

Inhalt:

- [2.1 - Das Kern - Hülle - Modell](#)
- [2.2 - Der Atomkern](#)
- [2.3 - Die Elektronenhülle](#)
- [2.4 - Übungsaufgaben](#)
- [2.5 - Lernkontrolle](#)
- [2.6 - Literatur](#)
- [2.7 - Web-Links](#)

Lernziele:

Nach der Bearbeitung dieses Kapitels sollten Sie



- die Elementarteilchen und ihre wichtigsten Eigenschaften kennen
- die Begriffe "Ordnungszahl", "Masse", "Massenzahl", "Isotope" definieren und beschreiben können
- die klassischen Arten radioaktiver Strahlung und das Vorgehen bei einer Kernspaltung kennen
- den Begriff "Ionisierungsenergie" kennen und das Bohr'sche Atommodell beschreiben können
- die einfachsten Orbitaltypen kennen und beschreiben können
- das Orbitalmodell beschreiben und anwenden können
- den grundlegenden Aufbau des Periodensystems der Elemente kennen
- die Namen "de Broglie", "Schrödinger", "Heisenberg", "Pauli" kennen und mit Erkenntnissen der Atomtheorie verknüpfen können
- in der Lage sein die Elektronenkonfiguration eines Elementes herzuleiten und die Anzahl der Valenzelektronen nennen zu können

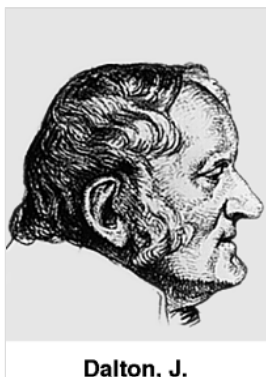
2.1 Das Kern - Hülle - Modell

Der französische Chemiker [Antoine Laurent Lavoisier](#) revolutionierte im 18. Jahrhundert die Chemie. Durch sein wissenschaftliches Vorgehen stiess er einige bis dahin gefestigte Anschauungen um und machte die Chemie zu einer exakten Wissenschaft. Seine Ausführungen und Experimente führten ihn zum selben Schluss, den griechische Philosophen bereits über 2000 Jahre zuvor machten: Die Materie muss aus sehr kleinen, unteilbaren Teilchen, den Atomen, bestehen. Er selbst begründete den Begriff [Element](#) neu. Nach der inzwischen veralteten Vorstellung von Aristoteles hatten die vier Elemente Feuer, Wasser, Luft und Erde bestanden. Lavoisier beschrieb ein Element als den kleinsten und reinsten Bestandteil der Materie. Es blieb dem französischen Wissenschaftler allerdings verwehrt, tiefer in die Materie einblicken zu können und ihre Bestandteile zu ergründen. Die Zeit dafür war noch nicht reif.



Lavoisier, A. L.

Bild 2.1: Antoine Laurent Lavoisier



Dalton, J.

Bild 2.2: John Dalton

Erst viele Jahre später, anfangs des 19. Jahrhunderts, nahm [John Dalton](#) die philosophischen Gedanken von [Leukippos von Milet](#) und [Demokritos von Abdera](#) wieder auf und vereinte sie mit den Folgerungen Lavoisiers: Wenn Elemente die reinsten Stoffe der Materie sind und die Materie aus sehr kleinen Teilchen, den Atomen, besteht, muss ein Element ein Stoff sein, der aus nur einer einzigen Art von Atomen besteht. Diese These stützte Dalton durch Experimente, mit welchen er zeigen konnte, dass Elemente immer nur in ganz bestimmten Massenverhältnissen miteinander reagieren. Die Vorstellung einer chemischen Reaktion bestand darin, dass die einzelnen Elemente sich neu gruppieren, sich verbinden, aber nicht verloren

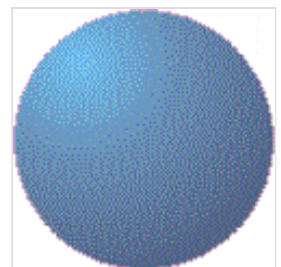


Bild 2.3: Dalton's Atome

gehen oder sich in "Luft" auflösen können. Dalton definierte Atome erneut als kleinste Bausteine der Materie, die sich weder vernichten noch teilen lassen. Nach seiner Vorstellung waren Atome kleine, einheitliche Materiekugeln, aufgebaut wie winzig kleine Murmeln. Er schuf nebenbei eine eigene Symbolschrift, um die einzelnen Elemente durch Symbole darzustellen. Dabei lehnte er sich aber stark an bereits erschaffene Symbole früherer Zeit an. [Frühere Elementsymbole](#), [Elementsymbole wie sie Dalton](#) verwendete.



Thomson, J. J.

Bild 2.6: Joseph John Thomson

Im Laufe der nächsten Jahre und Jahrzehnte wurden viele Erkenntnisse über Elemente, Atome und ihre Eigenschaften untersucht und gesammelt. Das Bild, das John Dalton um 1806 von einem Atom gezeichnet hatte, hielt sich aber hartnäckig, resp. es gab keine Experimente oder Daten, die eine tiefere Einsicht in ein Atom erlaubt hätten. Erst gegen Ende des 19. Jahrhunderts, 1897, führten Experimente des englischen Physikers [Joseph John Thomson](#) zu neuen Erkenntnissen in der Atomtheorie.

In seinen Experimenten, in denen er Elektrizitätsphänomene untersuchte, fand er Teilchen, die sich zu einem [Strahl](#) bündeln und mittels Magneten ablenken liessen. Die neu gefundenen Teilchen nannte er "Korpuskel". Thomson konnte zeigen, dass die Korpuskel elektrisch geladen sind und Bestandteile von Atomen sein müssen. So lag nun erstmals der Gedanke vor, Atome seien nicht einfache Materiekugeln, sondern sie müssen selbst aus weiteren, noch kleineren Teilchen, den Elementarteilchen, aufgebaut sein.

Für seine Arbeiten wurde [John Joseph Thomson](#) 1906 mit dem Nobelpreis für Physik ausgezeichnet.

Kathodenstrahlen



Rutherford, E.

Bild 2.7: Sir Ernest Rutherford

Etwas später, im Jahr 1911, wurde die wissenschaftliche Welt aufmerksam auf den Neuseeländer [Sir Ernest Rutherford](#). Die Ergebnisse seiner Experimente deckten sich mit denen von Thomson. In einem historischen [Experiment](#) beschoss Rutherford eine hauchdünne Goldfolie mit α -Strahlen einer radioaktiven Probe und stellte fest, dass die grosse Mehrheit der Strahlen die Goldfolie ungehindert passierte.

