

Welche Photometrischen- und Spektraluntersuchungen sind dem Sternfreund, dem Liebhaber und Amateurastronomen zugänglich? Teil 3

Peter B. Lehmann

Zum Handwerkzeug des Amateur-Spektroskopikers seien jetzt die Richtung weisenden Begrifflichkeiten dargestellt. Eine Rezeptur nach dem Motto man nehme, usw. ist mit diesem kleinen Aufsatzes für Amateure nicht angestrebt. Aber dem Leser sei versichert, dass, je tiefer er in die unten genannten Teilbereiche der Physik eindringt, um so erlebnisreicher die Erkenntnisse sein werden, die er daraus schöpfen kann.

Um auch als Amateur aus und mit den Spektren verwertbare Ergebnisse zur Sternentwicklung zu erkennen oder sogar zu erzielen, ist es unerlässlich, sich etwas eingehender mit den physikalischen Grundbegriffen, bevorzugt aus Atomphysik, Mechanik, Elektromagnetismus, Schwingungen und Wellen sowie Thermodynamik zu befassen.

Normales Sternlicht ist stets eine Mischung aus allen Spektralfarben. Ausgenommen sind extrem kühle Sterne und solche, die hinter besonders dichten Staubwolken stehen. Der Farbton eines Sterns entsteht durch die Sättigung mit der einen oder anderen Spektralfarbe. Der Zusammenhang zwischen Sternfarbe (Verteilung der Strahlungsenergie über das Spektrum) und das Helligkeitsempfinden in einem bestimmten Spektralbereich beruht auf der messtechnischen Definition der Sternfarben (Farbindizes). Dieser taucht oftmals in Katalogen auf und gibt einen Hinweis auf den Spektraltyp der Sterne.

Was ist Farbe: Das für uns sichtbare weiße Licht ist eine farbige Mischung aus allen Regenbogen-Farben einer bestimmten Wellenlänge und wird von unseren Augen als farbig empfunden. Es ist aber nur ein kleiner Teil aus dem breiten Band der elektromagnetischen Wellen, die uns in so unterschiedlichen Erscheinungsformen wie Radiowellen, Wärme-, Röntgen- und Gammastrahlen bekannt sind. All diese Erscheinungsformen unterscheiden sich nur durch ihre Frequenz (Anzahl der Schwingungen im Vakuum pro Sekunde). Die Einheit für die physikalische Größe Frequenz ist das Hertz. Obwohl in den Medien (Rundfunk, TV) oft von Wellenlänge im Kiloherz oder Meterbereich die Rede ist, muss hier eingefügt werden, dass in der Astrophysik die spektroskopische Ausbreitungsgeschwindigkeit der Wellenlänge stets auf die Lichtgeschwindigkeit von rund 300.000 km/s im Vakuum bezogen ist. Wollen wir das Wesen aller sichtbaren Himmelskörper ergründen, so bleibt uns nichts anderes übrig, als den Code des Lichtstrahles zu entziffern und verstehen zu lernen.

Eine weitere Grundtatsache aller Spektroskopie ist, dass Atome und Moleküle Licht und andere elektromagnetische Strahlung mittels ihrer Elektronen erzeugen und verschlucken. Nur mit extrem hohen Energien (kurzen Wellenlängen) spielen die Atomkerne dabei eine direkte Rolle. Die Elektronen können den Atomkern auf verschiedenen elliptischen Bahnen umrunden. Auf jeder Umlaufbahn benötigen sie eine andere Energiestärke. Beim wechseln von einer Umlaufbahn zur nächsten Bahn können die Elektronen Strahlung absorbieren (verschlucken) oder emittieren (aussenden oder abgeben). Die Energiestärke, der dabei erzeugten, beziehungsweise vernichteten Photonen (Lichtteilchen) entspricht gerade der

Differenz zwischen den Energiestärken der beiden beteiligten Elektronenbahnen. Denn jede Elektronenbahn hat eine individuelle andere Energiestärke. Das von E. Rutherford 1911 vermutete, den Planeten ähnliche, aber kreisförmige Bahnverhalten der Elektronen, bestätigte sich also nicht.

