

Wellen und Quantenphysik

1. Eigenschaften von Wellen

2. Interferenz und Beugung

3. Relativitätstheorie

4. Welle-Teilchen Dualismus

5. Atome

6. Elektronische Eigenschaften von Festkörpern

Unschärferelationen

Welle -Teilchen Dualismus

- Wärmestrahlung
- Plancksches Strahlungsgesetz
- Laser
- Photoelektrischer Effekt
- Compton-Effekt
- Materiewellen
- Unschärferelationen

Welle-Teilchen-Dualismus

Kommentar 1

Da das Verhalten von Quantenteilchen nicht vorher bestimmbar ist, kann nur mit einer gewissen Wahrscheinlichkeit vorhergesagt werden, was passiert.

Z.B. kann für den Impuls eines Teilchens in der Regel nur der wahrscheinlichste Wert mit einer gewissen Unschärfe angegeben werden.

Dabei handelt es sich nicht um eine Messunsicherheit, die sich bei der Auswertung eines Experiments nie vermeiden lässt.

Die Unschärfe ist prinzipiell und beruht nicht auf Messungenauigkeiten.

In der Physik bilden physikalische Größen Paare.

Der Impuls ist mit dem Ort verknüpft, die Energie mit der Zeit und der Drehimpuls mit dem Drehwinkel.

Welle-Teilchen-Dualismus

Kommentar 2

Für diese Paare formulierte Heisenberg aus allgemeinen Überlegungen die Unschärferelationen.

Diese Unschärferelationen sind nützlich, da sie auf eine einfache Weise Vorhersagen über das Verhalten von Quantenteilchen ermöglichen.

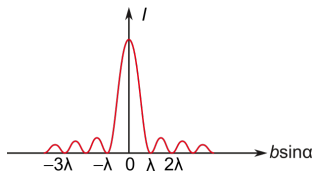
Da eine allgemeine Herleitung der Unschärferelationen im Rahmen dieser Vorlesung nicht wünschenswert ist, möchte ich die Unschärferelation für Ort und Impuls am Beispiel eines Einzelspalts erläutern.

Unschärferelationen: Beugung am Einzelspalt

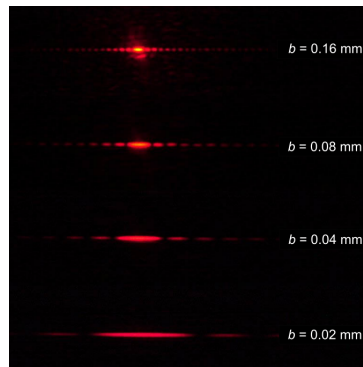
Intensität nach dem Einzelspalt

$$I = I_0 \left(\frac{\sin \Delta\varphi/2}{\Delta\varphi/2} \right)^2$$

und $\Delta\varphi = \frac{2\pi}{\lambda} b \sin \alpha$



Minima: $n\lambda = b \sin \alpha_n$



Unschärferelationen: Beugung am Einzelspalt

Kommentar

In der 3. Vorlesung ergab sich für die Intensität einer Lichtwelle nach einem Einzelspalt die rot umrandete Formel.

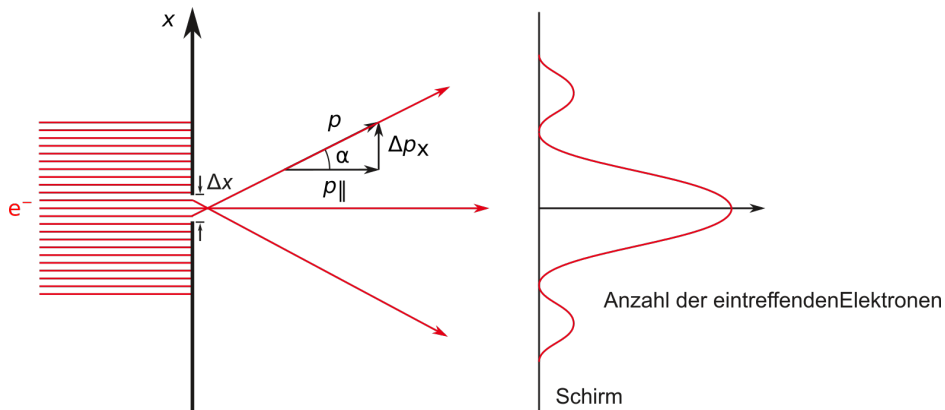
Die Intensität hängt von der Phasendifferenz bzw. dem Gangunterschied zwischen den beiden Randstrahlen ab.

Die rechte Abbildung zeigt das wesentliche Ergebnis.

Der Öffnungswinkel des zentralen Hauptmaximums ist umgekehrt proportional zur Breite des Spalts.

Je enger der Spalt wird desto breiter wird das zentrale Hauptmaximum.

Unschärferelationen 1



Die Beugung am Einzelspalt (z.B. für Elektronen)

→ das Teilchen gewinnt einen Querimpuls Δp_x

Unschärferelationen 1

Kommentar

Die Skizze zeigt das Einzelspaltexperiment im Teilchenbild.

Ein Teilchenstrahl trifft von links auf den Spalt.

Nach dem Spalt laufen viele Teilchen geradeaus weiter.

Es gibt aber auch Teilchen, die zur Seite abweichen.

Die Wahrscheinlichkeit für die Abweichung kann mit der Intensitätsfunktion des Einzelspalts berechnet werden.

Auch wenn jedes Teilchen für sich durch den Spalt fliegt und keine anderen Teilchen in der Nähe sind, werden sich die Teilchen gemäß der Intensitätsfunktion im Laufe der Zeit am Schirm ansammeln.

Unschärferelationen 2

Abschätzung der Orts- und Impulsunschärfe mit der Breite des Hauptmaximums beim Einzelspalt

$$\Delta x \sin \alpha_1 = \lambda \quad \text{und} \quad \sin \alpha_1 = \frac{\Delta p_x}{p}$$

mit der de Broglie Wellenlänge $\lambda = h/p$ ergibt sich

$$\Delta x \sin \alpha_1 = \lambda = \frac{h}{p} = \Delta x \frac{\Delta p_x}{p} \quad \text{und} \quad \Delta x \Delta p_x = h$$

Heisenbergsche Unschärferelation (1927)

$$\Delta x \Delta p_x \geq \frac{\hbar}{2}$$

Unschärferelationen 2

Kommentar 1

Die Breite des Spalts gibt die Unsicherheit des Ortes an.

Irgendwo im Bereich Δx kann das Teilchen den Spalt passieren.

Nun wird das erste Minimum der Intensität betrachtet.

Der Sinus des Ablenkwinkels kann durch den Quotienten von Querimpuls und dem Impuls des Teilchens ausgedrückt werden.

Wird die Wellenlänge durch die Formel für die de Broglie Wellenlänge ersetzt, dann ergibt sich die rot unterstrichene Formel: $\Delta x \Delta p_x = h$.

Das ist zwar nicht die Heisenbergsche Unschärferelation, die in der rot umrandeten Formel angegeben ist, doch erlaubt der Vergleich mit dem Einzelspalt eine einfache Deutung der exakten Unschärferelation.

Unschärferelationen 2

Kommentar 2

Je kleiner die Ortsunsicherheit ist, desto größer ist die Unsicherheit für den Impuls.

Übertragen auf den Einzelspalt bedeutet das: Je enger der Spalt ist, desto breiter ist das Hauptmaximum.

Unschärferelationen 3

Unschärferelation für die Energie: Werden speziell Photonen betrachtet, so dass $E = cp$ gilt, dann kann man mit $\Delta t = \Delta x/c$ die Heisenbergsche Unschärferelation für die Energie aufschreiben

$$\Delta t \Delta E \geq \frac{\hbar}{2}$$

Unschärferelation für den Drehimpuls: Mit $L = rp$ und $\Delta \varphi = \Delta x/r$ kann man die Heisenbergsche Unschärferelation für den Drehimpuls aufschreiben

$$\Delta \varphi \Delta L \geq \frac{\hbar}{2}$$

Unschärferelationen 3

Kommentar 1

Entsprechend gibt es Unschärferelationen für andere Paare von physikalischen Größen.

