

Datum:

Name & Klasse:

## **Lernaufgabe**

### **Wie können Atome in der Chemie beschrieben werden?**

Unsere Welt ist voller Phänomene, die uns Menschen seit Anbeginn staunen lassen und Fragen aufwerfen. Die **Antworten** auf diese Fragen **variieren** meist je nach dem, welche **geschichtliche Epoche** man betrachtet. So wurden Gewitter beziehungsweise Blitz und Donner vor langer Zeit mit göttlichen Zorn erklärt, wogegen man heute eine naturwissenschaftliche Erklärung dafür hat. Je größer der **Wissensbestand** der Menschheit wird, desto präziser wird unser **Verständnis**, da neue Erkenntnisse einfließen und die Sicht auf Dinge verändert. Genauso verhält es sich mit Konzepten und dem Wissen der Chemie und anderen (natur)wissenschaftlichen Disziplinen: *Neue Forschungsergebnisse erweitern den Horizont und verändern unter Umständen unsere Sicht und unser Verständnis in den betreffenden Bereichen.*

Eine Frage, die die Menschheit seit jeher beschäftigt, ist, woraus unsere Welt besteht. Gibt es einen **kleinsten Baustein**, aus dem man alle Stoffe zusammensetzen kann? Wenn ja, wie lässt sich dieser **beschreiben** und wie haben sich diese Beschreibungen über die Zeit **verändert**? Bevor wir uns allerdings genauer damit beschäftigen, wollen wir uns eigene **Vorstellungen** bewusst machen:

Was stellst du dir als „Grundbaustein aller Stoffe“ vor, aus dem alles aufgebaut ist? Beschreibe mit eigenen Worten in 3-5 ganzen Sätzen deine persönliche Vorstellung! Zeichne eine Skizze und greife auf dein fachliches Vorwissen zurück!

In den **Naturwissenschaften** spricht man von **Atomen**, wenn es um die kleinsten Grundbausteine der Materie geht. Sie sind unfassbar **klein** ( $100 - 400 \cdot 10^{-12} \text{ m}$ ) und damit **nicht beobachtbar**. Daher stützt sich die Chemie (wie andere wissenschaftliche Disziplinen auch) auf sogenannte **Modelle**. Diese werden in vielen Kontexten genutzt, nicht nur in den Naturwissenschaften. Auch im Alltag benutzt man diesen Begriff häufig.

Datum:

Name & Klasse:

Beschreibe in Stichworten, was ein Modell für dich allgemein ausmacht! Zähle mindestens 3 Eigenschaften auf, die ein Modell deiner Meinung nach haben muss!

In den (Natur-)Wissenschaften haben Modelle nach der **Definition** von Stachowiak die folgenden drei **Eigenschaften**:

- Das betreffende Objekt muss **dargestellt/abgebildet** werden. Es **visualisiert**.
- Ein Modell bildet nie die Gesamtheit, sondern immer nur die nach Betrachtung **wichtigsten Eigenschaften** und **Zusammenhänge** ab. Es ist eine **Vereinfachung**.
- Modelle und ihre Funktionsweise sind abhängig von der Zeit, in der sie geschaffen wurden, und von der Person, die sie erschafft oder benutzt. Es ist **subjektiv**.

Man kann Modelle weiters in **Anschauungsmodelle** (konkretes, angreifbares Modell) und **Denkmodelle** (abstrakt, nicht angreifbar) unterscheiden. In der Chemie werden oft Denkmodelle verwendet, da sich Vieles auf **submikroskopischer Ebene** abspielt, die **nicht beobachtbar** ist. Hier haben Modelle (abstrakt oder konkret) einige **Vorteile**. Neben der **Visualisierung** und Erleichterung von **Vorstellungen**, sowie **Verringerung der Komplexität**, können **Hypothesen** und **Prognosen** aufgestellt werden. Weiters werden Sachverhalte **generalisiert** und **einfacher** zugänglich gemacht.

Vergleiche diese Definition in ganzen Sätzen mit deinen oben notierten Vorstellungen! Zähle möglichst viele Gemeinsamkeiten und Unterschiede auf!