Aber seine weiteren experimentellen Kernladungsbestimmungen ergaben die folgenden klaren und genauen Übereinstimmungen mit den Kernladungszahlen der Elemente: 1. Wasserstoff, 2. Helium, 3. Lithium, 4. Beryllium, 5. Bor, 6. Kohlenstoff usw., als kleinste Einheit 1 bis zur Ordnungszahl 92 für Uran! Um das Ladungsgleichgewicht im Atom herzustellen, musste Rutherford seinem Atommodell die Anzahl der bekannten Elektronen den Elektronenhüllen zuordnen. Dieses neue Modell des Atoms entwickelte Rutherford im Jahre 1911. Nach den Gesetzen der Elektrodynamik musste das Elektron auf der Kreisbahn des Rutherford-Atoms ein elektromagnetisches Wechselfeld erzeugen, also ständig strahlen. Dadurch musste jedoch auch ständig Energie an den umgebenden Raum abfließen. Mit diesen Überlegungen stand die Physik vor einem peinlichen Dilemma. Alle bisherigen Experimente hatten schließlich die Atome als sehr stabile, zeitbeständige Gebilde beschrieben.

Das Rutherfordsche Modell konnte diese Widersprüche kurzzeitig nicht klären. Es dauerte fast 2 Jahre, bis der junge dänische Physiker Niels Bohr (1886-1961) diesem Problem ein Ende bereitete. Die experimentell erzeugten Ergebnisse standen im krassen Gegensatz zu den Gesetzen der klassischen Mechanik Newtons und der Elektrodynamik Maxwells, sie mussten im Bereich des Atoms falsch sein. Diese theoretische Neuorientierung des jungen Physikers Bohr war zu dieser Zeit eine wahrhaft mutige Tat, aber nach den Geboten der Ehrfahrungs-Wissenschaft Physik eine absolute Notwendigkeit. Im Mikrokosmos zeigen sich seltsame Regeln. Die Elektronen können sich nämlich nicht wie erwartet beliebig bewegen oder verhalten, sondern müssen immer ganz bestimmte Bahnradien und Energiestärken einnehmen. Dazwischen gibt es verbotene Bereiche, in denen sich kein Elektron aufhalten kann (darf). Diese Bereiche werden beim Bahnwechsel der Elektronen (quantenweise) übersprungen (Quantensprung). Die moderne Physik spricht hier von Quantisierung der atomaren Eigenschaften. Dies ist eine der seltsamsten Erscheinungen, die in unseren täglichen Erfahrungen keinerlei Gegenstück findet. Die Quantisierung beginnt erst, wenn man zu sehr kleinen Dimensionen und sehr geringen Energien vordringt. Die fundamentale Einheit der Quantisierung der atomaren Größen ist die Plancksche Konstante "h".

Das Standardmodell der Teilchenphysik funktioniert eigentlich prächtig. Es beschreibt alle bekannten Elementarteilchen und die zwischen ihnen wirkenden Kräfte mit zum Teil unglaublicher Präzision. Theorie und Experiment decken sich manchmal bis jenseits der zehnten Nachkommastelle. Bemerkenswert ist, dass die Wissenschaftler aber selbst noch nie richtig glücklich damit waren. Von Anfang an galt dieses Modell als Übergangslösung, eine Zwischenstufe auf dem Weg zu einer noch tieferen Theorie. Dafür gibt es wesentliche Gründe: Erstens beschreibt das Standardmodell nur 3 von 4 fundamentalen Kräften in der Physik. Diese sind 1. elektromagnetische Kraft, 2. starke Kraft und 3. schwache Kernkraft, die den Aufbau der Atomkerne und ihren radioaktive Zerfall erklärt. Die 4. Kraft, die Gravitation, welche umgangssprachlich auch "Schwerkraft" oder "Schwerefeld" genannte wird, ist

keine Kraft, sondern eine Eigenschaft des gekrümmten Raumes. Diesen nutzen wir z.B. in der Seefahrt oder Flugnavigation, wenn wir sehr weite Entfernungen z.B. zwischen New York und Hamburg berechnen wollen. Dabei müssen wir immer berücksichtigen, dass die kürzeste Entfernung auf der Oberfläche unserer Erdkugel die geodätische Linie ist. Damit meinen wir die gekrümmte Linie eines Großkreises, der durch beide Zielorte läuft.

