# Atommodelle und Orbitalmodell

Rutherford, Bohr, Energieniveaus, Potenzialtopf, Orbitale

**Das können Sie nach diesem Skript**

– den Rutherford-Streuversuch auswerten und das Modell kritisieren
– die Bohrschen Postulate nennen und die Energieniveaus herleiten
– Energieniveaus chemischer Elemente mit Übergängen verknüpfen
– das Orbitalmodell vom Bahnmodell abgrenzen

Lernskript zur Vorbereitung auf das Vorabitur am 06.11.2026 · Gymnasium Westerstede, Niedersachsen
Grundlage: Kerncurriculum Physik (Niedersachsen 2022), Unterrichtsmaterialien www.physik.gym-wst.de, Aufgabenpool der Länder (IQB)

# Inhalt

1 Rutherford-Streuversuch ..... 3
2 Das bohrsche Modell ..... 4
3 Grenzen des Bohr-Modells ..... 5
4 Quantenmechanisches Modell ..... 5
5 Aufgaben ..... 7
6 Typische Fehler ..... 8
7 Wiederholung ..... 8

# 1 Rutherford-Streuversuch

**Experiment**

**Aufbau.** Alphaquelle, dünne Goldfolie, drehbarer Detektor im Vakuum.
**Durchführung.** Zählrate unter verschiedenen Winkeln messen.
**Beobachtung.** Die meisten Alpha-Teilchen fliegen fast ungestört durch; nur sehr wenige werden um mehr als 90° gestreut (die Quelle nennt keine Zahl; die Literatur oft etwa 1 von 8000).
**Erklärung.** Der Kern ist klein und trägt fast die ganze Masse und die positive Ladung; nahe am Kern wirkt die Coulomb-Abstoßung stark.
**Bedeutung.** Kern-Hülle-Modell; Kernradius etwa $10^{-14}$ m, Atomradius etwa $10^{-10}$ m.
**Fehler und Sicherheit.** Zählstatistik und Winkelablesung begrenzen die Messung; Folien- und Detektor-Geometrie wirken systematisch. Alphaquelle abschirmen, Abstand einhalten und Dosimeter tragen.