Da du nun dein **Vorwissen** zu Atomen aktiviert und das Wesen von **naturwissenschaftlichen Modellen** kennengelernt hast, werdet ihr euch jetzt in Gruppen mit Atommodellen im Laufe der Zeit auseinandersetzen. Die dazugehörige **Aufgabe** findest du auf der folgenden Seite.

Datum:

Name & Klasse:

## Aufgabenstellung

### Wie können Atome in der Chemie beschrieben werden?

#### LEITFRAGEN:

- Wie werden Atome in der Chemie beschrieben?
- Wie haben sich Atommodelle im Laufe der Zeit verändert?

#### SCHRITT 1:

Um diese Fragen zu beantworten bildet ihr **6 Gruppen**. Jede Gruppe bekommt **Informationen** zu einem bestimmten **historischen Atommodell**. In der Gruppe erstellt ihr auf einem A4-Papier nach der nebenstehenden Vorlage einen **Steckbrief** zu eurem Atommodell. Auf diesem Steckbrief sollen (mindestens) folgende Informationen in Stichwörtern zu finden sein:

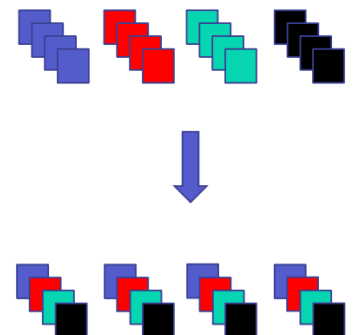
Titel	
Wer und Wann	
Beschreibung des Modells	Skizze
Nutzen + Probleme Besonderheiten	

- **Wer** hat dieses Modell begründet?
- **Wann** ist dieses Modell entstanden?
- **Wie** beschreibt dieses Modell ein Atom? (schriftliche Beschreibung und **SKIZZE**)
- Welche naturwissenschaftlichen Gegebenheiten können damit **erklärt** werden?
- Wo stößt das Modell auf **Probleme**?
- Was ist aus eurer Sicht das **Besondere** an diesem Modell?

Wenn ihr diesen Steckbrief erstellt habt, macht jeweils ein **Foto** davon.

#### SCHRITT 2:

Jetzt bildet ihr **neue Gruppen**: Eine neue Gruppe besteht aus **je einer Person pro Atommodell-Gruppe**, sodass **alle Atommodelle in der neuen Gruppe vertreten** sind. Du **informierst** deine neue Gruppe über euer Atommodell, sodass alle auf demselben Wissensstand sind.



Eure **Aufgabe** in diesen neuen, gemischten Gruppen ist nun:

- Bringt die Atommodelle in **zeitlich richtige Abfolge**!
- Diskutiert, was sich von Modell zu Modell **verändert** hat:
  - Welche Aspekte sind gleich geblieben und übernommen worden?
  - Was hat sich verändert?

**Notiert** auf einem A4-Papier in Stichworten eure Antworten auf die beiden Fragen oben. Diese werden gemeinsam im Plenum **diskutiert** und von allen Gruppen **zusammengefasst**. Mithilfe dieser Erkenntnisse, die ihr gewonnen habt, und der von euch erstellten Steckbriefe, werden wir nun ein **Tafelbild** gestalten, um die Entwicklung der Atommodelle zu zeigen. Das Tafelbild erhaltet in der darauffolgenden Unterrichtsstunde als **Handout**.

Datum:

Name & Klasse:

### SCHRITT 3:

Nachdem du dich nun ausgiebig mit **Atommodellen** und ihrer **historischen Entwicklung** auseinandergesetzt hast, gilt es nun noch festzuhalten, was du gelernt hast. **Beantworte** dazu die untenstehenden **Fragen**.

Anhand eurer Antworten auf die letzte Frage werden wir dann gemeinsam als Klasse in einer **Diskussion**, dem **Wesen der Naturwissenschaften** etwas näher kommen. Dabei steht dann im Fokus, wie in Naturwissenschaften mit **neuem Wissen** umgegangen wird.

Wende nun dein neues Wissen über Atome und ihre Modelle an und verfasse eine Beschreibung eines Atoms! Schreibe 5-7 ganze Sätze.

