

Das Orbitalmodell (II)

Glühende Körper senden beim Erhitzen Strahlung aus, z.B. ein glühender Eisennagel, ein brennendes Magnesiumband. Die **Klassische Physik** sagte voraus, dass eigentlich mehr blaue und ultraviolette Strahlung emittiert werden sollte als beobachtet wurde. Alle erhitzten Körper sollten nach dieser Auffassung blau aussehen. Diesen Widerspruch zwischen Theorie und Praxis, die sog. „**Ultraviolett katastrophe**“, löste **MAX PLANCK 1900** mit einer Erklärung auf, die einen bis dahin gültigen Glaubenssatz der Naturwissenschaften verwarf: Physikalische Größen verändern sich stets kontinuierlich. Planck schlug vor, dass die Energie elektromagnetischer Strahlung nur in kleinsten, sog. diskreten Paketen oder **Quanten** abgegeben wird. Die Energie eines diskreten Strahlenpakets ist proportional der Frequenz der Strahlung. Mit der Einführung einer Konstante wird daraus die Beziehung $E = h \cdot \nu$ mit $h = 6,6262 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$ (sog. Planck'sches Wirkungsquantum).

Die **Quantelung der Energie** wurde 1905 von **ALBERT EINSTEIN** (1879-1955) mit dem **Photoelektrischen Effekt** bestätigt: Fällt das Licht einer elektrischen Bogenlampe (Lichtbogen) auf eine frisch geschmirgelte Zinkplatte, die mit einem negativ aufgeladenen Elektroskop verbunden ist, wird das Elektroskop entladen; ist das Elektroskop anfangs positiv geladen, findet keine Entladung statt. Technisch wird der photo- oder lichtelektrische Effekt ausgenutzt in Photozellen, die mittels elektronischer Schaltkreise automatisch Türen öffnen.

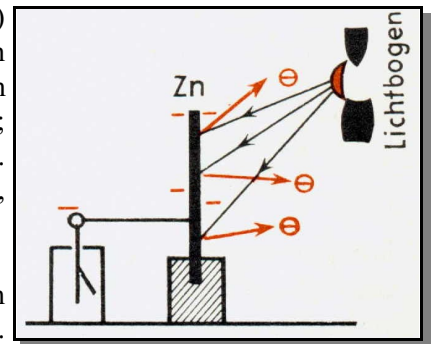


Abb. 4: Photoelektrischer Effekt

ISAAC NEWTON (1642-1727) zeigte bereits mit Hilfe eines Prismas, dass sich weißes Licht aus einem Spektrum von vielen Farben zusammensetzt (S. Abb. 3). Wird eine Mischung von Strahlungen aller Wellenlängen durch eine Gasprobe gesendet, erhält man das elektromagnetische **Absorptionsspektrum** des Gases. Die Linien in diesem Spektrum stellen die Wellenzahlen dar, die z.B. von den H-Atomen absorbiert wurden. Werden dagegen die Atome oder Moleküle eines Stoffes auf hohe Temperaturen erhitzt, emittieren sie Licht bestimmter Frequenzen, senden also ein **Emissionsspektrum** aus. Vergleicht man das Absorptionsspektrum des Wasserstoffs mit seinem Emissionsspektrum, fallen identische Bereiche auf.

Ein genauerer Blick auf das Emissionsspektrum des Wasserstoffs macht verschiedene Gruppen (Serien) von Linien deutlich, die nach ihren Entdeckern benannt werden: Lyman, Balmer, Paschen, Brackett und Pfund. **J.J. BALMER**, ein schweizer Oberschullehrer, fand bereits 1855 empirisch, dass die Wellenzahlen der Linien in der nach ihm benannten Serie durch die Beziehung $\nu^{-1} = R_H (1/4 - 1/n^2)$ mit $n=3, 4, 5, \dots$ gegeben sind. Die Größe R_H ist die später von **Rydberg** bestimmte Rydberg-Konstante von $109\,677,581 \text{ cm}^{-1}$.

Der allgemeine Ausdruck dafür, die Rydberg-Gleichung $\nu^{-1} = R_H (1/n_1^2 - 1/n_2^2)$ mit $n_2 > n_1$ besagt, dass die Wellenzahl einer Spektrallinie der Differenz zweier Zahlen proportional ist, von denen jede umgekehrt proportional zum Quadrat einer ganzen Zahl ist. Das bedeutet, jede im Wasserstoffspektrum gefundene Spektrallinie entspricht der Differenz zweier verschiedener Energie-Ebenen.

Bohr verlieh diesem Energieniveaudiagramm, das zunächst nur eine graphische Umsetzung der beobachteten Wasserstoffspektren war, eine tiefere Bedeutung: er schlug vor, dass diese Niveaus die allein möglichen Energiezustände des H-Atoms darstellen sollten:

$E \sim 1/n^2$. Er behauptete ferner, dass ein Atom eine Spektrallinie emittiert, wenn es von einem Energieniveau in ein anderes mit geringerer Energie übergeht und dass die Wellenzahl der emittierten Linie durch die Energieänderung bestimmt wird, die dabei folgt: $\Delta E = h \cdot c \cdot \nu^{-1}$.

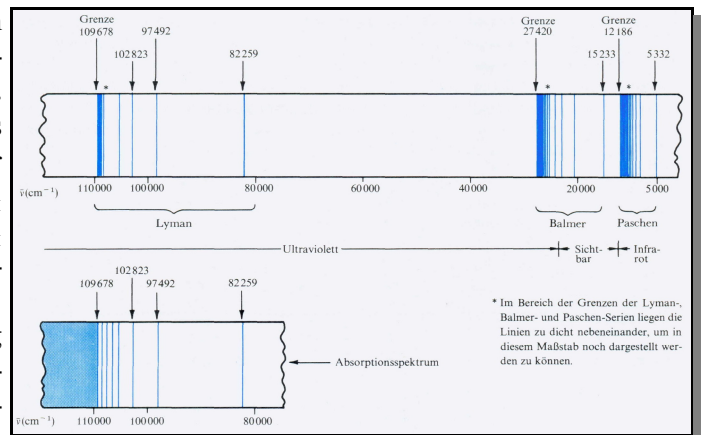


Abb.5: Emissions- und Absorptionsspektrum des Wasserstoffes

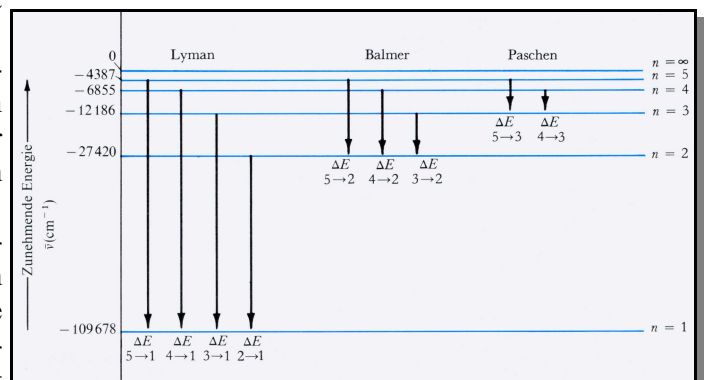


Abb.6: Energieniveaudiagramm des H-Atoms