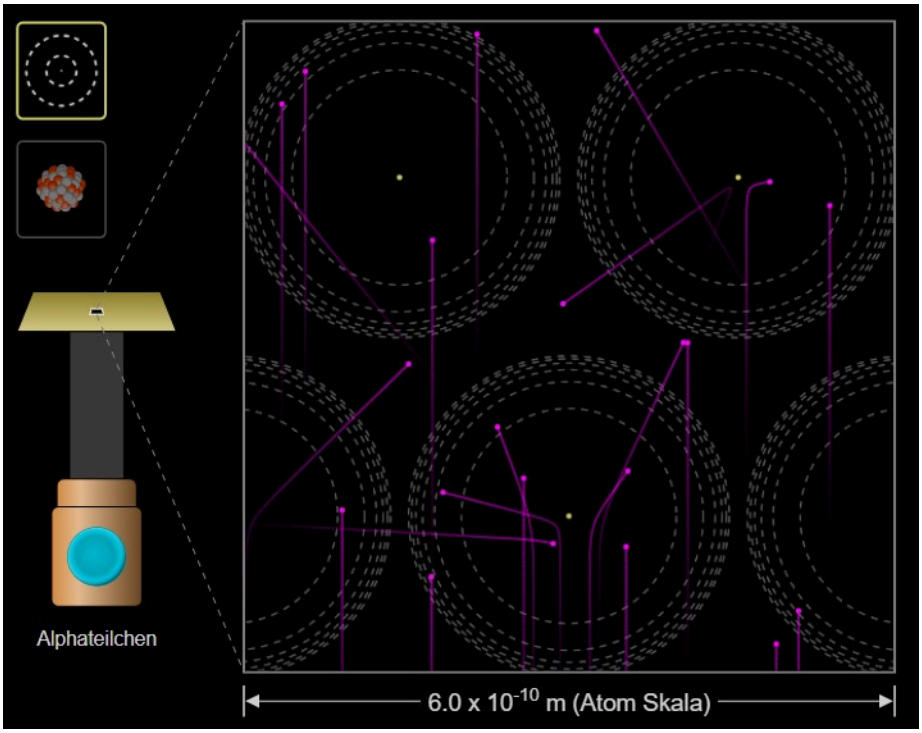



*Abbildung 1: Rutherford-Streuung aus dem Schulmaterial: abgelenkte Bahnen bei Annäherung an den Kern. Quelle: Schulseite.*

Die Bahnen krümmen sich nur bei kleinem Stoßparameter stark; bei großem Abstand zum Kern bleibt die Bahn fast gerade.

**Herleitung**

**Kernradius-Abschätzung aus der Coulomb-Energie**

1. Das Alpha-Teilchen wird bis zum minimalen Abstand $r_{\min}$ abgebremst:
$$E_{\text{kin}} = \frac{1}{4\pi\varepsilon_0}\frac{2e \cdot 79e}{r_{\min}} \tag{1}$$
2. Bei $E_{\text{kin}} = 5$ MeV und $Z = 79$ folgt $r_{\min} \approx 4{,}6 \cdot 10^{-14}$ m.
3. Der Kern ist also mindestens so klein – Rutherfords Schluss, keine exakte Messung.

**Achtung – typische Fehlerquelle**

Im Rutherford-Modell müsste das kreisende Elektron Strahlung abgeben und in den Kern stürzen. Das Modell erklärt die Stabilität der Atome nicht – genau diese Lücke schließt Bohr.

# 2 Das bohrsche Modell

**Definition**

**Postulat 1:** Elektronen bewegen sich nur auf bestimmten erlaubten Kreisbahnen; jede Bahn entspricht einem Energieniveau $E_n$ mit $n = 1, 2, 3, \ldots$

**Postulat 2:** Auf einer erlaubten Bahn kreist das Elektron strahlungsfrei mit konstanter Bahngeschwindigkeit $v_n$. Die Quantenbedingung $n\lambda = 2\pi r_n$ mit $\lambda = \frac{h}{m_e v_n}$ folgt daraus (de Broglie); sie ist kein zusätzliches Postulat.

**Postulat 3:** Energie wird nur beim Übergang zwischen erlaubten Niveaus aufgenommen oder abgegeben (Quantensprung), $hf = |E_m - E_n|$.

**Herleitung**

**Energieniveaus des Wasserstoffs**

1. Kreisbahn: Coulomb-Kraft ist Zentripetalkraft,
$$\frac{1}{4\pi\varepsilon_0}\frac{e^2}{r^2} = \frac{m_e v^2}{r} \tag{2}$$
2. Folgerung aus Postulat 2 (de Broglie): $m_e v r = n\frac{h}{2\pi}$.
3. $v$ einsetzen und nach $r$ auflösen:
$$r_n = \frac{4\pi\varepsilon_0\left(\frac{h}{2\pi}\right)^2}{m_e e^2} n^2 = r_1 n^2, \quad r_1 = 5{,}29 \cdot 10^{-11}\ \text{m} \tag{3}$$
4. Gesamtenergie (halbe Potenzialenergie):
$$E = E_{\text{kin}} + E_{\text{pot}} = -\frac{1}{2}\frac{1}{4\pi\varepsilon_0}\frac{e^2}{r_n} \tag{4}$$
$$E_n = -\frac{13{,}6\ \text{eV}}{n^2} \tag{5}$$
5. Gültig nur für Ein-Elektronen-Systeme (H, $He^+$, $Li^{2+}$); $n$ ist die Hauptquantenzahl.