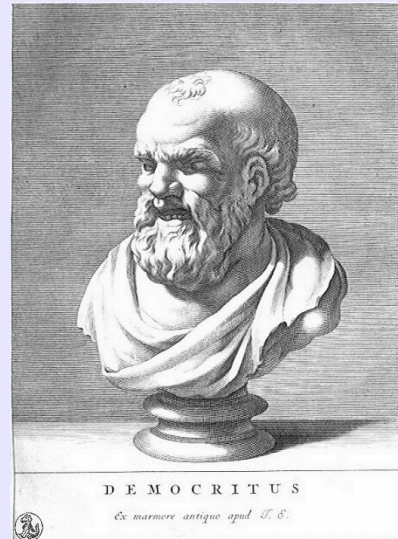
Vergleiche in ganzen Sätzen die obige Beschreibung mit deiner ursprünglichen Vorstellung, die du zu Beginn notiert hast. Nenne Gemeinsamkeiten und Unterschiede

Welches Atommodell wird momentan fachwissenschaftlich am meisten benutzt und passt in den meisten Kontexten? Wird sich das deiner Meinung nach in Zukunft verändern? Begründe deine Antwort in ganzen Sätzen!

## Das Teilchen-Modell

Der Begriff **Atom** geht auf dieses ganz frühe Modell von **Leukipp** und **Demokrit** zurück. Der Begriff Atom ist an das altgriechische Wort **atomos** angelehnt, was **unteilbar** bedeutet. Dieses Modell wurde nicht aufgrund Versuchsergebnissen aufgestellt, sondern ist ausschließlich **abstrakt**<sup>1</sup>. Mit seiner Hilfe lassen sich verschiedenste Phänomene wie **Aggregatzustände** und **Änderungen** von Zuständen beschreiben. Weiters kann man mit diesem Modell, **Diffusion** und **Lösungsvorgänge** erklären.

Für Vieles ist die Vorstellung von Atomen als **winzige, quasi feste Kügelchen** aber nicht genug. Zum Beispiel lassen sich **chemische Reaktionen** schlecht bis gar nicht erklären und von verschiedenen **Elementen** oder gar **Verbindungen** und ihrem Zustandekommen ist keine Rede.



Demokrit,  
gemeinfrei via Wikimedia Commons



Leukipp © Didier Descouens, CC BY-SA 4.0,  
<https://creativecommons.org/licenses/by-sa/4.0> via Wikimedia Commons.

Dennoch leistet dieses Modell aus dem **4. Jahrhundert vor Christus** schon ziemlich viel, denn Demokrit und Leukipp lehrten, dass alle Dinge aus Atomen bestehen würden und zwischen den einzelnen **Atomen als kleinsten Bausteinen** nichts als **leerer Raum** war. Die Annahme von Atomen als kleinsten Teilchen mag zwar falsch sein<sup>2</sup>, die übrigen Behauptungen legten aber den **Grundstein** für alle weiteren Entwicklungen, die das Atommodell betreffen.

<sup>1</sup> Abstrakt bedeutet hier, dass dieses Modell ein reines Gedankenmodell war.

<sup>2</sup> Heute weiß man, dass kleinere Teilchen als Atome existieren. Das sind z.B. Protonen, Neutronen und Elektronen, aber auch Neutrinos, etc.

### Quellen:

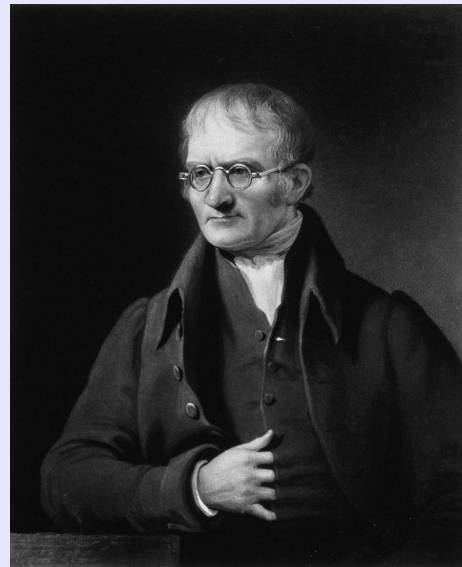
Mortimer, C. E., & Müller, U. (2015) Chemie: *Das Basiswissen der Chemie*. (12. Auflage) Georg Thieme Verlag.

Christen, H.R. (1967). *Atommodelle und chemische Bindung*. (1. Auflage). Umschau-Verlag.