Für die Energie gilt die erste rot umrandete Formel.

Man kann sie sich plausibel machen, wenn der Energie-Impuls-Zusammenhang von Photonen verwendet wird.

Wird die Unschärferelation für Ort und Impuls mit der Lichtgeschwindigkeit erweitert, dann ergibt sich mit $E = cp$ und $\Delta t = \Delta x/c$ die Unschärferelation für Energie und Zeit.

Unschärferelationen 3

Kommentar 2

Eine Anwendung dieser Unschärferelation findet sich bei der Breite von Spektrallinien.

Je kleiner die Lebensdauer eines angeregten Zustands ist, desto größer ist die Energieunsicherheit der emittierten Photonen.

Die rote Spektrallinie beim Rubin-Laser bei 694 nm hat eine kleine Breite, da der angeregte Zustand eine lange Lebensdauer hat.

Die breiten Absorptionslinien im grünen und blauen Bereich des Spektrum zeigen an, dass die angeregten Zustände eine sehr kurze Lebensdauer haben und sehr schnell in den Grundzustand bzw. den Ausgangszustand der roten Spektrallinie relaxieren.

Unschärferelationen 3

Kommentar 3

Ebenso kann eine Unschärferelation für den Drehimpuls formuliert werden.

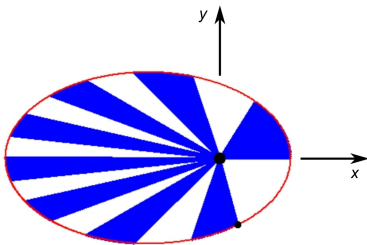
Wird eine Drehbewegung betrachtet, dann ergibt das Produkt aus Radius und Impuls den Drehimpuls, d.h. $L = rp$.

Die Verschiebung Δx auf der Bahnkurve geteilt durch den Radius ergibt die Unsicherheit des Winkels.

Wird die Unschärferelation für den Ort und den Impuls mit dem Krümmungsradius der Bahn erweitert, dann ergibt sich die zweite rot umrandete Formel für die Unsicherheit von Drehwinkel und Drehimpuls.

Unschärferelationen 4: Konsequenzen

Planeten laufen auf Bahnebenen um die Sonne



Für ein Quantenteilchen erzwingt die Unschärferelation $\Delta z \rightarrow 0 \Delta p_z \rightarrow \infty$ bzw. $\Delta p_z \rightarrow 0 \Delta z \rightarrow \infty$.

Elektronen können nicht in stabilen Bahnebenen um der Atomkern laufen!

Unschärferelationen 4

Kommentar 1

Die Nützlichkeit der Unschärferelationen zeigt sich z.B. bei der Beschreibung der Elektronenbahnen um einen Atomkern.

Häufig sieht man Bilder auf denen die Elektronen den Atomkern ähnlich wie die Planeten die Sonne umkreisen.

Gemäß den Keplerschen Gesetzen laufen die Planeten in Bahnebenen um die Sonne.

Die Abbildung illustriert den Keplerschen Flächensatz: Der Fahrstrahl, d.h. die Verbindungslinie zwischen Sonne und Planet überstreicht in gleichen Zeiten gleiche Flächen.

Die Unschärferelation für Ort und Impuls zeigt direkt, dass dieses Bild für ein Elektron nicht stimmen kann.

Unschärferelationen 4

Kommentar 2

Liegt die Bahn z.B. in der x-y-Ebene, dann hat die z-Koordinate einen festen Wert.

Für ein Quantenteilchen bedeutet aber eine exakte z-Koordinate einen total unbestimmten Impuls in der z-Richtung.

Hat das Teilchen umgekehrt entlang der z-Achse keinen Impuls, d.h. $p_z = 0$, dann kann gemäß der Unschärferelation die z-Koordinate nicht bestimmt sein.

Damit ist klar, dass Elektronen auf ihrer Bahn um den Atomkern nicht wie Planeten in Bahnebenen laufen können.

Unschärferelationen 5: Konsequenzen

Abschätzung der kinetischen Energie eines Protons im Atomkern:

Mit dem Kernradius $r \approx 10^{-15}$ m ergibt sich

$$\Delta p \geq \frac{h}{4\pi r}$$

Die Unsicherheit der kinetischen Energie ist dann mit der Ruheenergie des Protons: $m_P c^2 \approx 940$ MeV

$$\begin{aligned}\Delta E &\geq \frac{\Delta p^2}{2m_P} = \frac{c^2 \Delta p^2}{2m_P c^2} = \frac{(3 \cdot 10^8 \text{ m/s})^2 (4,14 \cdot 10^{-15})^2 (\text{eVs})^2}{2 \cdot 16\pi^2 10^{-30} \text{ m}^2 940 \cdot 10^6 \text{ eV}} \\ &= 5,19 \text{ MeV}\end{aligned}$$

Für die Bindungsenergie eines Elektrons an ein Proton im Wasserstoffatom ergeben sich 13,6 eV → **Kernkräfte sind sehr viel stärker als die Coulomb-Kraft**

Unschärferelationen 5

Kommentar 1

Eine andere wichtige Einsicht ergibt sich aus dem Ergebnis der Rutherford'schen Streuversuche.

Rutherford findet, dass sich die Masse eines Atom auf einen extrem kleinen Bereich im Zentrum des Atoms konzentriert.

Der Radius des Atomkerns liegt im Bereich von 10^{-15} m.

Da der Kern aus Neutronen und Protonen zusammengesetzt ist, kann mit der Unschärferelation die kinetische Energie der Kernbausteine abgeschätzt werden.

Es ergibt sich aufgrund der kleinen Ortsunsicherheit eine große Impulsunsicherheit, die ihrerseits zu einer großen kinetischen Energie der Kernbausteine führt.

Unschärferelationen 5

Kommentar 2

Im Vergleich zur Ruheenergie des Protons beträgt die Energieunsicherheit weniger als 1%.

Die Energieunsicherheit übersteigt aber die Energie der Elektronen in der Elektronenhülle um viele Größenordnungen.

Deshalb müssen im Atomkern extrem starke Kräfte wirken, welche die Kernbausteine daran hindern, den Atomkern zu verlassen.

Bevor der Radius der Atomkerne gemessen werden konnte, konnte aus der Energie der radioaktiven Zerfälle auf die Energie der Kernbausteine und damit auf den Radius der Kerne geschlossen werden. Auf diese Weise war wenigstens bekannt, in welchen Längenbereich die Experimente zur Bestimmung des Kerndurchmessers vordringen mussten.

Wellen und Quantenphysik

1. Eigenschaften von Wellen

2. Interferenz und Beugung

3. Relativitätstheorie

4. Welle-Teilchen Dualismus

5. Atome

6. Elektronische Eigenschaften von Festkörpern

Atome

- Die frühe Atomphysik
- Die Schrödinger Gleichung des Wasserstoffatoms
- Atome mit vielen Elektronen

Atome

Kommentar1

Das Kapitel Atome ist in drei Unterkapitel aufgeteilt.

Das erste Unterkapitel „Die frühe Atomphysik“ gibt einen Überblick über die Entwicklung der Atomphysik in der Zeit vor 1926.

Im zweiten Unterkapitel „Die Schrödinger Gleichung des Wasserstoffatoms“ wird die Entwicklung der Quantenphysik, die mit der Schrödinger Gleichung ab 1926 möglich wurde, am Beispiel des Wasserstoffatoms behandelt.