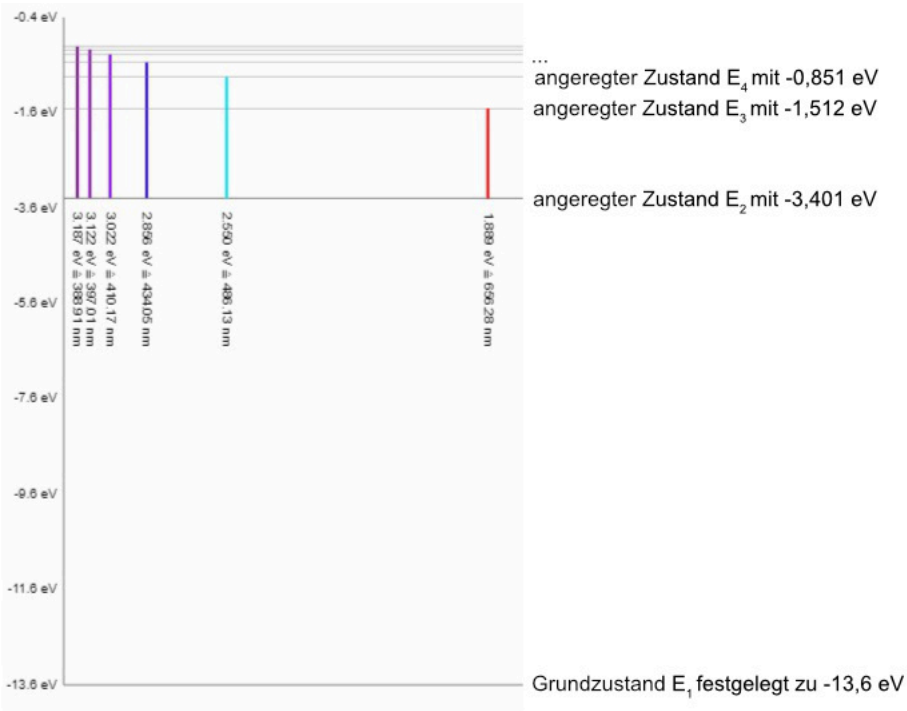



*Abbildung 2: Termschema des Wasserstoffs aus dem Schulmaterial. Quelle: Schulseite.*

Im Termschema rücken die Niveaus nach oben zusammen und laufen gegen $E = 0$; nach unten werden die Abstände größer.

**Merksatz**
Alles Rechnen am Termschema ist eine Zeile:

$$\Delta E = E_m - E_n, \quad \lambda = \frac{hc}{\Delta E} = \frac{1239{,}8\ \text{eV nm}}{\Delta E_{[\text{eV}]}} \tag{6}$$

Größter Energiesprung → kürzeste Wellenlänge. Kleiner Sprung → langwellig, z. B. $n = 2 \to 1$ bei Wasserstoff: 121,6 nm (Lyman), $n = 3 \to 2$: 656 nm (Balmer, rot).

# 3 Grenzen des Bohr-Modells

| Leistung | Grenze |
|---|---|
| Energieniveaus des H-Atoms im nichtrelativistischen Modell exakt | nur Ein-Elektronen-Systeme |
| Spektrallinien des H | keine Feinstruktur, kein Zeeman-Effekt |
| Größenordnung der Atomradien | keine Aussage über Aufenthaltsorte |

Bohr rechnet mit **einem** Elektron im Coulomb-Feld des Kerns. Bei mehreren Elektronen kommen die Abstoßung zwischen den Elektronen und die Abschirmung des Kerns hinzu; die einfache Kreisbahn wird unbrauchbar. Außerdem behandelt Bohr das Elektron als Punkt auf einer Bahn – Feinstruktur, Zeeman-Aufspaltung und die räumliche Form der Orbitale liegen außerhalb des Modells. Genau diese Lücken füllt das quantenmechanische Modell.