Der bekannte Versuch von Galilei am schiefen Turm von Pisa, der von der NASA mit modernen Mitteln in einem 60 m hohen luftdichtem Stahlurm, in dem bisher stärksten auf unserem Planeten erzeugtem Vakuum, wiederholt wurde, zeigte eindeutig, dass ein Federbüschel zusammen mit einer Bowlingkugel zeitgleich ohne die geringste gegenseitige Beeinflussung auf dem Boden landete. Die Erklärung dazu liefert die "Allgemeine Relativitäts-Theorie", mit dem von Einstein postulierten gekrümmten Raum.

Die Gesetze der Strahlung sind in der Physik seit 1860 unangefochten. Die beiden Wissenschaftler G. R. Kirchhoff (1824-1887) und Robert W. Bunsen (1811-1899) entdeckten, dass das Verhältnis von Absorption zu Emissionsvermögen für alle gasförmige, flüssige und feste Körper dasselbe ist. Allerdings hängt dies von der Temperatur der Schwarzkörper (SK) und deren Wellenlänge ab und dem Betrag nach dem Emissionsvermögen eines (SK) bei dieser Temperatur entspricht. In der Folge gelang J. Stefan 1878 theoretisch zu begründen, dass die Gesamtenergie eines SK der 4. Potenz der Temperatur proportional ist (Stefan-Boltzmann-Gesetz).

Die Energieverteilungsmessungen durch W. Wien 1893 führten zur Aufstellung des Wienschen Verschiebungs-Gesetzes. Die Energie-Verteilung verschiebt nämlich die Temperatur immer zur kürzeren Wellenlänge. 1896 fand Wien eine mathematische Beziehung, die gut mit seinen kurzwelligen Messungen übereinstimmte. Das gesetzmäßige Mitwachsen der Formel versagte aber aufgrund neuer Messungen von F. Kurlbaum und H. Rubens bei höheren Temperaturen und langen Wellenlängen. Max Planck, der sich zu gleicher Zeit mit der Energieverteilung im Spektrum eines SK beschäftigte, fand aber zunächst nach einer Kontrollrechnung lediglich eine Begründung für das Wiensche Gesetz. Diese zufällige Entdeckung befriedigte Planck aber nicht. Unter Einbeziehung der Messungen von Kurlbaum und Rubens wiederholte er seine Rechnungen. Heraus kam dabei nicht nur das Plancksche Strahlungsgesetz (h) und das Plancksche Wirkungsquantum, sondern auch noch den Nobelpreis. Mit seiner Arbeit „Zur Theorie des Gesetzes der Energieverteilung im Normal-Spektrum“ war damit der modernen Quantenmechanik und -theorie der Boden bereitet.

Niels Bohr (1886-1961) stellte ein System von Regeln im Gegensatz zu Newtons Mechanik und Maxwells Elektrodynamik in seiner Quantentheorie des Atombaus auf, welche über das Verhalten der Elektronen in der Atomhülle entschied. Er knüpfte dabei an die Gedanken von Max Planck und Albert Einstein von der gequantelten Energie an. Seine willkürlich erscheinenden Formulierungen der neuen Gesetze entsprangen offensichtlich seinem genialen Ahnungsvermögen:

1.) Elektronen bewegen sich so auf Quantenbahnen um den Atomkern, dass ihre Fliehkraft der elektrostatischen Anziehungskraft das Gleichgewicht hält. und ihr Aufenthalt ist nur auf bestimmten Quantenbahnen erlaubt.

(Während Rutherford die Elektronen auf beliebigen, nach den Gesetzen der Mechanik kreisförmigen Bahnen um den Atomkern laufen ließ, gestattete Nils Bohr ihnen es nicht).

2.) Das Gesetz der klassischen Elektrodynamik, nach dem Elektronen auf einer Kreisbahnen elektromagnetische Wechselfelder erzeugen, ist in der Atomhülle ungültig. Denn auf den Quantenbahnen bewegen sich die Elektronen ohne Energieverlust durch Strahlung.

