

Gliederung der Allg. Chemie, PC-Teil

- 1. Einführung
- 2. Struktur der Materie
- 3. Atombau und Periodensystem
- 4. Chemische Bindung
- 5. Reaktionsgleichungen und Stoffmenge
- 6. Ideale Gasgleichung
- 7. Thermochemie
- 8. Kinetik

1. Einführung

Struktur der Allgemeinen Chemie: Experimental-Vorlesung, Übungen,
Praktikum, Prüfungen
Vorlesungszeiten

Beiträge aus der Phys. Chemie, Anorg. Chemie und Org. Chemie

Was ist Chemie?

Einigermaßen zutreffend ist die folgende Definition: Chemie ist die Lehre von den Reaktionen, dem Aufbau und den Eigenschaften der Stoffe.

Teilgebiete der Chemie

Hauptgebiete

- Analytische Chemie
- Anorganische Chemie
- Organische Chemie
- Physikalische Chemie
- Technische Chemie
- Theoretische Chemie

Spezialgebiete

- Biochemie
- Kernchemie
- Lebensmittelchemie
- Pharmazeutische Chemie
- Polymerchemie
- Strahlenchemie

Geschichte der Chemie: siehe Einleitung des empfohlenen Buchs

Empfohlenes Buch: “Chemie” von Mortimer

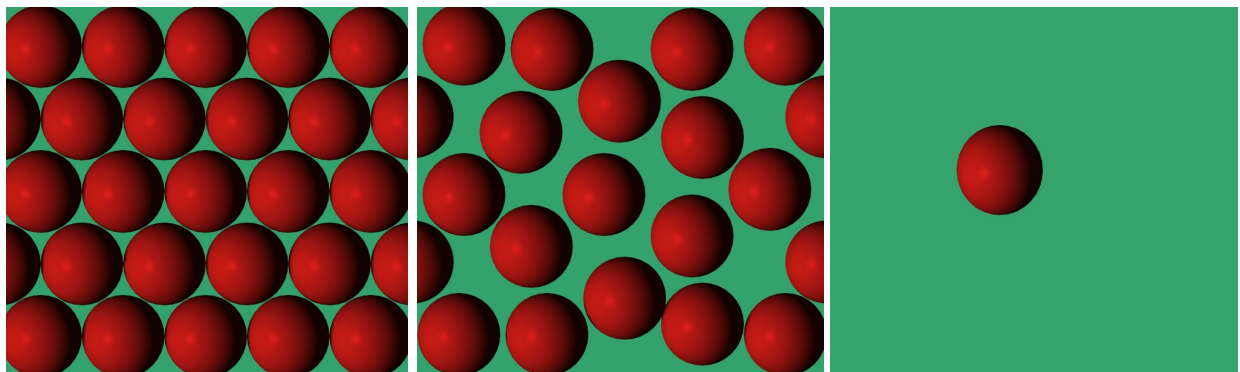
2. Struktur der Materie

Aggregatzustände

Die Materie kommt in drei verschiedenen Aggregatzuständen vor:

- Festkörper: Form und Volumen hängen nur wenig von äußeren Bedingungen ab.
- Flüssigkeiten: Das Volumen hängt nur wenig von den äußeren Bedingungen (Druck und Temperatur) ab. Eine Flüssigkeit nimmt die Form des Gefäßes an, in dem sie sich befindet.
- Gase: Form und Volumen hängen von äußeren Bedingungen ab.

Eine andere Art der Bezeichnung: Ein bestimmter Stoff liegt in der flüssigen Phase vor.



Kristall

Flüssigkeit

Gas

Festkörper bestehen i. a. aus Kristallen mit einer regelmäßigen Anordnung der Teilchen. In Flüssigkeiten ist die Anordnung unregelmäßig und ändert sich fortlaufend. Das freie Volumen ist größer als in Kristallen. In Gasen sind bei Normaldruck die Abstände der Teilchen deutlich größer als ihre Durchmesser.