# 4 Quantenmechanisches Modell

**Definition**
Das Elektron hat keinen Bahnradius. Beschrieben wird es durch eine Wellenfunktion $\psi$; das Betragsquadrat $|\psi|^2$ gibt die Aufenthaltswahrscheinlichkeitsdichte an. Orbitale sind Bereiche hoher Aufenthaltswahrscheinlichkeit.

**Herleitung**
**Energieniveaus im eindimensionalen Potenzialtopf**

1. Im Kasten der Breite $L$ muss eine stehende Welle passen: $L = n\lambda/2$.
2. Also $\lambda_n = 2L/n$ und $p_n = h/\lambda_n = nh/(2L)$.
3. Energie $E_n = p_n^2/(2m_e)$:

$$E_n = \frac{n^2 h^2}{8 m_e L^2} \tag{7}$$

4. Ergebnis: $E_n \sim n^2$, Niveaus rücken nach oben auseinander (Gegenteil zum Coulomb-Topf), und $E_1 > 0$ – kein Zustand bei null.

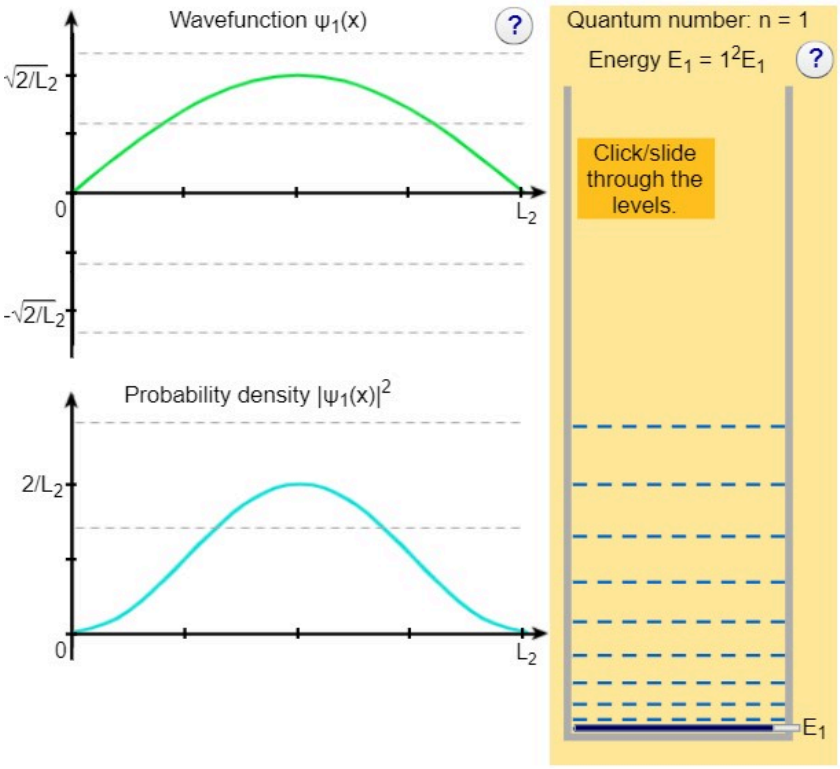



*Abbildung 3: Wahrscheinlichkeitsdichte im eindimensionalen Potenzialtopf aus dem Schulmaterial (Grundzustand). Quelle: Schulseite.*

Im Grundzustand ist die Aufenthaltswahrscheinlichkeit in der Mitte am größten; mit steigendem $n$ kommen Knoten hinzu. Die Energieniveaus selbst wachsen mit $n^2$, während sie beim Coulomb-Topf enger zusammenrücken – das ist der qualitative Unterschied beider Potenziale.