Der folgerichtige Schluss, den er daraus zog, war, dass Atome keineswegs [feste Materiekugeln](#) sein konnten, sondern für gewisse Strahlen durchlässig sind. Da α -Strahlung selbst Materiestrahlung ist, wird sie selbst besonders effizient durch andere Massenträger abgelenkt. Diese Massenträger in der Goldfolie mussten aber enorm klein sein im Vergleich zur Grösse des gesamten Atoms. [Rutherford](#) postulierte folgerichtig das Kern-Hülle-Modell des Atoms, d. h. ein Atom ist grundsätzlich so aufgebaut, dass es einen winzig

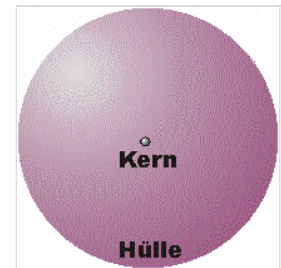


Bild 2.8: Atommodell nach Niels Bohr

kleinen, aber massereichen Kern und eine nahezu masselose, verhältnismässig aber grosse Hülle besitzt.

Die königliche Akademie der Wissenschaften ehrte Sir Ernest Rutherford bereits 1908 mit dem [Nobelpreis für Chemie](#) für seine wissenschaftlichen Arbeiten im Zusammenhang mit radioaktiver Strahlung.

2.2 Der Atomkern

Nach diesem ersten Erfolg wurden [Atome](#) genauer untersucht. Immer raffiniertere Experimente und genauere Messinstrumente erlaubten es immer kleinere Teilchen nachzuweisen. So wurden in den Kernen

der Atome weitere Bestandteile, Elementarteilchen, gefunden, die einen Atomkern aufbauen. Als erstes Kernteilchen wurde das [Proton](#) nachgewiesen, seinen Namen erhielt es von Sir Ernest Rutherford um 1920. Das Proton ist ein massereiches Teilchen, genau wie es vorhergesagt war.

Seine exakte Masse beträgt $m(p) = 1.67265 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

(Quelle: Handbook of Chemistry and Physics 63rd Edition 1983)

Da es sich hier um eine extrem kleine Masse handelt, wird eine spezielle Einheit zu deren Beschreibung verwendet, die [atomare Masseneinheit](#) mit der Einheit u. Ein u entspricht einem Zwölftel der Masse eines ^{12}C -Kernes ($1u = 1.66056 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$; (Quelle: Handbook of Chemistry and Physics 63rd Edition 1983)). Die Masse eines Protons ausgedrückt in der atomaren Masseneinheit entspricht demzufolge

$m(p) = 1.007276 \text{ u}$



John Dalton hatte bereits 100 Jahre zuvor bemerkt, dass sich die Atome verschiedener Elemente unterscheiden. Sie unterscheiden sich z. B. im Aufbau ihrer Kerne. Die Kerne verschiedener Elemente weisen eine unterschiedliche Anzahl von Protonen auf. Die Anzahl der Protonen, die sich in einem Atomkern befindet, wird mit der [Ordnungszahl](#) ausgedrückt.

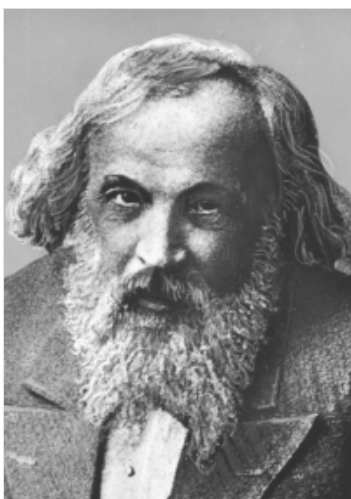
[Die Ordnungszahl](#)

wird konventionsgemäss dem Elementsymbol vor- und tiefgestellt. Da Symbol und Ordnungszahl aber eindeutig miteinander verknüpft sind, wird häufig auf das Schreiben der Ordnungszahl verzichtet.

^{26}Fe	Das Element Eisen besitzt einen Kern mit 26 Protonen
^{79}Au	Das Element Gold besitzt einen Kern mit 79 Protonen
^{47}Ag	Das Element Silber besitzt einen Kern mit 47 Protonen

Tabelle 2.1: Ordnungszahlen und Protonenzahl

Das [Periodensystem der Elemente](#)  beinhaltet alle natürlich vorkommenden oder künstlich hergestellten Elemente. Es wurde fast gleichzeitig vom russischen Chemiker [Dimitrij Ivanovic Mendelejew](#) und vom deutschen Chemiker Julius Lothar Meyer entwickelt. Mendelejew ordnete die Elemente nach steigenden Massen an und berücksichtigte eine regelmässige Änderung der Eigenschaften der Elemente in periodischer Weise. Dies führte zu dem auf den ersten Blick eigenartigen Aufbau, doch mit dieser [Darstellung](#)  stehen chemisch ähnliche Elemente im [Periodensystem](#) untereinander.



Mendelejew, D. I.

Bild 2.11: Dimitrij Ivanovic Mendelejew

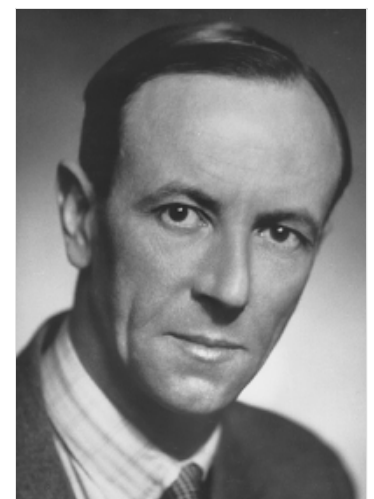
Bald nach der Entdeckung des Protons wurde ein weiteres Elementarteilchen, das sich im Kern befindet, postuliert, das [Neutron](#). Es vergingen allerdings Jahre bis es schliesslich nachgewiesen werden konnte. Die Ehre gebührt dem englischen Physiker [Sir James Chadwick](#), dem es gelang das Neutron 1932 nachzuweisen.

[Chadwick](#) 

Sir James Chadwick wurde 1935 mit dem Nobelpreis für Physik geehrt. Die Masse des Neutrons ist vergleichbar mit der Masse des Protons: (Quelle: Handbook of Chemistry and Physics 63rd Edition 1983)

$m(n) = 1.67495 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ oder **1.008665 u**


Die beiden Elementarteilchen Proton und Neutron sind die einzigen, die sich in



Chadwick, J.

Bild 2.12: Sir James Chadwick

einem Atomkern befinden. Sie machen damit die Masse eines Atomkerns, ja sogar des ganzen Atoms aus. Wie Rutherford richtig vorhergesagt hatte, sind die weiteren Bestandteile eines

Atome nahezu masselos. Die Anzahl der Kernteilchen (Nukleonen) eines Atoms wird durch die Massenzahl ausgedrückt. Sie wird nach Konvention dem Elementsymbol vor- und hochgestellt. Die Massenzahl  ist nichts anderes als die Summe der Anzahl Protonen und Neutronen eines Atomkerns.