Das dritte Unterkapitel gibt dann die Erweiterung auf Atome mit vielen Elektronen.

Atome

Kommentar 2

Dass es Atome als kleinste Einheiten der Materie geben muss, ist eine antike Idee, die erst mit Beginn des 19. Jahrhundert von der Forschung ernsthaft aufgegriffen wurde.

Mit dem idealen Gas-Gesetz wurde es möglich, die relativen Massen gasförmiger chemischer Verbindungen zu bestimmen. Amedeo Avogadro erkannte 1811, dass gleiche Volumina verschiedener idealer Gase bei gleichem Druck und gleicher Temperatur die gleiche Anzahl Moleküle enthalten (Avogadrosches Gesetz).

So wurde es möglich durch Wiegen der gasförmigen Substanzen, die relativen Massen der chemischen Verbindungen zu bestimmen.

Da es viele Elemente und noch mehr chemische Verbindungen gibt, war es ein mühseliges Unterfangen, eine Ordnung in die Vielfalt der Messergebnisse zu bringen.

Atome

Kommentar 3

Erst 1869 konnte von Dmitri Mendelejew und unabhängig von ihm im gleichen Jahr von Lothar Meyer eine erste Version des modernen Periodensystems der Elemente aufgestellt werden.

Mit Hilfe dieses Periodensystems konnte gezielt nach noch unbekannt Elementen gesucht werden.

Insbesondere wurden die Edelgase entdeckt, die in der ersten Version des Periodensystems noch nicht enthalten waren.

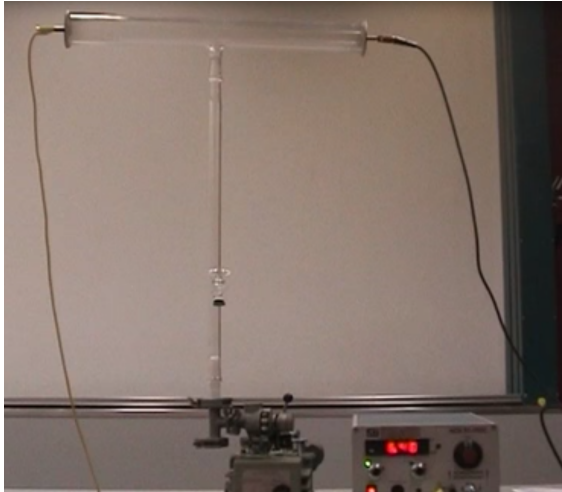
Aufgrund der Atommassen wurde vom Beginn des 19. Jahrhundert an vermutet, dass die Atome aus dem leichtesten Element, dem Wasserstoff aufgebaut sein könnten.

Elektron

Die frühe Atomphysik

- Elektron und Elementarladung
- Kern und Elektronenwolke
- Das Spektrum des Wasserstoffatoms
- Das Bohrsche Atommodell
- Die Spektren der Alkalimetalle
- Die Spektren der Röntgenstrahlung
- Das Frank-Hertz Experiment

Elektron und Elementarladung 1



(Gasentladungsröhre.mp4)

Elektron und Elementarladung 1

Kommentar 1

Der Ausgangspunkt für die physikalische Untersuchung von Atomen und Molekülen waren Experimente mit Gasentladungsröhren.

Eine Gasentladungsröhre ist ein Rohr, an dessen Enden sich Elektroden befinden, an die eine sehr große Spannung angelegt wird.

Im Video ist die Röhre mit Luft gefüllt und man sieht, dass die Luft zu leuchten beginnt, wenn das Gas abgepumpt wird.

Auf der linken Seite ergibt sich eine bläulich leuchtende Wolke.

Auf der rechten Seite ergibt sich eine Säule mit leuchtenden Wölkchen, die in gewissen Abständen aufeinander folgen.

Elektron und Elementarladung 1

Kommentar 2

Beide Seite können klar unterschieden werden und man definiert, dass an der Seite mit der bläulich leuchtenden Wolke die negative Spannung anliegt, während auf der gegenüberliegenden Seite die positive Spannung anliegt.

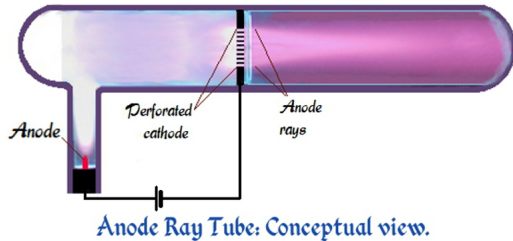
Die negative Elektrode wird Kathode und die positive Elektrode Anode genannt.

Die Untersuchung des Spektrums der Lichtemissionen ist eine wichtige Informationsquelle.

Berühmt ist die Untersuchung des Wasserstoffspektrum von Johannes Balmer im Jahr 1885.

Elektron und Elementarladung 2

Eugen Goldstein (1886)



Elektron und Elementarladung 2

Kommentar

Eugen Goldstein modifizierte die schlichte Gasentladungsröhre 1886.

Er benutzte Gitter als Elektroden und stellte fest, dass es hinter den Gitterelektroden Strahlen gibt, die „Kanalstrahlen“ genannt wurden.

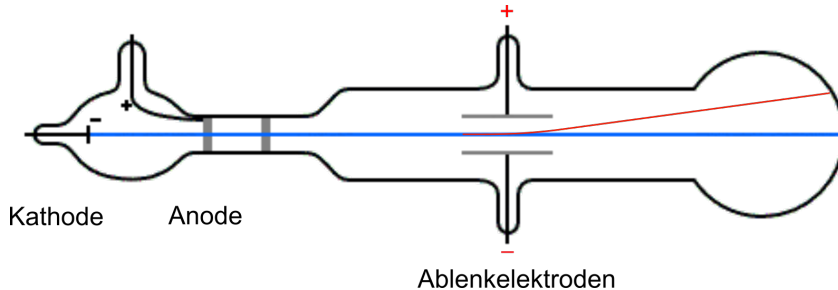
Entsprechend wurden die Gasentladungsröhren mit Gitterelektroden „Kanalstrahlrohre“ genannt.

Kommen die Ladungen von der Anode und werden durch die Kathode beschleunigt, so spricht man von einem Anodenstrahlrohr.

Kommen die Ladungen von der Kathode und werden durch die Anode beschleunigt, so spricht man von einem Kathodenstrahlrohr.

Elektron und Elementarladung 3

Kathodenstrahlrohr von Thomson (1897)



$\vec{F} = m\vec{a} = q\vec{E}$ Beschleunigung

$$\vec{a} = \frac{q}{m} \vec{E}$$

Elektron und Elementarladung 3

Kommentar 1

Entscheidend waren die Experimente von Sir Joseph John Thomson, bei denen er 1897 das Elektron entdeckte.

Thomson erweiterte das einfache Kanalstrahlrohr, indem er im Raum hinter der Elektrode zwei weitere Elektroden einbaute, mit denen der Strahl durch ein elektrisches Feld abgelenkt werden konnte. (Zudem hat er auch Magnetfelder verwendet.)

Die unterstrichene Gleichung gibt die Newtonsche Bewegungsgleichung und es ergibt sich, dass die Beschleunigung der Ladungen vom Verhältnis der Ladung zur Masse der Teilchen abhängt.

Die Abbildung zeigt das Kathodenstrahlrohr, mit dem Thomson das Elektron entdeckt hat. Die Teilchen, welche die Anode durchfliegen, müssen negativ geladen sein.

Elektron und Elementarladung 3

Kommentar 2

Die blaue Linie zeigt den Fall, wenn an den Ablenkelektroden keine Spannung anliegt und die rote Linie zeigt den Fall, wenn eine Spannung anliegt und der Strahl abgelenkt wird.