Im dreidimensionalen Kasten der Kantenlänge $L$ müssen gleichzeitig in $x$, $y$ und $z$ stehende Wellen passen. Ein Zustand wird durch drei Quantenzahlen $(n_x, n_y, n_z)$ beschrieben; die Wellenfunktion ist das Produkt der drei Sinusfunktionen, und die Energie ist die Summe der drei Beiträge:

$$E_{n_x,n_y,n_z} = \frac{h^2}{8m_e L^2}\left(n_x^2 + n_y^2 + n_z^2\right) \tag{8}$$

Für $n_x = n_y = n_z = 1$ gibt es nur einen Zustand. Für $n_x^2 + n_y^2 + n_z^2 = 6$ gibt es die drei Kombinationen $(2,1,1)$, $(1,2,1)$ und $(1,1,2)$: Sie haben dieselbe Energie, aber verschiedene Orientierungen – das ist das Analogon zu den drei $p$-Orbitalen.

| $n$ | **Orbitale** | **Form** | **max. Elektronen** |
|---|---|---|---|
| 1 | $1s$ | kugelförmig, keine innere Knotenfläche | 2 |
| 2 | $2s$ | kugelförmig, weiter ausgedehnt, eine Knotenfläche | 2 |
| 2 | $2p_x, 2p_y, 2p_z$ | je zwei gegenüberliegende Bereiche, eine Knotenebene | 6 |

Damit fasst die $n = 1$-Schale 2 Elektronen, die $n = 2$-Schale 8 Elektronen; bis einschließlich $n = 2$ sind es 10. Für das Atom gilt allgemein die maximale Besetzung $N_n = 2n^2$, weil es $n^2$ räumliche Zustände gibt und jeder zwei Elektronen mit entgegengesetztem Spin aufnimmt.

| **Bohr** | **Quantenmechanik** |
|---|---|
| Bahn mit Radius | Orbital mit Aufenthaltswahrscheinlichkeit |
| $n$ bestimmt die Bahn | $n, l, m_l, m_s$ bestimmen den Zustand |
| Elektron als Punktteilchen | Elektron als Welle |
| stabile Bahn | stationärer Zustand, Pauli-Prinzip füllt Orbitale |

**Definition**

**Pauli-Prinzip:** Kein Zustand $(n, l, m_l, m_s)$ ist doppelt besetzt; jedes Orbital fasst höchstens zwei Elektronen mit entgegengesetztem Spin. Daraus folgt die Besetzung der Schalen (2, 8, 18 …) und der Aufbau des Periodensystems.

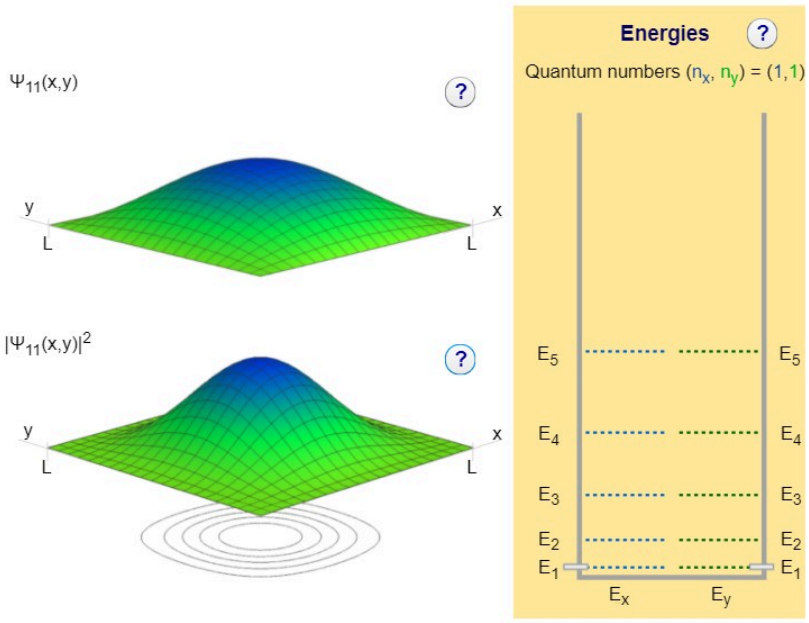



*Abbildung 4: Aufenthaltswahrscheinlichkeit im zweidimensionalen Potenzialtopf aus dem Schulmaterial: Grundzustand mit einem Maximum in der Mitte (s-artig). Quelle: Schulseite.*