Hier einige Beispiele:

^{16}O	Das Element Sauerstoff vereinigt in seinem Kern 8 Protonen (Ordnungszahl 8) und 8 Neutronen
^{197}Au	Das Element Gold vereinigt in seinem Kern 79 Protonen (Ordnungszahl 79) und 118 Neutronen
^{19}F	Das Element Fluor vereinigt in seinem Kern 9 Protonen (Ordnungszahl 9) und 10 Neutronen

Tabelle 2.2: Anzahl der Nukleonen

Die Massenzahl ist immer eine ganze Zahl ohne Dezimalstellen. Es ist unmöglich, Elementarteilchen zu halbieren oder sie in kleinere Bruchstücke aufzuteilen. Ein Blick auf das Periodensystem verrät nun aber, dass einige Elemente Massen aufweisen, die keineswegs ganzzahlig sind. So steht z. B. beim Element Silber ($_{47}\text{Ag}$) eine Masse von 107.868 u beim Element Quecksilber ($_{80}\text{Hg}$) eine Masse von 200.59 u. Diese Zahlen sind auf jeden Fall korrekt, es sind nämlich die **Massen** der jeweiligen Elemente nicht ihre **Massenzahlen**. Jedes Element besitzt in seinem Kern eine ganz genau definierte Anzahl von Protonen, welche das Element selber bestimmt. Die Anzahl der Neutronen darf hingegen innerhalb bestimmter Grenzen durchaus variieren. So existieren Quecksilberatome, mit 120 Neutronen, aber auch solche mit 121 oder 122 Neutronen. Alles sind Quecksilberatome mit 80 Protonen, sie sind einfach aufgrund ihrer unterschiedlichen Anzahl Neutronen verschieden schwer, nämlich 200 u, 201 u resp. 202 u. Die Atome eines Elements, welche eine unterschiedliche Anzahl an Neutronen aufweisen nennt man Isotope. Man spricht von den Isotopen 200, 201 resp. 202 des Quecksilbers. In der Natur findet man die einzelnen Isotope eines Elements mit verschiedener Häufigkeit. Die Masse eines Elements ergibt sich als Durchschnitt der prozentualen natürlichen Häufigkeit und der entsprechenden Masse der vorliegenden Isotope.

Beispiel:

Das Element Bor ($_{5}\text{B}$) liegt in der Natur zu 19.6 % als Isotop ^{10}B und zu 80.4 % als Isotop ^{11}B vor. Die durchschnittliche Masse eines Boratoms beträgt somit:

$$0.196 \times 10 \text{ u} + 0.804 \times 11 \text{ u} = \mathbf{10.8 \text{ u}}$$

Anmerkung: Zur genauen Berechnung müssen die exakten Massen der Isotope eingesetzt werden. Sie betragen (Quelle: Handbook of Chemistry and Physics 63rd Edition 1983) $m(^{10}\text{B}) = 10.0129 \text{ u}$ $m(^{11}\text{B}) = 11.00931 \text{ u}$

Das Element Chlor ($_{17}\text{Cl}$) liegt in der Natur zu 75.8 % als Isotop ^{35}Cl und zu 24.2 % als Isotop ^{37}Cl vor. Die durchschnittliche Masse eines Chloratoms beträgt somit:

$$0.758 \times 35 \text{ u} + 0.242 \times 37 \text{ u} = \mathbf{35.5 \text{ u}}$$

Anmerkung: Zur genauen Berechnung müssen die exakten Massen der Isotope eingesetzt werden. Sie betragen (Quelle: Handbook of Chemistry and Physics 63rd Edition 1983). $m(^{35}\text{Cl}) = 34.96885 \text{ u}$ $m(^{37}\text{Cl}) = 36.9659 \text{ u}$

Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgabe 5 der Übungsaufgaben





Becquerel, H.

Bild 2.15: Antoine Henri Becquerel

Die natürliche Häufigkeit eines Isotops ist schliesslich bestimmt durch die Stabilität des Kerns. Es ist zwar denkbar, ein beliebig schweres Isotop eines Elements zu erzeugen, doch in der Realität sind dem Grenzen gesetzt. Isotope eines Elements, welche ein ungünstiges Verhältnis zwischen Neutronen- und Protonenzahl aufweisen - häufig sind es zu wenig Neutronen - zerfallen spontan. Sie senden zur Stabilisierung so lange Elementarteilchen und Energie aus dem Kern, bis stabile Isotope entstanden sind. Dieser natürliche spontane Zerfallsprozess wird Radioaktivität bzw. radioaktive Strahlung genannt. Er wurde vom französischen Physiker Antoine Henri Becquerel entdeckt. Becquerel wurde für seine Arbeiten 1903 mit dem Nobelpreis für Physik ausgezeichnet.



Curie, M.

Bild 2.16: Marie Curie

Eine polnische Physikerin führte viele weitere Versuche auf diesem Gebiet durch und auch sie, Marie Curie wurde für ihre Arbeiten mit dem Nobelpreis geehrt. Als eine von ganz wenigen Wissenschaftlern erhielt Marie Curie den Nobelpreis gar zweimal - 1903 für Physik und 1911 für Chemie

Instabile Kerne, welche zerfallen, tun dies nicht willkürlich, sondern sie befolgen bestimmte Gesetzmässigkeiten: Es sind die drei klassischen Arten der radioaktiven Strahlung:

α - Strahlung Aussendung eines ${}^4_2\text{He}$ -Kerns (α -Teilchen) aus dem instabilen Kern. Es wird ein ganzes Paket, 2 Protonen und 2 Neutronen, gleichzeitig aus dem Kern gesandt

Beispiel: ${}^{210}_{84}\text{Po} \rightarrow {}^{206}_{82}\text{Pb} + {}^4_2\text{He}$

β -Strahlung: Umwandlung eines Neutrons in ein Proton und ein Elektron. Das Elektron entsteht direkt im Kern und wird sogleich emittiert (ausgesandt). Es entsteht zusätzlich ein Neutrino.

Beispiel: ${}^{14}_6\text{C} \rightarrow {}^{14}_7\text{N} + e^-$

γ -Strahlung: Aussendung hochenergetischer Strahlung (γ -Quanten, harte Röntgenstrahlung) aus dem instabilen Kern. Die γ -Strahlung ist meist Begleitstrahlung und verändert weder die Massen- noch die Ordnungszahl.

Tabelle 2.3: Radioaktive Strahlung

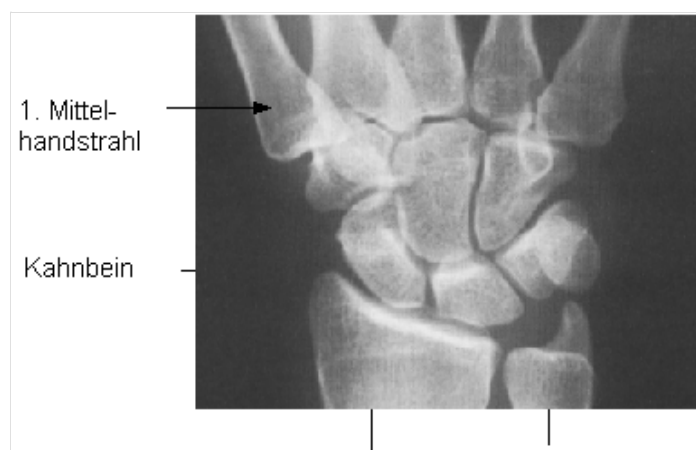
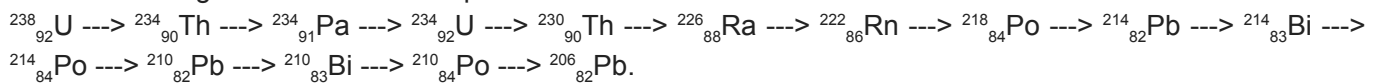


Bild 2.17: Ein Röntgenbild

Welches Isotop nach welchen Gesetzmässigkeiten zerfällt, ist für Fachleute vorhersagbar. Die Isotope schwerer Elemente zerfallen meist in α -, diejenigen leichter Elemente in β -Zerfällen. Die Materie ist also selbst einem Wechsel, einer Verwandlung unterzogen und durch diese natürlichen und spontanen Prozesse wandeln sich die Elemente in andere um. So erklärt sich das Vorhandensein eines Teils der heute bekannten

Elemente.

