



UNIVERSITÄT ROSTOCK



Vorlesung *Allgemeine Chemie* (CH01)

Für Studierende im B.Sc.-Studiengang Chemie

Prof. Dr. Martin Köckerling

Arbeitsgruppe Anorganische Festkörperchemie

Mathematisch-Naturwissenschaftliche Fakultät, Institut für Chemie



Wiederholung der letzten Vorlesungsstunde:

Thema: Atombau, Elemente, Radioaktivität

Proton, Elektron, Neutron und weitere Elementarteilchen

Atomare Masseneinheit u, 118 bekannte Elemente, Isotope, Mischisotope,

Massenspektroskopie, Massenverlust „4H“ \rightarrow ^4He , Einstein: Äquivalenz:

Masse – Energie: $E = mc^2$, Kernbindungsenergie, Kernfusion,

Temperaturskalen, K, °C, °F, Element-/Kernumwandlungen,

Radioaktivität α - β - γ Strahlen

Radioaktive Zerfallsgeschwindigkeit, Halbwertszeiten, Altersbestimmungen,

Kernfusion, Energiegewinnung der Sterne, Messung radioaktiver Strahlung,

natürliche Zerfallsreihen, Kernspaltung, Kernreaktoren, Elemententstehung

im Universum

Thema heute: Atommodell nach Bohr



Das Bohr'sche - Atommodell

Rückblick:

Rutherford'sches Atommodell mit Atomkern und Elektronen, die weit vom Kern entfernt um diesen herum auf Kreisbahnen "fliegen".

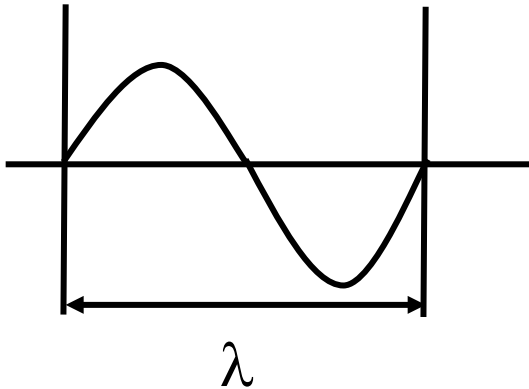
- 1) Strahlungskatastrophe
- 2) Bewegte Objekte → jede beliebige Geschwindigkeit und damit jede beliebige (kinetische) Energie

Grundsätzlich: Jedes „Modell“ muß alle beobachtbaren Eigenschaften und Phänomene erklären können.

 Versuch: Flammenfärbungen



Licht: Elektromagnetische Strahlung – Wellen



Wellenlänge λ [m]

$$\lambda = 1/\nu \quad \nu = \text{Frequenz [1/sec. = 1 Herz]} \\ \text{Schwingungen pro Sekunde s}^{-1}$$

$$\frac{1}{\lambda} = \tilde{\nu} \quad [\text{cm}^{-1}] \text{ Wellenzahl (Schwingungen pro cm)}$$

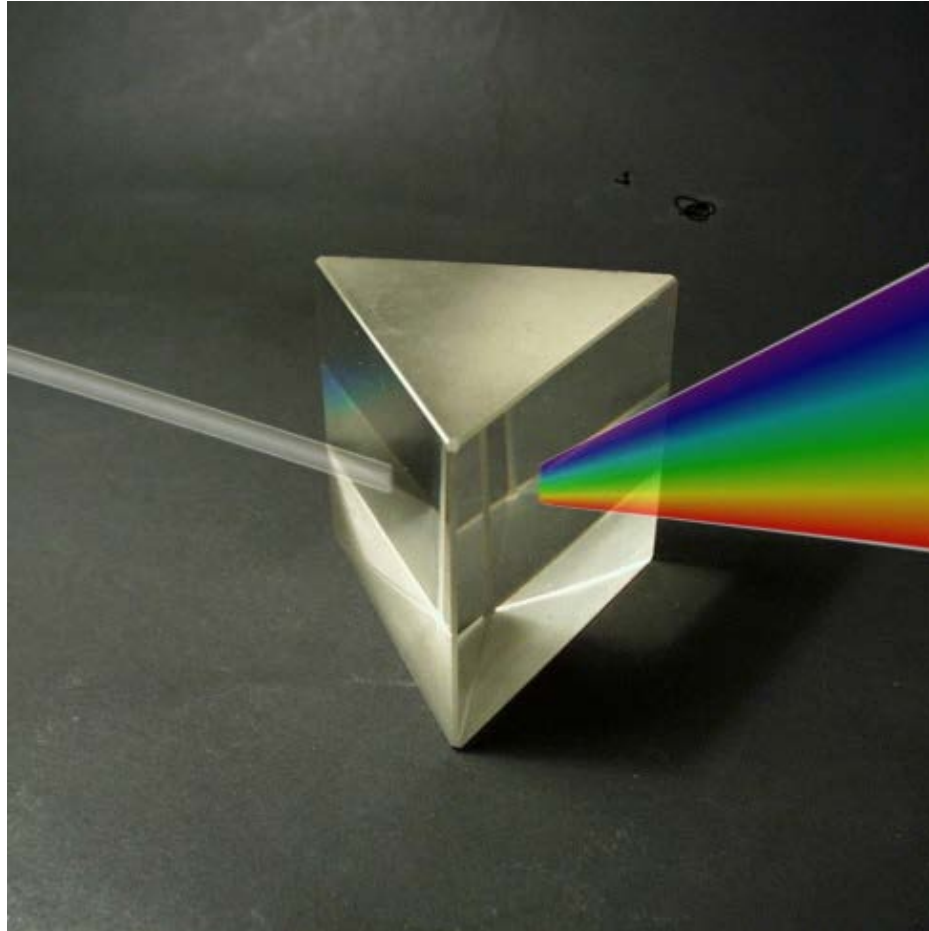
$$c = \nu \cdot \lambda \quad c \text{ Lichtgeschwindigkeit } 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1} \\ = 18.000.000 \text{ km/h}$$