Durch den Vergleich der Messungen, die er mit Anoden- und Kathodenstrahlrohren durchgeführt hat, stellte Thomson fest, dass die Masse der Teilchen, welche den Kathodenstrahl formen sehr viel kleiner sein muss, als die der Teilchen im Anodenstrahl.

Zudem stellte er fest, dass das Verhältnis q/m für den Kathodenstrahl immer gleich ist, während im Anodenstrahl verschiedene Verhältnisse q/m auftreten.

Elektron und Elementarladung 3

Kommentar 3

Da die Masse des Elektrons mehr als ein Faktor 2000 kleiner ist, als die Masse der Atome und Moleküle, verhalten sich die Kathodenstrahlen nicht nur aufgrund der Ladung anders als die Anodenstrahlen.

Thomson hat damit das erste subatomare Teilchen, das Elektron, entdeckt.

Bereits 1896 entdeckte Pieter Zeeman, dass die Spektrallinien der Atome auf angelegte Magnetfelder reagieren. Der Effekt wird nach ihm Zeeman-Effekt benannt.

1898 entdeckte Wilhelm Wien beim Experimentieren mit Atomstrahlen das Proton.

1899 kommt Hendrik Lorentz bei seinen Überlegungen zum Zeeman-Effekt zu dem Schluss, dass die Lichtemission der Atome von Elektronen herrühren muss.

Elektron und Elementarladung 3

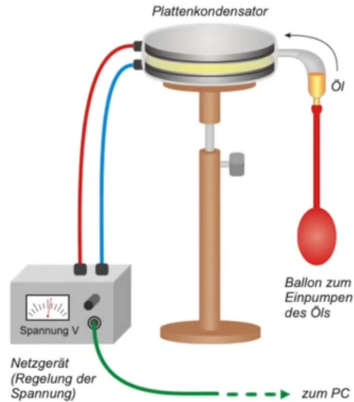
Kommentar 4

1902 werden Hendrik Lorentz und Pieter Zeeman mit dem Nobelpreis „als Anerkennung des außerordentlichen Verdienstes, den sie sich durch ihre Untersuchungen über den Einfluss des Magnetismus auf die Strahlungsphänomene erworben haben“ ausgezeichnet.

1906 wurde Joseph John Thomson mit dem Nobelpreis „als Anerkennung des großen Verdienstes, den er sich durch seine theoretischen und experimentellen Untersuchungen über den Durchgang der Elektrizität durch Gase erworben hat“ ausgezeichnet.

Elektron und Elementarladung 4

Das Millikan Experiment (1910)



Elektron und Elementarladung 4

Kommentar 1

Mit den Anoden- und Kathoden-Strahlen ließ sich nur das Verhältnis q/m präzise bestimmen.

Die Masse der Atome und Moleküle war nur aus chemischen Experimenten ungefähr bekannt.

Deshalb beschritten Robert Millikan und Harvey Fletcher im Jahr 1910 einen neuen Weg, um Ladungen mit großer Genauigkeit zu messen.

Als Träger der Ladungen verwendeten sie kleine Öltröpfchen, deren Durchmesser unter einem Mikroskop bestimmt werden konnte.

Mit der Dichte des Öls und dem Volumen der Tröpfchen konnte dann deren Masse berechnet werden.

Elektron und Elementarladung 4

Kommentar 2

Die Abbildung zeigt den Versuchsaufbau. Öltröpfchen werden durch eine Zerstober zwischen die geladenen Platten eines Kondensators geblasen.

Dort können die Öltröpfchen mit einem Mikroskop beobachtet werden.

Die Öltröpfchen tragen eine elektrische Ladung, welche durch die natürliche Radioaktivität bzw. das Zerstreuen des Öls entsteht.

Liegt an den Platten keine Spannung an, dann sinken die Tröpfchen langsam nach unten.

Wird eine Spannung angelegt, dann ändert sich die Geschwindigkeit der Tröpfchen aufgrund der Coulomb-Kraft.

Elektron und Elementarladung 4

Kommentar 3

Die Auswertung der Messungen ergibt, dass die Ladung in Einheiten der Elementarladung quantisiert ist. Auch kann der Zahlenwert der Elementarladung ziemlich genau bestimmt werden.

Durch die Arbeiten von Millikan wurde Massenspektroskopie möglich. Die Masse von Atomen und Molekülen kann seither in „Kanalstrahlexperimenten“ präzise gemessen werden.

Robert Millikan wurde 1923 „für seine Arbeiten über die elektrische Elementarladung, sowie den photoelektrischen Effekt“ mit dem Nobelpreis ausgezeichnet.

Kern und Elektronenwolke

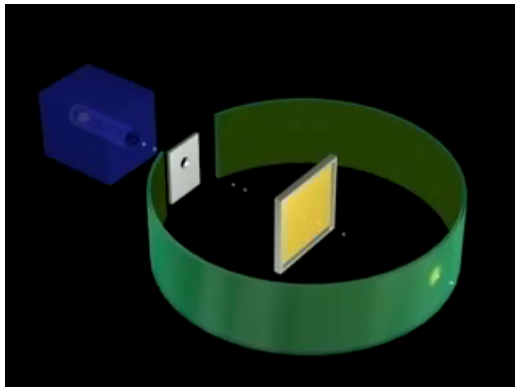
Die frühe Atomphysik

- Elektron und Elementarladung
- **Kern und Elektronenwolke**
- Das Spektrum des Wasserstoffatoms
- Das Bohrsche Atommodell
- Die Spektren der Alkalimetalle
- Die Spektren der Röntgenstrahlung
- Das Frank-Hertz Experiment

Kern und Elektronenwolke 1

Beim Rutherfordschen Streuexperiment werden α -Teilchen (Kerne des He-Atoms) an einer dünnen Goldfolie gestreut

→ Die meisten α -Teilchen werden dabei nicht abgelenkt



(RutherfordExperiment.mp4)

Kern und Elektronenwolke 1

Kommentar 1

Mit seinen Streuversuchen von α -Teilchen an Goldfolien stellte Ernest Rutherford in den Jahren von 1909-1913 fest, dass die Masse der Atome punktförmig im Zentrum des Atoms lokalisiert ist.

Die Animation illustriert das für unsere Vorstellung von den Atomen entscheidende Experiment.

Bei den α -Teilchen handelt es sich um vollständig ionisierte Heliumatome, d.h. um Heliumkerne.

Die meisten α -Teilchen werden, wenn sie die Goldfolie durchdringen, nicht abgelenkt.

Aus der Anzahl der α -Teilchen, die in einem bestimmten Zeitintervall unter einem bestimmten Winkel abgelenkt werden, erkennt man, dass die Teilchen an punktförmigen Zentren gestreut werden.

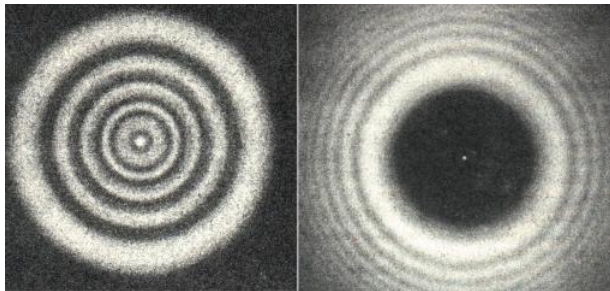
Kern und Elektronenwolke

Kommentar 2

Ernest Rutherford wurde bereits 1908 mit dem Nobelpreis der Chemie „für seine Untersuchungen über den Zerfall der Elemente und die Chemie der radioaktiven Stoffe“ ausgezeichnet.