Ein besonders gut untersuchtes Beispiel ist die Zerfallsreihe von $^{238}\text{Uran}$



Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgabe 1 der [Übungsaufgaben](#)

Im Zusammenhang mit [Radioaktivität](#) - einem Schreckenswort im Alltag - sind einige Faktoren von Bedeutung, um das Gefahrenpotenzial, das von radioaktivem Material ausgeht, abschätzen zu können.

1. Die Art der Strahlung

Die verschiedenen Strahlungsarten haben eine unterschiedliche Reichweite: Während schwere α -Teilchen im Vakuum nur einige Zentimeter weit vordringen, fliegen β -Teilchen bereits wenige Meter und γ -Teilchen, als masselose Teilchen mehrere Kilometer weit.

Genauso unterschiedlich wie ihre Reichweite ist auch das Eindringvermögen in einen menschlichen Körper. Während α -Teilchen an der obersten Hautschicht eines Menschen abprallen, dringen β -Teilchen bereits in oberste Hautschichten ein und γ -Teilchen durchdringen einen Körper. Sie werden von den Knochen absorbiert (Röntgenbilder), können im Gewebe aber erheblichen Schaden anrichten. Obwohl α -Teilchen nicht durch die Haut in einen Körper dringen können, ist ihr Gefahrenpotenzial enorm. α -Teilchen haben einen 20-mal schädlicheren biologischen Effekt als β - oder γ -Strahlen. Das bedeutet, dass α -Strahlung, welche im innern eines Körpers aktiv ist, das Gewebe bedeutend stärker schädigt als die anderen Strahlungsarten bei vergleichbarer Strahlendosis.



Bild 2.18: Reichweite radioaktiver Strahlung

2. Die Aktivitätsmenge

Die Aktivitätsmenge beschreibt die Anzahl der Ereignisse pro Zeiteinheit. Eine alte Einheit ist das Becquerel, sie beschreibt die Anzahl Zerfälle pro Sekunde.

1 Bq heisst 1 Zerfall pro Sekunde

Besonders bei hochaktiven Isotopen wird das Curie verwendet.

1 Ci entspricht der Aktivität von 1 g Radium, oder

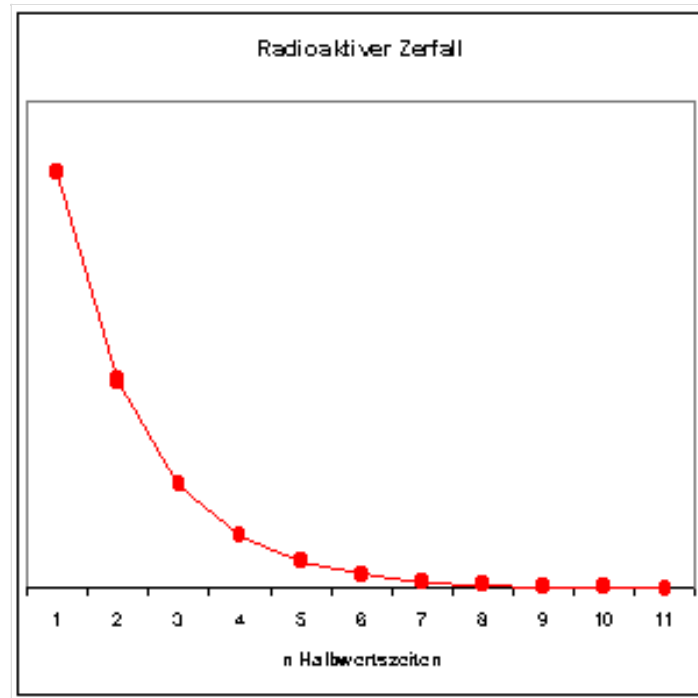
1 Ci entspricht 3.7×10^{10} Bq .

3. Die Strahlungsdauer Ein Mass dafür, wie lange ein Isotop braucht, bis es zerfallen ist, ist die [Halbwertszeit](#) $t_{1/2}$. Sie definiert die Zeitdauer, die verstreicht, bis die Hälfte der zerfallenden Isotope sich in

andere Isotope umgewandelt hat. Die Grafik, in der die Strahlungsmenge gegen die Zeit aufgetragen wird, zeigt den exponentiellen Zusammenhang zwischen Strahlungsmenge und Zeitdauer der Exposition:

$$I(t) = I(0)e^{-kt}$$

$$k = \frac{\ln(2)}{t_{1/2}}$$



Dabei ist I die Strahlungsmenge und t die Zeit. Halbwertszeiten sind Stoffkonstanten, Parameter eines Isotops. Anschliessend ist eine kleine Auswahl von Halbwertszeiten.

$^{238}_{92}\text{U}$ $t_{1/2}$ 4.9×10^9 Jahre

$^{210}_{84}\text{Po}$ $t_{1/2}$ 138 Tage

$^{257}_{103}\text{Lw}$ $t_{1/2}$ 8 Sekunden

$^{14}_6\text{C}$ $t_{1/2}$ 5730 Jahre

Tabelle 2.5: Einige Halbwertszeiten

4. Die Energiedosis

Die Energiedosis ist der Parameter, welcher das schädigende Potenzial der Strahlung am besten beschreibt. Die heute verwendete Einheit ist Gray (Gy).

1 Gray entspricht einer Energieaufnahme von 1 J/kg.

5. Die Äquivalentdosis

Die Äquivalentdosis ist nach Strahlungsart gewichtet. Sie wird gemessen in Sievert (Sv), früher in rem ("roentgen equivalent men").

1 SV = 1 J/kg = 100 rem.

Der Wichtungsfaktor für die Art der Strahlung ist

$\beta = \gamma = 1$

$\alpha = 20$

neutronen 5 - 20 (je nach Strahlung)

6. Die effektive Dosis

Die effektive Dosis berücksichtigt die organabhängigen Schädigungen. Den verschiedenen Organen werden Wichtungsfaktoren zugeordnet, so hat z. B. die Schilddrüse den Faktor 0.03.