Energie von Wellen:

$$E = h \cdot \nu \quad E = h \cdot c \cdot \frac{1}{\lambda} \quad \text{Planck-Einstein-Beziehung}$$

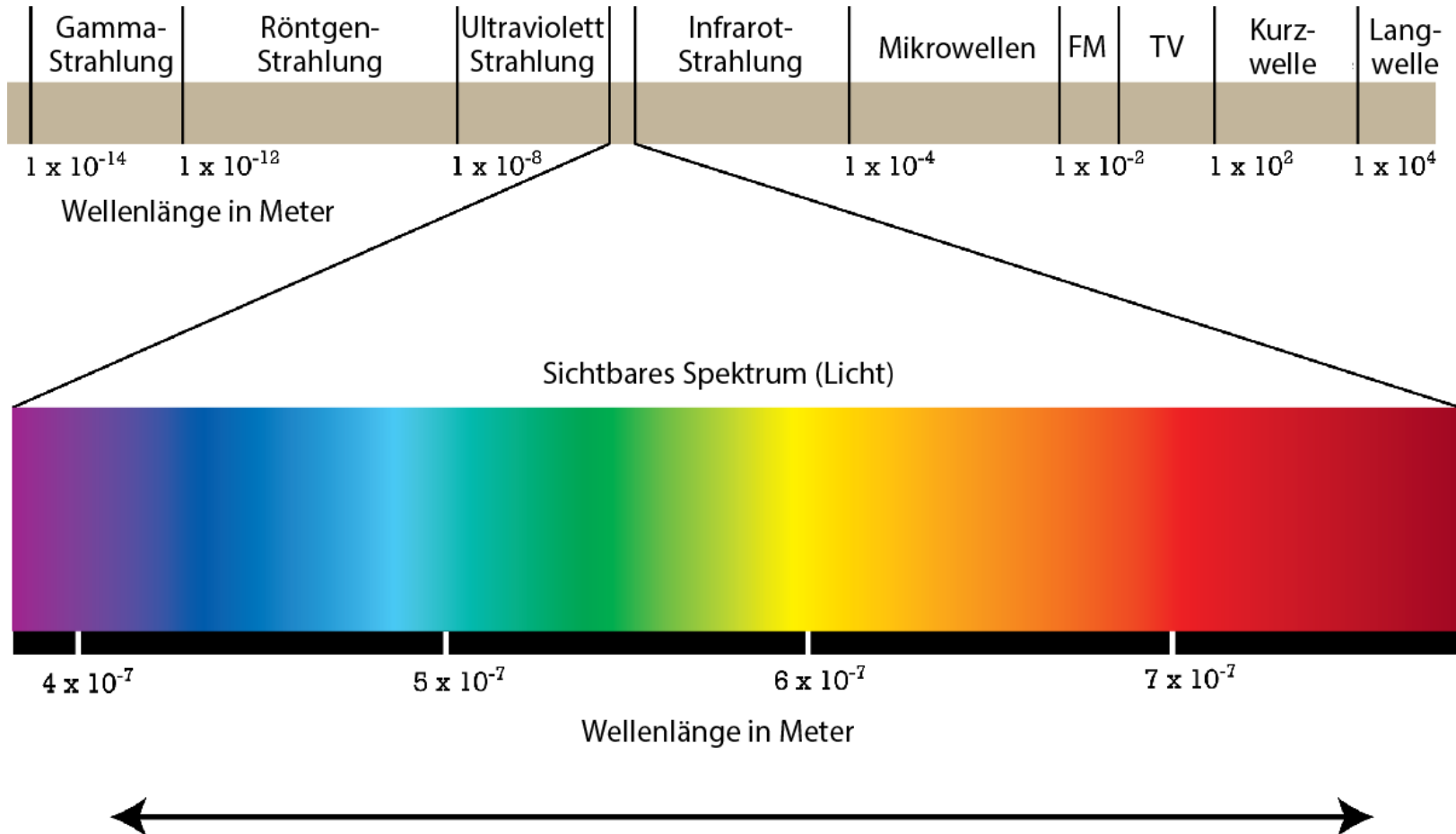


Licht: Elektromagnetische Strahlung – Wellen





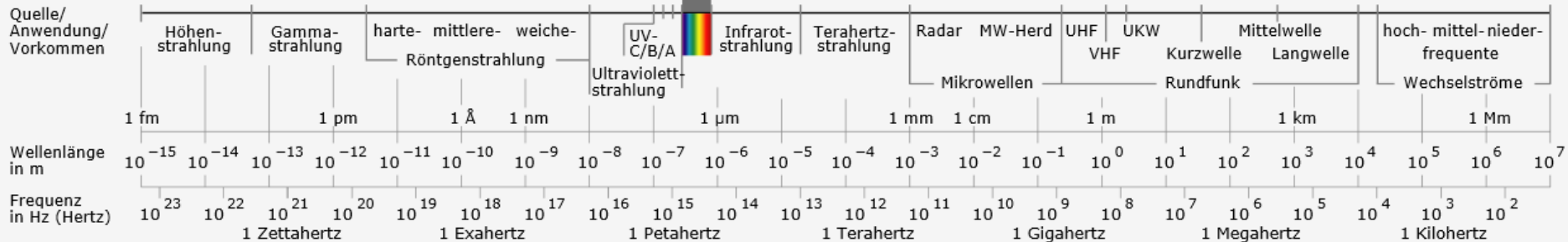
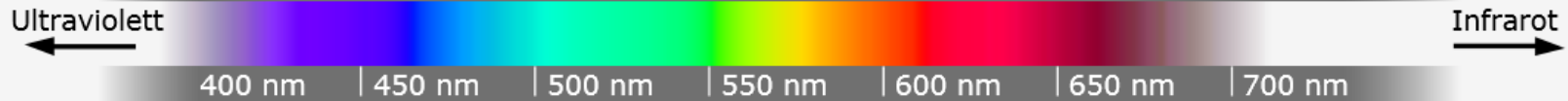
Das elektromagnetische Spektrum





