

## Lesetext: Entstehung des Lichtes, Flammenfarben

### 1. Entstehung des Lichtes

Durch Energiezufuhr von aussen (z.B. Erhitzen) kann die Lage der Elektronen in einem Atom verändert und somit ihr Energiegehalt erhöht werden. Die angeregten Energiezustände in einem Atom sind im Allgemeinen sehr kurzlebig (Lebensdauer etwa  $10^{-9}$  sec), so dass das Elektron wieder auf das niedrigere Energieniveau (Grundzustand) zurückfällt. Die überschüssige Energie kann es hierbei in Form von Licht wieder abgeben (Abb. 1)

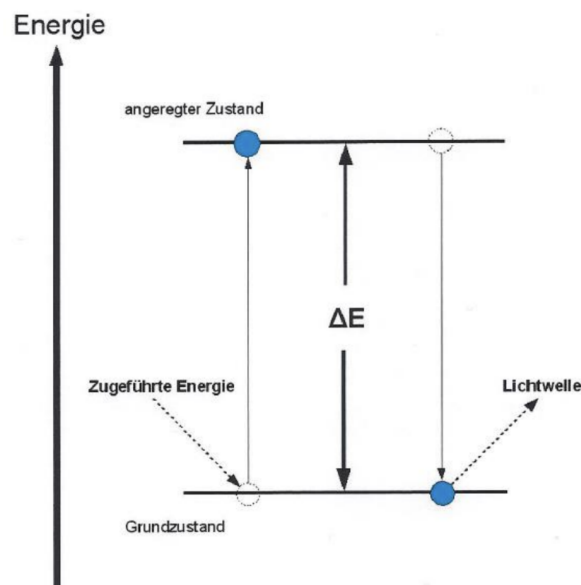


Abb. 1 Entstehung des Lichts

Die Energiedifferenzen  $\Delta E$  zwischen dem Grundzustand und dem angeregten Energiezustand sind für jede Atomsorte durch die Struktur ihrer Elektronenhülle vorgegeben und bestimmen die Wellenlängen des ausgesendeten Lichts. Das von Atomen eines Elementes ausgesendete Licht sollte demzufolge nur aus Lichtwellen einiger weniger Wellenlängen zusammengesetzt sein.

## 2. Flammenfarben

Werden also Salze verschiedener Elemente in die Flamme eines Bunsenbrenners gehalten, so erhalten wir für jedes Element eine bestimmte Flammenfarbe.

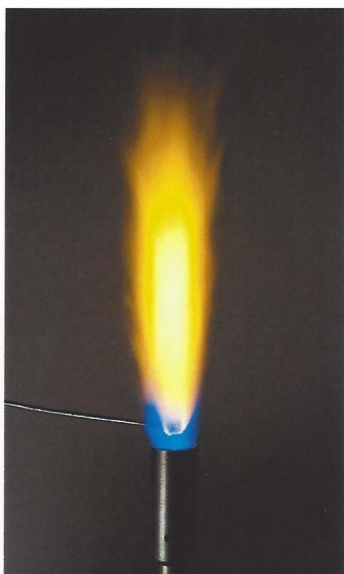


Abb. 2 Flammenfarbe  
des Natriums<sup>1</sup>

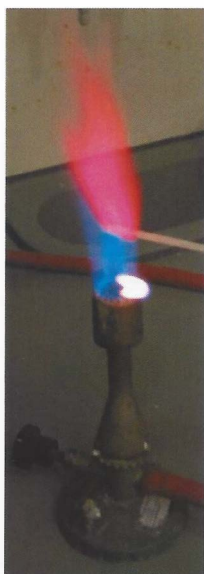


Abb. 3 Flammenfarbe  
des Lithiums



Abb. 4 Flammenfarbe  
des Calciums

Eine bekannte und schöne Anwendung dieser Erscheinung sind die farbigen Knallkörper beim Feuerwerk. Die Knallkörper enthalten ausser einem brennbaren Stoff auch die oben erwähnten Metallsalze und färben dann die Flammen in bunten Farben.



Abb. 5 Flammenfarben bei einem Feuerwerk<sup>2</sup>

<sup>1</sup> Alle drei Bilder: Wikimedia Commons, *Farbe der Flammenfärbung*,  
<http://de.wikipedia.org/wiki/Flammenfarben>, heruntergeladen am 10.4.2014

<sup>2</sup> R. Chandler, *Feuerwerk in Sydney*, 2006, <http://en.wikipedia.org/wiki/File:OperaSydney-Fuegos2006-342289398.jpg>, heruntergeladen am 5.3.2014

Die farbigen Flammen der Öllampen beruhen auf dem gleichen Prinzip.



