
TLZ: Versuch zur Absorptionslinie beim Farbstoff	Beschreiben, Durchführen, Deuten
TLZ: Energie der beobachteten Photonen	Berechnen
TLZ: Formel zum linearen Potentialtopfmodell	Herleiten
TLZ: Anwendbarkeit des linearen Potentialtopfmodells	Überprüfen, Erörtern
TLZ: Lineares Potentialtopfmodell	Erläutern, Skizzieren, Anwenden

Methodik: Dominantes Lehrverfahren: Problemlösend

Zeit	Didaktische Erläuterungen	Methodische Erläuterungen	Sozialform
10	<u>Hinführung:</u> Besprechung der HA zu Energieniveaus im Laser	SV, AB 1	LSG
12	<u>Problemstellung:</u> Idee, Beispiel	Leitfrage	LSG
25	<u>Analyse:</u> Vermutung, Versuchsplan, Berechnungsplan	TA	MuG
35	<u>Lösung 1:</u> DE	Beobachten, TA	SSG
55	<u>Lösung 2:</u> Berechnen	LH	GA
70	<u>Sicherung:</u> s.u.	SV Ergebnis, OHP, Reflexion, Bezeichnungen	SV
90	<u>Festigung:</u> Beispiel, AB 2	Berechnen, SV	EA



Wir berechnen die Energie der Photonen im Laser aus dessen Form.

Wie berechnen wir die Energie der Elektronen im Molekül aus dessen Form?

Idee: Längliches Molekül ähnlich Laser

Beispiel: β -Carotin; stabförmig; $a = 1,77$ nm lang; 22 Elektronen bewegen sich praktisch frei in diesem „Stab“

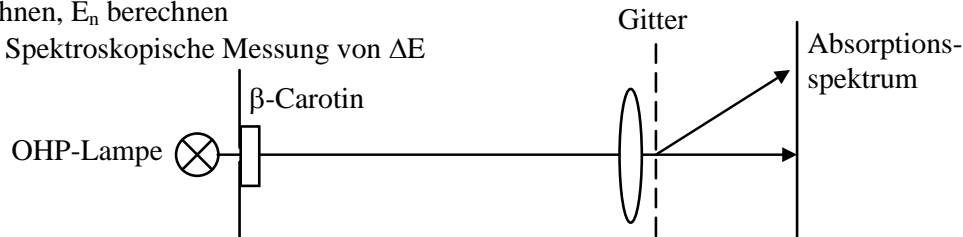
Vermutung: Die 22 Elektronen bilden im β -Carotin-Molekül stehende Wellen.

Überprüfung:

ΔE messen

ΔE berechnen, E_n berechnen

Versuch: Spektroskopische Messung von ΔE



Beobachtung: β -Carotin absorbiert hauptsächlich blaues Licht

Literatur: β -Carotin absorbiert hauptsächlich bei 450 nm. $\rightarrow \Delta E = E_{\text{Photon}} = h \cdot c / \lambda = 2,76$ eV

Berechnung:

Photon im Laser: $\lambda \rightarrow f \rightarrow E$

Elektron im Molekül: $\lambda_{\text{Elektron}} \rightarrow p \rightarrow v \rightarrow E \rightarrow \Delta E = E_{12} - E_{11}$ (Pauli-Prinzip)

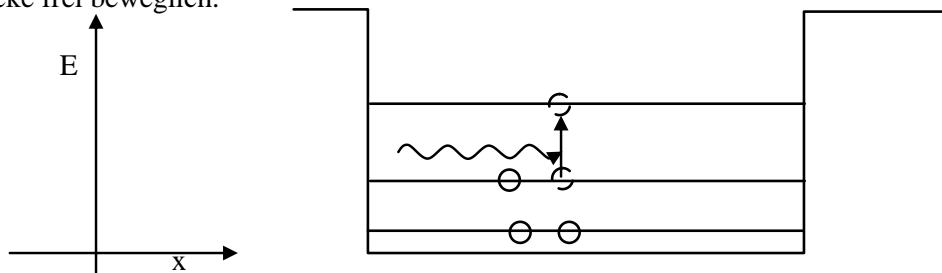
Ergebnis: Die 22 Elektronen bilden im β -Carotin-Molekül stehende Wellen mit folgenden

Energieniveaus:
$$E_n = n^2 \cdot \frac{h^2}{8m \cdot a^2} = n^2 \cdot 0,12 \text{ eV}$$

Mögliche Ursachen für breiten absorbierten Wellenlängenbereich:

Molekül ist nicht genau stabförmig, ...

Bezeichnung: Beim linearen Potenzialtopfmodell modellieren wir das Elektron idealisierend als in einer Strecke frei beweglich.



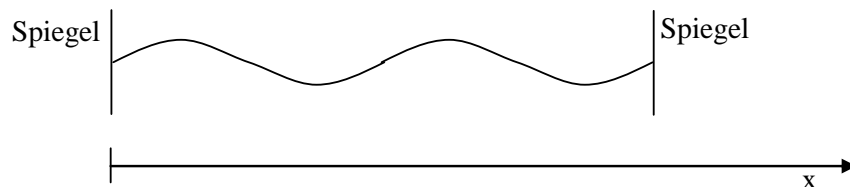
Geplante Schülerfolie

Stehende Welle: $\lambda = 2a/n$ mit $n = 1, 2, 3, \dots$

$\rightarrow p = h/\lambda$ $\rightarrow v = p/m$

$\rightarrow E = 0,5 \cdot m \cdot v^2 = n^2 \cdot \frac{h^2}{8m \cdot a^2} = n^2 \cdot 0,12 \text{ eV}$

$\rightarrow \Delta E = E_{12} - E_{11} = 2,76 \text{ eV}$



In einem Halbleiterlaser stehen sich zwei parallele Spiegel im Abstand 3200 nm gegenüber. Dazwischen bildet die Wellenfunktion die stehende Welle der 3. Oberschwingung.

- a) Bestimmen Sie die Wellenlänge des Laserlichts.
- b) Bestimmen Sie die Energie der emittierten Photonen.



- 1) Ein Cyanin-Farbstoff absorbiert optimal Licht der Wellenlänge $\lambda = 536$ nm. Das Molekül ist stabförmig und $a = 1,21$ nm lang. 8 Elektronen bewegen sich frei in diesem „Stab“.
 - a) Berechnen Sie die Energieniveaus nach dem linearen Potentialtopfmodell.
 - b) Berechnen Sie die Photonenenergie und deuten Sie diese.
 - c) Zeichnen Sie das lineare Potentialtopfmodell im Grundzustand.
 - d) Zeichnen Sie das lineare Potentialtopfmodell für den Moment der Absorption.
 - e) Begründen Sie, warum das lineare Potentialtopfmodell hier relativ gut funktioniert.
- 2) Die Quecksilberdampfampe emittiert Licht mit den Wellenlängen 404 nm, 436 nm, 546 nm und 579 nm. Entscheiden Sie, ob diese Strahlung besser durch das lineare Potentialtopfmodell oder durch Energieniveaus erklärt werden kann.
- 3) Vergleichen Sie das lineare Potentialtopfmodell für den Laser mit dem für das Elektron.

Kurzentwurf für eine Physikstunde

Thema der Unterrichtssequenz: Potenzialtopfmodelle

Entwicklung des Modells des linearen Potentialtopfs für β -Carotin

Einführung von p-Orbitalen

Didaktik: Stundenlernziel: Die SuS können p-Orbitale im Kastenpotential skizzieren und erläutern.

