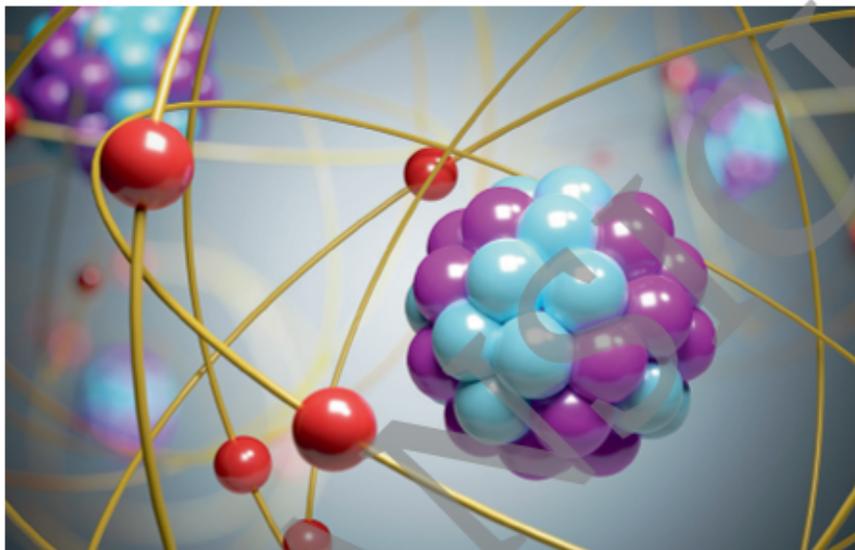


Eine Einführung in die Atomphysik

Carlo Vöst, Oliva, Spanien

Illustrationen von C. Vöst



© vchal/iStock/Getty Images Plus

Aufbauend auf der historischen Entwicklung des Atombegriffs werden die grundlegenden Versuche zur Abschätzung der Größenordnungen des Atoms vorgestellt. Ausgehend von diesen Versuchen wird die Entwicklung der Atomvorstellung präsentiert bis hin zum modernen Atommodell. Der erarbeitete Stoff wird durch eine Reihe von Aufgaben gefestigt und im Anschluss durch ein Beispiel einer Lernerfolgskontrolle überprüft.

Impressum

RAABE UNTERRICHTS-MATERIALIEN Physik

Das Werk, einschließlich seiner Teile, ist urheberrechtlich geschützt. Es ist gemäß § 60b UrhG hergestellt und ausschließlich zur Veranschaulichung des Unterrichts und der Lehre an Bildungseinrichtungen bestimmt. Die Dr. Josef Raabe Verlags-GmbH erteilt Ihnen für das Werk das einfache, nicht übertragbare Recht zur Nutzung für den persönlichen Gebrauch gemäß vorgenannter Zweckbestimmung. Unter Einhaltung der Nutzungsbedingungen sind Sie berechtigt, das Werk zum persönlichen Gebrauch gemäß vorgenannter Zweckbestimmung in Klassensatzstärke zu vervielfältigen. Jede darüber hinausgehende Verwertung ist ohne Zustimmung des Verlages unzulässig und strafbar. Hinweis zu §§ 60a, 60b UrhG: Das Werk oder Teile hiervon dürfen nicht ohne eine solche Einwilligung an Schulen oder in Unterrichts- und Lehrmedien (§ 60b Abs. 3 UrhG) vervielfältigt, insbesondere kopiert oder eingescannt, verbreitet oder in ein Netzwerk eingestellt oder sonst öffentlich zugänglich gemacht oder wiedergegeben werden. Dies gilt auch für Intranets von Schulen und sonstigen Bildungseinrichtungen. Die Aufführung abgedruckter musikalischer Werke ist ggf. GEMA-meldepflichtig.

Für jedes Material wurden Fremdrechte recherchiert und ggf. angefragt.

In unseren Beiträgen sind wir bemüht, die für Experimente nötigen Substanzen mit den entsprechenden Gefahrenhinweisen zu kennzeichnen. Dies ist ein zusätzlicher Service. Dennoch ist jeder Experimentator selbst angehalten, sich vor der Durchführung der Experimente genauestens über das Gefährdungspotenzial der verwendeten Stoffe zu informieren, die nötigen Vorsichtsmaßnahmen zu ergreifen sowie alles ordnungsgemäß zu entsorgen. Es gelten die Vorschriften der Gefahrstoffverordnung sowie die Dienstvorschriften der Schulbehörde.