Vorgeführte Substanzen

Festkörper

- Lithium (schneidbar), Aluminium, Eisen (hart wie Stahl)
- Bergkristall(Quarz), Quarzglas, Glas
- Granit
- Steinsalz im Stück, Natriumchlorid als Pulver, Alaun
- Benzoesäure, Paraffin
- Nylon, Polyethylen

Flüssigkeiten

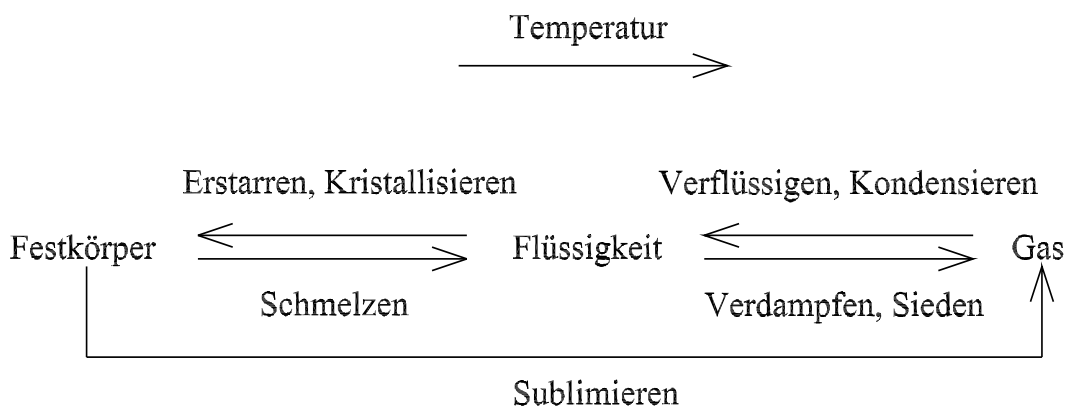
- Quecksilber
- Wasser, Schwefelsäure, Brom
- Hexan, Paraffinöl
- Aceton, Ethanol

Gase

- Stickstoff, Sauerstoff, Kohlendioxid, Argon, Helium
- Methan, Propan
- Stickstoffdioxid, Iod, Brom

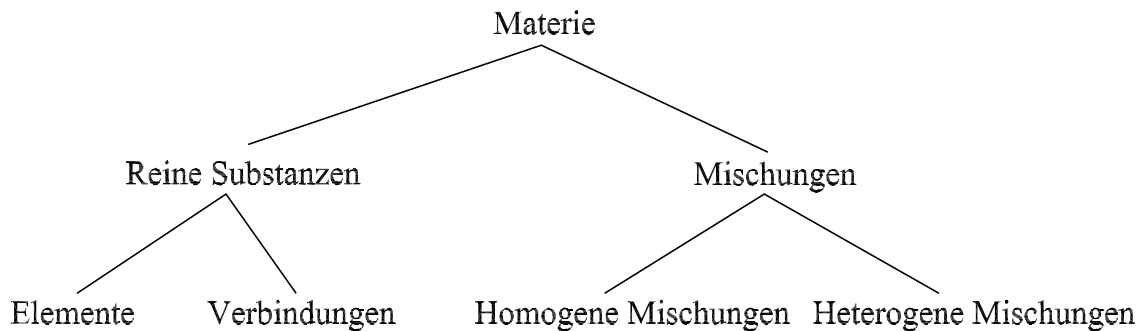
Phasenumwandlungen

Durch Temperatur- und/oder Druckänderungen kann man die einzelnen Aggregatzustände oder Phasen ineinander umwandeln. Hier sollen nur die Phasenumwandlungen durch Temperaturänderungen diskutiert werden.



Experimente: Herstellung und Sublimation von Kohlendioxid
Verdampfen von flüssigem Stickstoff

Einteilung der Materie nach der Art der Zusammensetzung



Experimente:

Herstellung einer homogenen Mischung von Schwefel in Schwefelkohlenstoff oder Toluol

Gewinnung einer reinen Substanz aus einer homogenen Mischung (Schwefel in Schwefelkohlenstoff oder Toluol)

Herstellung einer heterogenen Mischung von Schwefel und Eisen

Gewinnung einer reinen Substanz aus einer heterogenen Mischung (Schwefel und Eisen)

Herstellung von homogenen und heterogenen Mischungen von Flüssigkeiten (Wasser/Ethanol und Wasser/Octanol)

Definition von Element und Verbindung

Ein Element ist eine Substanz, die sich nicht mehr in weitere Substanzen zerlegen lässt.

Eine Verbindung ist eine Substanz, die aus mindestens zwei verschiedenen Elementen aufgebaut ist.