Organabhängige Wirkung:

Organ	Wichtungsfaktor
Keimdrüsen	0.25
Brust	0.15
Knochenmark	0.12
Lunge	0.03
Schilddrüse	0.03
Knochenoberfläche	0.03
übrige Organe und Gewebe	0.30
Summe aller Organe	1

Tabelle 2.6: Wichtungsfaktoren radioaktiver Strahlung

Der Faktor wird mit der Energiedosis multipliziert, woraus die effektive Strahlenbelastung resultiert. Welche Schäden durch radioaktive Strahlung entstehen können ist nachfolgend aufgeführt (Quelle: H. Michaelis, Kernenergie, dtv 1977 und U. Frick, Nagra, 2001):

0 - 0.5 Sv	keine Wirkung; geringfügige Blutbildveränderung
0.8 - 1.2 Sv	5 - 10 % der Exponierten leiden ca. 1 Tag unter Erbrechen Müdigkeit Übelkeit
1.3 - 1.7 Sv	25 % der Exponierten leiden unter Übelkeit und Erbrechen
1.8 - 2.6 Sv	25 % der Exponierten leiden unter Übelkeit und Erbrechen einzelne Todesfälle möglich
2.7 - 3.3 Sv	bei allen Exponierten Erbrechen und Übelkeit etwa 20% Todesfälle innerhalb von 2 bis 6 Wochen nach der Exposition. Etwa 3 Monate Rekonvaleszenz der Überlebenden.
4.0 - 5.0 Sv	bei allen Exponierten Erbrechen und Übelkeit etwa 20% Todesfälle innerhalb von 2 bis 6 Wochen nach der Exposition. Etwa 3 Monate Rekonvaleszenz der Überlebenden.
5.5 - 7.5 Sv	bei allen Exponierten Erbrechen und Übelkeit innerhalb 4 Stunden. Fast 100% Todesfälle wenige Überlebende mit Rekonvaleszenzzeiten von 6 Monaten

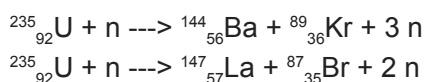
Tabelle 2.7: Schädigung durch radioaktive Strahlung

Die natürliche Radioaktivität hat aber nicht nur ihre schlechten, sondern auch ihre guten Seiten. Mit Hilfe radioaktiver Stoffe können wissenschaftliche Experimente durchgeführt werden:

- Radioaktive Stoffe dienen als [Tracer](#) bei medizinischen Untersuchungen.
- Die [Radiocarbonmethode](#) ($^{14}_6\text{C}$) dient der Altersbestimmung fossiler Gegenstände.

Die Kernspaltung


Neben der natürlichen Radioaktivität wird sehr oft auch im Zusammenhang mit der friedlichen oder militärischen Energiegewinnung der Begriff Radioaktivität genannt, obwohl es sich dabei primär um andere Prozesse handelt nämlich um [Kernspaltungsprozesse](#). Bei der [Kernspaltung](#) wird ein spaltbarer Kern mit Neutronen beschossen, worauf er in zwei grosse Bruchstücke zerfällt, weitere Neutronen aussendet und sehr viel Energie abgibt.





Hiroshima, Japan - 1945

Bild 2.22: Hiroshima 1945

Anders als beim radioaktiven Zerfall entstehen bei der **Kernspaltung**  zwei relativ grosse Tochterkerne und daneben Neutronen, welche erneut Kerne spalten können. In dieser Weise entsteht eine lawinenartige **Kettenreaktion** die bewusst aufrechterhalten wird bei einer **Atombombe**, bzw. bewusst gebremst wird in einem Atomkraftwerk. Die freigesetzte Energie ist zum grossen Teil Wärme und kann in einem Atomkraftwerk eine Dampfturbine betreiben. In der eben beschriebenen Weise können allerdings nur wenige Isotope reagieren, die meisten Isotope lassen sich gar nicht spalten oder erzeugen zu wenig Energie. Damit genügend spaltbares Material auf kleinem Raum vorhanden ist und die Kettenreaktion erhalten werden kann, muss das spaltbare Ausgangsmaterial **angereichert** werden. Ein Brennstab wie er in einem Atomkraftwerk verwendet wird, enthält ca. zu 5% spaltbare Isotope (^{235}U), der Rest besteht aus anderen Isotopen welche allerdings meist selbst radioaktiv sind (Uranerz). Aus diesem Grund sind Brennstäbe sowohl vor wie auch nach Gebrauch stark radioaktiv. Beim Abwurf einer Atombombe oder auch bei einem Reaktorunfall, wie er sich 1986 in Chernobyl ereignete, besteht unmittelbare Gefahr wenn man sich in der Ereigniszone aufhält. Allerdings können auch weit entfernt (damals auch in der Schweiz) Folgen auftreten, die z. B. auf die Isotope

^{131}I	β -Strahler	Halbwertszeit 8 Tage
^{137}Cs	β -Strahler	Halbwertszeit 30.3 Jahre

Tabelle 2.8: Gefährliche radioaktive Isotope

zurückzuführen sind. Diese beiden Isotope sind darum so gefährlich, weil sie inkorporiert (in den Organismus eingebaut) werden. Iod wird in der Schilddrüse, Cäsium in Knochen eingelagert und verweilt dadurch lange Zeit im Körper.


2.3 Die Elektronenhülle

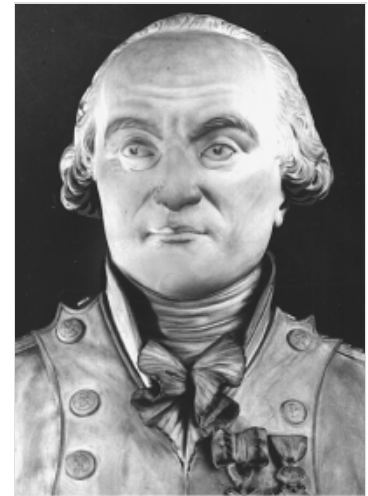
Das Elementarteilchen, welches aufgrund seiner Eigenschaften am einfachsten nachzuweisen ist, befindet sich nicht im Kern eines Atoms, sondern in seiner Hülle. Sir Joseph John Thompson wurde 1897 auf dieses Elementarteilchen aufmerksam. Es bekam den Namen **Elektron**, da es elektrisch geladen ist. Der Name "Elektron" entstammt dem griechischen Wort "elektron" für "bernsteinartig". Bernstein ist mineralisiertes Harz, welches sich durch Reiben mit einem Wollappen leicht elektrisch aufladen lässt. Bernstein wird heute vor allem als Schmuckstein verwendet, es werden ihm auch schmerzmildernde Eigenschaften nachgesagt. Wie Sir Ernest Rutherford vorausgesagt hatte, besitzt das Elektron eine sehr kleine Masse. (Quelle: Handbook of Chemistry and Physics 63rd Edition 1983)

$$m(e^-) = 9.1095 \cdot 10^{-31} \text{ kg} = 0.000548580 \text{ u}$$

Die Masse des Elektrons ist damit rund 1800 mal kleiner als die Masse eines Protons bzw. Neutrons. Die Ladung, die ein Elektron trägt, ist der kleinste Ladungsbetrag, den man bis zu diesem Zeitpunkt entdeckt hatte. Dieser Ladungsbetrag wird deshalb Elementarladung (e_0) genannt.

$$e_0 = 1.602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

Die Einheit der Ladung ist Coulomb (C), benannt nach Charles Augustin de Coulomb .



