

Das Gesetz der Atomspektren : ein Meilenstein auf dem Entwicklungsweg der modernen Physik

Autor(en): **Ueberall, Herbert**

Objektyp: **Article**

Zeitschrift: **Prisma : illustrierte Monatsschrift für Natur, Forschung und Technik**

Band (Jahr): **8 (1953)**

Heft 3

PDF erstellt am: **22.09.2024**

Persistenter Link: <https://doi.org/10.5169/seals-653831>

Nutzungsbedingungen

Die ETH-Bibliothek ist Anbieterin der digitalisierten Zeitschriften. Sie besitzt keine Urheberrechte an den Inhalten der Zeitschriften. Die Rechte liegen in der Regel bei den Herausgebern.

Die auf der Plattform e-periodica veröffentlichten Dokumente stehen für nicht-kommerzielle Zwecke in Lehre und Forschung sowie für die private Nutzung frei zur Verfügung. Einzelne Dateien oder Ausdrucke aus diesem Angebot können zusammen mit diesen Nutzungsbedingungen und den korrekten Herkunftsbezeichnungen weitergegeben werden.

Das Veröffentlichen von Bildern in Print- und Online-Publikationen ist nur mit vorheriger Genehmigung der Rechteinhaber erlaubt. Die systematische Speicherung von Teilen des elektronischen Angebots auf anderen Servern bedarf ebenfalls des schriftlichen Einverständnisses der Rechteinhaber.

Haftungsausschluss

Alle Angaben erfolgen ohne Gewähr für Vollständigkeit oder Richtigkeit. Es wird keine Haftung übernommen für Schäden durch die Verwendung von Informationen aus diesem Online-Angebot oder durch das Fehlen von Informationen. Dies gilt auch für Inhalte Dritter, die über dieses Angebot zugänglich sind.

Das Gesetz der Atomspektren

Ein Meilenstein auf dem Entwicklungsweg der modernen Physik Von Herbert Ueberall

DK 535.338:539.153

Die Wissenschaft der Spektroskopie, die 1859 von Kirchhoff und Bunsen begründet worden war, hat bis ins 20. Jahrhundert hinein den Physikern viele Rätsel aufgegeben. Lange ist es niemandem gelungen, die Gesetzmäßigkeiten, welche den von strahlenden Atomen ausgesandten Spektrallinien innewohnen, zu deuten und eine Theorie aufzustellen, welche es erlaubt hätte, zu erklären, warum solche Linien auftreten können und warum sie gerade an dieser Stelle des Spektrums liegen und nicht an einer anderen. Wie es dann schließlich doch möglich war, diese Probleme zu lösen und wie gleichzeitig damit grundlegende Erkenntnisse über den Bau der Atome gewonnen wurden, darüber soll hier berichtet werden.

Der Begriff des Spektrums ist dem interessierten Leser sicher schon von der Mittelschule geläufig: Spektrum nennen wir jenes Farbenband, das entsteht, wenn man weißes Licht mittels eines Glasprismas in seine Farbenbestandteile zerlegt. Es ist nichts anderes als eine Auflösung der verschiedenen Schwingungsfrequenzen, die miteinander vermischt das weiße Licht darstellen, in ein räumliches Nebeneinander. Eine Farbe ist ja nichts anderes als eine Lichtwelle mit ganz bestimmter Frequenz (= Schwingungszahl der Welle pro Sekunde). Das Spektrum eines glühenden festen Körpers ist bekanntlich „kontinuierlich“, die einzelnen Farben gehen gleichmäßig ineinander über und bilden ein zusammenhängendes Band. Im Gegensatz dazu sendet ein leuchtendes Gas — etwa das Gas in einer Leuchtstoffröhre — kein zusammenhängendes Spektrum aus, sondern ein aus einzelnen hellen Linien bestehendes „diskretes Spektrum“. Untersucht man aber ferner weißes Licht, das man vor der Zerlegung mit dem Prisma durch einen gasgefüllten Glasbehälter geschickt hat, so erhält man auf dem gleichmäßigen hellen Untergrund des kontinuierlichen Spektrums nun einzelne dunkle Linien, da das Gas aus durchgehendem weißem Licht gerade die Wellenlängen verschluckt, die es in glühendem Zustand selbst aussenden würde. Wir nennen dies das „Absorptionsspektrum“ im Gegensatz zum früheren „Emissionsspektrum“, den vom leuchtenden Gas selbst erzeugten Linien.