Synthese, Analyse

Synthese einer Verbindung

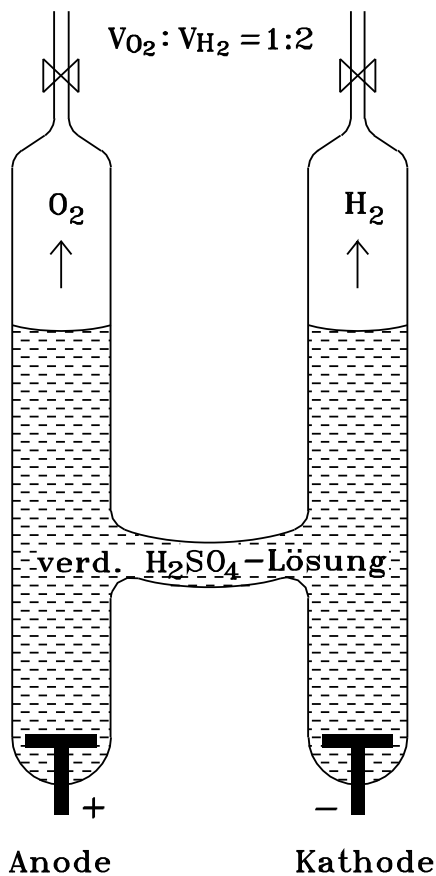
Experiment: Eisensulfid aus Eisen und Schwefel

Nachweis, dass eine Reaktion stattgefunden hat

Analyse von Verbindungen, z. B. Zerlegung einer Verbindung in Elemente

Experiment: Wasserelektrolyse, Nachweis der entstandenen Elemente

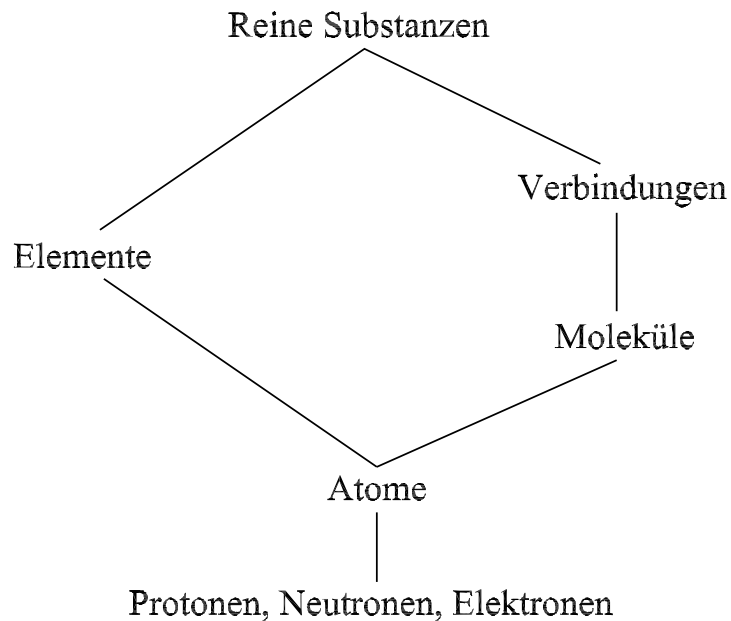
Wasserstoff und Sauerstoff, Vergleich der entstandenen Volumina



Thermolyse von Quecksilberoxid, Nachweis der entstandenen Elemente
Sauerstoff und Quecksilber

Atome und Moleküle

Setzt man das Schema über die Einteilung der Materie in den mikroskopischen Bereich fort, so erhält man folgendes Schema



Atome sind die kleinste, nicht mehr ohne Identitätsverlust teilbare Einheit eines Elements.

Moleküle sind die kleinste, nicht mehr ohne Identitätsverlust teilbare Einheit einer Verbindung. Zerlegt man Moleküle, so entstehen Atome.

Zerlegt man Atome weiter, so entstehen die Elementarteilchen Protonen, Neutronen und Elektronen.

Beispiel

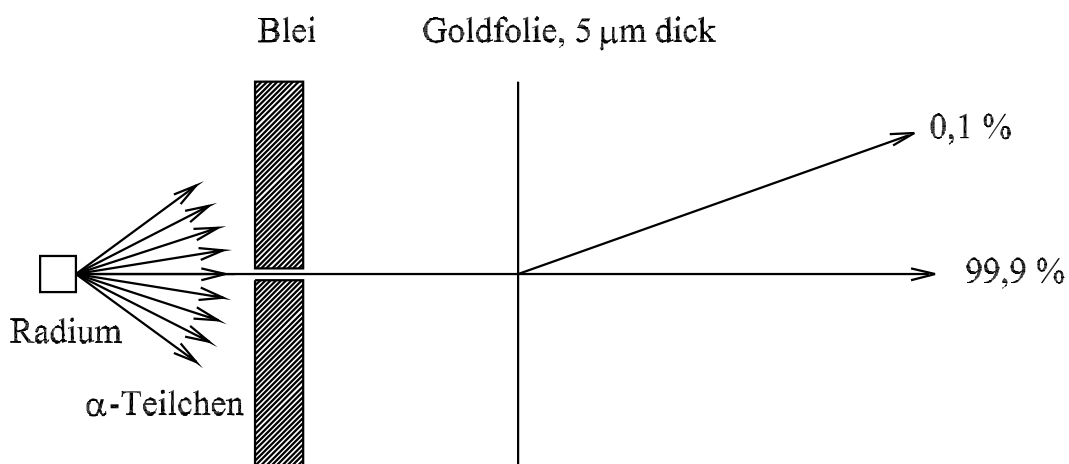
Wasser → Wassermoleküle → Wasserstoff- und Sauerstoffatome → Protonen, Neutronen und Elektronen