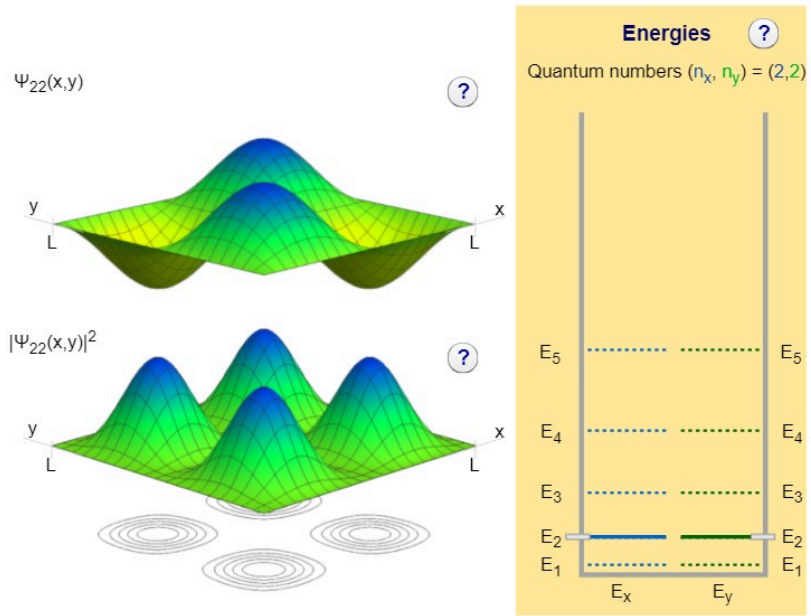



*Abbildung 5: Erster angeregter Zustand im zweidimensionalen Potenzialtopf aus dem Schulmaterial: vier Bereiche links und rechts der Mitte (p-artig). Quelle: Schulseite.*

Im Grundzustand ist die Wahrscheinlichkeit in der Mitte am größten (s-artig), im ersten angeregten Zustand gibt es vier Bereiche links und rechts der Mitte (p-artig). So werden die Orbitalformen verständlich: s-Orbitale sind kugelsymmetrisch, p-Orbitale haben Keulen längs einer Achse.

# 5 Aufgaben

**Aufgabe 1** AFB II 10 P.

Ein Wasserstoffatom wird vom Zustand $n = 1$ in $n = 3$ angeregt.

1. Berechnen Sie die Anregungsenergie.
2. Berechnen Sie die Wellenlänge der Resonanzabsorption.
3. Geben Sie alle möglichen Emissionslinien beim Zurückfallen an.

**Lösung**
(1) $E_3 - E_1 = -13{,}6/9 + 13{,}6 = 12{,}09$ eV.
(2) $\lambda = \frac{1239{,}8}{12{,}09} = 102{,}6$ nm (Lyman-$\beta$, UV).
(3) $3 \to 1$: 102,6 nm; $3 \to 2$: 656 nm; $2 \to 1$: 121,6 nm.

**Aufgabe 2** AFB II 12 P.
Ein Elektron ist in einem Kasten der Breite $L = 1{,}0$ nm.

1. Berechnen Sie $E_1$ und $E_2$.
2. Berechnen Sie die Wellenlänge des Übergangs $2 \to 1$.
3. Begründen Sie, warum das Modell nicht für ein Wasserstoffatom passt.

**Lösung**
(1) $E_1 = \frac{h^2}{8 m_e L^2} = 0{,}376$ eV, $E_2 = 4E_1 = 1{,}50$ eV.
(2) $\Delta E = 1{,}128$ eV, $\lambda = \frac{1239{,}8}{1{,}128} = 1099$ nm.
(3) Im Wasserstoff ist das Potenzial Coulomb-förmig, nicht kastenförmig; dort gilt $E_n \sim -1/n^2$ (Niveaus rücken zusammen) statt $+n^2$.