Emissions- und Absorptionsspektrum eines Gases oder auch eines Metaldampfes sind Linienspektren. Ist das untersuchte Gas oder der Metaldampf ein reines chemisches Element, das mehr auf der linken Seite des periodischen Systems der Elemente steht, also Wasserstoff, ein Alkalimetall (Li, Na, K ...) oder eines der Erdalkalien (Be, Mg ...) oder auch ein Edelgas (He, Ne, A ...), so finden wir ein einfaches Spektrum mit wenigen Linien; die Spektren der Elemente auf der rechten Seite des periodischen Systems, besonders aus der Nickel-Eisen-Gruppe, oder die Spektren chemischer Verbindungen weisen dagegen eine äußerst komplizierte und linienreiche Struktur auf.

Man konnte in vielen Fällen feststellen, daß sich die Linien zu einzelnen „Serien“ zusammenschlossen, die aus einer Gruppe benachbarter Linien bestehen, welche sich gegen das Ende der Serie zu eng zusammendrängen und eine scharfe „Seriengrenze“ bilden. Nachdem man einmal festgestellt hatte, daß bei der Linienanordnung eine gewisse Gesetzmäßigkeit vorlag, versuchte man, diese Gesetzmäßigkeit mathematisch zu formulieren. Diese Aufgabe gelang zuerst beim Spektrum des leichtesten aller Elemente, dem Wasserstoff; der Basler Mittelschullehrer Joh. Jak. Balmer stellte 1885 eine einfache Formel auf, die die Frequenzen der einzelnen Linien in der nach ihm benannten „Balmer-Serie“ des Wasserstoffspektrums annähernd richtig wiedergeben konnte. Diese Formel lautet:

$$\nu = Rc \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right), \quad n = 3, 4, 5 \dots$$

ν ist die Frequenz der Linie, c die Lichtgeschwindigkeit = 300.000 km/sec; R ist eine konstante

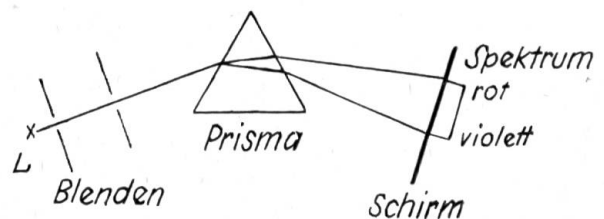


Abb. 1. So entsteht ein Lichtspektrum: Die von der Lichtquelle L ausgehenden Strahlen werden durch das Prisma gebrochen und zerlegt

Zahl, die sogenannte Rydberg-Konstante; ihr Zahlenwert wurde durch Messungen der Frequenzen der Spektrallinien bestimmt und beträgt $109.709,6 \text{ cm}^{-1}$ ¹⁾. Will man also die

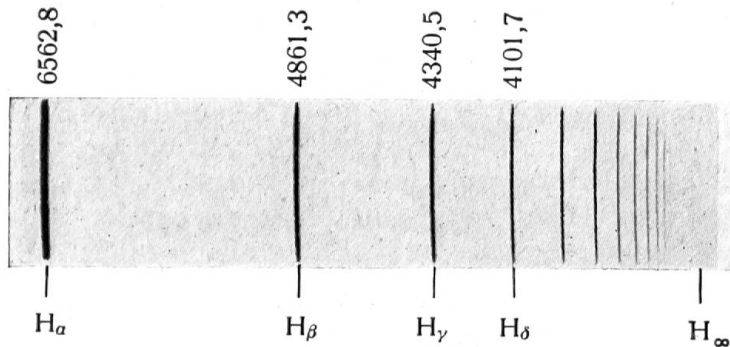


Abb. 2. Das Spektrum des Wasserstoffatoms im sichtbaren und nahen ultravioletten Spektralgebiet (Balmer-Serie) in Emission. H_∞ gibt die theoretische Lage der Seriengrenze an. Die Wellenlängen der Linien sind in Angström-Einheiten angegeben (Die Aufnahme ist im Negativ wiedergegeben)