Alles, was wir um uns herum an natürlichen und vom Menschen produzierten Dingen sehen, besteht im Endeffekt aus Protonen, Neutronen und Elektronen.

3. Atombau und Periodensystem

Aufbau der Atome

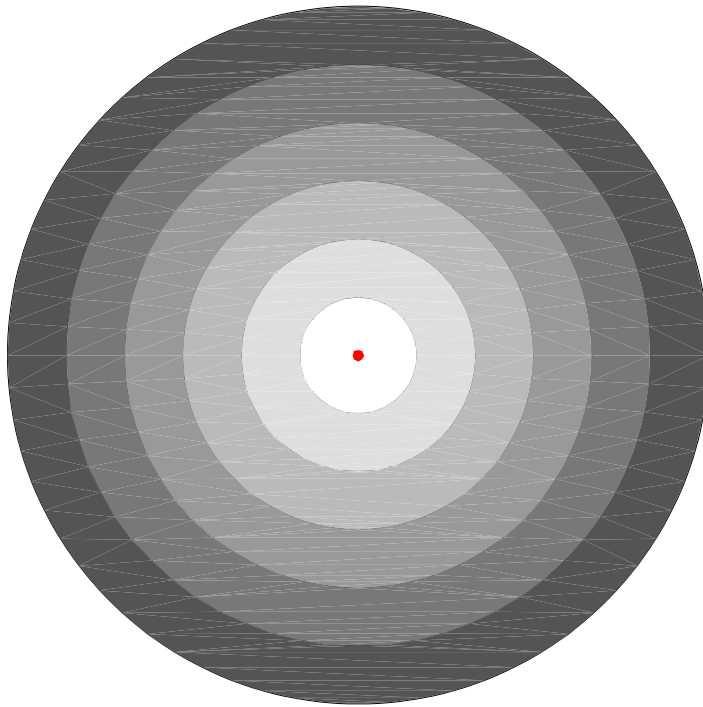
Experiment von Rutherford



Folgerung

- Die α -Teilchen müssen sehr klein sein.
- Die Atome bestehen im wesentlichen aus leerem Raum
- Die Hauptmasse des Atoms muss sich in einem winzigen Volumen (Atomkern) befinden
- Nur wenn das "schwere" α -Teilchen den Atomkern trifft, wird es abgelenkt
- Die äußeren leichten Teilchen werden vom schweren α -Teilchen weggeschleudert, ohne dass das α -Teilchen seine Bahn wesentlich verändert

Größe der Atome und des Atomkerns



Der rote Punkt symbolisiert den Atomkern, die Grauwerte die Verteilung der Elektronen.