Leitfrage: s. TA

- Bedeutsamkeit für SuS: Grundlage des Materieaufbaus
- Zieltransparenz für SuS: Wellenfunktion im Raum
- Didaktische Reduktion: Kastenpotential
- Akzentuierung: p-Wellenfunktion

Inhaltliche Aspekte	Verhaltensaspekte dazu
LV: Wellenfunktion der Strecke	Erläutern, Zeichnen, Berechnen
TLZ: Schwingungen in 3 Raumrichtungen	Vermuten
TLZ: Wellenfunktion	Berechnen, Skizzieren
TLZ: Antreffwahrscheinlichkeit	Berechnen, Skizzieren
TLZ: s- und p-Orbital	Erläutern

Methodik: Dominantes Lehrverfahren: Entdeckenlassend

Zeit	Didaktische Erläuterungen	Methodische Erläuterungen	Sozialform
5	<u>Hinführung:</u> Orbitale in Chemie	OHP	SV
7	<u>Problemstellung:</u>	Leitfrage	LSG
12	<u>Analyse:</u> Ideen	TA, Skizze, DE	MuG
20	<u>Lösung:</u> Antreffwahrscheinlichkeiten	Terme erstellen, Skizzieren	GA
25	<u>Sicherung:</u> s.u.	SV Ergebnis, OHP	SV
40	<u>Festigung:</u> Weitere Orbitale	AB2	LSG

Geplanter TA

Welche Wellenfunktionen kommen im Kasten vor?

Kantenlänge: a



Ideen:

- In jede der 3 Raumrichtungen entsteht eine Grundschiwingung oder Oberschiwingung.
- Die Wellenfunktion $\psi(x,y,z)$ ist das Produkt der Wellenfunktionen der Koordinaten, $\psi(x,y,z) = \psi(x) \cdot \psi(y) \cdot \psi(z)$. Denn das entspricht der Produktwahrscheinlichkeit.
- Grundzustand: 3 Grundschiwingungen
- Erster angeregter Zustand : 2 Grundschiwingungen + erste Oberschiwingung

Grundschiwingung: $\psi_1(x) = \sin[\pi \cdot x/a]$

Erste Oberschiwingung: $\psi_2(x) = \sin[2\pi \cdot x/a]$



Ergebnisse:

- Im Kastenpotential treten im Grundzustand je eine Grundschiwingung in x-, y- und z-Richtung auf. Es folgt eine Antreffwahrscheinlichkeitsverteilung bestehend aus einem zentralen Maximum.
- Im ersten angeregten Energieniveau treten zwei Grundschiwingungen und eine erste Oberschiwingung auf. Es folgt eine hantelförmige Antreffwahrscheinlichkeitsverteilung.

Bezeichnungen: Diese berechneten räumlichen Verteilungen heißen Orbitale.

Das Orbital bestehend aus einem zentralen Maximum nennt man s-Orbital.

Das hantelförmige Orbital nennt man p-Orbital.

Grundzustand

$$\psi_1(x) = \sin[\pi \cdot x/a]$$

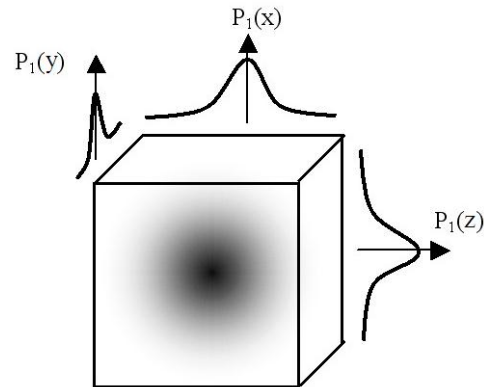
$$\psi_1(y) = \sin[\pi \cdot y/a]$$

$$\psi_1(z) = \sin[\pi \cdot z/a]$$

$$\psi(x,y,z) = \psi_1(x) \cdot \psi_1(y) \cdot \psi_1(z)$$

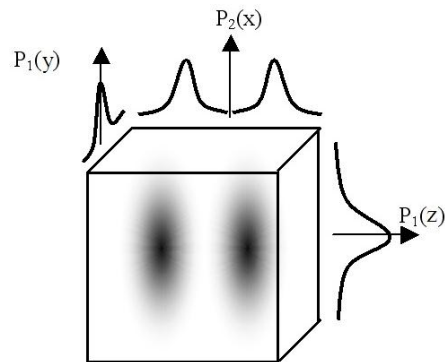
Antreffwahrscheinlichkeit: $P(x) \sim \sin^2 [\pi \cdot x/a]$; $P(y) \sim \sin^2 [\pi \cdot y/a]$; $P(z) \sim \sin^2 [\pi \cdot z/a]$

$$P(x,y,z) \sim \sin^2 [\pi \cdot x/a] \cdot \sin^2 [\pi \cdot y/a] \cdot \sin^2 [\pi \cdot z/a]$$



Erster angeregter Zustand

$$P(x,y,z) \sim \sin^2 [2\pi \cdot x/a] \cdot \sin^2 [\pi \cdot y/a] \cdot \sin^2 [\pi \cdot z/a]$$



5 Berechnung atomarer Energieniveaus

Bisher wurden molekulare Energieniveaus berechnet und Orbitale qualitativ bestimmt. Das Curriculum Beime u. a. (2012); Brüning u. a. (2010); Frenzel (2017); Gehmann (2015) sieht auch Berechnungen mit atomaren Energieniveaus vor: Die charakteristische Röntgenstrahlung wird mit Hilfe einer atomaren Energieformel berechnet. Die Balmerformel beschreibt Übergänge im Wasserstoffatom. Diese lassen sich aus den atomaren Energien berechnen. Beide Berechnungen können gemäß dem Curriculum auch unbegründet vorgegeben werden. Ausgehend vom Potenzialtopfmodell können die SuS diese Formeln selbstständig herleiten. Hier stelle ich diesen Zugang dar. Hierzu führe ich zunächst das Energieniveauschema ein, dazu schlage ich eine konkrete Stunde vor. Es folgt die Berechnung der Energieniveaus im Wasserstoff. Zu dieser zentralen Stunde der Sequenz mache ich einen konkreten Vorschlag. Zur Abschätzung der Energie der Wellenfunktion gehe ich vom Coulomb-Potenzial und der Gleichheit von Zentripetal- und Coulomb-Kraft aus. Zur didaktischen Reduktion der Geometrie der Wellenfunktion gehe ich von stehenden Wellen auf einem Kreisumfang aus. Die charakteristische Röntgenstrahlung kann gut mit einem Applet behandelt werden, da viele Schulen kein Röntgengerät haben.

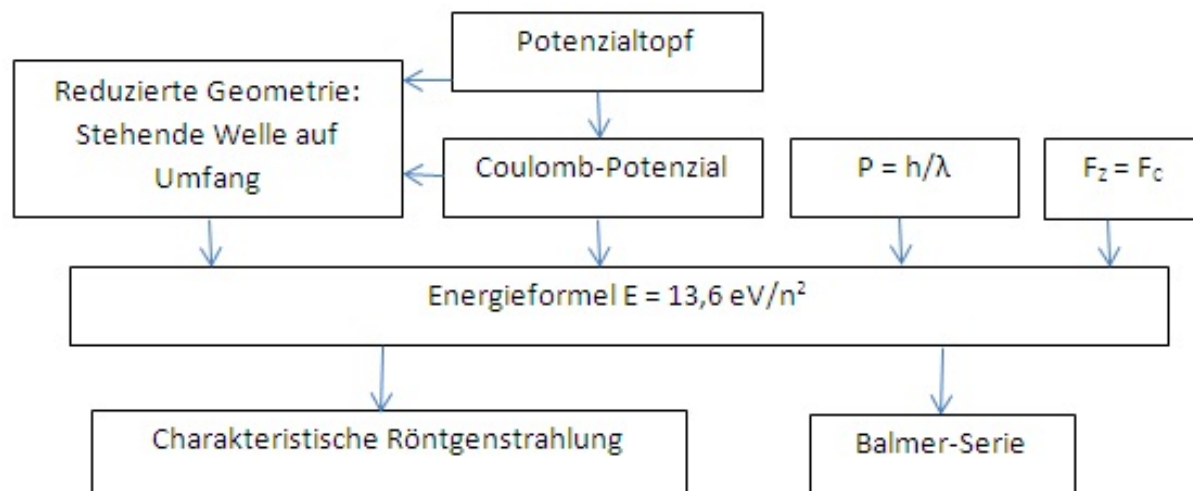


Abbildung 5: Lernstruktur zur Berechnung atomarer Energien.