Dr. Josef Raabe Verlags-GmbH
Ein Unternehmen der Klett Gruppe
Rotebühlstraße 77
70178 Stuttgart
Telefon +49 711 62900-0
Fax +49 711 62900-60
meinRAABE@raabe.de
www.raabe.de

Redaktion: Anna-Greta Wittnebel
Satz: Röser MEDIA GmbH & Co. KG, Karlsruhe
Bildnachweis-Titel: vchal/Stock/Getty Images Plus
Illustrationen: C. Vöst
Korrektorat: Johanna Stotz, Wyhl a. K., Dr. Stefan Völker, Jena

Eine Einführung in die Atomphysik

Oberstufe (Niveau)

Carlo Vöst, Oliva, Spanien

Illustrationen von C. Vöst

M1 Geschichtliches zur Atomphysik	1
M2 Versuch zur Abschätzung des Atomdurchmessers	4
M3 Das Rutherford'sche Streuexperiment	7
M4 Das Kern-Hülle-Modell	10
M5 Aufgaben	13
M6 Sind Sie fit? – Testen Sie Ihr Wissen!	15
Hinweise und Lösungen	16

Die Schüler lernen:

Der vorliegende Beitrag kann entweder von Schülern zum Selbststudium verwendet werden oder dient als Material für Lehrer, um in das Thema Atomphysik einzuführen. Der Ölfleckversuch kann im Unterricht präsentiert werden. Ebenso ist denkbar, dass Ihre Schüler diesen Versuch als Demonstrationsexperiment unter Ihrer Anleitung der Klasse präsentieren. Eine ganze Reihe von Aufgaben dienen dazu, das erworbene Wissen zu testen, bzw. die Klassenarbeit am Schluss des Beitrags als (mögliches) Beispiel, das Wissen abzufragen.

Überblick:

Legende der Abkürzungen:

Ab = Arbeitsblatt, **LEK** = Lernerfolgskontrolle

Thema	Material	Methode
Geschichtliches zur Atomphysik	M1	Ab
Versuch zur Abschätzung des Atomdurchmessers	M2	Ab
Das Rutherford'sche Streuexperiment	M3	Ab
Das Kern-Hülle-Modell	M4	Ab
Aufgaben	M5	Ab
Sind Sie fit? – Testen Sie Ihr Wissen!	M6	LEK

M 1 Geschichtliches zur Atomphysik

Aristoteles (–384 bis –322): „Jede Materie setzt sich aus den vier Elementen Erde, Wasser, Feuer und Luft zusammen“ (diese Theorie wurde bis weit in das Mittelalter als gültig anerkannt).

Demokrit (–460 bis –370; Schüler von Leukipp): „Jede Materie besteht aus Atomen ($\alpha\tau\omicron\mu\omicron\varsigma$: unteilbar), die im leeren Raum herumgeschleudert werden“: Teilchenmodell. In jener Zeit wurde nie versucht, die gedanklichen Ansätze durch Experimente zu überprüfen.

John Dalton (1766–1844): Dalton-Modell (1803): Materie besteht aus kleinsten, nicht weiter teilbaren Teilchen, die sich je nach Element in ihrer Masse unterscheiden, in bestimmten Anzahlverhältnissen (je nach Art des Stoffes) miteinander verknüpft sind und sich bei chemischen Reaktionen nur umordnen.

John Dalton Gesetz der multiplen Proportionen (1808):

„Bilden zwei Elemente miteinander mehrere Verbindungen, so stehen die Massenverhältnisse, mit denen die Elemente in diesen Verbindungen auftreten, zueinander im Verhältnis kleiner ganzer Zahlen.“ Aufstellung einer Tabelle der Atommassen.

Joseph Louis Gay-Lussac (1778–1850): Zusammen mit Alexander von Humboldt ermittelte er die Gasmengen bei der Elektrolyse von Wasser: Volumenverhältnis Wasserstoff/Sauerstoff = 2/1.

1904 Joseph Thomson (1856–1940) entwirft sein Atommodell (Thomson-Modell): Das Atom ist kugelförmig und besteht aus einer gleichmäßig verteilten positiv geladenen Masse, in der sich die negativ geladenen Elektronen bewegen. („Rosinenkuchenmodell“, weil er sich die positiv geladene Masse wie einen Teig, in dem sich die Elektronen wie Rosinen befinden, vorstellt.)