Barke, H.-D.; Harsch, G.; Kröger, S. & Marohn, A. (2018) *Chemididaktik kompakt. Lernprozesse in Theorie und Praxis*. (3. Auflage) Springer-Verlag.

## Das Masse-Modell

**John Daltons** Atommodell griff die Jahrhunderte alte Vorstellung, dass Atome **winzig kleine, unteilbare Teilchen** sind, wieder auf und entwickelte sie weiter. Seine Erkenntnisse basierten auf der **Beobachtung** von **chemischen Reaktionen** und ihren **Gesetzmäßigkeiten**. **1803** veröffentlichte Dalton sein Modell, in welchem die **Unteilbarkeit von Atomen** gefordert wurde. Weiters behauptete Dalton, dass **Atome eines Elements gleich** sind und jene verschiedener Elemente sich unterscheiden. Verbindungen/Moleküle bestehen laut diesem Modell aus **Kombinationen** von Atomen verschiedener Elemente. Dabei enthält eine bestimmte Verbindung immer dieselben Atomsorten im **selben Verhältnis** zueinander. Ein Atom eines Elements kann nicht in ein Atom eines anderen Elements umgewandelt werden. Bei chemischen Reaktionen werden **weder Atome gebildet noch zerstört**, Atome werden lediglich anders **verknüpft**. Außerdem wurde postuliert, dass jedes Atom eine **relative Masse** besitzt. Das war ein großer Fortschritt. Mithilfe dieses Modells formulierte Dalton sein **Gesetz der Multiplen Proportionen**<sup>1</sup>.



John Dalton

© Charles Turner, gemeinfrei via Wikipedia Commons

Allerdings hat dieses Modell die entscheidende Schwäche, dass nach neuestem Wissensstand Atome nicht unteilbar sind, sondern aus **subatomaren Teilchen** (Neutronen, Protonen, Elektronen) bestehen. Zusätzlich nimmt dieses Modell keine Rücksicht auf existierende unterschiedliche **Isotope**<sup>2</sup> ein und desselben Elements. Dies stört jedoch nicht allzu sehr, da Isotope **dieselben chemischen Eigenschaften** haben und der Masseunterschied meist vernachlässigt werden kann.

<sup>1</sup> Wenn zwei Ausgangsstoffe A und B zu mehreren Produkten reagieren können, dann gibt es ein ganzzahliges Verhältnis der Massen von A, die mit einer bestimmten Masse an B reagieren.

<sup>2</sup> Atome desselben Elements, die sich allerdings in der Anzahl ihrer Neutronen und damit ihrer Masse unterscheiden

### Quellen:

Compound Interest. (2016, 13. Oktober). *A History of the Atom: Theories and Models*. Compoundchem. <https://www.compoun/dchem.com2016/10/13/atomicmodels/>

Mortimer, C. E., & Müller, U. (2015) *Chemie: Das Basiswissen der Chemie*. (12. Auflage) Georg Thieme Verlag.



## Das Masse-Ladungs-Modell

Die Entdeckung der **Elektronen** veranlasste **Joseph John Thomson** im Jahre **1904** ein Modell zur Beschreibung von Atomen aufzustellen. Sein Modell des Atoms wird in der Originalsprache Englisch auch als „**plum pudding model**“ (wörtlich Pflaumenpudding) oder **Rosinenkuchenmodell** bezeichnet. In seiner Vorstellung war ein Atom vergleichbar mit einem Kuchenteig, in dem Rosinen eingestreut waren. Dabei entsprechen die Rosinen den **negativ geladenen Elektronen**, die mehr oder weniger **gleichmäßig** in einer **positiv geladenen Masse** (Kuchenteig) verteilt sind. Diese positive Masse wird auch manchmal als Ladungswolke bezeichnet. Sie war in Thomsons Vorstellung **kugelförmig** und glich die negativen Ladungen der darin verteilten Elektronen aus. Damit war das Atom insgesamt betrachtet **ungeladen**. Im Grundzustand ist die **potentielle Energie** der Elektronen am geringsten. Dies kann man so interpretieren, dass sie einen möglichst großen Abstand voneinander haben.

