

Wieso zeigen manche Metalle eine Flammenfärbung?

In unserem Chemieunterricht haben wir jedes Semester die Möglichkeit unser chemisches Können mit einer selbst erarbeiteten Stellungnahme zu einem Stoffgebiet zu demonstrieren. Dieses Semester drehen sich unsere Fragen um die Chemie im Alltag. Ich habe die Frage wie schon oben erwähnt, „Wieso zeigen manche Metalle eine Flammenfärbung?“, zugelost bekommen, welche ich mit der nun folgenden Arbeit behandeln möchte.

Die Flammenfärbung ist eine Methode zur Analyse von chemischen Elementen oder deren Ionen. Denn jedes Element besitzt eine bestimmte Anzahl von Spektrallinien (lat. *specto* = „anschauen, schauen“, *linearis* = „aus Linien“).

„Als Spektrallinien bezeichnet man voneinander scharf getrennte Linien eines Spektrums emittierter (Emissionslinien) oder absorbierter (Absorptionslinien) elektromagnetischer Wellen, im engeren Sinne innerhalb des Wellenlängenbereichs des sichtbaren Lichts (Lichtspektrum). Spektrallinien besitzen eine Linienintensität und eine Linienbreite.“⁽¹⁾

Doch wie entstehen diese Spektrallinien in einem Atom?

Doch zuerst muss das Atommodell von Niels Bohr (1885-1962), welches das herkömmliche Planetenmodell von Rutherford ergänzte, zur Hilfe genommen werden. Denn mit dem Rutherford-Atommodell kann die Diskontinuität von Absorptionen (lat. *absorbeo* = „verschlingen, verzehren“) und Emissionsspektren (lat. *emissus* = „fortschicken, wegschießen“) nicht erklärt werden.

„Es ist eine experimentelle Tatsache, dass Atome elektromagnetische Strahlungen stets nur in ganz bestimmten, für das jeweilige Element charakteristischen Frequenzen absorbieren und emittieren können.“⁽²⁾

Durch welche These kann Bohr diese Emissions- und Absorptionsspektren erklären?

Sein ganzes Modell basiert auf den drei Bohrschen Postulaten.

1. Bohrsches Postulat:

„Ein Elektron, welches im Atom den positiv geladenen Kern umkreist, kann sich nur in ganz bestimmten, diskreten Kreisbahnen der Energie E_n (mit $n=1,2,3,\dots$ usw.) aufhalten. Diese Bahnen werden stationäre Zustände genannt.“⁽²⁾

1) <http://de.wikipedia.org/wiki/Spektrallinie>

2) Silvia Arroyo Camejo, Skurile Quantenwelt, Heidelberg, Springer, korrigierter Nachdruck 2006,

2. Bohrsches Postulat:

„In der Atomhülle bewegen sich die Elektronen auf den stabilen Bahnen, den stationären

Zuständen, strahlungsfrei.

Bei einem Übergang eines Elektrons von einem Energieniveau n auf ein niedrigeres m wird Energie in Form eines Photons (gr. $\phi\omega\varsigma$, phos = Licht) emittiert (Emission). Um ein Elektron von einem Energieniveau auf ein höheres zu heben, muss jedes Photon die gleiche Energie wieder absorbieren. Das Atom muss also nicht auf Grund der in ihm radial beschleunigten Elektronen stetig Energie abstrahlen, sondern Energie wird nur im Falle des Springens eines Elektrons auf ein niedrigeres Energieniveau frei.“³⁾

3. Bohrsche Postulat:

Werde ich hier nicht näher erklären weil es nicht direkt im Zusammenhang mit der Flammenfärbung steht. Es behandelt den Drehimpuls eines Elektrons.

Wenn ein Elektron in ein tiefer liegendes Niveau springt, so entsteht ein Photon; da die Energieerhaltung beschreibt, dass die Energie dieses Photons gleich der verlorenen Energie sein muss, ist die Energie des Photons gleich der Differenz zwischen der Energie des höher gelegenen Niveaus und des niedrigeren Niveaus.

Doch wie kann eine Verbindung zwischen Frequenz (lat. frequens = zahlreich, wiederholt) und Energie eines Photons zeigen werden?

Dies basiert auf der Planck'schen Konstante, die eine Beziehung zwischen Frequenz und Energie herstellt.