Thomson gilt auch als Entdecker der Elektronen.

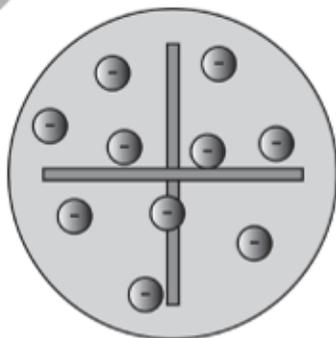


Abb. 1, Grafik: C. Vöst

Er entdeckte nämlich 1897 bei Untersuchungen mit einer Glühkathode, dass es sich bei der austretenden Strahlung um einen Strom von Teilchen handeln müsse. Diese Teilchen ließen sich durch ein Magnetfeld derart ablenken, dass er auf ihre negative Ladung schließen konnte, und besaßen eine fast 2000-mal kleinere Masse als das leichteste bekannte Atom (Wasserstoff).

1911 Ernest Rutherford (1871–1937) entwirft sein Atommodell (Rutherford-Modell, Streuversuche; siehe dazu auch: **M3** Das Rutherford'sche Streuexperiment):

Das Atom besteht aus einem positiv geladenen Atomkern im Zentrum und einer Atomhülle (fast leerer Raum), in der sich die negativ geladenen Elektronen befinden, welche um den Atomkern kreisen.

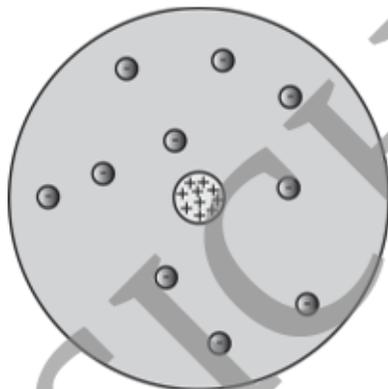


Abb. 2, Grafik: C. Vöst

Der Durchmesser des Atomkerns beträgt nur ein Zehntausendstel des gesamten Atomdurchmessers. Die Elektronen dagegen sind noch wesentlich kleiner als der Atomkern. (Die Zeichnung ist nicht maßstäblich.)

1913 Niels Bohr (1885–1962) entwirft das Bohr'sche Atommodell (siehe dazu auch **M4** Das Kern-Hülle-Modell): Das Atom besteht aus einem positiv geladenen, massetragenden Kern und Elektronen, die diesen auf bestimmten Bahnen umkreisen, ohne Energie abstrahlen. Der Vorteil dieses Modells war, dass es die Emission und Absorption von Strahlung erklären konnte, also insbesondere das Auftreten von Spektrallinien, welche dann entstehen, wenn man ein Element zum Leuchten bringt und das Licht z. B. durch ein Prisma spektral untersucht.

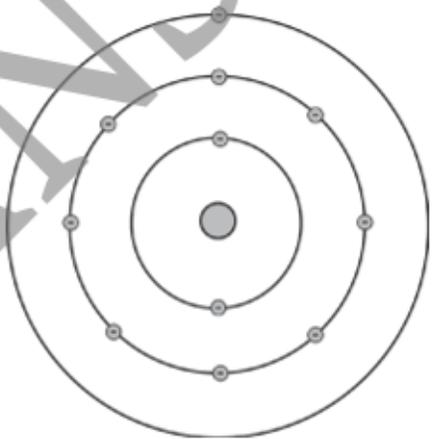


Abb. 3, Grafik: C. Vöst

Allerdings war sich Bohr bewusst, dass sein Modell einen Widerspruch in sich führt: Da jede Kreisbahn eine beschleunigte Bewegung darstellt und beschleunigte Ladungen elektromagnetische Wellen abstrahlen, müssten Elektronen ständig Energie abgeben und dadurch immer langsamer werden. Sie würden auf spiralförmigen Bahnen in den Kern stürzen. Um sein Atommodell zu retten, formulierte Bohr folgende Postulate:

1. Die Elektronen umkreisen den Atomkern strahlungsfrei, d. h. ohne Abgabe von Energie, auf bestimmten Bahnen. Dabei nimmt die Energie der Elektronen nur ganz bestimmte, durch die jeweilige Bahn charakterisierte Werte an.
2. Der Übergang von einer kernfernen auf eine kernnahe Bahn erfolgt sprunghaft unter Abgabe elektromagnetischer Strahlung (eines Photons) mit der Frequenz f , sodass für die Energie ΔE dieser Strahlung gilt: $\Delta E = h \cdot f$ (h ist die Planck-Konstante und hat den Wert $6,6261 \cdot 10^{-34}$ J·s).

