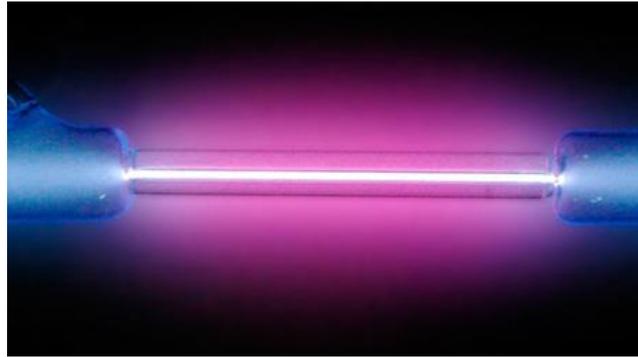


Das Spektrum von Wasserstoff



Damit Atome (z.B. Wasserstoff) Licht aussenden können, müssen die Elektronen sich in einem höheren Energiezustand befinden.

Dem Atom muss Energie zugeführt werden. **► Anregung**

- thermische Energie
- elektrische Energie
- chemische Energie
- mechanische Energie, ...

*Nach der Anregung befinden sich die Atome in einem **angeregten Zustand**.*

Die Atome sind bestrebt einen energetisch niedrigeren Zustand (Grundzustand) einzunehmen.

Durch Quantensprünge (2.Postulat) der Elektronen ($t=10^{-8}s$) auf ein niedrigeres Energieniveau kann die Energie als **Lichtquant** mit der Frequenz f bzw. Wellenlänge λ abgegeben werden.

Es gilt: $\Delta E = E_m - E_n = h \cdot f = h \cdot \frac{c}{\lambda}$ $m, n \dots$ Quantenzahlen ($m < n$)

Jeder Quantensprung erzeugt eine diskrete Spektrallinie des Spektrums.

Diese Gleichung ist auf alle Atome anwendbar.



Der schwedische Physiker **Johannes Robert Rydberg** entwickelte eine Gleichung zur Berechnung der emittierten Frequenzen aus den Quantenzahlen der Energieniveaus.

► Rydberg-Formel

$$h \cdot f = E_{\text{Ziel}} - E_{\text{Start}} = E_m - E_n$$

m ... Zielniveau
n ... Startniveau
Emission: m < n

$$h \cdot f = -\frac{m_e \cdot e^4}{8\epsilon_0^2 h^2} \cdot \frac{1}{m^2} - \left(-\frac{m_e \cdot e^4}{8\epsilon_0^2 h^2} \cdot \frac{1}{n^2} \right)$$

Aus der Serienformel und der Rydbergfrequenz können die Energiewerte der Quantenniveaus des Wasserstoffs berechnet werden:

$$h \cdot f = \frac{m_e \cdot e^4}{8\epsilon_0^2 h^2} \cdot \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right) \quad | :h$$

TW: S.110

$$f = \frac{m_e \cdot e^4}{8\epsilon_0^2 h^3} \cdot \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right)$$

$R_y = 3,288 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$
Rydbergfrequenz

konstant

m → ∞

$$E_n = -R_y \cdot h \cdot \frac{1}{n^2}$$

$$f = R_y \cdot \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right)$$

► Serienformel für Wasserstoff

→ Berechnung von Frequenzen ohne Energiewerte !

Das Wasserstoffspektrum

Quantensprünge auf das gleiche Zielniveau werden zu „spektralen Serien“ zusammengefasst.