Durchmesser des Atomkerns: etwa 0,01 pm

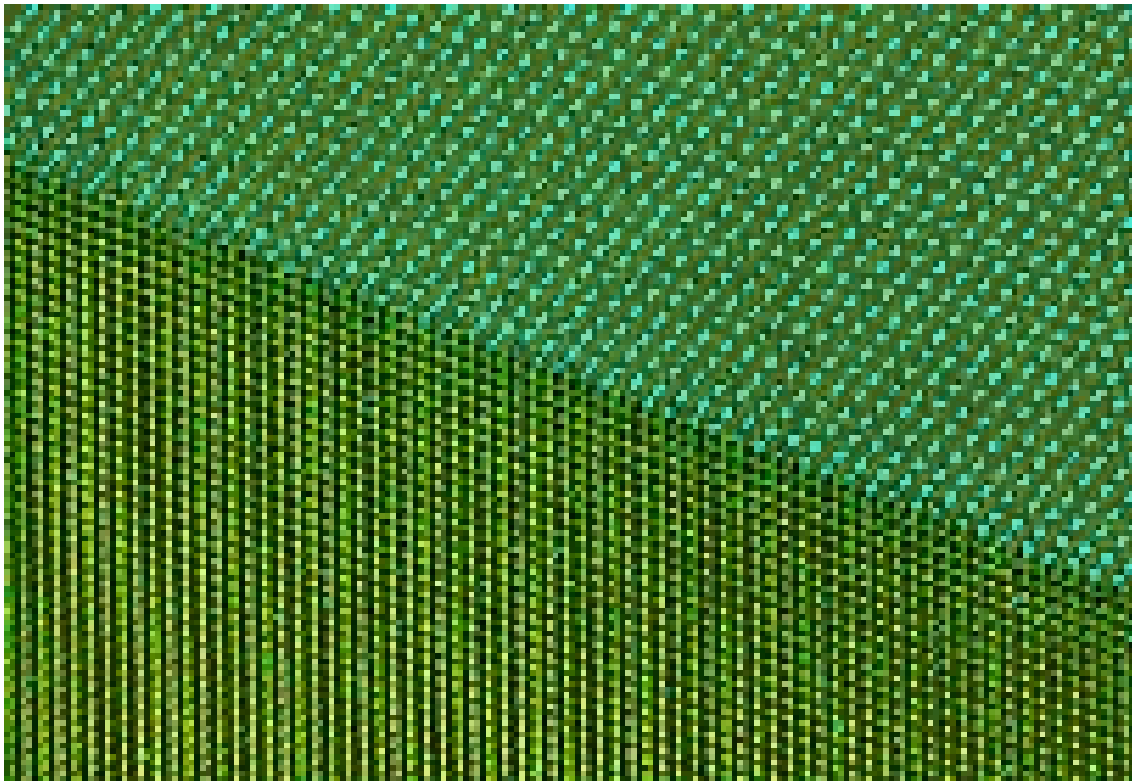
Durchmesser des Atoms: etwa 100 bis 200 pm

Der Atomkern enthält die schweren Protonen und Neutronen

Der Atomkern enthält 99,95% der Atommasse

Außen befinden sich die leichten Elektronen

Es gibt Verfahren, um Atome “sichtbar” zu machen, z. B. mit der Elektronenmikroskopie, mit der man eine Auflösung von unter 0,1 nm erreicht!



Das Bild zeigt die Grenzfläche eines aus Aluminium und Germanium bestehenden Kristalls mit atomarer Auflösung.

Elementarteilchen

	Masse/g	Ladung/C	Symbol
Elektron	$9,1096 \cdot 10^{-28}$	$-1,602 \cdot 10^{-19}$	e
Proton	$1,6726 \cdot 10^{-24}$	$+1,602 \cdot 10^{-19}$	p
Neutron	$1,6750 \cdot 10^{-24}$	0	n

Das Elektron ist etwa 2000-mal leichter als die schweren Teilchen.

Die Massen von Proton und Neutron sind fast gleich. Die etwas größere Masse des Neutrons hängt mit dem Zerfall des freien Neutrons in ein Proton (und andere Teilchen) unter Energieabgabe zusammen.

Die Ladungen von Elektron und Proton sind abgesehen vom Vorzeichen identisch. Die Ladung dieser Teilchen sind die kleinsten beobachtbaren Ladungen. Man bezeichnet sie daher auch als

$$\text{Elementarladung } e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

Experiment zur Bestimmung der Eigenschaften von Elementarteilchen:
Wirkung eines Magnetfeldes auf bewegte Elektronen (Lorentz-Kraft) in einem Oszillographen

Zahl der Elementarteilchen in Atomen

Bei neutralen Atomen muss gelten:

Zahl der Protonen = Zahl der Elektronen.

Für diese Zahl hat man auch den Begriff der Ordnungszahl Z eingeführt.

$Z = \text{Zahl der Protonen} = \text{Zahl der Elektronen}$

Unter der Massenzahl MZ versteht man die Zahl der schweren Teilchen im Atomkern.

$$MZ = N_p + N_n$$

Bei bekannter Ordnungs- und Massenzahl lässt sich die Zahl aller Teilchen in einem Atom bestimmen.

Ist ein Atom geladen, so wird es als Ion bezeichnet. Negativ geladene Ionen: Anionen, positiv geladene Kationen. Bei Anionen übersteigt die Zahl der Elektronen die der Protonen um die Zahl der überschüssigen Ladungen. Bei Kationen gilt das Umgekehrte.

Einige Beispiele

Element	Symbol	Z	MZ	Nn
Wasserstoff	H	1	1	0
Helium	He	2	4	2
Lithium	Li	3	7	4
Beryllium	Be	4	9	5
Bor	B	5	11	6
Kohlenstoff	C	6	12	6
Stickstoff	N	7	14	7
Sauerstoff	O	8	16	8

Zu den Elementsymbolen: Meist Anfangsbuchstaben der Elemente.
H von lat. Hydrogenium, C von lat. Carboneum, O von lat. Oxygenium.