1928 Orbitalmodell (aufbauend auf der Entwicklung der Quantenmechanik durch Physiker wie Werner Heisenberg, Erwin Schrödinger, Max Born, Pascual Jordan, Wolfgang Pauli, Paul Dirac, John von Neumann u. a.): Das Atom besteht aus einem Kern, der von Elektronen in Orbitalen umgeben ist. Die Form der Orbitale ist durch die räumliche Aufenthaltswahrscheinlichkeit der Elektronen gegeben. Im strengen Sinn ist ein Orbital eine stationäre Lösung der quantenmechanischen Schrödingergleichung (ein Energiezustand des Elektrons). Dieses Modell gilt als das bis heute genaueste Modell zur Beschreibung der Elektronenbahnen um den Atomkern. Dabei hängt die konkrete Form des Orbitals von vier Quantenzahlen ab:

- Die Hauptquantenzahl n ($n = 1, 2, 3, \dots$) beschreibt (genauso wie im Atommodell von Bohr) das Energieniveau eines Atoms.
- Die Nebenquantenzahl ℓ ($\ell = 0, 1, \dots, n - 1$) ist zuständig für die räumliche Form eines Orbitals und die kleinen Energieunterschiede innerhalb eines Energieniveaus.
- Die Magnetquantenzahl m ($m = -\ell, \dots, 0, \dots, +\ell$) beschreibt das unterschiedliche Verhalten der Elektronen in einem von außen angelegten Magnetfeld.
- Die Spinquantenzahl s gibt die unterschiedlichen Eigenrotationen der Elektronen, den sogenannten Spin, an.

1932 Nachweis des Neutrons (1932) durch James Chadwick (1891–1974, Assistent von Rutherford). Die Existenz des Neutrons wurde bereits von Rutherford vermutet.

M 2 Versuch zur Abschätzung des Atombereichs

Wenn man Ölsäure auf eine Wasseroberfläche ausbringt, dann bildet diese eine sehr dünne Schicht. Sie breitet sich auf der Wasseroberfläche in alle Richtungen aus. Der Ölsäurefilm reißt normalerweise nicht ab, sondern bildet eine geschlossene Fläche. Die Folge ist, dass eine Schicht entsteht, die nur aus einer Lage an Molekülen besteht, eine sogenannte *monomolekulare Schicht*. Die Schichtdicke ist dann gleich dem Moleküldurchmesser.

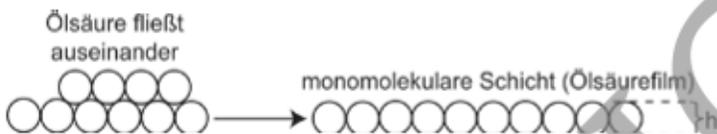


Abb. 4, Grafik: C. Vöst

Um die Fläche der Ölsäure auf der Wasseroberfläche gut sichtbar zu machen, streut man vor dem Aufbringen eines Ölsäuretröpfchens ein wenig Pulver (z. B. Bärlappsporen, Schwefelpulver) auf die Wasseroberfläche. Das Pulver wird dann vom Ölsäurefilm beiseitegeschoben.