Frequenzen der zur Balmer-Serie gehörigen Linien erhalten, so hat man für n der Reihe nach die Zahlen 3, 4, 5 ... einzusetzen. Die so erhaltenen Linien werden als H_α -, H_β -, H_γ - und H_δ -Linie bezeichnet; die weiteren Linien liegen bereits im ultravioletten Gebiet. Später wurden im Wasserstoffspektrum weitere Serien entdeckt, die alle eine ähnliche Gesetzmäßigkeit aufweisen, nämlich im Ultraviolett die Lyman-Serie:

$$\nu = Rc \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right), n = 2, 3, 4 \dots$$

und im Ultrarot die Serien

$$\text{Paschen-Serie } \nu = Rc \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2} \right), n = 4, 5, 6 \dots$$

$$\text{Brackett-Serie } \nu = Rc \left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{n^2} \right), n = 5, 6, 7 \dots$$

Alle diese Formeln haben dieselbe Rydberg-Konstante R . Sie bestehen stets aus der Differenz zweier „Terme“, nämlich des konstanten Terms $\frac{Rc}{2^2}$ (Balmer-Serie) und des „Laufterms“ $\frac{Rc}{n^2}$.

¹⁾ R und c könnten natürlich zu einer einzigen Konstanten zusammengezogen werden.

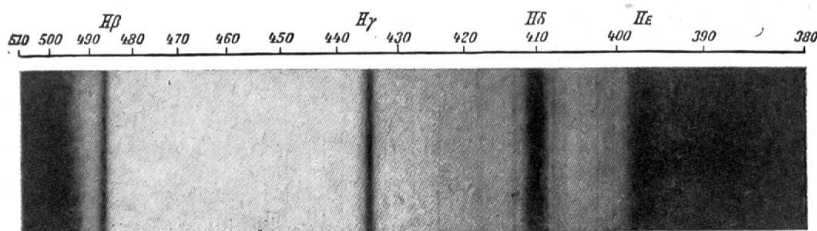


Abb. 3. Balmerlinien des Wasserstoffes in Absorption in einem Sternspektrum (Sirius). Wellenlängen in Millimikron

Auch die Linienserien der Alkalimetalle können durch ähnliche Formeln wiedergegeben werden.

Soweit war es also gelungen, die Gesetze des Spektralbaues richtig zu beschreiben. Wieso waren aber die Linien gerade in dieser Weise angeordnet? Man bemühte sich, eine Theorie zu finden, die diese Gesetzmäßigkeit auch begründete, doch lange Zeit vergebens.

Es war aber zu dieser Zeit schon erkannt worden, daß die Probleme der Lichtemission eng mit dem Bau der kleinsten Teilchen zusammenhängen, aus denen die Elemente bestehen, der sogenannten „Atome“ also. Der englische Physiker Rutherford hatte bereits ein Atommodell vorgeschlagen: Im Fall des Wasserstoffatoms nimmt er an, daß es aus einem Kern, dem positiv geladenen „Proton“ besteht, das von einem negativ geladenen „Elektron“ umkreist wird.

Wie aber kann ein solches Atom Licht aussenden? Der große englische Physiker Maxwell