Kern und Elektronenwolke 2

Beugung an einer Lochblende und an einem Stecknadelkopf



(FresnelbeugungFreiburg.mp4)

Beugungsexperimente mit Elektronen am Kern $d \approx 10^{-14}$ m

$$\lambda = \frac{h}{p} = \frac{hc}{eU} = \frac{12,42 \cdot 10^{-7} \text{ Vm}}{U} \rightarrow \lambda \ll 10^{-14} \text{ m} \rightarrow U \gg 124 \text{ MV}$$

Kern und Elektronenwolke 2

Kommentar 1

Möchte man den Durchmesser eines Atomkern bestimmen, dann muss der Wellencharakter der Teilchen ausgenutzt werden.

Die Bilder demonstrieren das optische Analogon. Das linke Bild zeigt die Streuung von Photonen an einer Lochblende. Das rechte Bild zeigt die Streuung von Photonen an einem Stecknadelkopf.

Das Video zeigt ein Experiment mit einem aufgeweiteten Laser-Strahl. Das Licht wird hinter den Objekten (Stecknadelkopf, Kante und zwei Lochblenden) auf einem Schirm aufgefangen.

Auch beim Stecknadelkopf sieht man, dass es Maxima und Minima der Intensität durch die Interferenz von gebeugten Lichtwellen in der Umgebung der Stecknadel aber auch im Schattenbereich gibt.

Kern und Elektronenwolke 2

Kommentar 2

Möchte man das Beugungsbild statt von einem Stecknadelkopf von einem Atomkern beobachten, kann man z.B. Elektronenwellen verwenden, deren Wellenlänge kleiner ist als der Durchmesser des Atomkerns.

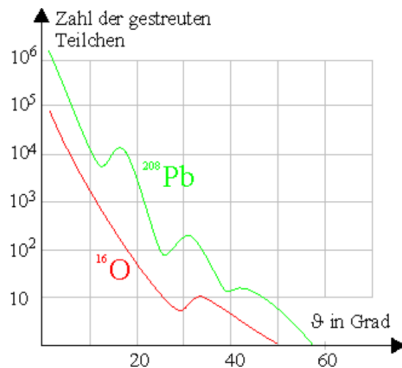
Da der Kerndurchmesser im Bereich von 10^{-14} m liegt, müssen hochenergetische relativistische Elektronen verwendet werden.

Die Ruheenergie des Elektrons kann vernachlässigt werden und die Energie des Elektrons ist durch das Produkt von Lichtgeschwindigkeit und Impuls d.h. $E = cp$ gegeben.

Wird das Elektron mit der Spannung U beschleunigt, dann ergibt sich die kinetische Energie aus dem Produkt der Spannung mit der Elementarladung, d.h. $E_{\text{kin}} = eU$ und mit der Formel für die de Broglie Wellenlänge ergibt sich die rot unterstrichene Formel für die Wellenlänge relativistischer Elektronen.

Kern und Elektronenwolke 3

Elastische Elektronenstreuung



Die Energie der Elektronen beträgt 500 MeV

Kern und Elektronenwolke 3

Kommentar 1

Die Abbildung zeigt das Ergebnis der elastischen Elektronenstreuung an Sauerstoff- und Bleikernen.

Die Beschleunigungsspannung der Elektronen beträgt 500 MV und die kinetische Energie der Elektronen ist somit sehr viel größer als die Ruheenergie der Elektronen von 500 keV.

In Vorwärtsrichtung gibt es eine sehr große Anzahl von Elektronen, da die meisten Elektronen die Probe wie beim Rutherford Experiment durchdringen, ohne dass sie von den Kernen abgelenkt werden.

Außerhalb des Elektronenstrahls gibt es die Interferenz der gebeugten Wellen.

Kern und Elektronenwolke 3

Kommentar 2

Beim Sauerstoff erkennt man das 1. Beugungsminimum der Intensität.

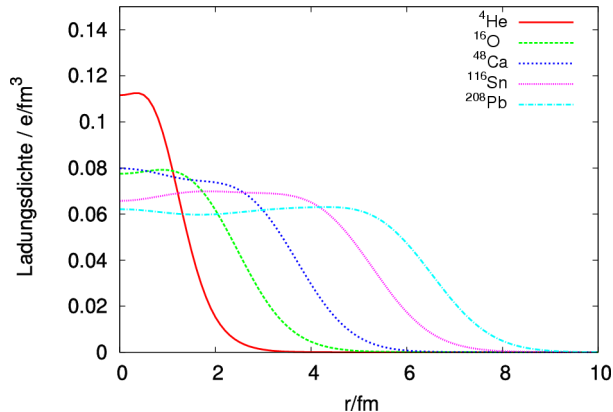
Bei den Bleiatomen können drei Minima beobachtet werden.

Wie beim Spalt bzw. bei der Lochblende verschieben sich die Minima zu größeren Ablenkswinkeln, wenn der Kernradius verkleinert wird.

Die Abbildung zeigt so auch ohne eine detaillierte Auswertung, dass der Kernradius von Blei größer als der Kernradius von Sauerstoff ist.

Kern und Elektronenwolke 4

Kernladungsdichte



→ Kernradius

$\approx 10^{-15} \text{ m}$

(zum Vergleich: Atomradius $\approx 10^{-10} \text{ m}$)

Kern und Elektronenwolke 4

Kommentar

Aus solchen Messungen der elastischen Elektronenbeugung kann die Verteilung der Ladungsdichte im Atomkern bestimmt werden.

Die Abbildung zeigt die Verteilung der Kernladungsdichte für verschiedene Kerne.

Der Kernradius liegt im Bereich einiger Femtometer, d.h. einiger 10^{-15} m.

Auf den Radius der Atome kann man aus Messungen der Kristallstruktur schließen.

Der Atomradius ist rund fünf Größenordnungen größer als der Kernradius.

Nimmt man zum Vergleich den Radius des Adenauerrings (1,1 km), dann entspricht dem Atomkern eine Murmel (≈ 1 cm), die im Schlossturm liegt.

Kern und Elektronenwolke 5



Linearbeschleuniger
der Universität Stanford



Kern und Elektronenwolke 5

Kommentar 1

Diese Experimente wurden maßgeblich von Robert Hofstadter in den 1950-iger Jahren an der Universität Stanford durchgeführt und geleitet.

Die linke Abbildung zeigt die Halle des Linearbeschleunigers der Universität und rechts eine Aufnahme der Experimentierhalle mit dem Target (linker gelber Kasten), den Ablenkmagneten (blaue Strukturen) und dem Detektor (rechter gelber Kasten).

Der Beschleuniger wurde kontinuierlich weiterentwickelt. Die Elektronen erreichen gegenwärtig eine Energie von 50 GeV.

Diese Energie ist 100-mal größer als die Energie, die in der gezeigten Abbildung zur Beobachtung der Atomkerne von Blei und Sauerstoff verwendet wurde.

Kern und Elektronenwolke 5

Kommentar 2

Robert Hofstadter wurde 1961 mit dem Nobelpreis ausgezeichnet „für seine bahnbrechenden Studien über Elektronenstreuung im Atomkern und für die dabei erzielten Entdeckungen über die Struktur der Nukleonen“.

Es zeigte sich bei diesen Experimenten sehr schnell, dass die Nukleonen, d.h. die Protonen und Neutronen, die den Atomkern bilden, eine eigene innere Struktur haben, so dass sehr viel kleinere Wellenlängen erforderlich sind, wenn diese Strukturen aufgelöst werden sollen.

Kern und Elektronenwolke 6

Der Kern besteht aus Z Protonen mit der Ladung

$$q_p = +e$$

und N Neutronen, die keine elektrische Ladung haben

Protonenmasse $\approx$ Neutronenmasse

Kerne werden mit der folgenden Notation gekennzeichnet

$$\begin{matrix} A \\ Z \end{matrix} \text{ Name des Elements}$$

$A = Z + N$ ist die Massenzahl

Isotope sind Kerne mit gleichem Z und verschiedenen Werten von A z.B. ^{12}C , ^{13}C und ^{14}C

Kern und Elektronenwolke 6

Kommentar 1

1914 gelang es Henry Moseley basierend auf dem Bohrschen Atommodell von 1913 die Kernladung direkt aus Messungen der Röntgenspektren zu bestimmen.