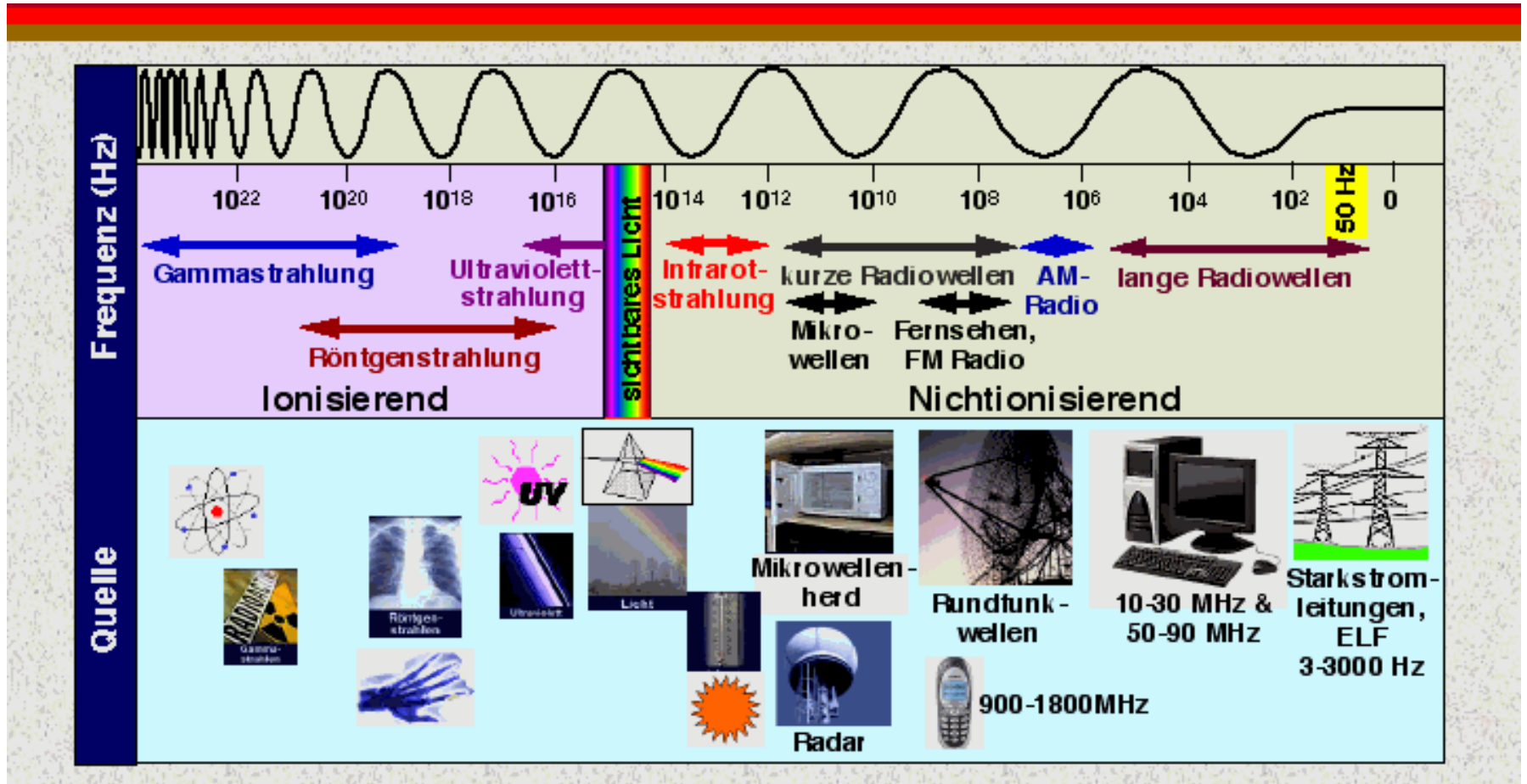
Das elektromagnetische Spektrum

Das für den Menschen sichtbare Spektrum (Licht)