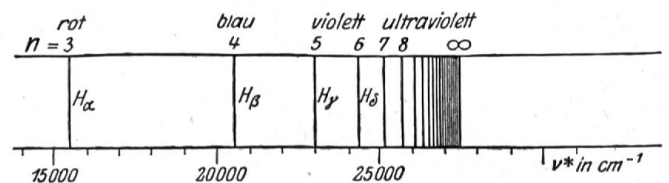


Abb. 4. Die Balmer-Serie des Wasserstoffes. ν^* ist die Wellenzahl $= \nu/c$

hatte schon früher eine Theorie aufgestellt, welche imstande war, alle Erscheinungen der Elektrizität, des Magnetismus und des Lichtes zu erklären. Nach dieser Theorie sendet ein geladenes Teilchen, das sich in einer Kreisbahn bewegt, andauernd Energie in Form von Lichtwellen aus. Das kreisende Elektron konnte also Licht emittieren; leider bedeutet die ständige Ausstrahlung von Licht aber, daß das Elektron immer mehr Energie und damit Geschwindigkeit verliert und schließlich, wegen der überhandnehmenden Anziehung des Kernes, in diesen stürzen muß. Ferner ergibt Maxwells Theorie auch, daß das so ausgesendete Licht einem kontinuierlichen Spektrum entsprechen muß. Eine Erklärung, weshalb in Wirklichkeit ein Linienspektrum auftritt, war mit diesem Atommodell also nicht möglich.

Erst der dänische Physiker Niels Bohr konnte hier einen Ausweg finden.

Er nahm nämlich im Widerspruch zur Maxwell'schen Theorie an, daß es Elektronenbahnen geben könne, auf denen keine Lichtausstrahlung stattfindet; doch sollten nur ganz bestimmte Bahnen möglich sein. Und eine Lichtaussendung oder -absorption sollte nur dann erfolgen, wenn das

Also hat auf der ersten Bahn das Elektron die Energie $E_1 = -2\pi^2 Me^4/1^2 h^2$ und so fort. Und nun spricht Bohr eine zweite Annahme aus: Wird das Elektron durch einfallendes Licht oder den Stoß eines Atoms dazu angeregt, von einer niedrigeren Bahn mit der Energie E_m auf eine

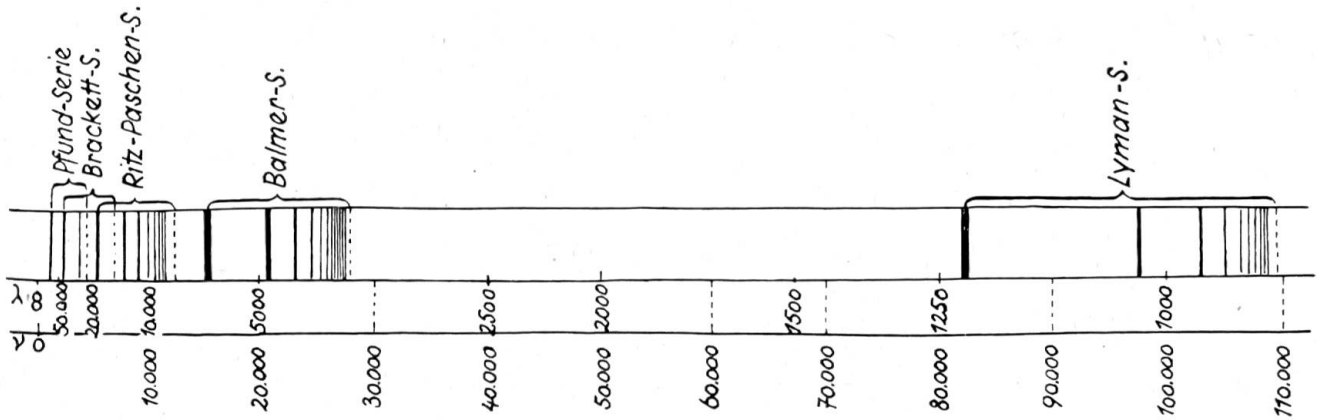


Abb. 5. Schematische Darstellung der Spektralserien des H-Atoms. Die Dicke der Striche deutet die Intensität der Linien an. Die gestrichelten Linien geben die Seriengrenzen an, an die sich unter Umständen ein kontinuierliches Spektrum anschließt

Elektron einen Sprung von einer Bahn auf eine andere ausführte.