Abb. 6 Öllampen mit farbigen Flammen

### 3. Emissionsspektren

Wird das Licht glühender Stoffe durch ein Prisma zerlegt, erhalten wir für jedes Element charakteristische Anordnung einzelner Farblinien.

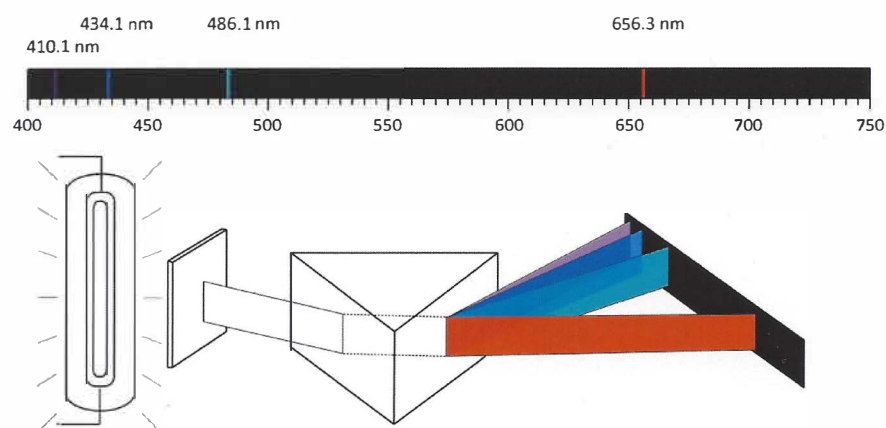


Abb. 7 Lichtbrechung durch ein Prisma. Licht verschiedener Wellenlängen wird verschieden stark gebrochen. Hier wird das Licht des glühenden Wasserstoffgases durch ein Prisma zerlegt

Diese Linienanordnung wird als Emissionsspektrum eines Elementes bezeichnet.

**emittere** (lat.) = aussenden, **spectrum** (lat.) = Bild, Erscheinung, von (gr.) *skopein* = schauen

Solche Emissionsspektren dienen zur Identifikation und zum Nachweis der Elemente und haben in der analytischen Chemie, Kriminalistik, Astronomie und anderen Wissenschaften eine grosse Bedeutung<sup>3</sup>.

Jede Linie entspricht einem Übergang des Elektrons von einem Zustand mit höherer Energie in einen Zustand mit niedrigerer Energie. Die in der Abb. 6 gezeigten Linien im sichtbaren Bereich des Spektrums von Wasserstoff werden durch Übergänge der Elektronen von höheren Zuständen in den zweituntersten Energiezustand verursacht. (Abb. 7, nächste Seite). Die Übergänge auf die anderen Schalen liegen nicht im sichtbaren Bereich des Spektrums.