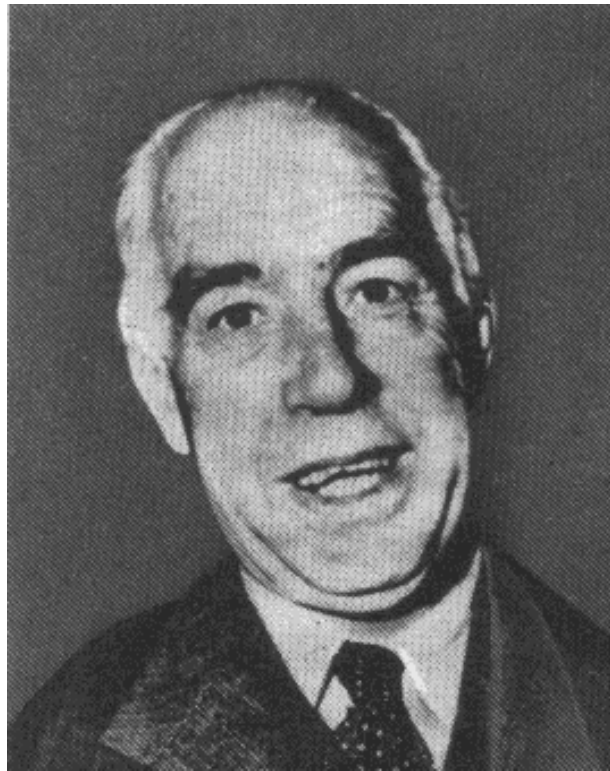


Das elektromagnetische Spektrum





Das Bohr'sche Atommodell



Nils Bohr, 1885 - 1962



Das Bohr'sche Atommodell

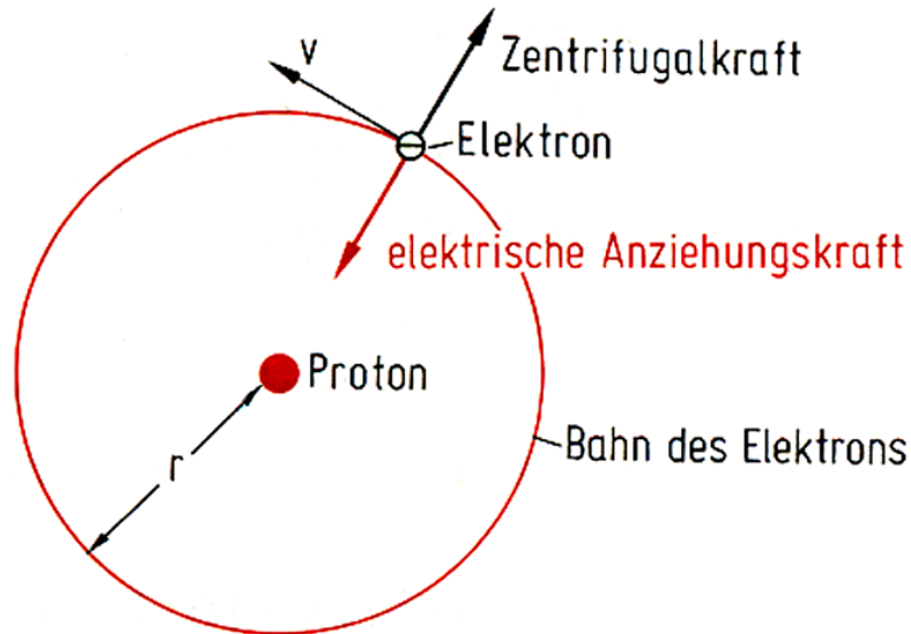
Erklärung der Flammenfärbung

- ↪ Emission von elektromagnetischer Strahlung einzelner Frequenzen
- ↪ Prisma
- ↪ Fraunhofer'sche Linien im Sonnenspektrum

Erklärung: Diskontinuierlicher Phänomene (nicht – klassisch): Bohr'sches Atommodell



Das Bohr'sche Atommodell



Coulomb-Anziehungskraft vs. Zentrifugalkraft F_z für Elektron auf gleichförmiger Kreisbahn mit konstanter Tangentialgeschwindigkeit.



$$F_Z = F_C$$

- m: Masse des Elektrons
v: Geschwindigkeit des Elektrons
r: Abstand Elektron-Kern (Bahnradius)
e: Ladung des Elektrons

$$\frac{mv^2}{r} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r^2}$$

ϵ_0 : absolute Dielektrizitätskonstante im Vakuum

$$\epsilon_0 = 8,85 \cdot 10^{-12} \frac{A^2 s^4}{kg m^3}$$



Die BOHR'schen Postulate

- **"Ein atomares System hat stationäre (nichtstrahlende) Zustände mit bestimmten diskreten Energiewerten"**
- **"Ein atomares System kann seine Energie nur ändern, indem es von einem stationären Zustand in einen anderen stationären Zustand übergeht. Wenn mit dem Übergang Emission oder Absorption von Strahlung verknüpft ist, so ist deren Frequenz mit einer ganz bestimmten Energieänderung verbunden."**



→ Quantentheorie

Die sich auf eine volle Kreisbahn erstreckende Wirkung (Energie · Zeit) des Elektrons sollte ein ganzzahliges Vielfaches des PLANCKschen Wirkungsquantums h sein:

$$h = 6.626 \cdot 10^{-34} \text{ J s (Energie * Zeit = „Wirkung“)}$$

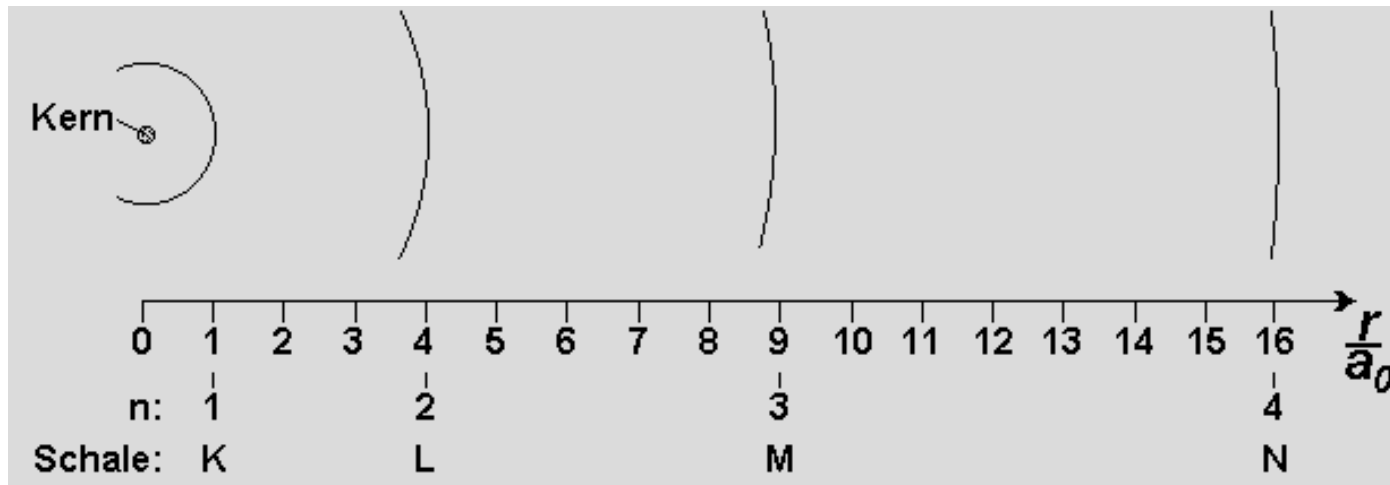
Für jedes Elektron sind nicht beliebige sondern nur ganz bestimmte Energiezustände möglich!