n=1: LYMAN-Serie

vollständig im UV-Bereich

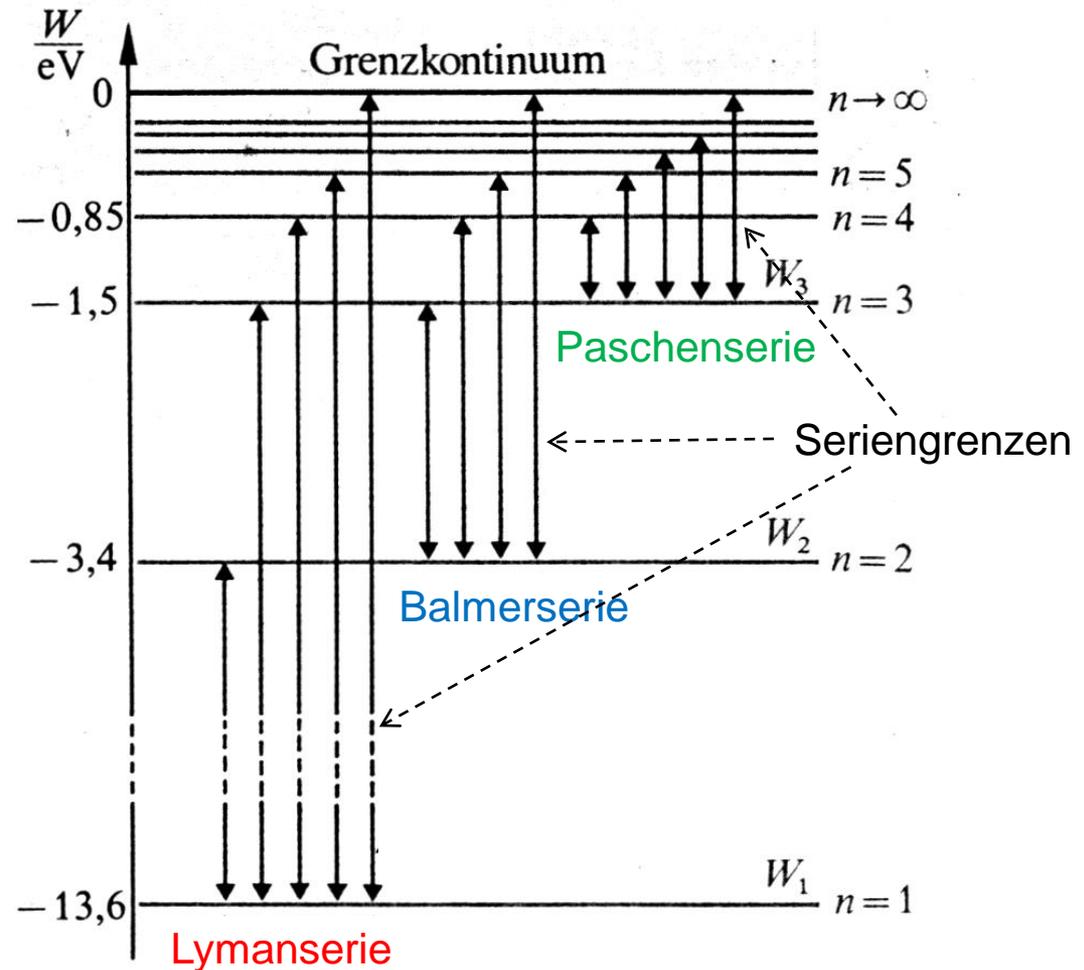
n=2: BALMER-Serie

teilweise im sichtbaren Bereich

n=3: PASCHEN-Serie

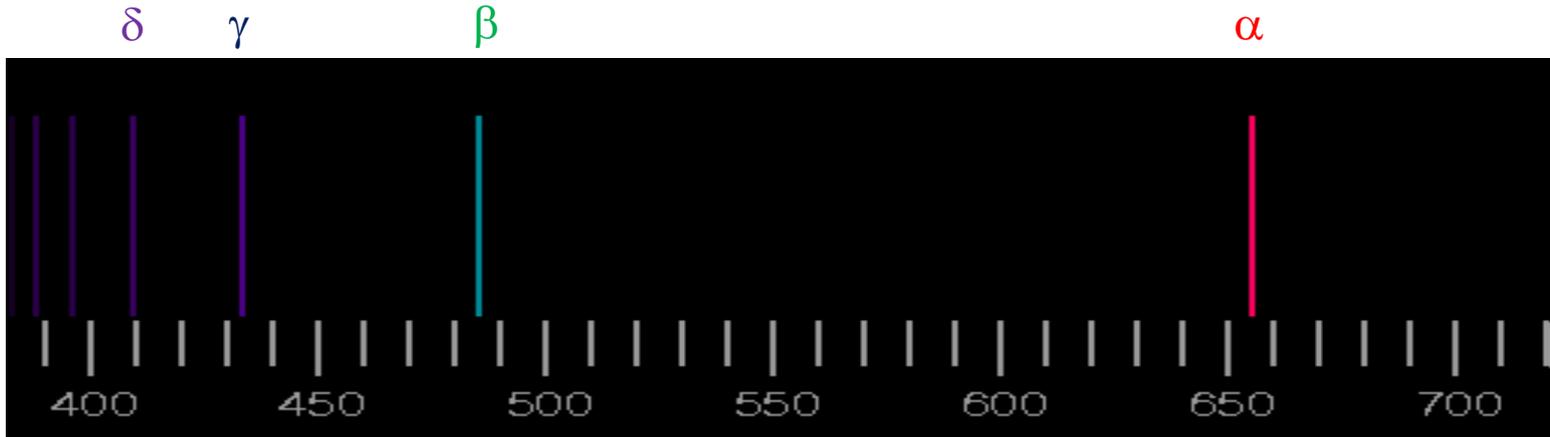
vollständig im IR-Bereich

Die größte emittierte Frequenz einer Serie nennt man Seriengrenze.

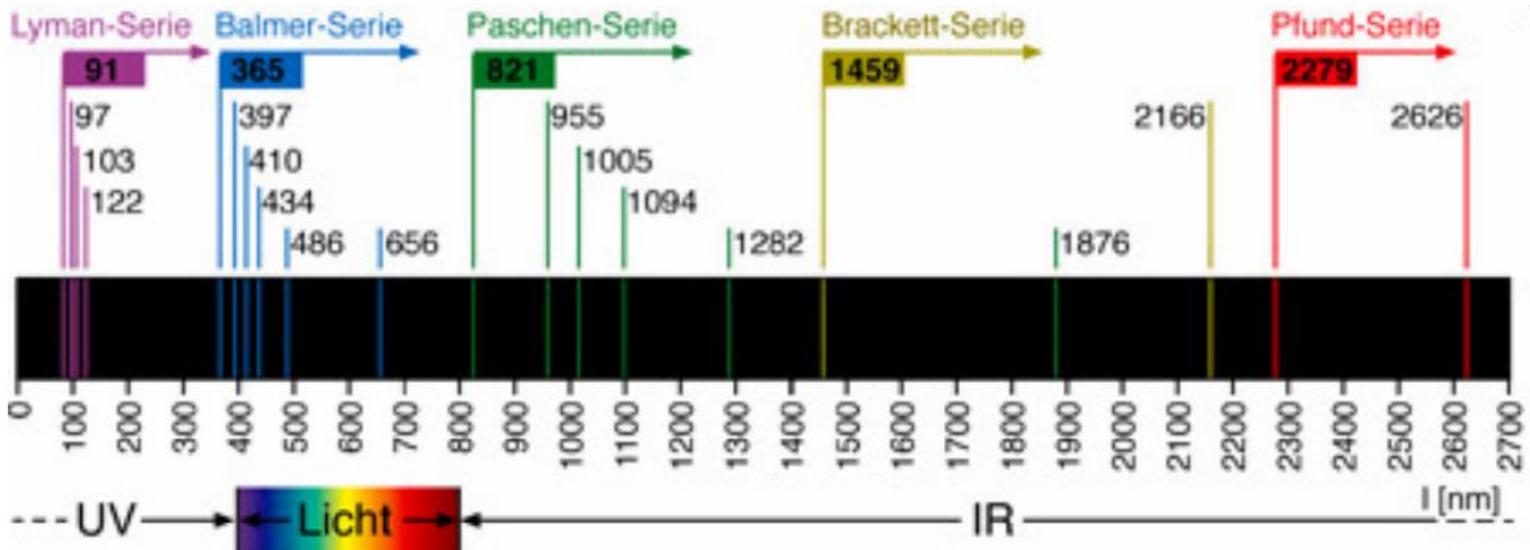


Zwischen den spektralen Serien gibt es keine Überschneidungen.

Das Spektrum der BALMER-Serie:



Gesamtspektrum von Wasserstoff:



Zusammenfassung:

Jeder Quantensprung eines gebundenen Elektrons in der Atomhülle erzeugt eine charakteristische Spektrallinie.



*sichtbares
Spektrum der
BALMER-Serie*

Werden Gase ionisiert, so werden Elektronen aus der Hülle herausgelöst und besitzen keinen diskreten Energiewert.

Beim Übergang eines ungebundenen Elektrons auf ein diskretes Energieniveau können unterschiedliche (beliebige) Energiebeträge abgegeben werden.

Es entsteht ein kontinuierliches Spektrum.



*Wasserstoffspektrum
unter hohem Druck und
hoher Temperatur
(Sonne)*