Damit konnte die Kernladung eines Elements unabhängig von chemischen Überlegungen und Massenbestimmungen ermittelt werden.

1920 schloss Rutherford aus dem Vergleich der Kernladung mit der Masse der Kerne, dass der Kern neben den positiv geladenen Protonen noch neutrale Teilchen enthalten muss.

Diese neutralen Teilchen werden Neutronen genannt.

Kern und Elektronenwolke 6

Kommentar 2

Der direkte Nachweis des Neutrons war jedoch schwierig und gelang Rutherfords Schüler James Chadwick erst im Jahr 1932. James Chadwick wurde bereits im Jahr 1935 mit dem Nobelpreis „für die Entdeckung des Neutrons“ ausgezeichnet.

Das Neutron ist etwas schwerer als das Proton und nur im Verbund eines Atomkerns stabil.

Als freies Teilchen nutzt das Neutron seine Ruheenergie, um sich mit einer Lebensdauer von 880 Sekunden in das leichtere Proton und ein Elektron umzuwandeln.

Mit der Entdeckung des Neutrons war der grundsätzliche Aufbau eines Atomkerns verstanden.

Kern und Elektronenwolke 6

Kommentar 3

Ein Atomkern besteht aus Z Protonen.

Z bezeichnet die Kernladungszahl.

Zudem gibt es N Neutronen.

Die Summe aus der Kernladungszahl und der Anzahl der Neutronen wird Massenzahl $A = Z + N$ genannt.

Kerne werden durch den chemischen Namen des Elements bezeichnet.

Als Index wird links oben die Massenzahl angegeben.

Die Kernladungszahl kann als Index links unten angegeben werden.

Kern und Elektronenwolke 6

Kommentar 4

Da die Kernladung bereits durch den Namen des Elements eindeutig bestimmt ist, wird dieser Index häufig weggelassen.

Die meisten Elemente können mit einer unterschiedlichen Anzahl von Neutronen gebildet werden.

Man nennt die verschiedenen Kerne zu einem Element Isotope.

H-Spektrum

Die frühe Atomphysik

- Elektron und Elementarladung
- Kern und Elektronenwolke
- **Das Spektrum des Wasserstoffatoms**
- Das Bohrsche Atommodell
- Die Spektren der Alkalimetalle
- Die Spektren der Röntgenstrahlung
- Das Frank-Hertz Experiment

Das Spektrum des Wasserstoffatoms 1

Johannes Balmer (1885): Sichtbares Spektrum des Wasserstoffatoms

(WasserstoffSpektrallampe.mp4)

$$\underline{\lambda_n = A \frac{n^2}{n^2 - 4}} \quad \text{und} \quad n = 3, 4, 5 \dots$$



Mit $A = 364,568 \text{ nm}$ ist die Übergangsenergie $\Delta E_n = hc/\lambda_n$

$$\Delta E_n = \frac{hc}{A} \left(1 - \frac{4}{n^2} \right) = \frac{4hc}{A} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) = \underline{13,6 \text{ eV} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)}$$

Das Spektrum des Wasserstoffatoms 1

Kommentar 1

Wird an eine Gasentladungsröhre, die mit etwas Wasserstoffgas gefüllt ist, eine hohe Spannung angelegt, dann zerfallen die H_2 -Moleküle durch Elektronenstoß und es bildet sich atomarer Wasserstoff.

Angeregte Wasserstoffatome geben ihre Energie durch spontane Emission von Photonen ab und kehren in den Grundzustand zurück.

Die Abbildung zeigt das sichtbare Spektrum einer Wasserstoffspektrallampe.

1885 fand Johannes Balmer die einfache rot unterstrichene Formel, mit der die Wellenlängen der Spektrallinien von Wasserstoff im sichtbaren Bereich des Spektrums berechnet werden können.

Das Spektrum des Wasserstoffatoms 1

Kommentar 2

Für die Konstante A ergibt die Anpassung an die experimentellen Daten den Wert 364,568 nm.

Mit dem Planckschen Gesetz $E = h\nu = hc/\lambda$ kann aus der Wellenlänge die Energie der Übergänge berechnet werden und es ergibt sich die untere rot unterstrichene Formel.

Die Konstante $R_y = 13,6$ eV wird Rydberg-Energie genannt.

Das Spektrum des Wasserstoffatoms 2

Theodore Lyman (1906): UV-Spektrum des Wasserstoffatoms

$$\lambda_n = \frac{A}{4} \frac{n^2}{n^2 - 1} \quad \text{und} \quad n = 2, 3, 4, 5...$$



Mit $A = 364,568 \text{ nm}$ ist die Übergangsenergie $\Delta E_n = hc/\lambda_n$

$$\Delta E_n = 13,6 \text{ eV} \left(1 - \frac{1}{n^2} \right)$$

Das Spektrum des Wasserstoffatoms 2

Kommentar

1906 beobachtet Theodore Lyman die Wasserstoffspektrallinien im ultravioletten Bereich des Spektrums.

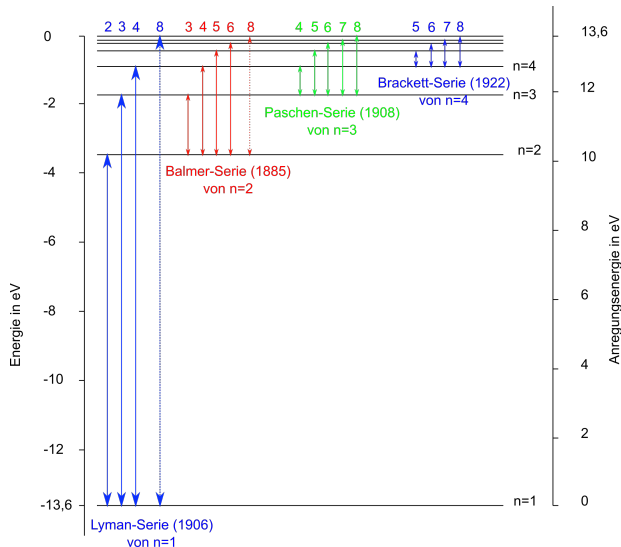
Die rot unterstrichene Formel ist eine kleine Modifikation der Balmer-Formel, mit der auch die Wellenlängen dieser Spektrallinien berechnet werden können.

Wird mit dem Planckschen Gesetz aus der Wellenlänge die Übergangsenergie berechnet, dann ergibt sich die untere rot unterstrichene Formel.

Offensichtlich ergibt sich die Übergangsenergie aus der Differenz zweier Energieterme.

Damit ergibt sich das Energieniveauschema des Wasserstoffatoms.

Das Spektrum des Wasserstoffatoms 3



$$E_n = -13,6 \text{ eV} \frac{1}{n^2}$$

z.B. für die Lyman-Serie

$$\Delta E_n = E_n - E_1$$

$$\Delta E_n = -13,6 \text{ eV} \left(\frac{1}{n^2} - 1 \right)$$

Das Spektrum des Wasserstoffatoms 3

Kommentar 1

Die kleinste Energie hat der Grundzustand mit der Quantenzahl $n = 1$.

Für $n \rightarrow \infty$ ergibt sich die Ionisierungsenergie, die 13,6 eV über dem Grundzustand liegt.

Die rechte Skala der Abbildung gibt die Anregungsenergie über dem Grundzustand.

Wird der Ionisierungsenergie der Wert Null zugeordnet, dann ergibt sich die linke Skala der Abbildung.

Die Energie des Grundzustands beträgt dann $-13,6$ eV.

Das Spektrum des Wasserstoffatoms 3

Kommentar 2

Wird die Anregungsenergie über 13,6 eV erhöht, dann ist das Elektron nicht mehr an das Proton gebunden.

