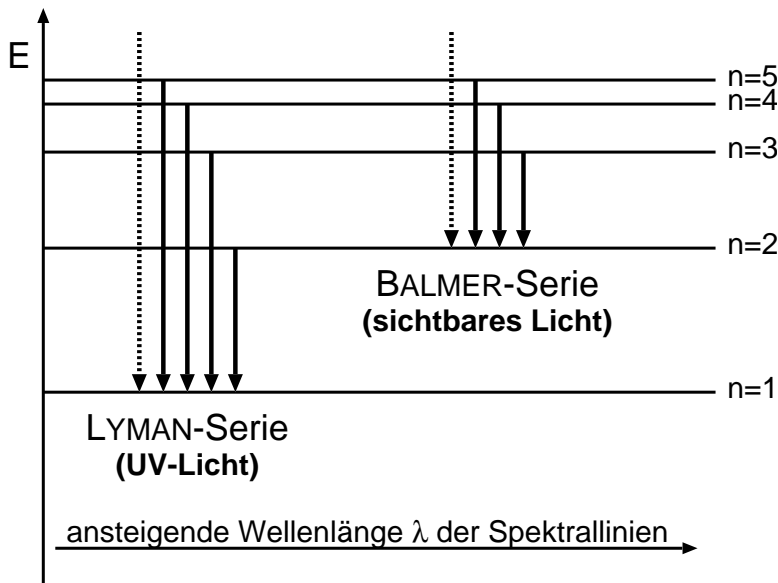


Das BOHR-SOMMERFELDSche Atommodell

Ausgangspunkt: BOHRsches Schalenmodell \Rightarrow Beschreibung der Schalen (Elektronenbahnen) K, L, M usw. durch die Hauptquantenzahl n :

K-Schale: $n = 1$
 L-Schale: $n = 2$
 M-Schale: $n = 3$

\Rightarrow damit sind die Linienspektren des Wasserstoffatoms erklärbar:



Weitere Serien:

- PASCHEN-Serie (infrarot)
- BRACKETT-Serie (infrarot)
- PFUND-Serie (infrarot)

Problem: Bei mehrelektronigen Atomen treten mehr Spektrallinien auf, als nach diesem einfachen Modell zu erwarten sind.

Ursache: Es kommt durch zwischen-elektronische Wechselwirkungen zu einer Vervielfachung der möglichen Energiezustände der Elektronen.

Lösung: Einführung weiterer drei Quantenzahlen zur Beschreibung der Energieniveaus der Elektronen durch ARNOLD SOMMERFELD (1868 – 1951):

Quantenzahl	Symbol	beschreibt	Auswahlregel
Hauptquantenzahl	n	Radius der Kreisbahn (siehe BOHRsches Atommodell)	$n = 1, 2, 3, \dots (n \in \mathbb{N})$
Nebenquantenzahl	ℓ	Form möglicher elliptischer Bahnen	$\ell = 0 \dots n - 1 (\ell \in \mathbb{N})$
magnetische Quantenzahl	m	Lage des Drehimpulses des Elektrons im magnetischen Feld (bzw. Bahnneigungen)	$m = -\ell \dots +\ell (m \in \mathbb{Z})$
Spinquantenzahl	s	Eigenrotation des Elektrons (gleich oder entgegengesetzt zur Bahnneigung)	$s = -\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$