Thomson sah die **positive Ladungswolke als masselos** an. Die Elektronen waren für die Masse des Atoms verantwortlich. Ein solches Atom kann jedoch **nicht stabil** sein, auch wenn die negativen **Ladungen** der Elektronen



Joseph John Thomson

© The Electrician, gemeinfrei via Wikimedia Commons

von der positiven Ladung der Wolke **ausgeglichen** werden. Außerdem waren **viel zu viele Elektronen** notwendig um die damals schon bestimmten Atommassen zu erreichen. Thomson konnte außerdem nachweisen, dass ein **Wasserstoffatom** nur ein einziges Elektron beinhaltet, was nicht mit der Vorhersage seines Modells übereinstimmt.

Der große Fortschritt dieses Modells gegenüber seinem Vorgänger ist die Erkenntnis, dass Elektronen **subatomare Bestandteile**<sup>1</sup> des Atoms sind. Ein großer Nachteil war jedoch, dass viele später erforschten Phänomene nicht mit diesem Modell erklärt werden konnten. Außerdem ist hier nie von einem **Atomkern** die Rede.

<sup>1</sup> Bestandteile eines Atoms, wie Neutron, Proton, Elektron

### Quellen:

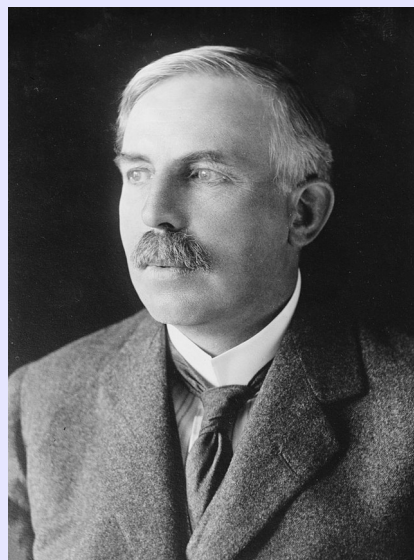
Compound Interest. (2016, 13. Oktober). *A History of the Atom: Theories and Models*. Compoundchem. <https://www.compoundchem.com/2016/10/13/atomicmodels/>

Wikipedia. *Joseph John Thomson*. [https://de.wikipedia.org/wiki/Joseph\\_John\\_Thomson](https://de.wikipedia.org/wiki/Joseph_John_Thomson) (Zuletzt Abgerufen: 30.04.2023)

## Das Kern-Hülle-Modell

**Ernest Rutherfords** berühmtes **Experiment** mit der **Goldfolie** führte zu einer erheblichen Entwicklung bezüglich Atommodellen. Er beschoss eine hauchdünne Goldfolie, die nur einige **Atomschichten** dick war (ca. 0,004 mm), mit **positiv** geladenen sogenannten  **$\alpha$ -Teilchen**. Die meisten dieser Teilchen durchtraten die Folie, ohne abgelenkt zu werden. Das führte Rutherford zur Vermutung, dass die bereits bekannte positive Ladung des Atoms in einem **Kern** konzentriert war.

Dieser Kern wurde vergleichsweise zur Größe des gesamten Atoms als **sehr klein** angenommen. Ein Atom bestand nach Rutherfords Auffassung daher zum größten Teil aus **leerem Raum**, in welchem sich die **Elektronen** mit hoher Geschwindigkeit bewegten. In der Mitte befand sich ein **positiv geladener Kern**, der fast die ganze **Atommasse** ausmacht. Das erklärte das **Versuchsergebnis**, denn die  $\alpha$ -Teilchen werden durch die leichten Elektronen nicht abgelenkt oder gar zurückgeworfen, sondern nur dann, wenn sie auf den vergleichsweise schweren Atomkern treffen.



Ernest Rutherford © George Bentham Bain Collection (Library of Congress), gemeinfrei via Wikimedia Commons

Der Kern besteht aus **Protonen** (für die positive Ladung verantwortlich) und **Neutronen** (nicht geladen). Die sich durch ihre Ladung eigentlich abstoßenden Protonen (und genauso die Neutronen) werden durch die sogenannte **starke Kernkraft** zusammengehalten.

Die Anzahl der Elektronen ist dieselbe wie jene der Protonen, da ein Atom insgesamt **elektrisch neutral** ist. Dieses Modell von 1911 konnte allerdings nicht erklären, warum die Elektronen sich stetig um den Kern **bewegen** konnten.