Die blauen Doppelpfeile zeigen die Übergänge der Lyman-Serie im ultravioletten Bereich des Spektrums.

Die roten Doppelpfeile zeigen die Übergänge der Balmer-Serie im sichtbaren Bereich des Spektrums.

Die grünen Doppelpfeile zeigen die Übergänge der Paschen-Serie. Diese Übergänge liegen im infraroten Bereich des Spektrums und wurde erstmals 1908 beobachtet.

Die zweite Gruppe blauer Doppelpfeile gibt die Brackett Serie, die ebenfalls im infraroten Bereich des Spektrum liegt und erstmals 1922 nachgewiesen wurde.

Das Spektrum des Wasserstoffatoms 3

Kommentar 3

Die Übergangsenergien aller Serien lassen sich mit der rot umrandeten Formel für die Energie eines Elektrons berechnen, das an ein Proton gebunden ist.

Diese Formel wird auch Energieterm genannt.

Die Übergangsenergie beim Wasserstoffatom ergibt sich aus der Differenz zweier Energieterme.

Das Energieniveauschema wird manchmal auch Termschema genannt.

Bohrsches Atommodell

Die frühe Atomphysik

- Elektron und Elementarladung
- Kern und Elektronenwolke
- Das Spektrum des Wasserstoffatoms
- **Das Bohrsche Atommodell**
- Die Spektren der Alkalimetalle
- Die Spektren der Röntgenstrahlung
- Das Frank-Hertz Experiment

Das Bohrsche Atommodell 1: Stand der Forschung 1913

1. Lorentz (1899): Die elektromagnetische Strahlung der Atome wird von Elektronen ausgesandt.
2. Planck (1900)/Einstein (1905): Die Energie elektromagnetischer Strahlung ist quantisiert: $E = h\nu = hc/\lambda$
3. Balmer (1885), Lyman (1906), Paschen (1908): Die Bindungsenergie des Elektrons im Wasserstoffatom ist

$$\underline{E_n = -13,6 \text{ eV} \frac{1}{n^2}} \quad \text{und} \quad n = 1, 2, 3...$$

4. Rutherford (1913): Die Masse und positive Ladung des Atoms ist quasi punktförmig im Zentrum des Atoms konzentriert.

Bohrsches Atommodell 1

Kommentar

Das Bohrsche Atommodell fasst den Stand der Forschung im Jahr 1913 zusammen.

1. Die Strahlung der Atome wird von Elektronen verursacht.
2. Die Strahlung ist gemäß dem Planckschen Gesetz quantisiert.
3. Die Bindungsenergie des Elektrons an den Kern des Wasserstoffatoms ist durch die rot unterstrichene Formel gegeben.
4. Die Masse und die positive Ladung des Atoms sind im Atomkern quasi punktförmig konzentriert.

Das Bohrsche Atommodell 2

Die Bohrschen Postulate (1913) sind

1. Elektronen bewegen sich (ähnlich wie Planeten) auf Kreisbahnen um den Atomkern.
2. Es gibt stationäre Bahnen mit der Quanten-Bedingung für den Drehimpuls
 $L = rmv$

$$L = n\hbar$$

und $n = 1, 2, \dots$

3. Ein Photon wird beim Übergang $n \leftrightarrow m$ emittiert bzw. absorbiert

$$E = h\nu = |E_n - E_m|$$

und $E_n \neq E_m$

Bohrsches Atommodell 2

Kommentar 1

Obwohl das Bohrsche Atommodell von 1913 durch die Entwicklung der Quantenphysik (Schrödingergleichung (1926) und Dirac-Gleichung (1927)) überholt worden ist, liegt der Charme des Bohrschen Atommodells darin, dass es in sehr einfacher Weise viele Zusammenhänge anschaulich und richtig beschreibt.

Der Grund dafür ist darin zu suchen, dass das Elektron sich als Teilchen in den wolkigen Orbitalen der Wellenfunktionen nicht auflöst, sondern weiterhin als Teilchen seine Bahn durchläuft, auch wenn die nur noch mittels der Wellenfunktion durch Wahrscheinlichkeiten beschrieben werden kann.

Bohrsches Atommodell 2

Kommentar 2

Eine vollständig durchlaufene Kreisbahn des Elektrons um den Atomkern ist beliebig unwahrscheinlich, aber auch nicht grundsätzlich verboten.

Deshalb können die wesentlichen Zusammenhänge mit Hilfe von Kreisbahnen abgeleitet werden.

Die Mittelung über die Wellenfunktionen führt dann zu numerischen Korrekturen der Vorfaktoren.

Das erste Postulat ist deshalb aus heutiger Sicht eine praktische Annahme, welche bis auf mögliche Vorfaktoren schnell und einfach auf die richtigen Formeln führt.

Bohrsches Atommodell 2

Kommentar 3

Das zweite Postulat ergibt sich aus dem Vergleich der Bohrschen Kreisbahnen mit den experimentellen Ergebnissen von Balmer, Lyman, Paschen etc.

Das dritte Postulat wendet die Erkenntnisse von Max Planck und Albert Einstein auf das Atom an. Elektromagnetische Wellen können nur in Energiequanten $\hbar\omega$ absorbiert und emittiert werden.

Das Bohrsche Atommodell 3

Für eine Kreisbahn gilt:

Coulomb-Kraft = Zentrifugalkraft

also

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

Nebenrechnung

$$\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r^2} = m \frac{v^2}{r} \quad \rightarrow \quad \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0} = \frac{r^2 m \cdot m v^2}{m r} \quad \rightarrow \quad r = \frac{4\pi\epsilon_0}{e^2 m} r^2 m^2 v^2$$

Radius der Bahn

$$r = \frac{4\pi\epsilon_0}{e^2 m} L^2$$

mit Bahndrehimpuls $L = r m v$

Bohrsches Atommodell 3

Kommentar

Aus dem Kräftegleichgewicht zwischen der Coulomb-Kraft und der Zentrifugalkraft resultiert nach einer kleinen Umstellung die rot umrandete Formel für den Radius der Kreisbahn.

Der Bahnradius ist proportional zum Drehimpulsquadrat.

Das Bohrsche Atommodell 4

Energie des Elektrons

$$\underline{E = E_{kin} + E_{pot}}$$

Kinetische Energie

$$E_{kin} = \frac{1}{2}mv^2$$

Die potentielle Energie zwischen zwei Ladungen Q_1 und Q_2 ist

$$E_{pot} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{Q_1 Q_2}{r}$$

und mit $Q_1 = e$ und $Q_2 = -e$ ergibt sich

$$E_{pot} = -\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r}$$

Bohrsches Atommodell 4

Kommentar 1

Die Energie des Elektrons ergibt sich aus der Summe seiner kinetischen Energie und seiner potentiellen Energie im Kraftfeld des Protons.

Für die kinetische Energie kann man den klassischen Ausdruck $\frac{1}{2}mv^2$ verwenden.

Die potentielle Energie zwischen zwei Ladungen ist durch die rot umrandete Formel gegeben.

Haben die beiden Ladungen das gleiche Vorzeichen, dann nimmt wie bei einer Feder die Energie zu, wenn die beiden Ladungen zusammengebracht werden.

Lässt man die Ladungen frei, dann nutzen sie die potentielle Energie zur Beschleunigung und fliegen auseinander.

Bohrsches Atommodell 4

Kommentar 2

Haben die Ladungen ein entgegengesetztes Vorzeichen, wie es beim Proton und Elektron im Wasserstoffatom der Fall ist, dann nimmt die potentielle Energie wie bei einer Feder zu, wenn die Ladungen voneinander entfernt werden.

Lässt man die Ladungen frei, dann nutzen sie die potentielle Energie zur Beschleunigung und fliegen aufeinander zu.