Nr.	Stundenthema	Stundenlernziel
1	Einführung des Energieniveauschemas	Die SuS sollen das Schema erläutern und anwenden können.
2	Entdeckung des sichtbaren Teils der Balmer Serie	Die SuS sollen die Wellenlängen der sichtbaren Linien des Wasserstoffs messen und deuten können.
3	Herleitung der Energieformel für Wasserstoff	Die SuS sollen die Energieformel herleiten können.
4	Entdeckung der charakteristischen Röntgenstrahlung	Die SuS sollen die Strahlung erläutern und anwenden können.
5	Erklärung der charakteristischen Röntgenstrahlung	Die SuS sollen die Strahlung mit Hilfe der Energieformel des Wasserstoffs erklären können.

Tabelle 4: Mögliche Stundenabfolge zur Unterrichtssequenz Berechnung atomarer Energieniveaus.

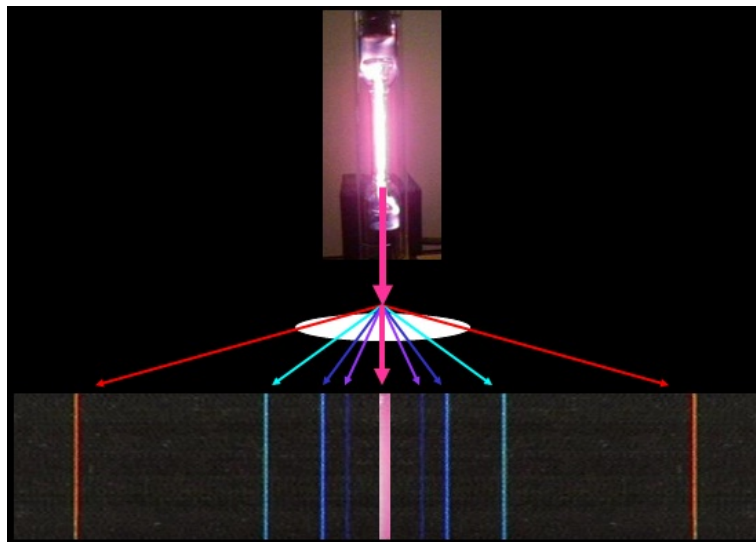


Abbildung 6: Beobachtung der Balmer Serie mit der Wasserstofflampe. Schematische Darstellung.

Kurzentwurf für eine Physikstunde

Thema der Unterrichtssequenz: Berechnung atomarer Energieniveaus

Einführung des Energieniveauschemas

Didaktik: Stundenlernziel: Die SuS können das Schema erläutern und anwenden.

Leitfrage: s. TA

- Bedeutsamkeit für SuS: Übersicht zu vielfältige atomaren Energiestrukturen
- Zieltransparenz für SuS: Diagramm
- Didaktische Reduktion: Hauptquantenzahl
- Akzentuierung: Zwei Schemata im Vergleich

Inhaltliche Aspekte	Verhaltensaspekte dazu
LV: Potentialtopfmodell E_n	Berechnen
TLZ: Energieniveauschema	Erläutern, Zeichnen
TLZ: Absorption zum Energieniveauschema	Erläutern, Berechnen
TLZ: Emission zum Energieniveauschema	Erläutern, Berechnen
TLZ: H-Energieniveauschema	Erläutern, Zeichnen
TLZ: H-Emission	Erläutern, Berechnen

Methodik: Dominantes Lehrverfahren: Erarbeitend

Zeit	Didaktische Erläuterungen	Methodische Erläuterungen	Sozialform
5	<u>Hinführung:</u> Energieniveaus Wdh.	SV, Besprechung der HA	SV
7	<u>Aufgabenstellung:</u>	Leitfrage	LSG
12	<u>Analyse:</u> Formel	TA, AB	MuG
20	<u>Lösung:</u> E_n	Berechnen, Zeichnen	GA
25	<u>Sicherung:</u> s.u.	SV Ergebnis, OHP	SV
40	<u>Festigung:</u> Beispiel H	EA, SV	EA

Geplanter TA

Wie stellen wir die Energieniveaus im Diagramm dar?

Idee: Übereinander, maßstabsgetreu, n von 1 bis 5

Beispiel: Cyaninfarbstoff

Zeichnung der SuS am OHP

Ergebnis: Die gesamten Energieniveaus können wir übersichtlich im Diagramm darstellen.

Bezeichnung: Ein Diagramm, das die Energieniveaus eines Moleküls, Atoms oder Atomkerns darstellt, nennen wir Energieniveauschema.

Beispiel: Wasserstoff: $E_n = 13,6 \text{ eV}/n^2$

Sichtbare Linien: $E_n = ?$; $\lambda_n = ?$

Zeichnung mit λ_n der SuS am OHP

Kurzentwurf für eine Physikstunde

Thema der Unterrichtssequenz: Berechnung atomarer Energieniveaus

Einführung des Energieniveauschemas

Entdeckung des sichtbaren Teils der Balmerserie

Didaktik: Stundenlernziel: Die SuS können die Wellenlängen der sichtbaren Linien des Wasserstoffs messen und deuten.

Leitfrage: s. TA

- Bedeutsamkeit für SuS: Spektraluntersuchung, H-Lampen
- Zieltransparenz für SuS: Spektraluntersuchung
- Didaktische Reduktion: Sichtbares Spektrum
- Akzentuierung: Spektraluntersuchung

Inhaltliche Aspekte	Verhaltensaspekte dazu
LV: $E = -13,6 \text{ eV}/n^2$	Zeichnen, Berechnen
LV: Spektrum, Wellenlängen	Erläutern, Messen
TLZ: sichtbare Wasserstofflinien	Beschreiben, Messen
TLZ: mögliche Wasserstofflinien	Erklären, Berechnen
TLZ: sichtbare Wasserstofflinien	Erläutern, Berechnen
TLZ: Balmerserie	Erklären, Berechnen, Zeichnen
TLZ: sichtbare H-Emission	Erläutern, experimentelles Begründen

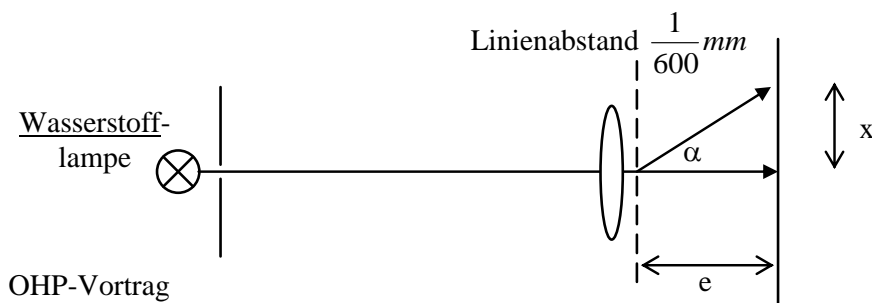
Methodik: Dominantes Lehrverfahren: Entdeckenlassend

Zeit	Didaktische Erläuterungen	Methodische Erläuterungen	Sozialform
5	<u>Hinführung:</u> H-Energieniveauschema	SV zur HA	SV
7	<u>Problemstellung:</u>	Leitfrage	LSG
12	<u>Analyse:</u> Ideen	TA, Skizze, DE	MuG
20	<u>Lösung:</u> E_n	DE, Berechnung, themendifferenziert	GA
25	<u>Sicherung:</u> s.u.	SV Ergebnis, OHP	SV
40	<u>Festigung:</u> Berechnung von Seriegrenzen	HA	GA

Geplanter TA

Welches sichtbare Licht sendet die Wasserstofflampe aus?