„Max Planck arbeitete an der Frage nach dem Zusammenhang zwischen der Strahlung, die von einem Objekt ausgesandt wird, und dessen Temperatur. Er fand eine Formel, welche die experimentellen Resultate gut reproduzierte, aber die Formel ergab nur einen Sinn, wenn er annimmt, dass die Bewegung der schwingenden Moleküle quantisiert (lat. quantum = „Menge“) war .

Das bedeutete, dass sie nur bestimmte Werte annehmen konnte.“⁴⁾

„Dies ist darauf zurückzuführen, dass de-Broglie das Prinzip der Materiewelle beschrieb, welches bedeutet, dass jeder bewegten Materie eine Wellenlänge zugeordnet werden kann. Man stelle sich nun ein Elektron vor, wie es auf seinem Energieniveau um den Atomkreis kreist. Außerdem muss man annehmen dass diese Wellenlänge wieder quantisiert ist, denn nur so kann sie konstruktiv mit sich selbst interferieren, weil eine Welle mit der Frequenz $4,5$ würde sich selbst destruktiv interferieren.“⁵⁾

3) Silvia Arroyo Camejo, Skurile Quantenwelt, Heidelberg, Springer, korr Nachdruck 2006,

4) <http://www.unifr.ch/physics/P2K/quantumzone>

5) <http://www.unifr.ch/physics/P2K/quantumzone/photoelectric2.html>

Auf Grund der Irreführung von dem Schalenmodell wie es Bohr oder Rutherfords darstellen, hat Schrödinger die Energieniveaus nur mit relativen Höhen dargestellt. Um so höher der Unterschied der Energieniveaus ist, umso höherfrequente Strahlung, sprich Photon, wird emittiert wenn ein großer Energieniveau Unterschied herrscht.

Das bedeutet, dass die Energie von Licht in Form von Photonen auftritt. Die Energie jedes Photons ist dabei durch die Planck'sche Konstante mal seiner Frequenz gegeben.

Aufgrund dieses Wissens kann diese Formel leicht umgeformt, und aus der Differenz der Energieniveaus die Frequenz des emittierten oder absorbierten Photons berechnen werden.

$$\Delta E = E_m - E_n = h * \nu$$

ΔE = Differenz der Energieniveaus
 h = Planck'sche Konstante = $6,626 * 10^{-34} \text{ J*s}$
 ν = Frequenz des emittierten Photons

Nun kann man annehmen, dass jedes Atom Licht in Form von Photonen abgibt, wenn ein Elektron in ein niedrigeres Energieniveau springt.

Doch wieso tritt die Flammenfärbung nur bei Metallen auf?

Die Flammenfärbung tritt deshalb nur bei Metallen auf, da diese gerade die richtige Frequenz bei einem Sprung eines Photons besitzen, da es in unserem Lichtspektrum liegt. Theoretisch gibt aber jedes Atom Photonen ab wenn ihm Energie hinzugefügt wird.

Wieso gibt es dann Flammenfärbung bei Metallsalzlösungen?

Flammenfärbung gibt es auch bei Metallsalzlösungen, da die Hitze der Flamme alle Verbindungen zerstört und es nur mehr einzelne Atome wie (z.B. Kupfer) gibt. Das heißt, dass es theoretisch bei jeder Metallverbindung, die gleiche Flammenfärbung gibt wie bei dem in der Verbindung beinhalteten Metall.

Quellenangabe

Silvia Arroyo Camejo, Skurile Quantenwelt, Heidelberg, Springer, korr Nachdruck 2006,
22.01.2008 23:20

Atkins Peter, Kurzlehrbuch Physikalische Chemie, 1996, korr. Nachdruck von 1993, 22.01.2008
22:10

<http://www.unifr.ch/physics/P2K/quantumzone/bohr2.html> 23.01.2008 16:34

http://de.wikipedia.org/wiki/Spektrallinie	23.01.2008	15:19
http://de.wikipedia.org/wiki/Flammenf%C3%A4rbung	23.01.2008	14:31
http://www.unifr.ch/physics/P2K/quantumzone	23.01.2008	20:47
Stowasser, Auflage 1997, Wien, öbv & hpt, 1997	23.01.2008	15:25
http://de.wikipedia.org/wiki/Photon	23.01.2008	15:10
http://www.unifr.ch/physics/P2K/quantumzone/photoelectric2.html	23.01.2008	17:12
http://de.wikipedia.org/wiki/Quantisierung	23.01.2008	21:41
http://www.chemistry-forum.de/wbb2/thread.php?postid=35465#post35465	24.01.2008	22:08