Die Zahl der Neutronen stimmt bei den leichten Elementen etwa mit der Zahl der Protonen überein. Sie dienen zur “Verdünnung” der durch die Protonen eingebrachten und abstoßend wirkenden Ladungen.

Isotope sind Elemente mit unterschiedlicher Neutronenzahl bei gleicher Ordnungszahl.

Isotope unterscheiden sich in ihren chemischen Eigenschaften nur wenig. Deswegen werden sie auch i. a. mit dem gleichen Elementnamen bezeichnet. In der obigen Tabelle sind die Massen- und Neutronenzahlen des häufigsten Isotops angegeben.

Ausnahme bei der Bezeichnung: normaler Wasserstoff $Nn = 0$

Deuterium $Nn = 1$

Tritium $Nn = 2$

Bezeichnung anderer Isotope: ${}^{235}_{92}\text{U}$ und ${}^{238}_{92}\text{U}$, oben MZ unten Z .

Reinelemente (z. B. Na und Al) bestehen aus einem einzigen Isotop.

Aufbau der Elektronenhülle

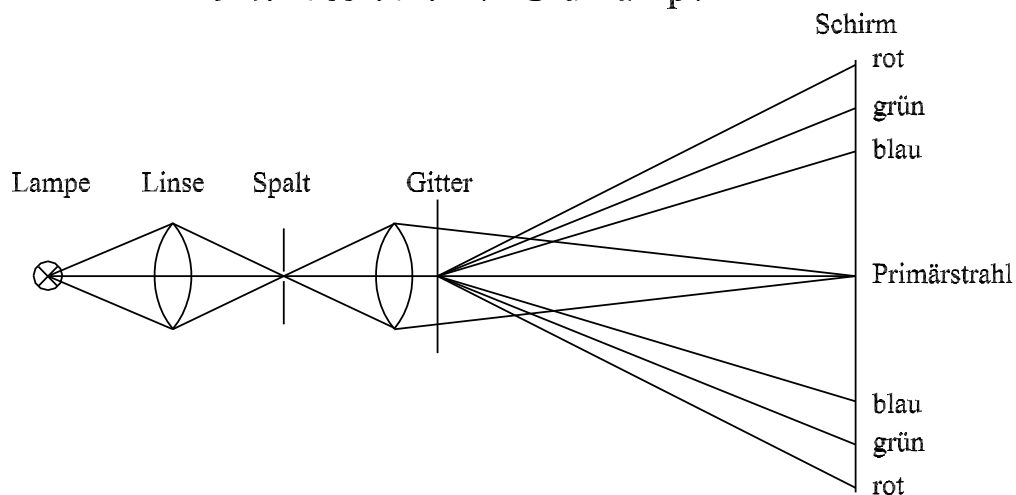
Die wichtigsten Informationen zum Verständnis des Aufbaus der Elektronenhülle stammen aus der Untersuchung des Lichts, das von hoch erhitzten Atomen in der Gasphase abgegeben wird (Emission von Licht, Experiment Wasserstoffspektrum). Mit Spektrographen wird dieses Licht in seine einzelnen Farben zerlegt und registriert. Das Ergebnis ist eine Kurve, bei der die Intensität über der Frequenz oder Wellenlänge aufgetragen ist, ein sog. Spektrum des untersuchten Elements.

Bei den Elementen bestehen die Spektren aus einzelnen Linien, d. h. die Emissionen erfolgen nur bei einigen Frequenzen. Von besonderem Interesse war die Untersuchung des Spektrums des Wasserstoffatoms als einfachstem Element.

Experiment: Spektrum einer Glühlampe

Spektrum einer Wasserstofflampe

Lichtemission einer Glühlampe



Emission von Wasserstoff im Bereich des sichtbaren Lichts bei
410,2; 434,0; 486,1; 656,3 nm

