



## AUFGABEN

- Aufzeichnung des Linienspektrums von Wasserstoff.
- Bestimmung der Frequenzen der Linien  $H_{\alpha}$ ,  $H_{\beta}$ ,  $H_{\gamma}$  und  $H_{\delta}$  aus der Balmer-Serie des Wasserstoff.
- Berechnung der Rydberg-Konstanten.
- Aufzeichnung und Auswertung der Linienspektren von Edelgasen und Metalldämpfen.

## ZIEL

Aufzeichnung und Auswertung der Balmer-Serie des Wasserstoffs und weiterer Linienspektren im sichtbaren Bereich

## ZUSAMMENFASSUNG

Die Linienspektren von Licht aussendenden Atomen sind für das chemische Element charakteristisch. Sie nehmen aber mit höherer Ordnungszahl der Elemente an Komplexität zu. Der im sichtbaren Bereich liegende Teil des Linienspektrums von atomarem Wasserstoff lässt sich dagegen in einfacher Weise mit Hilfe des Bohr'schen Atommodells erklären.

## BENÖTIGTE GERÄTE

Anzahl	Geräte	Art.-Nr.
1	Digital-Spektrometer LD	1018103
1	Spektralröhren-Netzgerät (230 V, 50/60 Hz)	1000684 oder
	Spektralröhren-Netzgerät (115 V, 50/60 Hz)	1000683
1	Spektralröhre Wasserstoff	1003409
1	Tonnenfuß, 1000 g	1002834
<b>Zusätzlich empfohlen:</b>		
1	Spektralröhre Helium	1003408
1	Spektralröhre Neon	1003413
1	Spektralröhre Argon	1003403
1	Spektralröhre Krypton	1003411
1	Spektralröhre Quecksilber	1003412
1	Spektralröhre Brom	1003404
1	Spektralröhre Jod	1003410

2

## ALLGEMEINE GRUNDLAGEN

Licht aussendende Atome in einem leuchtenden Gas erzeugen Spektren aus zahlreichen einzelnen Linien, die deutlich von einander getrennt sind, auch wenn sie sich an einzelnen Stellen häufen können. Die Linien sind für das chemische Element charakteristisch, da jede Linie einem Übergang zwischen zwei bestimmten Energieniveaus in der Elektronenhülle des Atoms entspricht.

Das Emissionsspektrum von atomarem Wasserstoff hat im sichtbaren Bereich vier Linien  $H_{\alpha}$ ,  $H_{\beta}$ ,  $H_{\gamma}$  und  $H_{\delta}$ , die sich im Ultravioletten zu einer vollständigen Serie fortsetzen. Für die Frequenzen dieser Serie gab J.J. Balmer 1885 eine empirische Formel an:

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

$$n = 3, 4, 5, 6 \dots$$

$$R = 3290 \text{ THz: Rydberg-Konstante}$$

Die Frequenzserie konnte später im Rahmen des Bohr'schen Atommodells einfach aus der Energieabgabe des Elektrons beim Übergang von höheren Schalen auf die zweite Schale des Wasserstoffatoms erklärt werden. Schon das Linienspektrum des nur ein Elektron mehr enthaltenden Heliumatoms ist wesentlich komplexer als das des Wasserstoffatoms, da sich Spins der beiden Elektronen parallel oder antiparallel ausrichten können und so völlig unterschiedliche Energieniveaus im Heliumatom besetzen. Die Komplexität nimmt für alle anderen chemischen Elemente weiter zu. In jedem Fall ist aber das Linienspektrum charakteristisch für das Element.

## AUSWERTUNG

In der Darstellung  $\nu = f(1/n^2)$  liegen die Frequenzen der Balmer-Serie auf einer Geraden, wenn man der  $H_{\alpha}$ -Linie die Zahl  $n = 3$ , der  $H_{\beta}$ -Linie den Wert  $n = 4$  usw. zuordnet (siehe Abb. 1).

Die Geradensteigung entspricht der Rydberg-Konstanten  $R$ . Der Schnittpunkt mit der x-Achse liegt bei 0,25, da die Übergänge der Balmer-Serie zum Energieniveau  $n = 2$  gerichtet sind.