<sup>1</sup> Positiv geladene Teilchen bestehend aus 2 Neutronen und 2 Protonen (eigentlich Kern eines Heliumatoms)

<sup>2</sup> Eine der vier physikalischen Grundkräfte. Sie ist die stärkste unter ihnen, wirkt aber nur über extrem kurze Entfernungen, also nur solange die Kernteilchen eng beisammen sind.

### Quellen:

Compound Interest. (2016, 13. Oktober). *A History of the Atom: Theories and Models*. Compoundchem. <https://www.compoundchem.com/2016/10/13/atomicmodels/>

Mortimer, C. E., & Müller, U. (2015) *Chemie: Das Basiswissen der Chemie*. (12. Auflage) Georg Thieme Verlag.

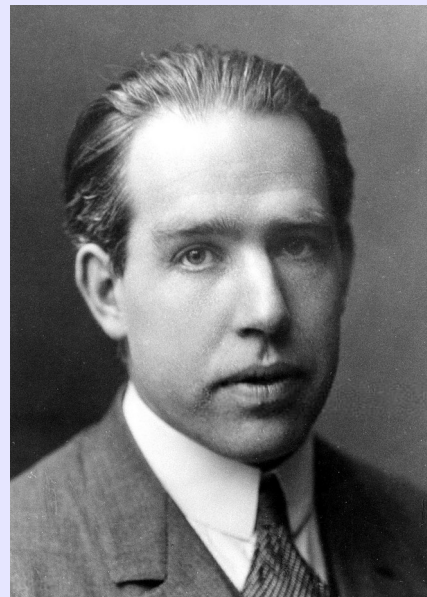


## Das Schalenmodell

1913 wurde das von **Niels Bohr** entwickelte **Schalenmodell** veröffentlicht. Die großen Vorteile dieses Modells waren, dass es bestimmte Phänomene, wie die **Emissions- und Absorptionsspektren**<sup>1</sup> einiger Elemente erklärte und es Elektronen als **bewegte** Teilchen betrachtete. Das gelang Bohr durch die Annahme, dass sich Elektronen nur auf **fixen Kreisbahnen**, mit **festgelegter Energie und Radius** um den Kern bewegen. Diese Bahnen nennt man auch Energieniveaus, Energiezustände, Energierterme oder **Schalen**. Die Schalen benennt man von innen nach außen mit den Großbuchstaben K, L, M, ...

Entscheidend dabei ist, dass sich Elektronen **nur auf diesen Bahnen** bewegen. In der Fachsprache sagt man, dass die Energie der Elektronen **gequantelt** ist. Dies war aber ein **Postulat**, also eine Forderung, und basierte nicht auf neuen Forschungsergebnissen.

Je näher eine solche Schale am Atomkern liegt, desto geringer ist die Energie der Elektronen in dieser Schale. Durch **Energieaufnahme oder -abgabe** können Elektronen zwischen den verschiedenen Schalen **wechseln**. Dabei wird Energie in Form von **Licht bestimmter Wellenlängen** aufgenommen oder abgegeben. Damit konnten **Spektren** verschiedener Elemente



Niels Bohr

© American Institute of Physics,  
gemeinfrei via Wikimedia Commons

erklärt und das des **Wasserstoffatoms** sogar **berechnet** werden. Bei den Spektren von Atomen mit **höherer Ordnungszahl** funktionierte dies jedoch nicht gut.

Man konnte mithilfe des Schalenmodells die **Energieniveaus der Schalen** beim Wasserstoffatom berechnen. Ein großes Problem war jedoch, dass das Modell die **Elektronenbewegung nicht vollständig** erklären konnte. Denn nach den Gesetzen der Physik sollten **bewegte Elektronen** eigentlich Energie verlieren und würden somit irgendwann **in den Kern stürzen**, was jedoch nicht passiert.

<sup>1</sup> Werden Elektronen durch Lichtenergie angeregt, können sie den Energieunterschied zwischen den Energieniveaus überwinden und in ein höheres Energieniveau wechseln. Dazu absorbieren sie spezifische Wellenlängen/Farben (also einen Teil des Lichtes). Dieser Teil fehlt im kontinuierlichen Spektrum (weißes Licht/alle Farben). Fällt das Elektron nach einiger Zeit wieder zurück, gibt es die überschüssige Energie wieder als Licht bestimmter Wellenlänge ab (Emission).