Idee: Mit E_n berechnen, messen, Versuchsskizze



Ergebnis: Die sichtbaren Wasserstofflinien haben die Wellenlängen 411 nm, 435 nm, 487 nm und 658 nm.

Bezeichnung: Die Übergänge mit dem unteren Energieniveau E_2 bilden die Balmerserie.

Deutung: Die vier niederenergetischsten Linien der Balmerserie bilden die sichtbare Strahlung des Wasserstoffatoms.

Kurzentwurf für eine Physikstunde

Thema der Unterrichtssequenz: Berechnung atomarer Energieniveaus

Einführung des Energieniveauschemas

Entdeckung des sichtbaren Teils der Balmerreihe

Herleitung der Energieformel für Wasserstoff

Didaktik: Stundenlernziel: Die SuS sollen die Energieformel herleiten können.

Leitfrage: s. TA

- Bedeutsamkeit für SuS: Quantitative Modellbildung
- Zieltransparenz für SuS: Herleitung der Energieformel aus Grundprinzipien
- Didaktische Reduktion: Geometrische Vereinfachung
- Akzentuierung: Ganzheitliche umfassende quantitative Modellbildung

Inhaltliche Aspekte	Verhaltensaspekte dazu
LV: Potentialtopfmodell E_n	Berechnen
LV: Energieniveauschema	Erläutern, Zeichnen
LV: Energie und Potenzial im H-Atom	Erläutern, Zeichnen, Berechnen
TLZ: Isotrope Elektronenwolke	Erläutern, Vermuten, Skizzieren
TLZ: $F_z = F_C$ & $U = n \cdot \lambda$ im Mittel	Erläutern, Berechnen, Anwenden
TLZ: $E = -13,6 \text{ eV}/n^2$	Begründen, Herleiten

Methodik: Dominantes Lehrverfahren: Entdeckenlassend

Zeit	Didaktische Erläuterungen	Methodische Erläuterungen	Sozialform
5	<u>Hinführung:</u> Energieniveaus Wdh.	SV	SV
10	<u>Problemstellung:</u>	Leitfrage	LSG
20	<u>Analyse:</u> Idee	TA, Skizze	MuG
40	<u>Lösung:</u> E_n	Berechnen, Zeichnen	GA
60	<u>Sicherung:</u> s.u.	SV Ergebnis, OHP	SV
90	<u>Festigung:</u> Sichtbare Linien, $q = z \cdot e$	GA, binnendifferenziert, evtl. r_n	GA

Geplanter TA: Wie bestimmen wir die Energieniveaus des Wasserstoffs?

Ideen: Potentialtopf wird zu $E = e^2/(4\pi\epsilon_0 \cdot r)$, $F_z = F_C = e^2/(4\pi\epsilon_0 \cdot r^2)$

Statt $L = 2r = n\lambda/2$ nun $L = 2\pi r = n\lambda$ (ähnlich Umfang)

Ergebnis: $E_n = -13,6 \text{ eV}/n^2$

Sichtbare Linien: $E_{23} = -1,89 \text{ eV}$;

$E_{24} = -2,55 \text{ eV}$; $E_{25} = -2,86 \text{ eV}$;

$E_{26} = -3,02 \text{ eV}$; $\lambda_{23} = 657 \text{ nm}$;

$\lambda_{24} = 487 \text{ nm}$; $\lambda_{25} = 434 \text{ nm}$; $\lambda_{26} = 411 \text{ nm}$

Ergebnisse: Wir können die Energie der beobachteten Linien aus den Kräften und der auf dem

Umfang stehenden Welle berechnen. Für die Kernladung $q = z \cdot e$ ist: $E_n = - \frac{z^2 e^4 m}{8\epsilon_0^2 h^2 n^2}$

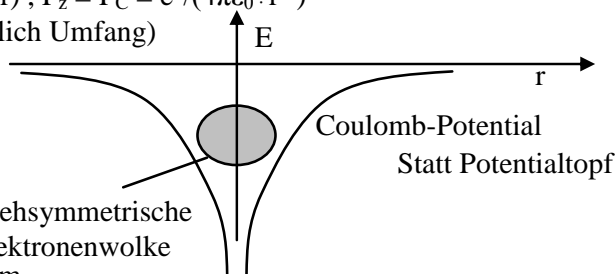
Geplante OHP-Folie der SuS

$$\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r^2} = \frac{mv^2}{r} \quad \rightarrow \quad \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r} = m v^2 \quad \rightarrow \quad |E_{\text{pot}}| = 2 E_{\text{kin}}$$

$$\rightarrow \quad E = E_{\text{pot}} + E_{\text{kin}} = -2 E_{\text{kin}} + E_{\text{kin}} = - E_{\text{kin}}$$

$$2\pi r = n \lambda = n h/p = n h/(mv) \rightarrow \text{Einsetzen} \rightarrow \quad \frac{e^2}{2\epsilon_0} \frac{mv}{nh} = m v^2 \rightarrow \quad v = \frac{e^2}{2\epsilon_0} \frac{1}{nh}$$

$$\text{Einsetzen} \rightarrow \quad E_n = -0,5 m v^2 = - \frac{e^4 m}{8\epsilon_0^2 h^2} * n^{-2} = -13,6 \text{ eV}/n^2$$



Kurzentwurf für eine Physikstunde

Thema der Unterrichtssequenz: Berechnung atomarer Energieniveaus

Einführung des Energieniveauschemas

Entdeckung des sichtbaren Teils der Balmerreihe

Herleitung der Energieformel für Wasserstoff

Entdeckung der charakteristischen Röntgenstrahlung

Didaktik: Stundenlernziel: Die SuS sollen die Strahlung erläutern und anwenden können.

Leitfrage: s. TA

- Bedeutsamkeit für SuS: Verbreitetes, robustes Analyseverfahren, atomare Dynamik
- Zieltransparenz für SuS: Entdeckung
- Didaktische Reduktion: Applet
- Akzentuierung: Erkenntnisgewinnung auch im All

Inhaltliche Aspekte	Verhaltensaspekte dazu
LV: Bragg-Reflexion	Herleiten, Berechnen
LV: Röntgengerät auch im Applet	Erläutern, Anwenden
TLZ: Charakteristische Linien	Erläutern
TLZ: Spannungsunabhängigkeit charakteristischer Linien	Begründen
TLZ: Charakteristische Linien als Indikator	Begründen

Methodik: Dominantes Lehrverfahren: Entdeckenlassend

Zeit	Didaktische Erläuterungen	Methodische Erläuterungen	Sozialform
8	<u>Hinführung:</u> Einstiegsfolie	Beschreiben	LSG
12	<u>Problemstellung:</u>	Leitfrage	LSG
20	<u>Analyse:</u> Ideen	TA, Applet	MuG
35	<u>Lösung:</u> charakteristische Linien	Computereperimente, themendifferenziert: Elemente, AB zur Einstiegsfolie	GA
40	<u>Sicherung:</u> s.u.	SV Ergebnis, OHP, Rückkopplung	SV
40	<u>Festigung:</u> Analyse anderer Gruppen	HA	GA

Geplanter TA

Wie können wir mit Röntgenstrahlung chemische Elemente bestimmen?

Vermutung: Jedes Element hat eine spezifische Röntgenstrahlung. ✓

Ideen: Versuche mit unterschiedlichem Anodenmaterial, Applet

Ergebnisse:

Jedes chemische Element hat bei bestimmten Wellenlängen Maxima der Emission von Röntgenstrahlung.