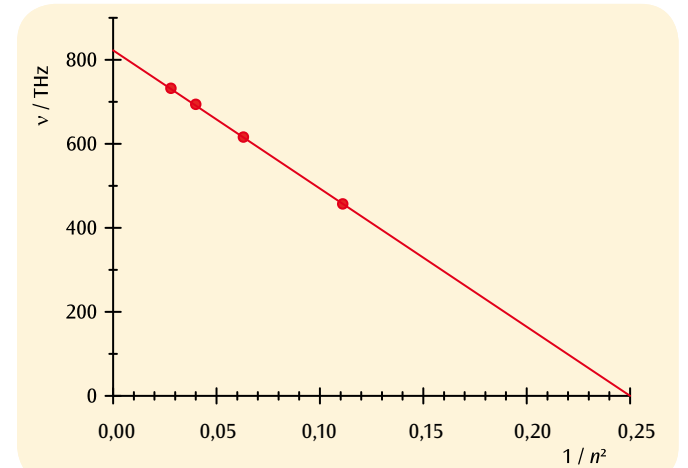
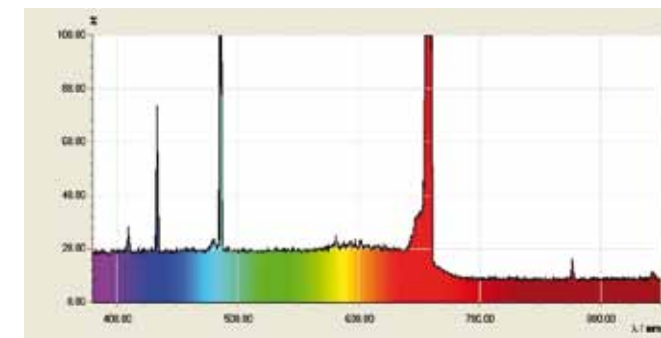

 Abb. 1: Übergangsfrequenzen der Balmer-Serie in Abhängigkeit von  $1/n^2$ 


Abb. 2: Linienspektrum von atomarem Wasserstoff

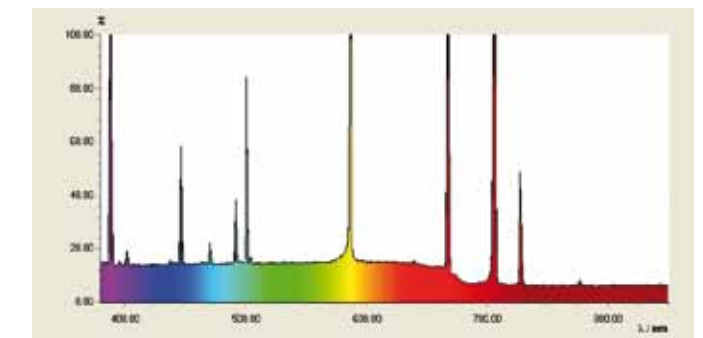


Abb. 3: Linienspektrum von Helium

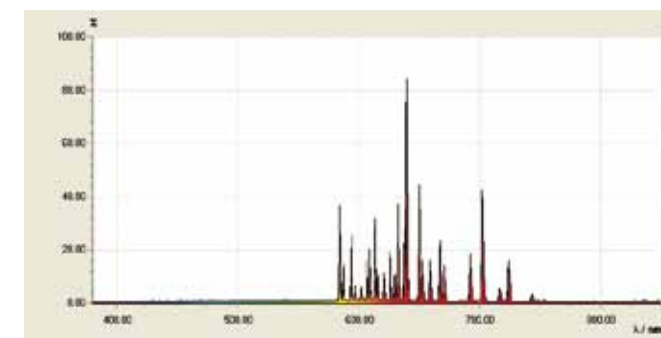


Abb. 4: Linienspektrum von Neon

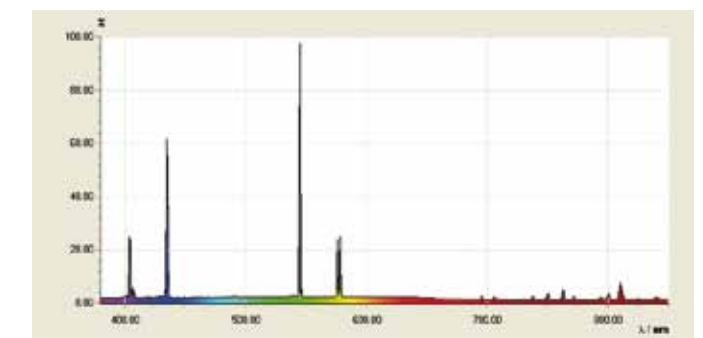


Abb. 5: Linienspektrum von Quecksilber