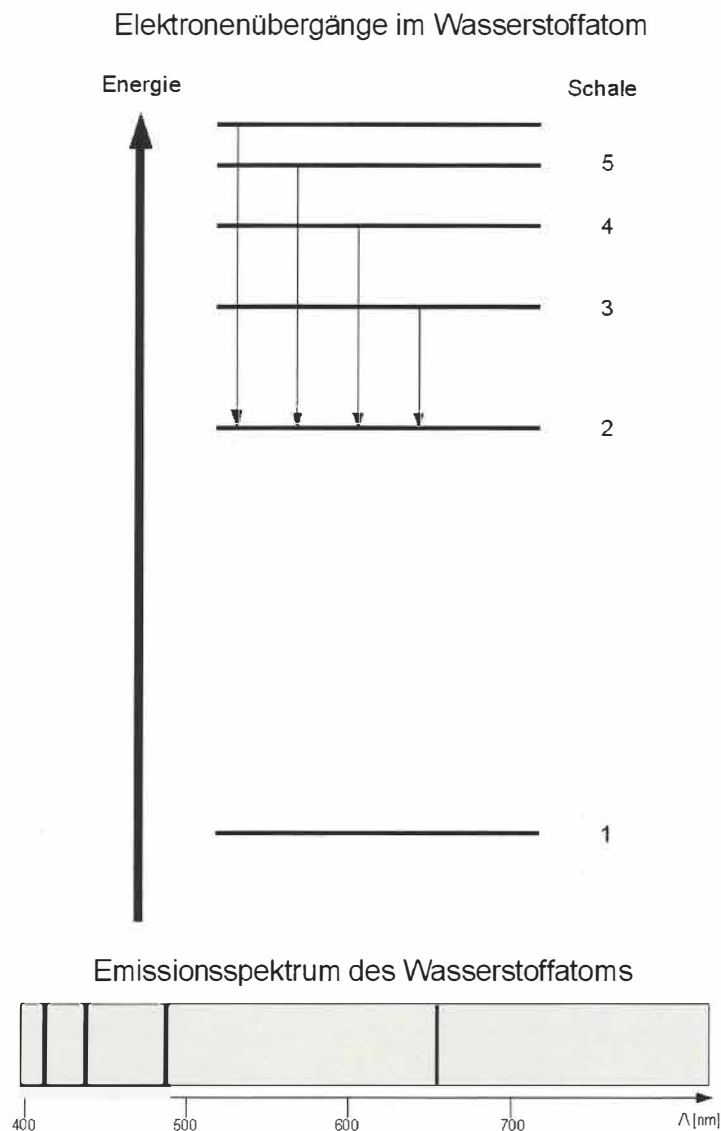


Abb. 8 Die Elektronenübergänge im Wasserstoffatom und das resultierende Emissionsspektrum

### Aufgabe 1

Ihre Aufgabe besteht nun darin, die Zuordnung der Linien im Emissionsspektrum des Wasserstoffatoms zu den Übergängen der Elektronen (z.B. von der 4. Schale in die 2. Schale; also  $4 \rightarrow 2$ ) zuzuordnen und die Farben der Linien zu ermitteln.

Linie	Farbe	Übergang
410 nm		
434 nm		
486,1 nm		
656,2 nm		

Verwenden Sie bitte zur Bestimmung der Farbe der Linien die unten stehende Abb. 8, welche wir bereits im Kapitel I „*Natur des Lichts*“ kennen gelernt hatten.

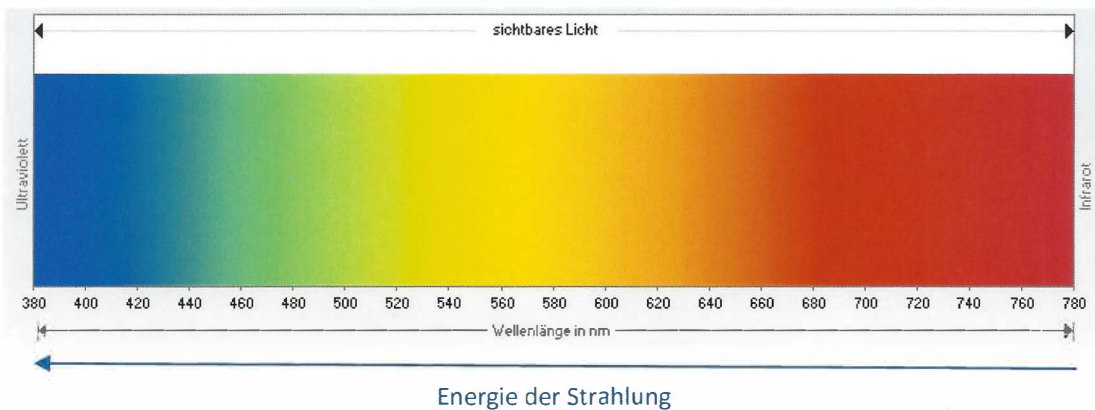


Abb. 9 Das Spektrum des sichtbaren Lichts

Die Lösung dieser Aufgabe finden Sie auf der nächsten Seite.

### Lösung der Aufgabe 1

Je grösser die Differenz zwischen den Energien der einzelnen Schalen, desto höher wird die Energie der ausgesendeten Strahlung sein. Höhere Energie der Strahlung bedeutet eine kleinere Wellenlänge der Linie im Spektrum.

Linie	Farbe	Übergang
410 nm	blau-violett	6→2
434 nm	blau-grün	5→2
486,1 nm	grün	4→2
656,2 nm	orange-rot	3→2

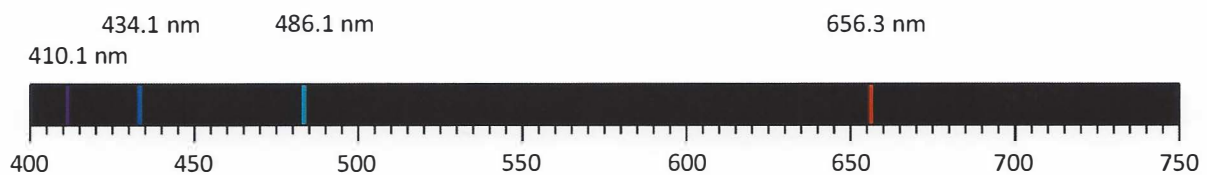


Abb. 10 Emissionsspektrum des Wasserstoffs im sichtbaren Bereich