Das bedeutet, dass die Bahngeschwindigkeit nicht mehr beliebig ist, sondern nur ganzzahlige Vielfache der Größe $\frac{h}{m \cdot r \cdot 2\pi}$ annehmen kann.

Damit ergeben sich diskrete Bahnradien, deren Radien und Energien berechnet werden können.

Damit lassen sich auch die Energien (Frequenzen, Wellenlängen) der Strahlung berechnen, die beim Übergang eines Elektrons von einer Schale zur anderen verbraucht oder frei werden.

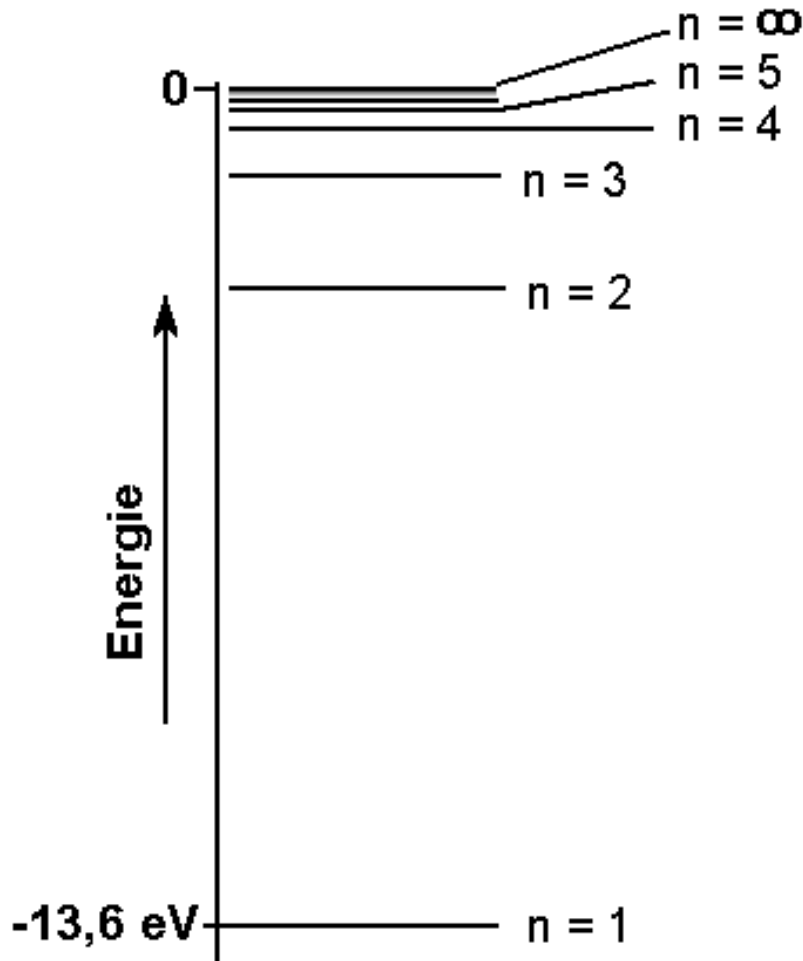


Dreidimensional entsprechen den Kreisbahnen Kugelschalen:
Schalenmodell des H-Atoms

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

Jede Kugelschale entspricht einer ganz bestimmten Energie, d.h. ein Elektron auf einer Kugelschale hat eine ganz bestimmte Energie

"Die Energiezustände der Elektronen in einem atomaren System sind gequantelt"



$n = 1$: Grundzustand des H-Atoms

$$a_0 = 0,529 \cdot 10^{-10} \text{ m}$$

Bohr'scher Atomradius

Höhere n ($n > 1$): angeregte Zustände des H-Atoms

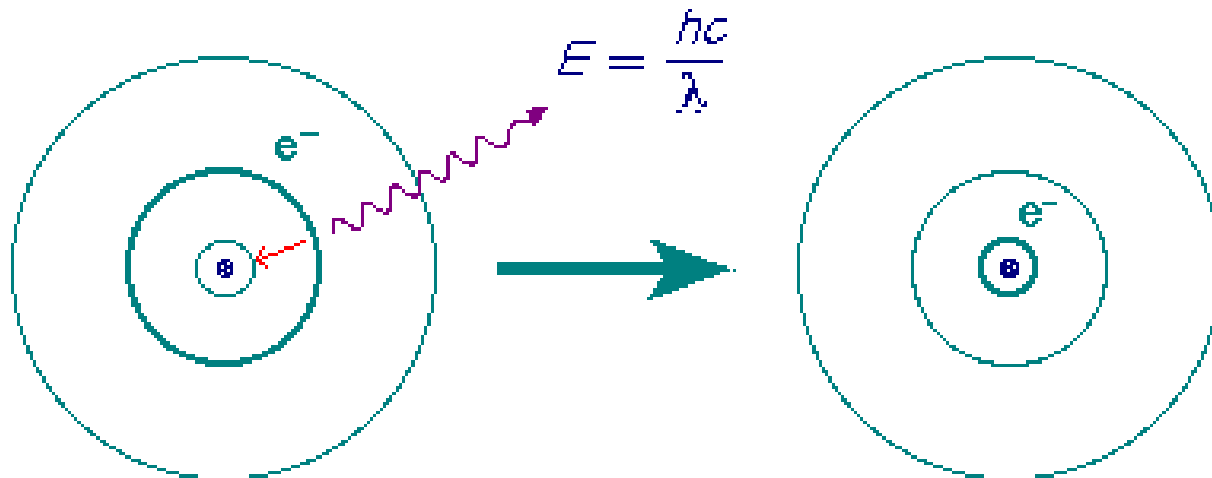
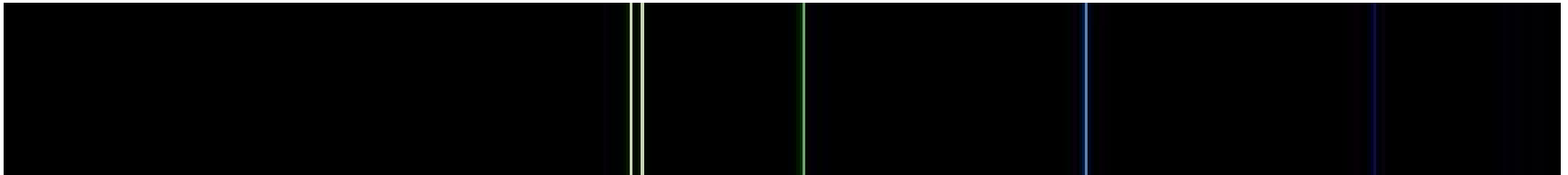
Ionisationsenergie:

Energie eines Elektrons, welches "unendlich" weit von Atomkern entfernt ist, hat die Energie $E = 0$!