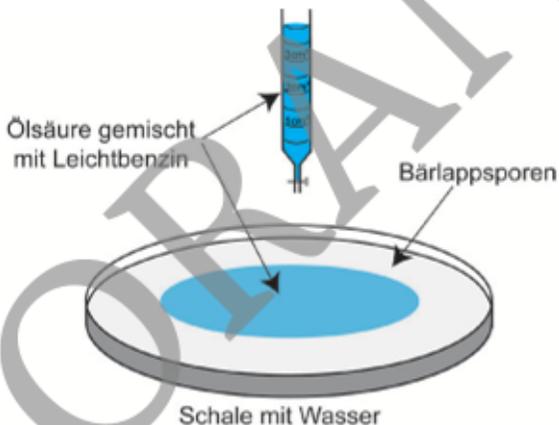


Abb. 5, Grafik: C. Vöst

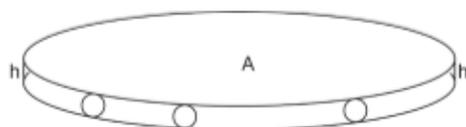


Abb. 6, Grafik: C. Vöst

Achten Sie darauf, dass die aufzubringende Ölsäuremenge sehr klein ist, um eine brauchbare, nicht zu große Fläche (50 bis 100 cm²), zu erhalten. Deshalb bedient man sich eines Tricks: Man verwendet eine Mischung aus Ölsäure und einer leicht flüchtigen Flüssigkeit (Leichtbenzin) etwa im Verhältnis 1:1000. Nach dem Aufbringen bleibt nach kurzer Zeit lediglich die Ölsäure zurück, weil das Benzin schnell verdunstet. Aus dem bekannten Mischungsverhältnis und der Bestimmung des Gesamtvolumens eines Tröpfchens der Mischung kann dann das aufgebrauchte Ölsäurevolumen berechnet werden.

Erklärung anhand eines Beispiels:

Vereinfachende Annahmen:

Das Ölsäuremolekül bestehe aus 54 gleich großen, würfelförmigen dicht gepackten Atomen (chemische Formel: C₁₇H₃₃COOH). Eine grobe, aber plausible Abschätzung ist, dass der Moleküldurchmesser bei 54 Atomen pro Molekül etwa aus 4 Atomdurchmessern zusammengesetzt ist (man stellt sich das Molekül würfelförmig vor; $3,78^3 \approx 54$).

Versuchsdaten und Versuchsdurchführung:

Aus 1999,9 cm³ Benzin und 0,1 cm³ Ölsäure wird eine Lösung hergestellt. Man lässt mit einer Pipette einen Tropfen der Lösung (1 cm³ Lösung ergibt 55 Tropfen; der 2000ste Teil davon besteht aus Ölsäure) auf eine Wasseroberfläche, deren Oberfläche mit Bärlappsporen bestäubt ist, fallen.

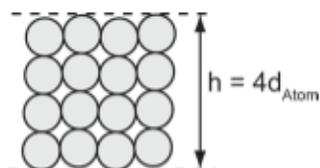


Abb. 7, Grafik: C. Vöst

Der Volumenanteil der Ölsäure in einem Tropfen beträgt also:

$$V_{\text{öl}} = \frac{1}{55} \text{ cm}^3 \cdot \frac{1}{2000} = 9,1 \cdot 10^{-6} \text{ cm}^3.$$

Es bildet sich ein Ölfleck aus. Wenn er kreisförmig ist, misst man den Durchmesser und berechnet die Fläche. Falls er anders geformt ist, bedeckt man den Teller mit einer Glasscheibe und zeichnet mit einem Stift den Umriss des Flecks nach. Dann legt man die Glasscheibe auf kariertes Papier und bestimmt den Flächeninhalt durch Auszählen kleiner Quadrate. Man erhält in diesem Beispiel: $A_{\text{öl}} = 100 \text{ cm}^2$.

Damit lässt sich der Durchmesser d_M eines Moleküls berechnen:

$$d_M = \frac{V_{\text{öl}}}{A_{\text{öl}}} = \frac{9,1 \cdot 10^{-6} \text{ cm}^3}{100 \text{ cm}^2} = 0,91 \cdot 10^{-7} \text{ cm}.$$

Ergebnis:

Der Durchmesser eines Ölsäuremoleküls ist ungefähr ein Millionstel Millimeter.

Das heißt dann für den Durchmesser eines Atoms:

$$54 \cdot d_A^3 = d_M^3 \quad \Rightarrow \quad d_A = \frac{d_M}{\sqrt[3]{54}} = \frac{0,91 \cdot 10^{-7} \text{ m}}{\sqrt[3]{54}} = 2,4 \cdot 10^{-10} \text{ m}.$$

Der Atomradius ist also von der Größenordnung $10^{-10} \text{ m} = 0,0000000001 \text{ m}$ (1 Zehnmilliardstel Meter).