Der deutsche Physiker Max Planck hatte schon um die Jahrhundertwende die Behauptung aufgestellt, daß Energie nicht in jeder beliebigen Menge ausgetauscht werden könne, sondern nur in ganz bestimmten Portionen; wenn diese Energieabgabe oder -aufnahme in Form von Licht mit der Frequenz ν geschehen soll, so soll die kleinste derartige Energieportion, das „Lichtquant“, den Betrag $E = h\nu$ besitzen und jede größere Energiemenge ein ganzzahliges Vielfaches davon sein. h nennt man das Plancksche Wirkungsquantum; es ist eine Zahl vom Betrag $6,6 \cdot 10^{-27}$ erg. sec. Hier schloß sich Bohr an und sagte: Die möglichen Bahnen für das Elektron sind so auszuwählen, daß die Größe Mva , der sogenannte „Drehimpuls“ des Elektrons, multipliziert mit 2π , ein ganzzahliges Vielfaches von h ist, also

$$2\pi Mva = nh, \quad n = 1, 2, 3 \dots$$

Dabei ist M die Masse des Elektrons, v seine Geschwindigkeit, mit der es den Kern umkreist, und a der Radius der Kreisbahn. Für die erste mögliche Bahn ist also $n = 1$ zu setzen, für die zweite Bahn $n = 2$ usw. Berechnet man sich hieraus die Energie, die das Elektron auf seiner Bahn besitzt, so findet man ($e =$ Ladung des Elektrons):

$$E_n = -\frac{2\pi^2 Me^4}{n^2 h^2}, \quad n = 1, 2, 3 \dots$$

höhere Bahn mit der größeren Energie E_n zu springen, so soll es ein Lichtquant absorbieren, dessen Frequenz den Wert

$$\nu = \frac{E_n - E_m}{h}$$

besitzt; nach einer gewissen Zeit soll das Elektron aber von selbst in seine ursprüngliche Bahn zurückfallen und dabei wieder ein Lichtquant derselben Frequenz emittieren.

Mit diesen Annahmen gelingt es nun leicht, die Linienspektren zu erklären: Wird das

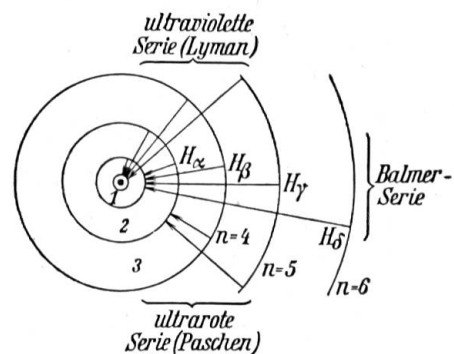


Abb. 6. Darstellung der Entstehung der Wasserstofflinien nach dem Bohrschen Atommodell

Wasserstoffgas von außen angeregt, etwa durch Erhitzung oder Stromdurchgang, so nehmen seine Atome Energie auf und die Elektronen werden auf verschiedene höhere Bahnen gehoben. Sie fallen aber wieder auf die nied-

rigeren Bahnen zurück und emittieren dabei Lichtquanten mit der Frequenz

$$\nu = \frac{E_n - E_m}{h} = \frac{2\pi^2 M e^4}{h^3} \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right).$$

Damit haben wir bereits die Erklärung für die



Abb. 7. Absorptionsspektrum des Natriumatoms nach Kuhn. Hier ist nur der kurzwellige Teil von der 5. Linie der Hauptserie an wiedergegeben. Die Linien erscheinen, wie auf der photographischen Platte, als helle Linien

Spektralserien gefunden. Wir brauchen nur noch zu setzen

$$R c = \frac{2 \pi^2 M e^4}{h^3}$$

und sehen folgendes: Fällt das Elektron auf die erste Bahn mit $m = 1$ zurück, so erhalten wir gerade die Formel für die Lyman-Serie

$$\nu = R c \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right).$$

Fällt das Elektron auf die zweite Bahn, so ist $m = 2$ und die Balmer-Serie findet ihre Erklärung. Und so ergeben sich auch alle weiteren Serien. Auch das Absorptionsspektrum findet so seine Begründung: Wenn Lichtquanten auf das Atom auffallen, so können sie das Elektron auf eine höhere Bahn heben und dabei absorbiert werden; doch muß ein solches Lichtquant genau die Frequenz besitzen, die der Energiedifferenz zweier Bahnen entspricht. Da-