Folge: Energiewerte sind negativ!



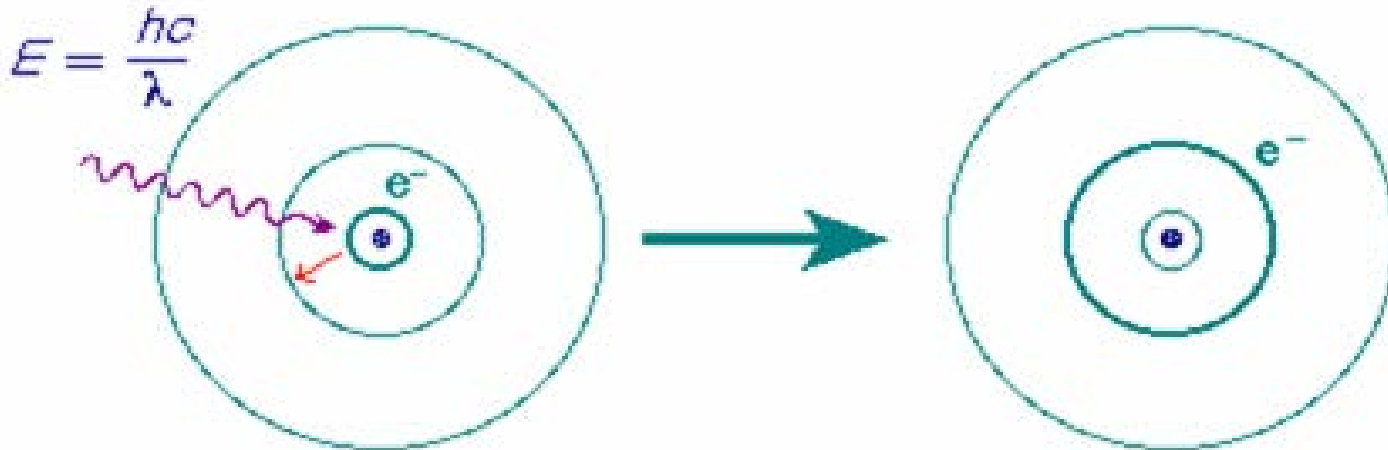
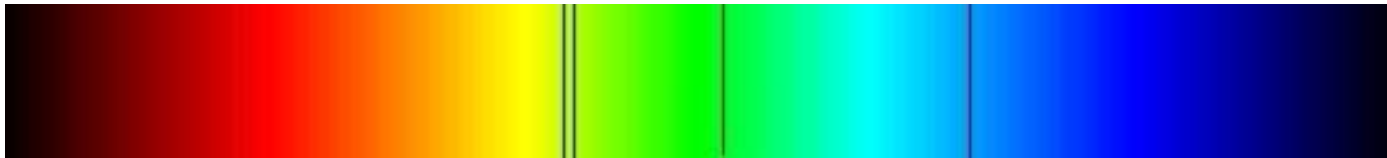
Ein Emissionsspektrum:



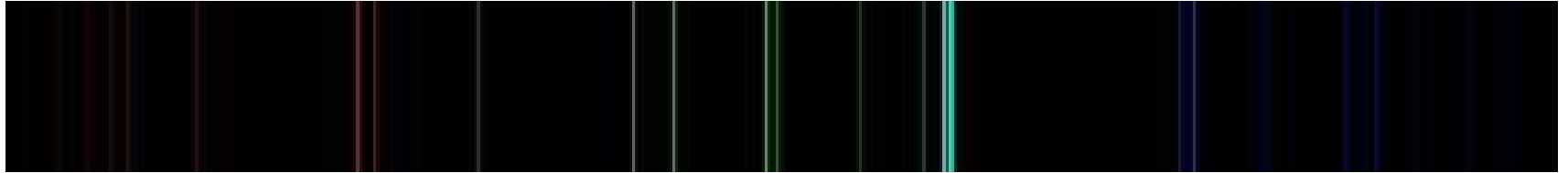
Desaktivierung eines Atoms durch Aussendung von Licht



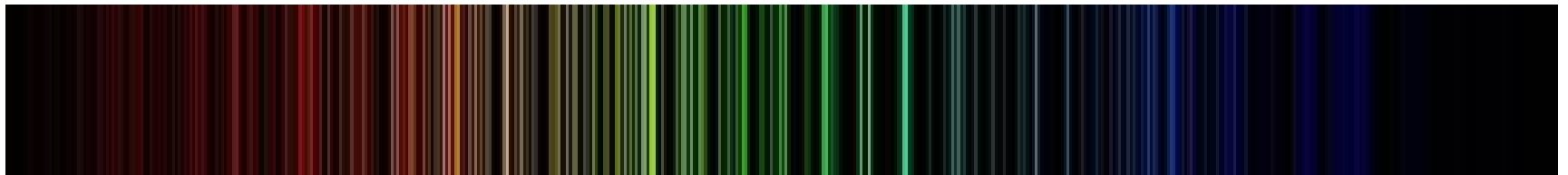
Ein Absorptionsspektrum:



Anregung eines Atoms durch Licht



Emissionsspektrum vom Magnesium



Emissionsspektrum vom Silizium



Energieniveaus und Emissionsfrequenzen des Wasserstoffs:

$$\Delta E = E_2 - E_1 = h \cdot \nu$$

$$\Delta E = E_2 - E_1 = \frac{m \cdot e^4}{8 \cdot \epsilon_0^2 \cdot h^2} \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$\Delta E = 2,179 \cdot 10^{-18} \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \text{ Joule}$$

$$\Delta E = h \cdot \nu = \frac{h \cdot c}{\lambda} = h \cdot c \cdot \bar{\nu}$$

$$h \cdot c \cdot \bar{\nu} = 2,179 \cdot 10^{-18} \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \text{ Joule}$$

$$\bar{\nu} = \boxed{1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}} \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

RYDBERG-Konstante

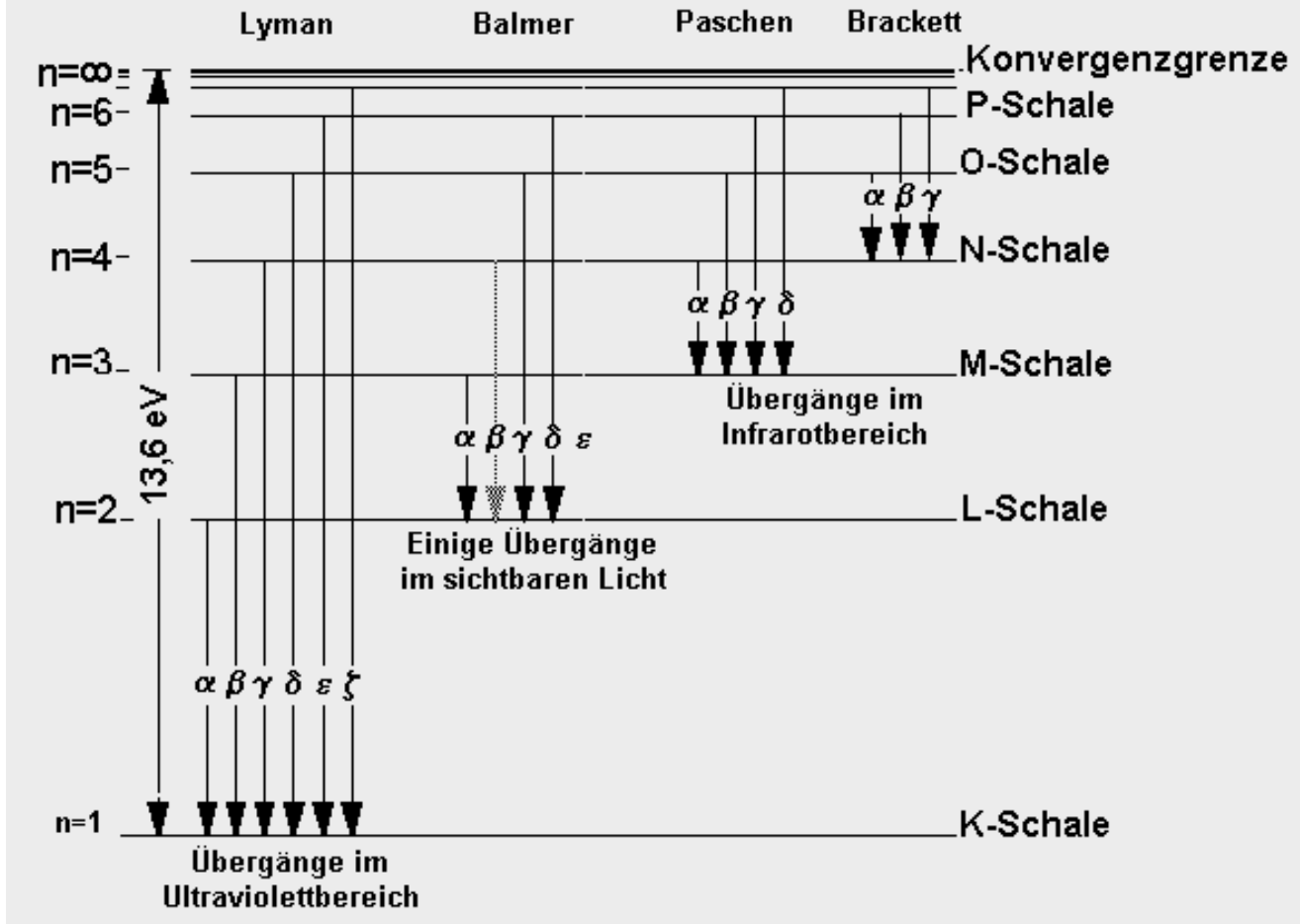