Dieser Wert hat auch eine eigenständige Bezeichnung:

$$1 \text{ Angström} = 1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}.$$

M 3 Das Rutherford'sche Streuexperiment

Der britische Physiker *Ernest Rutherford* (1871–1937) beschoss (im Vakuum) eine Goldfolie mit sogenannten α -Teilchen (Heliumkerne, doppelt positiv geladen; besitzen eine Masse von $m_\alpha = 4,0015 \text{ u} = 4,0015 \cdot 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 6,64 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$) und beobachtete, ob und unter welchen Winkeln sie abgelenkt werden.

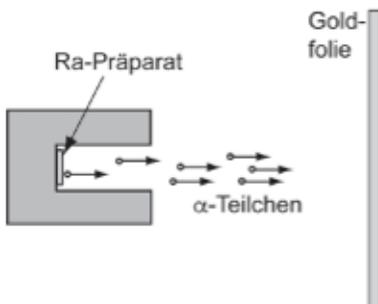


Abb. 8, Grafik: C. Vöst

Versuchsergebnisse:

Die meisten α -Teilchen gehen trotz der Elektronenhülle der Atome und trotz positiv geladener Atomkerne ungehindert durch die Goldfolie hindurch.

Einige werden abgelenkt, sehr wenige werden sogar zurückgeworfen.

Interpretation der Ergebnisse:

Der allergrößte Teil des Atoms ist „leer“ oder materiefrei. Fast die ganze Masse des Atoms ist auf den sogenannten Atomkern im Inneren des Atoms konzentriert.

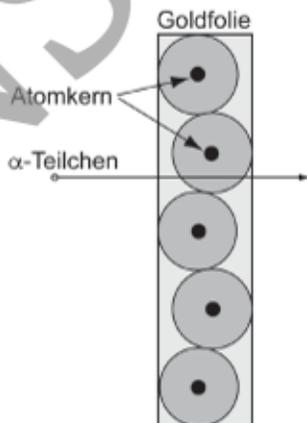


Abb. 9, Grafik: C. Vöst

Eine weitere Folgerung aus den Versuchsergebnissen ist, dass dieser Atomkern einen ca. 10 000-mal kleineren Radius als das ganze Atom hat und dass dieser Atomkern positiv geladen sein muss.

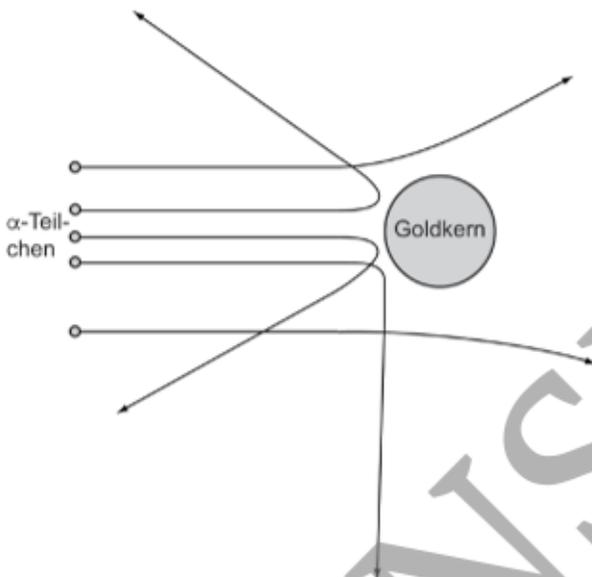


Abb. 10, Grafik: C. Vöst

Die Atomhülle mit den (negativ geladenen) Elektronen beeinflusst die schweren, energiereichen α -Teilchen auf ihrem Weg nicht. Von Rutherford ist überliefert, dass er sinngemäß zu seiner überraschenden Beobachtung sagte: „Es ist, als ob man eine 15-Zoll-Granate auf Seidenpapier schießt, sie zurückgeschleudert wird und einen selbst trifft!“ Gemeint hat er damit, dass sich innerhalb des größtenteils leeren Atoms sehr stabile Kerne befinden und nur diese mit den α -Teilchen Wechselwirkung zeigen.

Aus diesem Streuexperiment entwickelte Rutherford sein sogenanntes „Planetenmodell“ eines Atoms, was besagt, dass fast die gesamte Masse und die positive Ladung eines Atoms im Atomkern konzentriert sind. Um diesen Atomkern bewegen sich die Elektronen, sie bilden die Hülle des Atoms und gleichen die positiven Kernladungen aus, sodass das Atom nach außen elektrisch neutral ist.