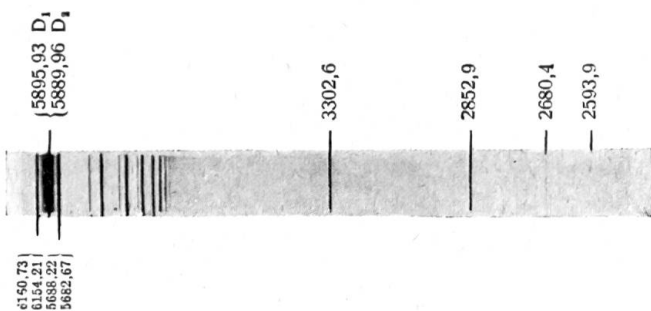


Abb. 8. Emissionsspektrum des Na-Atoms (Lichtbogen mit einer Na-Elektrode). Es sind deutlich drei Serien zu erkennen, von denen die eine, die Hauptserie, mit der Absorptionsserie zusammenfällt

her werden aus dem kontinuierlichen Spektrum nur einzelne Frequenzen herausabsorbiert.

Die Bohrsche Theorie hat also das Problem der Spektrallinien, das die Maxwellsche Theorie nicht zu erklären vermochte, glänzend gelöst;

sie gibt nicht nur die Anordnung der Linien innerhalb der Serie richtig wieder, sondern liefert auch die richtigen Frequenzen der Linien; man kann nämlich die Masse M und die Ladung e des Elektrons auf verschiedene Arten messen und erhält, wenn man diese Werte in der Formel für Rc einsetzt, genau den Wert für die Rydberg-Konstante, den schon die spektroskopischen Messungen ergeben haben; also ein schöner Beweis für die Leistungsfähigkeit der Bohrschen Theorie.

Es tauchten jedoch später noch weitere Probleme auf, die die Bohrsche Theorie nicht mehr so gut zu lösen imstande war, z. B. die Frage, wie die verschiedenen Helligkeiten (Intensitäten) der Linien erklärt werden könnten. Eine im Jahr 1925 von Heisenberg und Schrödinger aufgestellte Theorie konnte jedoch auch diese Aufgaben lösen: Es ist die sogenannte Quantenmechanik, die sich sehr komplizierter mathematischer Hilfsmittel bedient und bis heute bereits eine große Menge von Fragen über den Bau und die Vorgänge im Atom beantwortet hat. Doch dies wäre nicht möglich gewesen, wenn nicht das Bohrsche Atommodell die ersten Hinweise zur Lösung des Rätsels des Atoms gegeben hätte.

K U R Z B E R I C H T

Neuartiger Filter für Wasserreinigung

DK 663.63.067

Ein Filter, das der Wasserreinigung dient und in seiner Art ganz neuartig ist, kommt unter der Bezeichnung „Steralic (Type D)“ eben in England in den Handel. Er dient für den Hausgebrauch und wird auch von den Amateurphotographen, denen die Wasserunreinigungen verschiedener Art häufig sehr zu schaffen machen, begrüßt werden. Suspensierte Teilchen machen sich beim Photographieren besonders dann sehr unangenehm bemerkbar, wenn man Vergrößerungen herstellen will. Kleine Körnchen, die sich z. B. in einer Kleinfilmemulsion festsetzen, werden mit den anderen Details mitvergrößert und können die Bildschärfe stören. Das Filter entfernt aus Wasserleitungs- und anderem Wasser sowohl Roststückchen, wie auch lästige Aufschwemmungen, gleichzeitig kann der kleine Apparat aber auch ohne Anwendung von Chlor und ähnlichen Chemikalien für die Wasserreinigung verwendet werden. Das Filtrieren mit dieser Vorrichtung verbessert auch Geschmack und Geruch des Wassers. Das Filter ist sehr kräftig gebaut, die Filterpatronen können bei Bedarf mit einem Griff ausgewechselt werden und der Apparat kann ohne Schwierigkeit an jedem gewöhnlichen Wasserhahn befestigt werden.