Coulomb, Ch. de

Bild 2.23: Charles Augustin de Coulomb

Protonen sind ebenfalls Ladungsträger. Sie besitzen denselben Ladungsbetrag wie die Elektronen, allerdings mit anderem Vorzeichen. Neutronen sind elektrisch neutral.

Ladung des Protons	$+ 1.60219 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
Ladung des Elektrons	$- 1.60219 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

Tabelle 2.9: Ladungen von Elementarteilchen

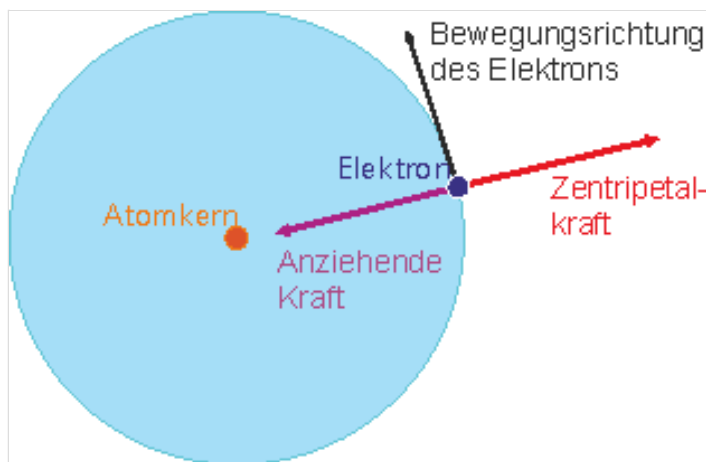


Bild 2.24: Kräfte in einem Atom

Die Elektronen eines Atoms sind stets in Bewegung. Sie kreisen um den Kern. Damit ein Elektron seine Bahn nicht verlässt, weder sich vom Kern entfernt noch auf ihn einstürzt muss ein Kräftegleichgewicht zwischen anziehenden und auseinandertreibenden Kräften herrschen. Die Kraft, die ein Elektron auf seiner Bahn nach aussen treibt ist die Fliehkraft wie sie überall in nicht geradlinigen Bewegungen wirkt. Die Kräfte, welche das Elektron am Kern halten, können aus den Massenunterschieden zwischen Protonen und Elektronen (Gravitationskraft) oder den unterschiedlichen Ladungen von Protonen und Elektronen (elektrostatische Kraft) wirken. Unterschiedlich geladene Körper ziehen sich an.

Ein Vergleich der Gravitationskraft mit der elektrostatischen Kraft (Coulombkraft), die ein einzelnes Proton auf ein einzelnes Elektron im Abstand r ausübt, kann mit den Formeln zur Berechnung der Kräfte gezogen werden:

Formel zur Berechnung der elektrostatischen Kraft:

$$F_C = \frac{1}{4\pi\epsilon\epsilon_0} \frac{Q_1 Q_2}{r^2}$$

Bild 2.25: Formel der elektrostatischen Kraft

Formel zur Berechnung der Gravitationskraft:

$$F_G = G \frac{m_1 m_2}{r^2}$$

Bild 2.26: Formel der Gravitationskraft

Dabei sind

ϵ_0	$8.854 \times 10^{-12} \text{ C}^2/\text{Jm}$	elektrische Feldkonstante
ϵ	1	elektrische Feldkonstante im Vakuum
Q_1, Q_2		Ladungen der Körper
G	$6.67 \times 10^{-11} \text{ Nm}^2/\text{kg}^2$	Gravitationskonstante
m_1, m_2		Massen der Körper
r		Abstand der Körper

Tabelle 2.10: Daten zu den Formeln

Setzt man nun die effektiven Grössen

- $Q_1 = + 1.60219 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
- $Q_2 = - 1.60219 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
- $m_1 = 1.67265 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
- $r = 5.29 \cdot 10^{-11} \text{ m}$

in diese Gleichungen ein, lassen sich die resultierenden Kräfte berechnen:

Gravitationskraft $F_G = 3.6 \times 10^{-47} \text{ N}$

Coulombkraft $F_C = 8.2 \times 10^{-8} \text{ N}$

Tabelle 2.11: Kräftevergleich

Der Vergleich der beiden Kräfte zeigt, dass die Anziehung der Elektronen durch den Kern **rein elektrostatischer Natur** ist. Gravitationskräfte spielen in atomaren Grössen überhaupt keine Rolle!

Elektronen sind stets in Bewegung. Wie sich die Elektronen allerdings bewegen, war einige Zeit unklar. Man glaubte eine kurze Zeit an eine willkürliche Verteilung der Elektronen in der Hülle, etwa so wie Rosinen in einem Rosinenkuchen verteilt sind. Entsprechend wurde dieses erste Modell "Rosinenkuchenmodell" genannt. Es konnte sich allerdings nicht lange in einer wissbegierigen wissenschaftlichen Welt halten. Neue Experimente führten zwangsläufig zu weiteren Erkenntnissen: Man bestimmte die Energie, die notwendig ist, um einem neutralen Atom ein Elektron zu entreissen, die [Ionisierungsenergie](#). Die Resultate sind in der nachfolgenden Tabelle (die 1. Ionisierungsenergien der ersten 20 Elemente des Periodensystems) aufgeführt (Die Einheit der Energie ist angegeben in Elektronvolt (eV). 1 eV entspricht 96.485 kJ/mol).

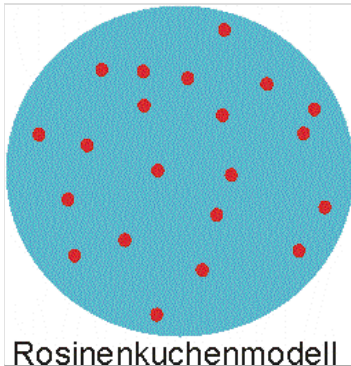


Bild 2.27: Das Rosinenkuchenmodell

Element	1. Ionisierungsenergie	Element	1. Ionisierungsenergie
Wasserstoff	13.598	Natrium	5.136
Helium	24.587	Magnesium	7.646
Lithium	5.392	Aluminium	5.986
Beryllium	9.322	Silizium	8.151
Bor	8.298	Phosphor	10.486
Kohlenstoff	11.26	Schwefel	10.36
Stickstoff	14.534	Chlor	12.967
Sauerstoff	13.618	Argon	15.759
Fluor	17.422	Kalium	4.341
Neon	21.564	Calcium	6.113