Zwischen Atomkern und Atomhülle befindet sich leerer Raum (Vakuum).

Mängel des Modells (waren auch Rutherford schon bekannt):

Rutherford ging von einer kontinuierlich verteilten Gesamtenergie der Elektronen aus, damit ist die quantenhafte Emission bzw. Absorption von Energie durch das Atom nicht erklärbar (z. B. das sogenannte Linienspektrum, welches Atome zeigen, kann nicht erklärt werden); kreisende Elektronen stellen beschleunigte Ladungen dar. Damit müssten sie Energie abstrahlen und so würden sie keine stabilen Bahnen durchlaufen, sondern in den Kern stürzen; die Annahme von Kreisbahnen widerspricht der sogenannten Unschärferelation von Heisenberg.

M 4 Das Kern-Hülle-Modell

Atome bestehen nach den genannten Untersuchungen aus einer negativ geladenen Atomhülle, in der sich die Elektronen bewegen, und einem positiv geladenen Kern. Der Atomkern (genannt **Nuklid**) ist im Vergleich zur Atomhülle winzig (Atom: 10^{-10} m; Kern: 10^{-14} m).

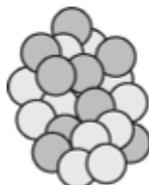


Abb. 11, Grafik: C. Vöst

Der Atomkern ist aus positiv geladenen Protonen (p) und elektrisch ungeladenen Neutronen (n) aufgebaut.

Obwohl sich die Protonen im Kern gegenseitig elektrisch abstoßen, werden sie zusammen mit den Neutronen von der sogenannten „**starken Kraft**“ zusammengehalten. Die *starke Kraft* übertrifft die Wirkung der elektrischen Abstoßung bei den kleinen Abständen innerhalb des Atomkerns bei weitem. Atomkerne können nur aufgrund der Wirkung dieser *starken Kraft* stabil sein. Aus historischen Gründen spricht man heute noch oft von der (historisch bedingt) *Kernkraft* statt von der *starken Kraft*.

Die Masse eines Atoms konzentriert sich überwiegend (99,9 %) auf den kleinen Atomkern. Die Massen eines Protons und eines Neutrons sind etwa gleich groß, nämlich etwa $1,67 \cdot 10^{-27}$ kg. Die Elektronenmasse ist sehr viel kleiner und beträgt ca. $9,1 \cdot 10^{-31}$ kg.

Ein Atom ist im „normalen Zustand“ elektrisch neutral, das heißt, dass die Anzahl der negativ geladenen Elektronen in der Hülle gleich der Zahl der positiv geladenen Protonen im Kern ist.

Jedes Atom hat eine sog. **Massenzahl A**. Sie ergibt sich aus der Protonenzahl (Kernladungszahl) Z und der Neutronenzahl N: $A = Z + N$.

Schreibweise für Atomsorten (Nuklide) am Beispiel von Aluminium-27:

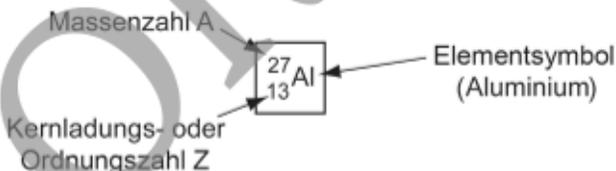


Abb. 12, Grafik: W. Zettlmeier

Eine Auswahl weiterer Nuklide zeigt folgende Tabelle:

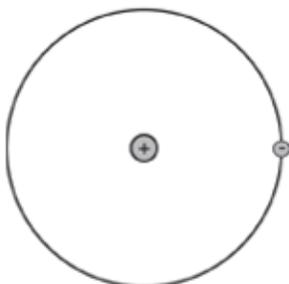
Nuklid	Chem. Element	Protonenzahl	Neutronenzahl
${}^1_1\text{H}$	Wasserstoff	1	0
${}^4_2\text{He}$	Helium	2	2
${}^{12}_6\text{C}$	Kohlenstoff	6	6
${}^{13}_6\text{C}$	Kohlenstoff	6	7
${}^{56}_{26}\text{Fe}$	Eisen	26	30
${}^{235}_{92}\text{U}$	Uran	92	143
${}^{238}_{92}\text{U}$	Uran	92	146

Die Zahl der Protonen im Kern bestimmt, wie viele Elektronen der Atomkern an sich binden kann, und damit die **Art des chemischen Elements**. So erkennt man ein Atom, das acht Protonen im Kern hat, immer als ein Sauerstoffatom.