Die Wellenlänge dieser Maxima hängt nur vom Material, nicht von der Beschleunigungsspannung ab.

Anhand dieser Maxima können wir ein Element erkennen.

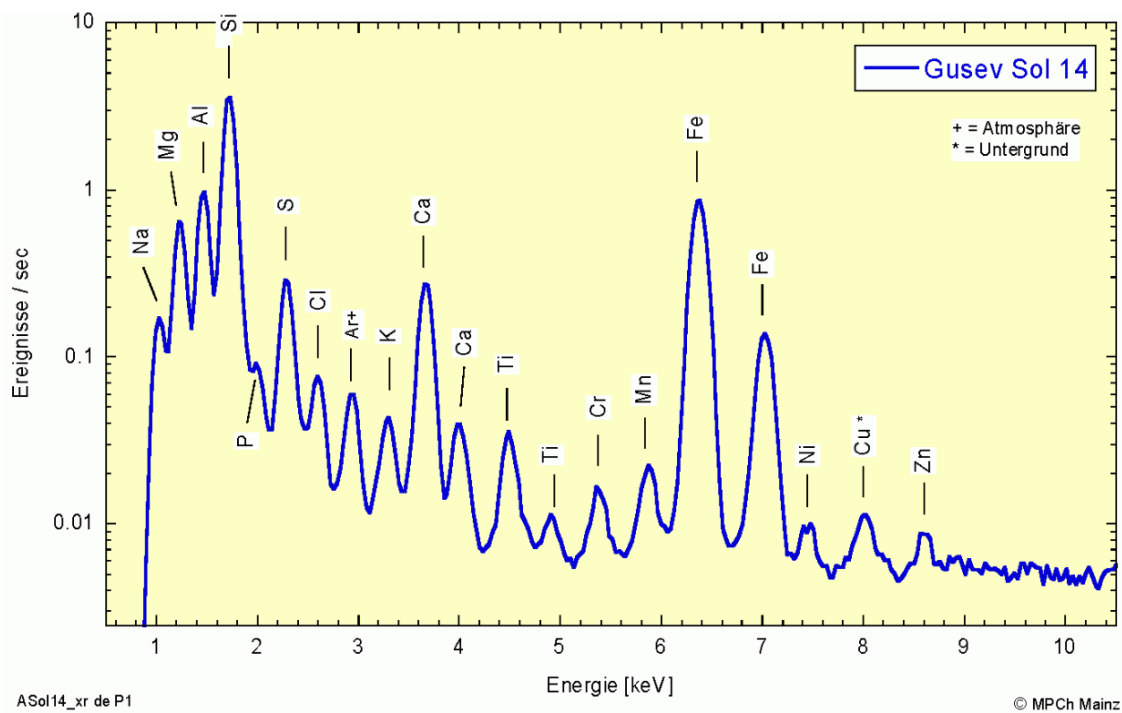
Die Wellenlängen der Maxima stimmen mit den von Pathfinder beobachteten überein.

Bei Kupfer gibt es zwei Linien: $\lambda = 141 \text{ pm}$ und $\lambda = 157 \text{ pm}$

Bezeichnung: Diese materialspezifische Strahlung heißt charakteristische Röntgenstrahlung.



Mars Pathfinder: Bestimmung chemischer Elemente mit Röntgenstrahlung



Erklären Sie die Energie für Kupfer.

[MPI für Chemie (2005): Zwei Rover mit Instrumenten aus Mainz auf dem Mars. URL: <http://www.apxs.mpich.de/mer-apxs-2005.pdf> (Heruntergeladen 2010).]

Kurzentwurf für eine Physikstunde

Thema der Unterrichtssequenz: Berechnung atomarer Energieniveaus

Einführung des Energieniveauschemas

Entdeckung des sichtbaren Teils der Balmerreihe

Herleitung der Energieformel für Wasserstoff

Entdeckung der charakteristischen Röntgenstrahlung

Erklärung der charakteristischen Röntgenstrahlung

Didaktik: Stundenlernziel: Die SuS sollen die Strahlung mit Hilfe der Energieformel des Wasserstoffs erklären können.

Leitfrage: s. TA

- Bedeutsamkeit für SuS: Atomare Dynamik
- Zieltransparenz für SuS: Berechnung
- Didaktische Reduktion: Abschirmung als Faktor
- Akzentuierung: Analogie zum Wasserstoff

Inhaltliche Aspekte	Verhaltensaspekte dazu
LV: $E = -13,6 \text{ eV}/n^2$	Herleiten, Berechnen
LV: Emission, Ionisation, Stoßprozess	Erläutern
LV: Kupfer: $\lambda = 157 \text{ pm}$; $\lambda = 141 \text{ pm}$	Nennen
TLZ: Vermutung $\lambda_{\text{exp}} = \lambda_{31}$ und λ_{21}	Entwickeln
TLZ: $E = -13,6 \text{ eV} \cdot z^2 / n^2$	Entwickeln
TLZ: $\lambda_{21} = 144 \text{ pm}$; $\lambda_{31} = 122 \text{ pm}$	Berechnen
TLZ: Abschirmung: $E = -13,6 \text{ eV} \cdot (z-a)^2 / n^2$ mit $1 < a < 2$	Erläutern, Anwenden

Methodik: Dominantes Lehrverfahren: Entdeckenlassend

Zeit	Didaktische Erläuterungen	Methodische Erläuterungen	Sozialform
5	<u>Hinführung:</u> Einstiegsfolie, Wdh.	Beschreiben, Wdh.	LSG
7	<u>Problemstellung:</u>	Leitfrage	LSG
15	<u>Analyse:</u> Ideen	TA, Applet	MuG
35	<u>Lösung:</u> Berechnen	LH zur Abschirmung	GA
40	<u>Sicherung:</u> s.u.	SV, OHP, Rückkopplung	SV
40	<u>Festigung:</u> Beispiele, AB	HA	GA

Geplanter TA, teils Schülerfolie

Wie kommt es zur charakteristischen Röntgenstrahlung bei Kupfer?

Ideen: $E = -13,6 \text{ eV}/n^2 \cdot z^2$; $z = 29$; $\lambda = 157 \text{ pm}$; $\lambda = 141 \text{ pm}$;

Ein Elektron wird aus dem innersten Orbit geschlagen, dann wechselt ein Elektron aus dem zweiten oder dritten Orbit zum ersten und emittiert dabei ein Photon. ✓

Energie beim H-Atom:

$$E_n = - \frac{e^4 m}{8 \epsilon_0^2 h^2} \cdot \frac{1}{n^2}$$

Es kommt e^4 aus $q^2 Q^2$. Das ist hier $e^2 \cdot (e \cdot z)^2$:

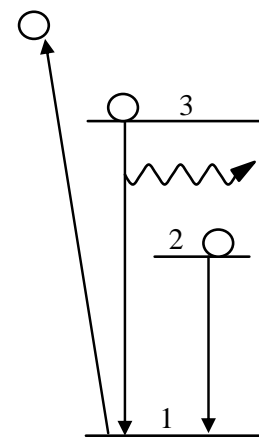
$$E_n = - \frac{e^4 m}{8 \epsilon_0^2 h^2} \cdot \frac{1}{n^2} \cdot z^2$$

Bei $n = 1$ und $m = 2$: $\Delta E = -13,6 \text{ eV} \cdot z^2 \cdot 0,75$;

$$\lambda = hc/\Delta E = 144 \text{ pm}$$

Bei $n = 1$ und $m = 3$: $\Delta E = -13,6 \text{ eV} \cdot z^2 \cdot 0,89$;

$$\lambda = hc/\Delta E = 122 \text{ pm}$$



Besser mit Abschirmung: $m = 2$: $z \rightarrow z-1$ $m=3$: mehr Elektronen dazwischen $z \rightarrow z-2$

$$\Delta E = -13,6 \text{ eV} \cdot (z-1)^2 \cdot 0,75; \quad \lambda = hc/\Delta E = 155 \text{ pm}$$

$$\Delta E = -13,6 \text{ eV} \cdot (z-2)^2 \cdot (1-1/3^2) \quad \lambda = hc/\Delta E = 140 \text{ pm}$$

Ergebnis: Die Energie der charakteristischen Röntgenstrahlung eines Elements mit der Kernladungszahl Z beträgt $\Delta E = 13,6 \text{ eV} \cdot (z-a)^2 \cdot (1/n^2 - 1/m^2)$ mit $1 < a < 3$.