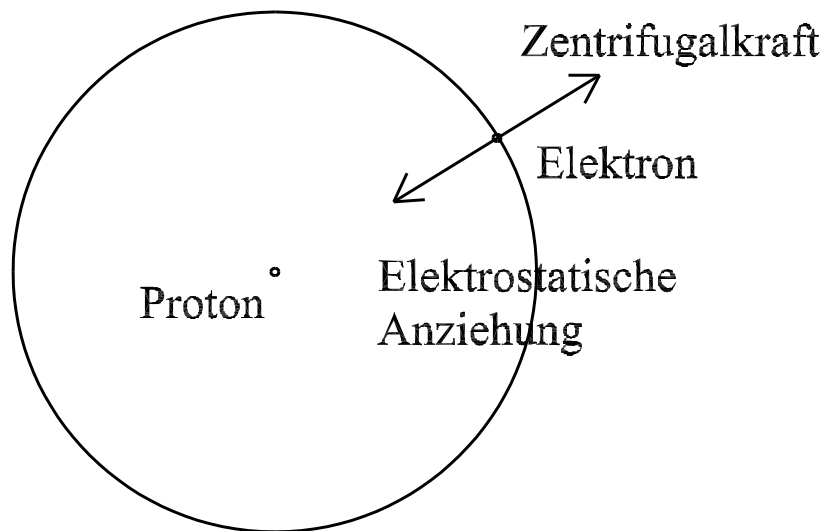
Von Balmer war eine Formel gefunden worden, mit der sich die Wellenlängen der Emission des Wasserstoffs mit hohen Genauigkeit

berechnen ließen.

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right); \quad R = 1,0974 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$$

m und n sind ganze Zahlen. So ergibt sich die Linie bei 656,3 nm mit $m = 2$ und $n = 3$. Der Gleichung von Balmer lag keine Theorie zugrunde. Sie war aus den experimentellen Ergebnissen heraus gefunden worden.

Die Aufgabe der Theorie war, diesen experimentellen Befund aus einer Theorie herzuleiten. Um 1900 waren die Mechanik und die Elektrodynamik bereits weit entwickelt und man versuchte daher, folgendes mechanische Modell auf das Wasserstoffatom anzuwenden.



Das leichte Elektron bewegt sich auf einer Kreisbahn um das schwere Proton. Bei gegebenem Radius wird die Geschwindigkeit so gewählt, dass sich die elektrostatische Anziehung und die Zentrifugalkraft aufheben. Dieses Modell bringt zwei Probleme mit sich.

1) Zu jedem vorgegebenem Radius gibt es eine - hier nicht berechnete - Energie des Wasserstoffatoms. In einem hoch erhitzten Gas sollten daher Wasserstoffatome mit verschiedenen Radien existieren. Das Modell nahm weiterhin an, dass die Lichtemission dadurch zustande kommt, das ein Wasserstoffatom mit einem großen Radius sich verkleinert und die frei werdende Energie als Photon mit der Energie $E = h\nu$ emittiert wird. Das würde zu einer Lichtemission mit allen möglichen Frequenzen, d. h. weißem Licht, führen. Dies wurde aber im Experiment gerade nicht beobachtet.

2) Das Elektron bewegt sich auf einer Kreisbahn, d. h. es wird beschleunigt. Die Elektrodynamik sagt nun voraus, dass eine beschleunigte Ladung eine elektromagnetische Welle emittiert (z. B. bei der Bewegung der Elektronen in einer Antenne), d. h. das Wasserstoffatom würde laufend Energie verlieren und das Elektron nach einiger Zeit in das Proton stürzen. Auch das wird im Experiment nicht beobachtet.

Dieses Problem und ähnliche (Strahlung des schwarzen Körpers) haben zu der Erkenntnis geführt, dass die Mechanik im mikroskopischen Bereich versagt und eine neue Theorie benötigt wird.

Nach Vorarbeiten von Planck (Plancksche Strahlungsformel, Einführung des Wirkungsquantums h), Einstein (photoelektrischer Effekt) und Bohr (Bohrsches Wasserstoffmodell) wurde schließlich in den Jahren ab 1920 von Heisenberg und Schrödinger die Quantenmechanik (Schrödinger-Gleichung) entwickelt.

Die Anwendung der Schrödinger-Gleichung ist leider kompliziert und kann daher erst in den Vorlesungen der Theoretischen Chemie besprochen werden.

Wir werden uns daher nur einige Erkenntnisse der Quantenmechanik über das Wasserstoffatom ansehen.

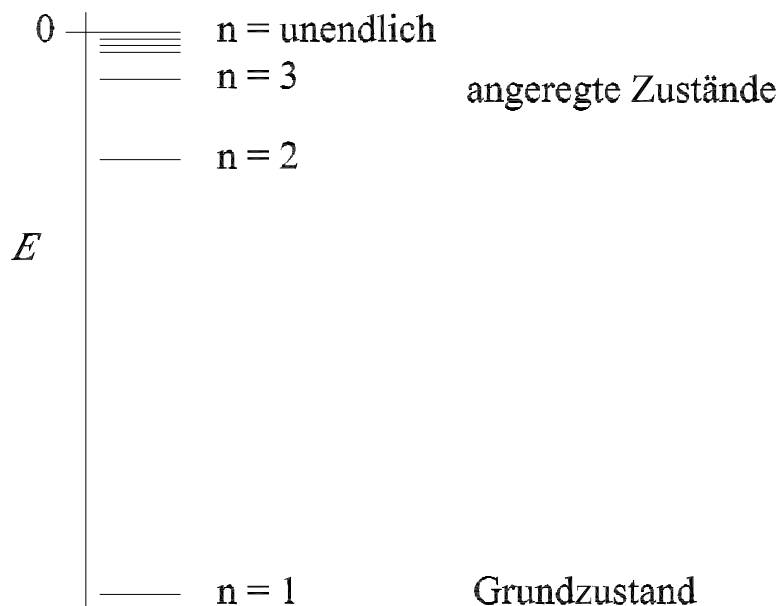
Einige quantenmechanische Erkenntnisse zum Wasserstoffatom