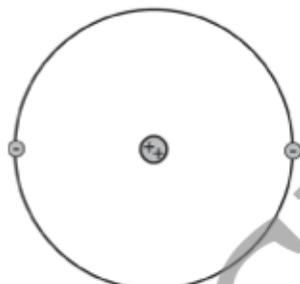
Bei vielen chemischen Elementen gibt es Atomsorten, die sich in der Neutronenzahl unterscheiden. So bestehen die meisten Sauerstoffatome aus einer Sorte mit acht Neutronen, ein anderer Teil der Sauerstoffatome enthält neun Neutronen und wieder ein anderer zehn Neutronen im Kern. Die verschiedenen Atomsorten, die zu einem chemischen Element gehören, nennt man **Isotope**.

Beispiele verschiedener Atome (modellhafte Vorstellung nach Bohr):

Das Wasserstoffatom



Das Heliumatom



Das Kupferatom



Abb. 13, Grafiken: C. Vöst

Beim abgebildeten (elektrisch neutralen) Kupferatom befinden sich also in der Hülle 29 Elektronen, dementsprechend im Kern 29 Protonen. Es gibt zwei stabile Kupferatomisotope (welche nicht radioaktiv zerfallen), das eine hat im Kern 34 Neutronen, das andere 36 Neutronen. Daneben gibt es natürlich eine ganze Reihe weiterer Kupferatomisotope, welche allerdings nicht stabil sind.

M 5 Aufgaben

- Beschreiben Sie das Atommodell von Thomson. Erklären Sie, woran Rutherford erkannt hat, dass dieses Atommodell nicht der Wirklichkeit entsprechen kann.
- Bei der Durchführung des Öltröpfchenversuchs muss man sehr vorsichtig zu Werke gehen. Es kann sein, dass einem aus Versehen statt einem Tröpfchen zwei Tröpfchen aus der Pipette auf die Wasseroberfläche fallen.
Welche der folgenden Aussagen sind in diesem Fall richtig? Erklären Sie!
 - Die Fläche des Ölteppichs ist von der Anzahl der Tröpfchen unabhängig.
 - Der „Ölteppich“ hat bei zwei Tröpfchen den doppelten Flächeninhalt wie bei einem Tröpfchen.
 - Der Ölteppich wird doppelt so „dick“.
 - Die „Dicke“ des Ölteppichs ist bei Ölsäure immer gleich.
- Bei einem Ölfleckversuch lässt man aus einer Pipette, welche $0,5 \text{ cm}^3$ eines Gemischs aus Ölsäure und Leichtbenzin (Volumenverhältnis 1:2000) fasst, einen Tropfen auf eine Wasseroberfläche, welche mit Bärlappsporen bedeckt ist, fallen. Man kann davon ausgehen, dass der Inhalt der Pipette 30 Tropfen entspricht. Der Tropfen hinterlässt auf der Wasseroberfläche einen kreisförmigen Fleck des Durchmessers $10,0 \text{ cm}$.
 - Berechnen Sie aus diesen Angaben den Durchmesser eines Ölsäuremoleküls.
 - Bestimmen Sie größenordnungsmäßig den Atomradius, wenn man weiß, dass ein Ölsäuremolekül aus 54 Atomen besteht.
- Welche physikalische Größe kann man mit dem Ölfleckversuch abschätzen? Führen Sie diese Abschätzung mithilfe folgender Daten durch:
Man gibt einen Tropfen Ölsäure-Leichtbenzin-Gemisch (chemische Formel der Ölsäure $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$) mit dem Mischungsverhältnis $V_{\text{Öl}} : V_{\text{Benzin}} = 1 : 1000$ auf die Wasseroberfläche. Es entsteht ein in etwa kreisrunder Ölfleck mit einem Radius von etwa $4,00 \text{ cm}$. Das Volumen des Tropfens beträgt etwa $4,00 \text{ mm}^3$.
- Was sind die Folgerungen aus dem „Rutherford'schen Streuexperiment“?