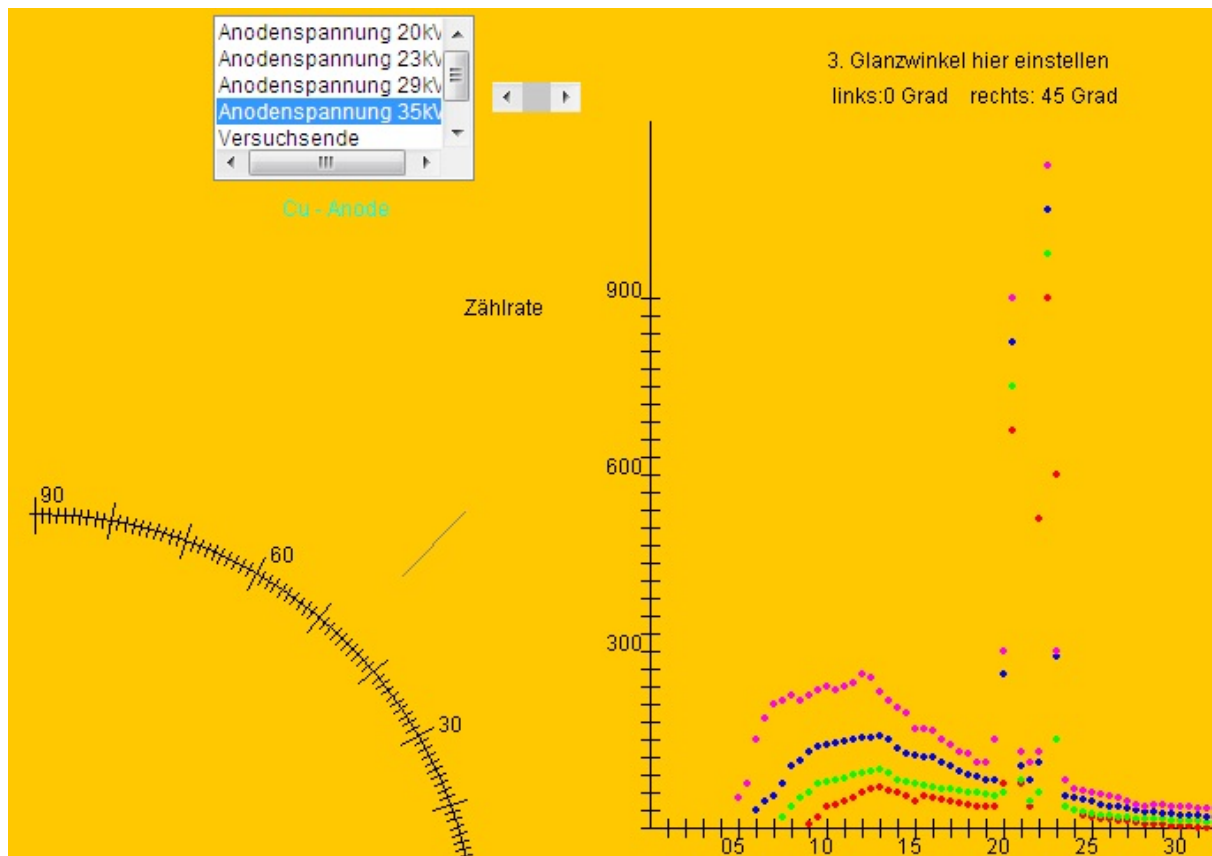


Abbildung 7: Charakteristische Röntgenstrahlung; Applet. Die charakteristischen Linien haben bei allen Anodenspannungen die gleiche Wellenlänge.

6 Kombination mehrerer Energieniveaus

Ein besonders ästhetisches Gebiet der UE ist die Lumineszenz. Hier können Sie die schönsten Farben erzeugen und deren Entstehung im Atom erklären. Auch legen Sie hier das Fundament für das Verständnis des Lasers. Auch das Curriculum [Beime u. a. \(2012\)](#); [Brüning u. a. \(2010\)](#); [Frenzel \(2017\)](#); [Gehmann \(2015\)](#) lässt sich diesen bedeutsamen Leckerbissen natürlich nicht entgehen. Ich mache Vorschläge für die grundlegende Stunde zur Fluoreszenz und die besonders interessante Stunde zum Laser.

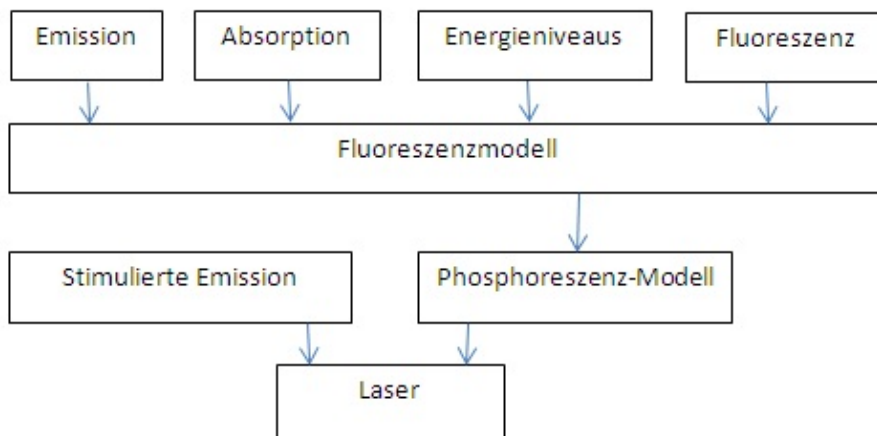


Abbildung 8: Lernstruktur zur Kombination mehrerer Energieniveaus.

Nr.	Stundenthema	Stundenlernziel
1	Entdeckung und Deutung der Fluoreszenz und Phosphoreszenz	Die Schüler sollen ihre experimentellen Entdeckungen erklären können.
2	Analyse der Leuchtstoffe in der weißen LED	Die Schüler sollen Anwendungen von Leuchtstoffen analysieren können.
3	Entdeckung der stimulierten Emission	Die SuS sollen die stimulierte Emission und ihre Anwendung im Laser erläutern können.

Tabelle 5: Mögliche Stundenabfolge zur Unterrichtssequenz *Kombination mehrerer Energieniveaus*.



Abbildung 9: Einstiegsversuch zur Fluoreszenz: Geldschein im UV-Licht einer Hg-Lampe mit UV-Filter.

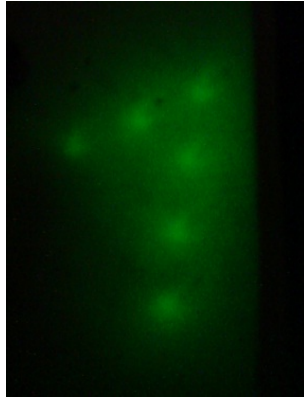


Abbildung 10: Einstiegsversuch zur Phosphoreszenz: Eine Zinksulfidschicht wurde mit einer "1" belichtet.