3.) Die Elektronen können von einer Quantenbahn auf eine andere springen. Dabei verändert sich die Energiestufe des Atoms. Der Sprung auf eine weiter außen liegende Bahn erfordert die Aufnahme von Energie. Das erfolgt z.B., wenn das Atom ein Einsteinsches Lichtquant absorbiert (verschluckt). Springt dagegen das Elektron auf eine Bahn, die näher am Atomkern liegt, wird Energie frei und in der Form als einzelnes Energiepaketes Photon (Lichtteilchen) ausgestrahlt.

Auswertbare spektroskopische Beobachtungen erfordern spezielle optische und astrofotografische oder oft noch digitale Ausrüstungen sowie spezielle Rechenmethoden. Das Auftreten und die Intensität von Spektrallinien in Sternspektren sind von der Temperatur und der chemischen Zusammensetzung der Sternatmosphäre abhängig. Aus Sternspektren ist erkennbar, dass bei hohen Temperaturen Spektrallinien von Wasserstoff und Helium oder deren Ionen (Ionisation) vorherrschen (z.B. Balmerreihe). Bei geringeren Temperaturen erscheinen auch Linienspektren anderer Elemente.

Eine Einteilung der Sternspektren nach diesen Gesichtspunkten führt zur Definition der Spektralklassen, die durch einen großen Buchstaben mit angehängter Indexzahl bezeichnet werden. Die an diese Buchstaben gesetzten Indexzahlen von 0 bis 9 ermöglichen die feinere Unterteilung der Spektren (siehe Kasten). Die Einteilung nach Spektralklassen ist zugleich eine Einteilung nach der fallenden Oberflächentemperatur der Sterne und steht demzufolge mit dem Farbindex in Verbindung. Die endgültige Form der Spektralfolge lautet O--B--A--F--G--K--M---R---N/S.

In den Sternspektren der Klasse A, ursprünglich der Anfang der Folge, sind die H-Linien des Wasserstoffs am intensivsten. In den Klassen F, G, K und M werden diese Linien zunehmend schwächer. In den Klassen B und O sind die H-Linien ebenfalls schwach. In den Klassen R, N und S gibt es fast keine Wasserstofflinien mehr. Nur sehr wenige Sterne gehören diesen Klassen an. Sie haben auch eine etwas andere chemische Zusammensetzung und sondern sich deshalb von der einheitlichen Spektralfolge ab.

Die Sternklasse R und N sind so genannte Kohlenstoff-Sterne. Bei S-Sternen sind die Linien des Zirkoniumoxids zu sehen. Während in den Spektren der K- und M-Klasse die Linien von Titanoxid vorherrschen. Bemerkenswert ist auch, dass bei den niedrigen Temperaturen der Klassen K, M und R in den Atmosphären der Sterne noch Moleküle chemischer Verbindungen existieren, während an der Oberfläche der heißeren O- und G-Sterne alle Moleküle in Atome gespalten sind. Aus der Anwesenheit der Molekül-Linien in den Spektren kann auch auf die Oberflächentemperatur geschlossen werden.

Diese Spektralklassen werden durch folgende Kriterien definiert:

- W breite Emissionsbanden, u. a. von Wasserstoff sowie neutralem und ionisiertem Helium auf einem intensiven kontinuierlichen Spektrum
- O Absorptionslinien des ionisierten Heliums
- B Absorptionslinien des neutralen Heliums und Balmerlinien des Wasserstoffs
- A Balmerlinien und Linien des ionisierten Kalziums
- F Balmerlinien werden schwächer, Linien des ionisierten Kalziums stärker, Linien von Metallen treten auf
- G Linien des ionisierten Kalziums, von Eisen und anderen Metallen, bei weiterer Abnahme der Balmerlinien
- K Metalllinien überwiegen, Banden von Titanoxid treten auf
- M Titanoxidbanden werden stärker
- C Banden des Cyans, des Kohlendioxids und des Kohlestoffs erscheinen
- S Banden des Zirkonoxids