Tabelle 2.12: Ionisierungsenergien

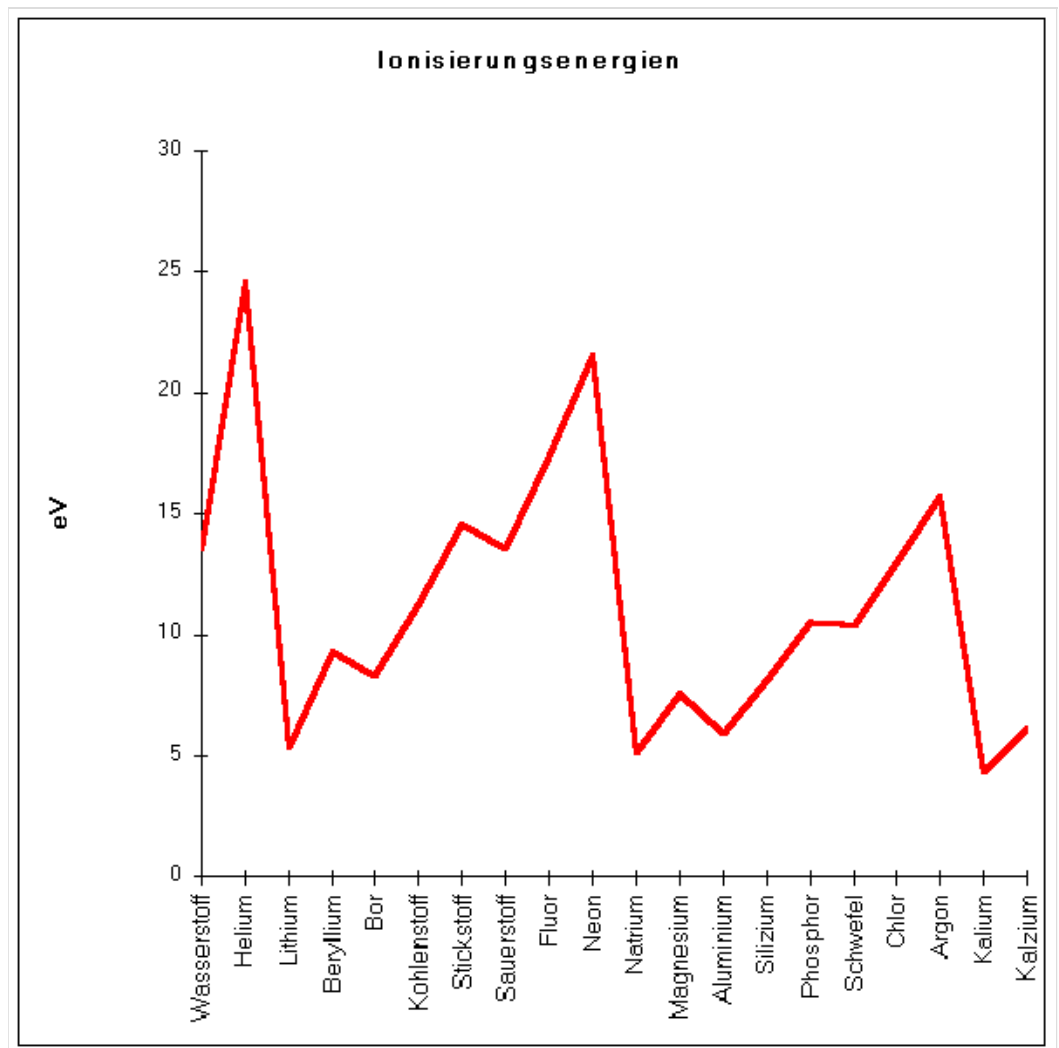


Bild 2.28: Ionisierungsenergien

Diese Daten sprechen gegen das Rosinenkuchenmodell. Da sich periodisch wiederkehrende Muster in der Graphik abzeichnen, können die Elektronen in einem Atom auf keinen Fall willkürlich verteilt sein. Es müssen vielmehr ganz bestimmte Muster und Gesetzmässigkeiten vorliegen, nach denen sich die Elektronen um den Kern scharen. Die Elektronenhülle muss strukturiert sein.

Wünschen Sie mehr Information? (Quelle: R. Lemke, Praxis der Naturwissenschaften - Chemie, 8/48, S. 39, (1999))

- Die [1. Ionisierungsenergie der ersten 100 Elemente](#)
- Die [Ionisierungsenergien von Beryllium](#)
- Die [Ionisierungsenergien von Bor](#)
- Die [Ionisierungsenergien von Kohlenstoff](#)
- Die [Ionisierungsenergien von Stickstoff](#)
- Die [Ionisierungsenergien von Fluor](#)
- Die [Ionisierungsenergien von Neon](#)

Der dänische Physiker [Niels Bohr](#) interpretierte die Ergebnisse als Erster, und sie führten ihn dazu, ein neues Atommodell zu entwickeln. Das [Bohr'sche Atommodell](#) ähnelt unserem Planetensystem mit der Sonne als Zentralgestirn und rotierenden Planeten sehr stark. Die Elektronen bewegen sich dabei, den Planeten ähnlich, in Bahnen um den Kern. Die Berechnungen Bohr's ergaben, dass sich Elektronen nur auf ganz bestimmten Bahnen bewegen dürfen, die er auch sehr genau berechnete. Der Raum zwischen den Bahnen ist als Aufenthaltsort für die Elektronen verboten. Das neue Modell war sensationell! Nun konnten plötzlich auch neuere Forschungsergebnisse wie z. B. die von [Johann Jacob Balmer](#) und [Theodore Lyman](#) entdeckten Linienspektren des Wasserstoffatoms erklärt werden. Niels Bohr erhielt für seine wissenschaftlichen Arbeiten 1922 den Nobelpreis für Physik.

In seinem Atommodell verwendete Bohr die Begriffe "**Schale**" und "**Bahn**". Eine Bahn beschreibt die Kurve



Bohr, N.

Bild 2.36: Niels Bohr

die ein Elektron bei der Umrundung des Kerns beschreitet. Eine Schale ist ein Überbegriff über eine oder mehrere Bahnen. Immer dann, wenn die Ionisierungsenergien einen markanten Sprung aufweisen, wird eine neue Schale für die Elektronen eröffnet, so zwischen den Elementen Helium und Lithium, Neon und Natrium, Argon und Kalium.

Die Elemente ganz rechts im Periodensystem haben demzufolge eine günstige Elektronenverteilung, aus der es sehr schwer ist, ein Elektron zu entfernen. Die Schalen eines Atoms werden nach aussen immer voluminöser und bieten daher Platz für immer mehr Bahnen und Elektronen.

Die erste Schale bietet Platz	für 2 Elektronen	K - Schale
Die zweite Schale bietet Platz	für 8 Elektronen	L - Schale
Die dritte Schale bietet Platz	für 18 Elektronen	M - Schale
Die vierte Schale bietet Platz	für 32 Elektronen	N - Schale

Tabelle 2.13: Schalen im Bohr'schen Atommodell

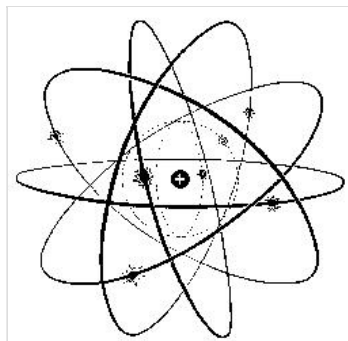



Bild 2.37: Bohr'sche Vorstellung eines Atoms

Niels Bohr  erkannte bereits, dass die Elektronenbahnen nicht nur anschauliche Gebilde sind, sondern auch energetische Zustände der Elektronen darstellen. Der Grund weshalb sich ein Elektron auf einer bestimmten Bahn befindet, ist demzufolge mit der Energie des Atoms bzw. des Elektrons verknüpft. Wechselt ein Elektron auf eine andere Bahn, so hat dies immer eine Energieaufnahme oder -abgabe zur Folge.