Kurzentwurf für eine Physikstunde

Thema der Unterrichtssequenz: Kombination mehrerer Energieniveaus

Entdeckung und Deutung der Fluoreszenz und Phosphoreszenz

Didaktik: Stundenlernziel: Die Schüler sollen ihre experimentellen Entdeckungen erklären können.

Leitfrage: s. TA

- Bedeutsamkeit für SuS: Häufiger Mechanismus der Lichtentstehung im Atom
- Zieltransparenz für SuS: Erklärung der Beobachtungen
- Didaktische Reduktion: Betrachtung von nur 3 Energieniveaus
- Akzentuierung: Energieniveaudiagramme

Inhaltliche Aspekte	Verhaltensaspekte dazu
LV: Absorption, Emission	Erläutern, Erklären
LV: Energieniveaudiagramm	Skizzieren, Anwenden
TLZ: Zwischenniveau	Entwickeln, Skizzieren
TLZ: Fluoreszenz	Erläutern, Erklären, Anwenden
TLZ: Kontrollversuch	Planen, Durchführen
TLZ: Phosphoreszenz	Erläutern, Erklären, Anwenden
TLZ: Lumineszenz	Zusammenfassen

Methodik: Dominantes Lehrverfahren: Entdeckenlassend

Zeit	Didaktische Erläuterungen	Methodische Erläuterungen	Sozialform
5	<u>Hinführung:</u> Einstiegsversuch	Beschreiben, DE	LSG
7	<u>Problemstellung 1:</u>	Leitfrage	LSG
12	<u>Analyse 1:</u> Ideen, Kontrollversuch	TA, DE	SSG
17	<u>Lösung 1:</u> Energieniveauschema	Erklären	PA
20	<u>Sicherung 1:</u>	OHP, SV	SV
25	<u>Problemstellung 2:</u> ZnS-Versuch	Leitfrage 2	LSG
30	<u>Analyse 2:</u> Ideen, Kontrollversuch	TA, DE	SSG
35	<u>Lösung 2:</u>	LH	SSG
40	<u>Sicherung:</u> s.u.	SV, OHP, Bezeichnungen	SV
45	<u>Festigung:</u> Anwendungen		SSG

Warum leuchtet der Geldschein im Dunkeln?

Idee: Das UV-Licht ist notwendig.

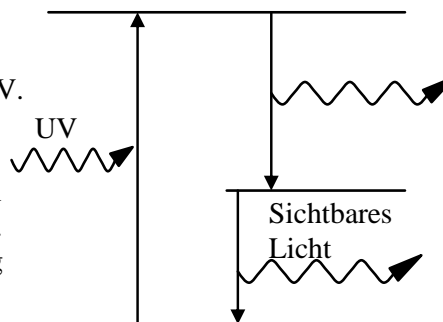
Kontrollversuch: Ohne UV-Licht leuchtet der Schein nicht.

Ideen: Energieniveauschema, Zwischenzustand

Ergebnis: Im Geldschein ist ein Farbstoff. Dieser absorbiert UV. Das Elektron geht vom unteren aufs obere Energieniveau.

Dann wechselt das Elektron aufs Zwischenniveau und emittiert langwelliges Licht. Schließlich wechselt das Elektron aufs untere Niveau und emittiert wiederum langwelliges Licht.

Bezeichnung: Das spontane Aussenden langwelliger Strahlung durch Anregen mit kurzwelliger Strahlung heißt Fluoreszenz.



Warum leuchtet die „1“ auf der Zinksulfidschicht im Dunkeln.

Idee: Sie hat Licht „gespeichert“

Kontrollversuch: Beleuchten lässt Zinksulfid anschließend heller leuchten.

Erklärung: Es funktioniert wie Fluoreszenz, allerdings ist der obere oder mittlere Energiezustand langlebig.

Bezeichnung: Das verzögerte Aussenden langwelliger Strahlung durch Anregen mit kurzwelliger Strahlung heißt Phosphoreszenz.

Fluoreszenz und Phosphoreszenz sind Erscheinungen der Lumineszenz.

Kurzentwurf für eine Physikstunde

Thema der Unterrichtssequenz: Kombination mehrerer Energieniveaus

Entdeckung und Deutung der Fluoreszenz und Phosphoreszenz

Entdeckung der stimulierten Emission

Didaktik: Stundenlernziel: Die SuS sollen die stimulierte Emission und ihre Anwendung im Laser erläutern können.

Leitfrage: s. TA

- Bedeutsamkeit für SuS: Laseranwendungen, z. B. Drucker, IT, Operation
- Zieltransparenz für SuS: Erklärung der Leistung
- Didaktische Reduktion: Applet
- Akzentuierung: Lawineneffekt

Inhaltliche Aspekte	Verhaltensaspekte dazu
LV: Absorption, Emission	Erläutern, Erklären
LV: Phosphoreszenz	Skizzieren, Anwenden
TLZ: Hohe Laserleistung	Nennen, Vergleichen
TLZ: Kurze Leuchtdauer	Begründen
TLZ: Kontrollversuch, Applet	Planen, Durchführen
TLZ: Funktionsweise	Erklären

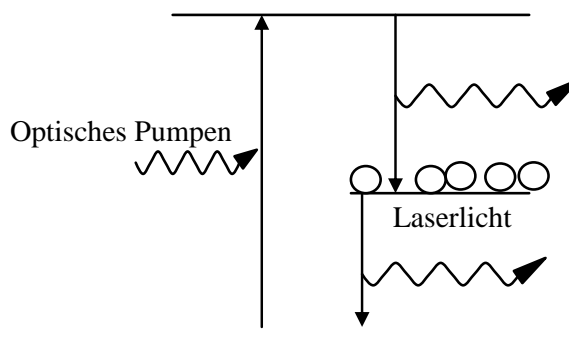
Methodik: Dominantes Lehrverfahren: Entdeckenlassend

Zeit	Didaktische Erläuterungen	Methodische Erläuterungen	Sozialform
5	<u>Hinführung:</u> Einstiegsfolie	Beschreiben	LSG
8	<u>Problemstellung:</u>	Leitfrage	LSG
15	<u>Analyse:</u> Ideen, Kontrollversuch	Entwickeln	MuG
35	<u>Lösung:</u> Applet	Analysieren	PA
40	<u>Sicherung:</u>	SV, Beamer, TA, Applet	SV
45	<u>Festigung:</u> Energieberechnung, AB	Weitere Beispiele, auch HA	PA

Wie erreicht der kleine Laser eine so große Leistung?

Idee: Kurzzeitige Strahlung. $P = E/t$

Kontroll-Computer-Experiment: Applet.



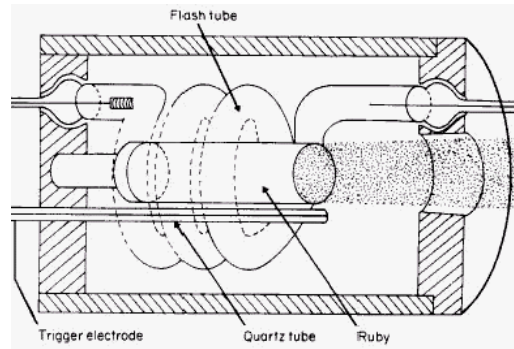
Ergebnis:

Im Laser werden viele Elektronen in einen metastabilen Zustand gebracht.

Wird ein Photon spontan emittiert, so stimuliert dieses die Emission weiterer Photonen, welche wiederum weitere Emissionen stimulieren. Es entsteht eine Photonenlawine.

Die Energie der metastabilen Zustände wird in sehr kurzer Zeit (1 ns) freigesetzt.