Die Quantenmechanik liefert für das Wasserstoffatom eine größere Zahl zulässiger Energien und zu jeder Energie eine Wellenfunktion $\psi(x,y,z)$. Das Quadrat der Wellenfunktion multipliziert mit einem Volumen ergibt die Aufenthaltswahrscheinlichkeit des Elektrons in diesem Volumen.

Die Energien sind

$$E = -\frac{m e^4}{8 \epsilon_0^2 h^2} \frac{1}{n^2}; \quad n = 1, 2, 3 \dots \text{ (Hauptquantenzahl)}$$

m ist die Masse des Elektrons und $\epsilon_0 = 8,854 \cdot 10^{-12} \text{ As/Vm}$ die Dielektrizitätskonstante des Vakuums.



Die Balmer-Formel entsteht daraus durch Bildung der Differenz zwischen zwei Energien mit den Hauptquantenzahlen n und m . Diese Energiedifferenz wird als Photon emittiert.

$$h\nu = \Delta E = \frac{m e^4}{8 \epsilon_0^2 h^2} \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

Mit $c = \lambda \nu$ lässt sich aus der Frequenz ν die Wellenlänge λ berechnen.

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{m e^4}{8 c \varepsilon_0^2 h^3} \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

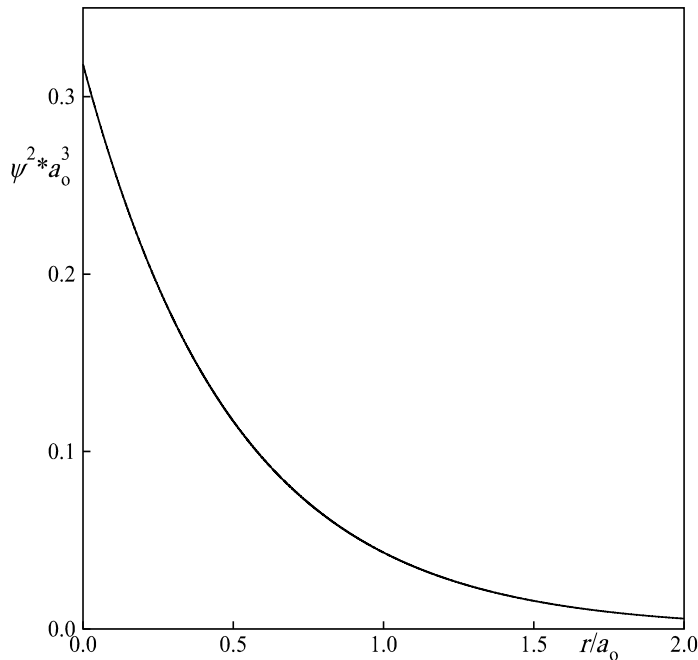
d. h. wir erhalten die Balmer-Formel und auch der Wert der Konstante R wird korrekt berechnet.

Die Wellenfunktion zum Zustand mit der Hauptquantenzahl $n = 1$ ist

$$\psi = \frac{1}{\sqrt{\pi a_0^3}} \exp(-r/a_0)$$

wobei r den Abstand des Elektrons zum Proton darstellt. Die Funktion weist keine Abhängigkeit von der Richtung im Raum auf.

$a_0 = \frac{\varepsilon_0 h^2}{\pi m e^2} = 52,9 \text{ pm}$ ist der sog. Bohrsche Radius, d. h. der von der Bohrschen Theorie berechnete Radius des Wasserstoffatoms im Grundzustand.



Die Aufenthaltswahrscheinlichkeit des Elektrons ist daher in Kernnähe maximal und nimmt für $r \rightarrow \infty$ auf 0 ab. Berechnet man die Aufenthaltswahrscheinlichkeit des Elektrons im gesamten Raum um das Protons, d. h. bis $r \rightarrow \infty$, so findet man korrekt 1.