**Aufgabe 3** AFB III 12 P.
Vergleichen Sie das bohrsche Modell mit dem Orbitalmodell und begründen Sie, warum das bohrsche Modell für Mehrelektronenatome versagt.

**Lösung**
Bohr beschreibt ein Elektron auf einer definierten Kreisbahn mit quantisiertem Drehimpuls; das erklärt die Wasserstoffniveaus, aber nicht die Aufspaltung in Mehrelektronenatomen. Im Orbitalmodell gibt es keine Bahn, sondern eine Aufenthaltswahrscheinlichkeit $|\psi|^2$; Elektronen besetzen Orbitale nach Pauli-Prinzip und Energie. Die Elektron-Elektron-Abstoßung und die Abschirmung des Kerns machen das Einelektronen-Bild unbrauchbar.

# 6 Typische Fehler

| Fehler | Richtig |
|---|---|
| Energieniveaus als „Bahnen“ gezeichnet | Termschema ist ein Energiediagramm, keine Bahn |
| $E_n = +13{,}6/n^2$ | Minuszeichen: gebundene Zustände haben negative Energie |
| Übergang $n \to m$ mit $m > n$ als Emission | nach oben = Absorption |
| Bohr-Modell auf Helium angewendet | nur Ein-Elektronen-Systeme |
| „Elektron kreist“ | quantenmechanisch: Aufenthaltswahrscheinlichkeit |

# 7 Wiederholung

| Kern | Formel / Aussage |
|---|---|
| Wasserstoff-Niveaus | $E_n = -13{,}6\ \text{eV}\ /n^2$ |
| Bahnradius | $r_n = r_1 n^2,\ r_1 = 5{,}29 \cdot 10^{-11}$ m |
| Übergang | $hf = E_m - E_n$ |
| Wellenlänge aus $\Delta E$ | $\lambda = 1239{,}8\ \text{eV nm}\ /\Delta E$ |

| | |
|---|---|
| Kasten | $E_n = n^2h^2/(8m_eL^2)$ |
| Rutherford | Kern klein, Masse und Ladung dort konzentriert |
| Bohr-Grenze | nur Ein-Elektronen-Systeme, keine Feinstruktur |
| Orbital | $\lvert\psi\rvert^2$ = Aufenthaltswahrscheinlichkeit |

**Verstehen, nicht auswendig:** warum die Niveaus im Coulomb-Topf zusammenrücken, im Kasten auseinander; warum $E = 0$ die Ionisationsgrenze ist; warum Bohrs Modell trotzdem nützlich bleibt.

**Prüfungsrelevanz**

**Das musst du können:**

- **erklären**, was Rutherford aus den Streuwinkeln schließt und was Bohr daraus macht;
- **berechnen**: Bahnradien, Energien und Übergangswellenlängen im Wasserstoffatom;
- **begründen**, warum das Bohr-Modell beim Mehrelektronenatom und bei Feinstruktur versagt;
- **skizzieren**: Termschema und die Form eines s- und p-Orbitals.

**Quellen (Abruf 2026-11-02).**

- Rutherford: https://www.physik.gym-wst.de/docs/d13/14atomhuelle/01rutherfordmodell/docs.md
- Bohr: https://www.physik.gym-wst.de/docs/d13/14atomhuelle/02bohrmodell/docs.md
- Quantenmodell: https://www.physik.gym-wst.de/docs/d13/14atomhuelle/03quantenmodell/docs.md
- Orbitalmodell: https://www.physik.gym-wst.de/docs/d13/14atomhuelle/04orbitalmodell/docs.md
- Kerncurriculum Physik Niedersachsen 2022: https://cuvo.nibis.de/
- CODATA 2018 für $h$, $m_e$, $e$, $\varepsilon_0$.
- Abbildungen: Unterrichtsmaterialien der Schulwebsite (`05_Grafiken/schule/`).