Einstiegsfolie



Rubinlaser: 5 GW



AKW Brokdorf: 1,5 GW

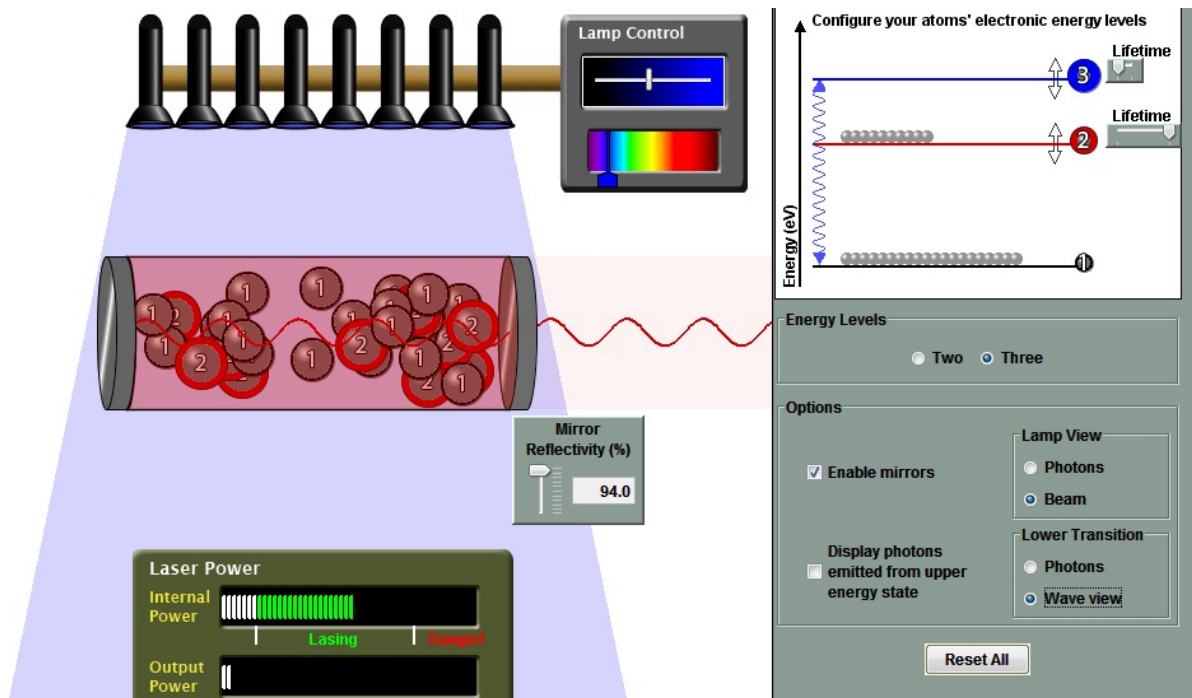


Abbildung 11: Applet zum Laser UniversityColorado (2009).

7 Aufgaben

1. Analysieren Sie die vorgeschlagene Stunden zur Deutung des Linienspektrums bezüglich der Anforderungsbereiche.
2. Analysieren Sie mögliche Lernschwierigkeiten zu der Stunde zum linearen Potenzialtopfmodell und schlagen Sie Lernhilfen vor.
3. Skizzieren Sie eine Konzeptkarte, welche die SuS am Ende der UE entwerfen können sollten.
4. Analysieren Sie, welche Strukturgleichheiten in der UE genutzt werden.
5. Analysieren Sie, welche Analogien in der UE genutzt werden.
6. Analysieren Sie, welche Modelle in der UE entwickelt oder weiterentwickelt werden.
7. Wandeln Sie die Stunde zum Laser so ab, dass ein kognitiver Konflikt entsteht.



Abbildung 12: Fluoreszierende Steine.

8 Zusammenfassung

In dieser Unterrichtseinheit werden Kompetenzen aus den Bereichen Mechanik, Elektrizitätslehre, Wellenlehre und Quantenobjekte genutzt, um die Wellenfunktionen der Elektronen in verschiedenen Zuständen physikalisch zu modellieren. Diese Modellierungen ermöglichen die Erklärung vielfältiger experimenteller Beobachtungen. Beispielsweise können wir das Leuchten der Mädchen in Abb. 1 und der Steine in Abb. 12 auf Fluoreszenz zurückführen. Diese können wir durch Absorption und Emission von Photonen erklären, wobei die Elektronen wenigstens drei Energieniveaus nutzen. Die Energieniveaus wiederum können wir durch Wellenfunktionen und Orbitale auch quantitativ und auf Grundprinzipien fußend erklären. Somit können die SuS hier auf der Grundlage weniger Prinzipien vielfältige differenzierte und raffinierte Erscheinungen detailliert erklären und selbst entwickeln oder weiterentwickeln.

Ich wünsche Ihnen, dass Sie gemeinsam mit Ihren SuS die Ursprünge des Lichts und der Farbe entdecken sowie durch atomare Energieniveaus und Wellenfunktionen auch quantitativ modellieren.

Literatur

[Beime u. a. 2012] BEIME, Christa ; HOPPE, Petra ; HUMMES, Klaus-Peter ; VÖPEL, Karl-Heinz ; VOSS, Christine ; ZEMANN, Winfried: *Kerncurriculum für die Integrierte Gesamtschule, Schuljahrgänge 5 - 10, Naturwissenschaften, Niedersachsen*. Hannover : Niedersächsisches Kultusministerium, 2012

[Bengelsdorff u. a. 2015] BENGELSDORFF, Sven ; CARMESIN, Hans-Otto ; KAHLE, Jens ; KONRAD, Ulf ; TRUMME, Torsten ; WENSCHKEWITZ, Gerhard ; WITTE, Lutz: *Universum Physik Chemie 5/6*. Bd. 1. Berlin : Cornelsen, 2015

[Brüning u. a. 2010] BRÜNING, Thomas ; DÖTZER, Susanne ; ELSASSER, Wolfgang ; HEIKE, Christina ; JÜTTNER, Horst ; MICHALSKI, Regina ; MOORKAMP, Michael ; SUTTMAYER, Beate: *Rahmenrichtlinien für das Fach Naturwissenschaft in der Klasse 12 der Fachoberschule, Niedersachsen*. Hannover : Niedersächsisches Kultusministerium, 2010

-
- [Carmesin u. a. 2020] CARMESIN, Hans-Otto ; EMSE, Anneke ; PIEHLER, M. ; PRÖHL, Inka K. ; SALZMANN, Wiebke ; WITTE, Lutz: *Universum Physik Sekundarstufe II Niedersachsen Qualifikationsphase*. Berlin : Cornelsen Verlag, 2020
- [Carmesin u. a. 2015a] CARMESIN, Hans-Otto ; KAHLE, Jens ; KONRAD, Ulf ; PRÖHL, Inka ; TRUMME, Torsten ; WITTE, Lutz ; HAGEDORN, Andreas: *Universum Physik 9/10*. Berlin : Cornelsen, 2015
- [Carmesin u. a. 2015b] CARMESIN, Hans-Otto ; KAHLE, Jens ; KONRAD, Ulf ; TRUMME, Torsten ; WITTE, Lutz ; HAGEDORN, Andreas: *Universum Physik 7 und 8*. Berlin : Cornelsen, 2015
- [Frenzel 2017] FRENZEL, Michael u. a.: *Kerncurriculum für das Gymnasium - gymnasiale Oberstufe, die Gesamtschule - gymnasiale Oberstufe, das Fachgymnasium, das Abendgymnasium, das Kolleg, Physik, Niedersachsen*. Hannover : Niedersächsisches Kultusministerium, 2017
- [Gehmann 2015] GEHMANN, Kurt u. a.: *Kerncurriculum für das Gymnasium, Schuljahrgänge 5 - 10, Naturwissenschaften, Niedersachsen*. Hannover : Niedersächsisches Kultusministerium, 2015
- [UniversityColorado 2009] UNIVERSITYCOLORADO: *Interactive Simulations*. University of Colorado at Boulder, Dowlload 2009. <http://www.phet,colorado.edu>. Version: 2009