### Quellen:

Compound Interest. (2016, 13. Oktober). *A History of the Atom: Theories and Models*. Compoundchem.

<https://www.compoun/dchem.com2016/10/13/atomicmodels/>

Mortimer, C. E., & Müller, U. (2015) *Chemie: Das Basiswissen der Chemie*. (12. Auflage) Georg Thieme Verlag.

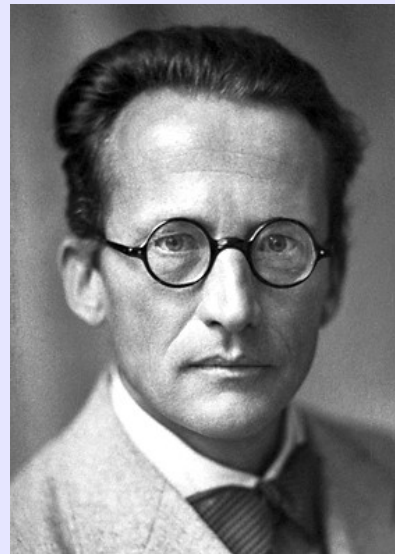
## Das Orbitalmodell

Bedingt durch die Entdeckung des **Wellen-Teilchen-Dualismus**<sup>1</sup> und der **Heißenberg'schen Unschärfe-Relation**<sup>2</sup> entwickelte der Österreicher Erwin Schrödinger 1926 das heute immer noch **aktuelle** Atommodell.

In diesem Modell befinden sich die Elektronen nicht auf festgelegten Bahnen um den Atomkern, sondern in **Wellen**. Es ist unmöglich, den genauen Ort eines Elektrons zu bestimmen, es kann nur von **Wahrscheinlichkeiten** gesprochen werden. Elektronen befinden sich also mit einer gewissen Wahrscheinlichkeit innerhalb eines sogenannten **Orbitals**. Diese Orbitale lassen sich mithilfe der sogenannten **Schrödinger-Gleichung** (zumindest näherungsweise) berechnen.

Sie sind durch 3 Zahlen, die sogenannten **Quantenzahlen** charakterisiert:

- **Hauptquantenzahl n**: Sie gibt das Hauptenergieniveau an.
- **Nebenquantenzahl l**: Sie beschreibt, wie ein (Teil-)Orbital geformt ist.
- **Magnetquantenzahl m**: Sie gibt Auskunft über die räumliche Ausrichtung.



Erwin Schrödinger  
© Nobel Foundation,  
gemeinfrei via Wikimedia Commons

Dieses Modell ist sehr **komplex**, aber es stellt, nach unserem heutigen Wissensstand, die Wirklichkeit am **genauesten** die Wirklichkeit dar und erklärt Phänomene am besten.

Allerdings hat auch dieses Modell seine **Nachteile**. Exakt berechnen konnte man die Größe der Orbitale nämlich **nur für das Wasserstoffatom**. Für alle höheren Atome ist die dafür notwendige Schrödinger-Gleichung **nur näherungsweise** lösbar.

<sup>1</sup> Licht kann sowohl als Welle als auch als Teilchen (Photon) gesehen werden. Dasselbe gilt auch für Elektronen und andere Teilchen. Je nach dem, welche Eigenschaft im Vordergrund steht, interpretiert man Licht/Elektronen als Teilchen oder als Wellen.

<sup>2</sup> Laut dieser Relation ist es nicht möglich, gleichzeitig Ort und Geschwindigkeit bzw. Impuls eines Teilchens exakt zu bestimmen. Durch die exakte Bestimmung des Ortes verfälscht man die Geschwindigkeit und andersherum, da man das Teilchen durch den Vorgang der Messung beeinflusst. (Das Teilchen ist so klein, dass Licht dazu ausreicht.)

### Quellen:

Compound Interest. (2016, 13. Oktober). *A History of the Atom: Theories and Models*.

Compoundchem. <https://www.compoun/dchem.com2016/10/13/atomicmodels/>

Mortimer, C. E., & Müller, U. (2015) *Chemie: Das Basiswissen der Chemie*. (12. Auflage) Georg Thieme Verlag.