E_2, E_1 Energieniveaus zweier Schalen

ν Frequenz

$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda}$ Wellenzahl

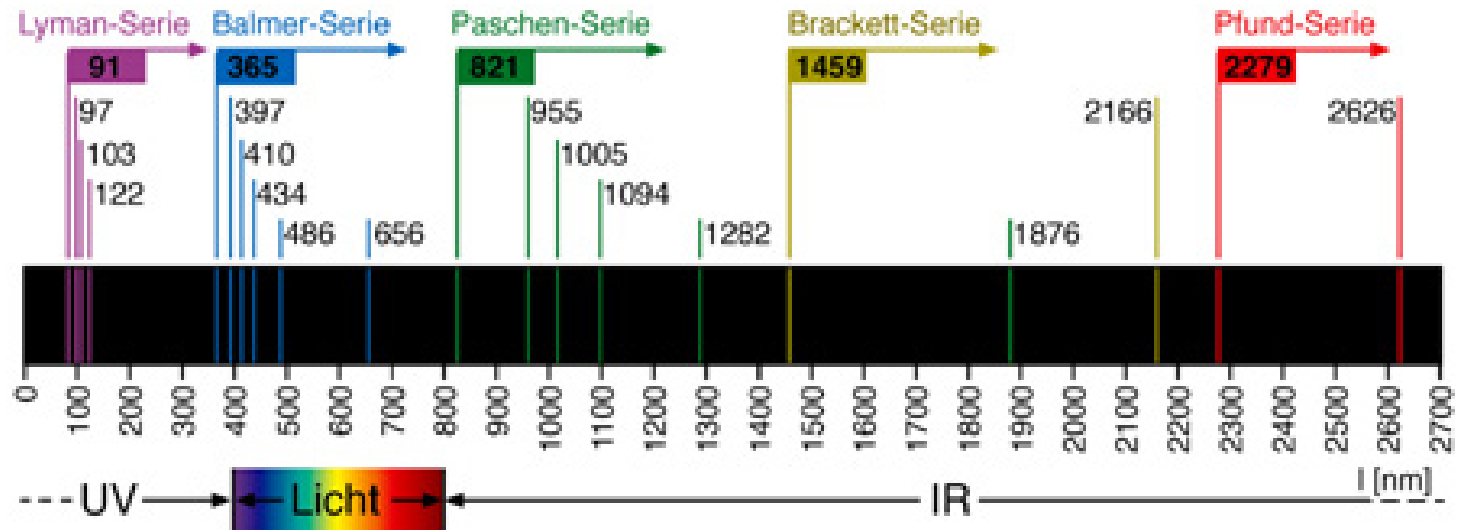


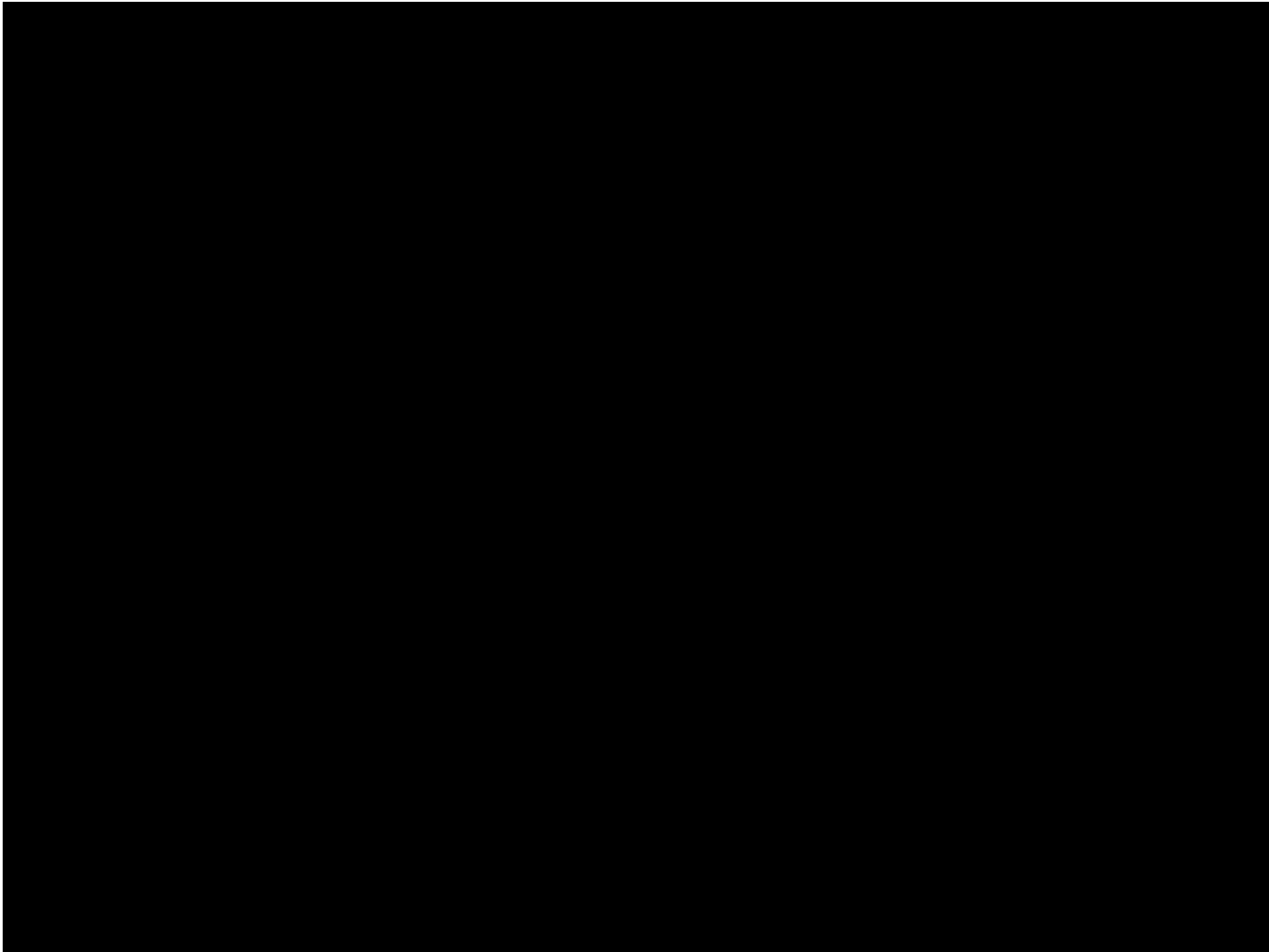
Elektronische Übergänge im Wasserstoffatom





Wasserstoffspektrum







Das Bohr'sche Atommodell

o Leistungen:

- Interpretation des Wasserstoffspektrums und ähnlicher Spektren
- Berechnung der Bahnradien des Wasserstoffs
- Berechnung der Energiezustände des Wasserstoffs
- Quantitative Interpretation des Periodensystems der Elemente

o Unzulänglichkeiten:

- Die Theorie ist auf Postulate gegründet
- Die Interpretation von Mehrelektronensystemen ist nicht möglich
- Chemische Bindungen können, mit Ausnahme der Ionenbindung, nicht erklärt werden
- Zu erwartendes magnetisches Moment ist experimentell nicht nachweisbar