Gibt es einen Impuls quer zur radialen Bewegung, dann umkreisen sich die Ladungen im allgemeinen auf elliptischen Bahnen, wie man es von den Planeten kennt.

Die potentielle Energie ist gemäß dem Coulombschen Gesetz umgekehrt proportional zum Abstand der Ladungen.

Das Bohrsche Atommodell 5

Mit dem Kräftegleichgewicht:

Coulomb-Kraft = Zentrifugalkraft

also

$$\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r^2} = m \frac{v^2}{r} \quad \Bigg| \times r$$

ergibt sich

$$\underline{-E_{pot} = 2E_{kin}}$$

Energie des Elektrons

$$E = E_{kin} + E_{pot} = -\frac{1}{2}E_{pot} + E_{pot} = \frac{1}{2}E_{pot} \propto \frac{1}{r} \propto \frac{1}{n^2}$$

Bohrsches Atommodell 5

Kommentar

Bei einer kreisförmigen Bewegung des Elektrons halten sich die Coulomb-Kraft und Zentrifugalkraft genau die Waage.

Mit den Formeln für die Coulomb-Kraft und die Zentrifugalkraft erkennt man, wenn die Gleichung mit dem Radius r multipliziert wird, dass die potentielle Energie multipliziert mit -1 der doppelten kinetischen Energie entspricht.

Damit kann man die Summe aus kinetischer und potentieller Energie berechnen. Die Gesamtenergie ist gerade die Hälfte der potentiellen Energie.

Die Gesamtenergie ist damit umgekehrt proportional zum Radius der Kreisbahn.

Andererseits weiß man aus den optischen Spektren des Wasserstoffatoms, dass die Energie des Elektrons umgekehrt proportional zum Quadrat einer Quantenzahl n sein muss.

Das Bohrsche Atommodell 6

mit dem Radius der Bahn $r = \frac{4\pi\epsilon_0}{e^2 m} L^2$

$$E = \frac{1}{2} E_{pot} = -\frac{1}{8\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r} = -\frac{1}{(8\pi\epsilon_0)(4\pi\epsilon_0)} \frac{e^4 m}{L^2} = E_n = -13,6 \text{ eV} \frac{1}{n^2}$$

damit folgt

$$\underline{L \propto n}$$

Die Auswertung der Zahlenwerte ergibt für die Proportionalitätskonstante den Wert von $\hbar$ und so folgt das 2. Bohrsche Postulat

$$\boxed{L = n\hbar} \quad \text{und} \quad n = 1, 2, 3, \dots$$

Bohrsches Atommodell 6

Kommentar

Mit der Formel für den Radius der Kreisbahn ergibt sich die rot unterstrichene Formel für die Gesamtenergie des Elektrons.

Diese Energie muss mit den experimentellen Ergebnissen übereinstimmen, die blau geschrieben sind.

Der Vergleich zeigt dann, dass der Drehimpuls proportional zur Quantenzahl n sein muss.

Aus den Zahlenwerten ergibt sich die Proportionalitätskonstante $\hbar = h/2\pi$.

So folgt aus dem Vergleich der experimentellen Daten der Wasserstoffspektren und dem einfachen Modell der kreisförmigen Elektronenbahnen das zweite Bohrsche Postulat $L = n\hbar$.

Das Bohrsche Atommodell 7

der Bahnradius ist ($r = \frac{4\pi\epsilon_0}{e^2 m} L^2$)

$$r_n = \frac{4\pi\epsilon_0 \hbar^2}{e^2 m} \cdot n^2$$

Der Bohrsche Radius ist

$$a_B = \frac{4\pi\epsilon_0 \hbar^2}{e^2 m} \quad \text{d.h.} \quad a_B = 0,529 \cdot 10^{-10} \text{ m}$$

und

$$r_n = a_B \cdot n^2$$

Bohrsches Atommodell 7

Kommentar

Mit dem quantisierten Drehimpuls ergibt sich auch ein quantisierter Radius der Kreisbahn.

Der Bahnradius ist proportional zum Quadrat der Quantenzahl n .

Die Proportionalitätskonstante ist der Bohrsche Radius.

Der Bohrsche Radius definiert quasi der Längeneinheit der Atomphysik.

Der Bohrsche Radius liegt im Bereich der Atomabstände, wie sie aus der Röntgenstreuung an Kristallen bestimmt werden können.

Das Bohrsche Atommodell 8

Verallgemeinerung: Atomkern mit Kernladung Z :

Bahnradius

$$r_n = \frac{a_B}{Z} n^2$$

Energie

$$E_n = -13,6 \text{ eV} \frac{Z^2}{n^2}$$

Bohrsches Atommodell 8

Kommentar 1

Bewegt sich das Elektron nicht um ein Proton, sondern um einen Atomkern mit der Kernladungszahl Z , dann ergibt sich für den Radius die 1. rot umrandete Formel, da im Coulomb-Gesetz die Elementarladung mit der Kernladungszahl Z multipliziert werden muss.

Je größer die Kernladung wird, desto näher kommt die Elektronenbahn an den Atomkern heran.

Für die Energie ergibt sich die 2. rot umrandete Formel.

Die Energie wächst mit dem Quadrat der Kernladungszahl Z an.

Die potentielle Energie ist proportional zur Kernladungszahl und umgekehrt proportional zum Radius der Bahn, der wiederum umgekehrt proportional zur Kernladungszahl ist.

Bohrsches Atommodell 8

Kommentar 2

Die Bindungsenergie des Elektrons kann bei schweren Kernen mit großen Kernladungszahlen sehr große Werte erreichen.

Revision

Revision

1. Wie lautet die Unschärferelation für den Impuls, die Energie und den Drehimpuls?
2. Wieso kann die Bahn eines Elektrons, das an einen Atomkern gebunden ist, nicht in einer Bahnebene verlaufen?
3. Welche Wellenlänge haben Elektronen mit der kinetischen Energie 500 MeV?
4. Welche Wellenlänge haben Elektronen mit der kinetischen Energie 10 keV?
5. Berechnen Sie die Wellenlänge von jeweils zwei Übergängen der Lyman-, der Balmer- und der Paschen-Serie.
6. Was sind die Annahmen des Bohrschen Atommodells?
7. Wie lautet die Quantisierungsbedingung für den Bahndrehimpuls im Bohrschen Atommodell?
8. Welchen Radius haben die Elektronenbahnen im Bohrschen Atommodell?
9. Welche Energie haben die Elektronen auf diesen Bahnen?

Inhaltsverzeichnis

Inhaltsverzeichnis

1. Vorlesung

- Eindimensionale Wellengleichung
- Reflexion und Transmission
- Stehende Wellen
- Dreidimensionale Wellen
- Schallwellen

2. Vorlesung

- Elektromagnetische Wellen
- Kohärenz
- Michelson Interferometer
- Interferenz an dünnen Schichten
- Beugung am Doppelspalt
- Beugung am Gitter

Inhaltsverzeichnis

3. Vorlesung

- Fabry-Perot Interferometer
- Beugung am Einzelspalt
- Bragg'sches Gesetz
- Laue Bedingung
- Michelson Morley Experiment

4. Vorlesung

- Die Einsteinschen Postulate
- Lorentz Transformation
- Zeitdilatation und Längenkontraktion
- Das Experiment von Hall und Rossi
- Zwillingsparadoxon
- „sichtbare Effekte“ der Lorentz Transformation
- Der invariante Abstand
- Relativistische Invarianten
- Doppler-Effekt
- Relativistische Mechanik

Inhaltsverzeichnis

5. Vorlesung

- Doppler-Effekt
- Relativistische Mechanik
- Wärmestrahlung

6. Vorlesung

- Plancksches Strahlungsgesetz
- Laser

7. Vorlesung

- Photoelektrischer Effekt
- Compton Effekt
- Materiewellen