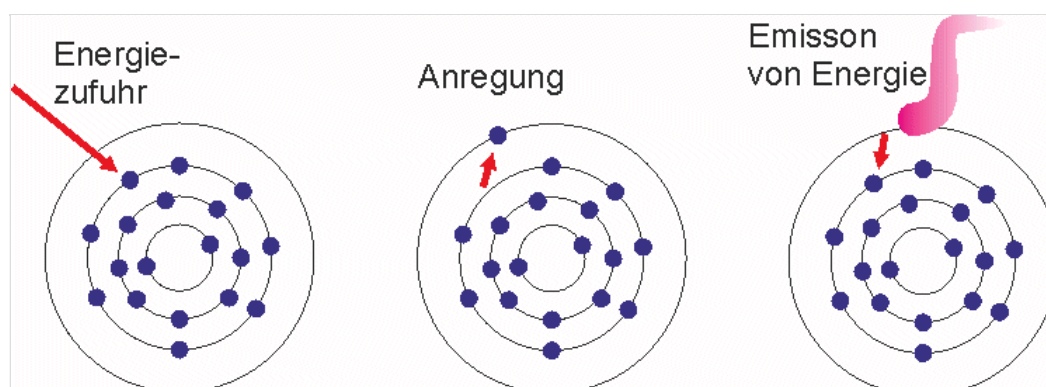


Bild 2.38: Energien in einem Atom

So anschaulich das Bohr'sche Atommodell war, auch damit konnten nicht alle Phänomene erklärt werden. Insbesondere war unklar, weshalb die Elektronen nicht einfach auf den Kern einstürzten. Bei ihrer Bewegung um den Kern müssten sie

eigentlich Energie abstrahlen, dadurch langsamer werden und schliesslich abstürzen. Das geschah aber nicht. Erst die sich in Entwicklung befindende Relativitätstheorie und die Quantenmechanik konnten das Modell weiter verfeinern.

Anfangs des 20. Jahrhunderts fand in der wissenschaftlichen Welt ein Umbruch statt. Es entwickelten sich zwei grundlegend neue Theorien, die **Relativitätstheorie** und die **Quantenmechanik**, welche die klassische Physik ergänzten. Die von Isaac Newton im 17. Jahrhundert entwickelte klassische Physik reichte nicht aus, um Elektronen und Atome befriedigend zu beschreiben. Die neuen Theorien sind für den Alltag zwar meist untauglich, doch für extreme Situationen, wie sie z. B. in Atomen herrschen, bieten sie eine ideale Grundlage um die Situation zu beschreiben.

In den ersten Jahren des 20. Jahrhunderts entbrannte ein Streit über das Phänomen Licht. Nach der klassischen Physik wird Licht als **Welle** beschrieben, die sich beugen und brechen lässt. Die neuen Theorien erlaubten nun auch Licht als einen Strahl partikelähnlicher Teilchen, den Photonen, zu beschreiben. Beide Auffassungen haben, wie sich zeigen sollte, ihre Richtigkeit, der Begriff **Dualität** prägte dieses eigenartige Verhalten.

Der französische Wissenschaftler **Prinz Louis-Victor de Broglie** wandte die Welle/Partikel-Dualität auch auf Atome an. Im Jahr 1924 postulierte **de Broglie** den Wellencharakter resp. die Dualität von Elektronen. Dieses Verhalten konnte durch ein Experiment von Clinton Joseph Davisson und Lester Halbert Germer wenig später bestätigt werden: Elektronen, die an einem Kristall reflektiert werden, erzeugen Muster, die eigentlich nur von Wellen erzeugt werden. Damit war der Grundstein für ein neues Atommodell gelegt.

De Broglie erhielt für seine Arbeiten 1929 den Nobelpreis für Physik.



Broglie, L. V.

Bild 2.39: Prinz Louis-Victor de Broglie



Schrödinger, E.

Bild 2.40: Erwin Schrödinger

Einen wesentlichen Beitrag zu diesem neuen Atommodell lieferte der deutsche Physiker **Erwin Schrödinger**. Er griff das Gedankengut von de Broglie auf und fasste es in einer einfach aussehenden, aber hochkomplizierten Form und Formel zusammen. **Erwin Schrödinger** wurde berühmt für die Formulierung der Schrödinger-Gleichung. Darin berechnete er die Wellenlängen und Wellenfunktionen der Elektronen und beschrieb Atome erstmals durch mathematische Gleichungen:

$$E \Psi = H \Psi$$

Erwin Schrödinger wurde für seine Arbeiten 1933 mit dem Nobelpreis für Physik ausgezeichnet.

Einen weiteren Beitrag zum neuen Atommodell lieferte der deutsche Physiker **Werner Heisenberg**. In seiner als "Unschärferelation" bekannten Abhandlung von 1927 führte er aus, dass es unmöglich ist, für kleine und sich schnell bewegende Teilchen gleichzeitig sowohl die Geschwindigkeit (eigentlich den Impuls) als auch ihren Ort genau zu bestimmen. Dies war aber mit dem alten, dem Bohr'schen Atommodell, das klassisch gerechnet wurde möglich. Der folgerichtige Schluss von **Heisenberg** dass einem Elektron nicht eine vorgegebene Bahn zugeordnet wird auf der es sich bewegt, sondern ein Raum, in dem es sich mit einer Wahrscheinlichkeit von z. B. 95 % aufhält. Damit ist weder die Geschwindigkeit noch der genaue Ort des Elektrons bestimmt. Räume, in denen sich die Elektronen aufhalten heissen Orbitale. Sie sind verknüpft mit den von Schrödinger entwickelten Wellenfunktionen der Elektronen. Werner Heisenberg erhielt 1932 den



Heisenberg, W.

Bild 2.41: Werner Heisenberg

Nobelpreis für Physik.

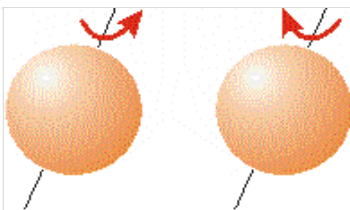


Bild 2.43: Elektronenspin

Orbitale sind geometrische Räume, in welchen sich Elektronen aufhalten. Der Physiker Wolfgang Pauli definierte eine Eigenschaft des Elektrons, die mit der klassischen Physik undenkbar gewesen wäre, den **Elektronenspin**. Beim Spin handelt es sich um einen Eigendrehimpuls des Elektrons, eine Rotation um die eigene Achse. Nach den



Pauli, W.

Bild 2.42: Wolfgang Pauli

Überlegungen Pauli's existieren 2 Arten von Elektronen. Sie unterscheiden sich im Drehsinn der Eigenrotation, des Spins.

Aus theoretischen Gründen drängte sich das Spinverbot auf, welches auch als "Pauli-Prinzip" beschrieben wird:

Zwei Elektronen, die sich im gleichen Orbital aufhalten, müssen entgegengesetzten Spin aufweisen. Für seine Arbeiten auf dem Gebiet der theoretischen Physik erhielt Pauli 1945 den Nobelpreis.

Damit können sich in einem Orbital maximal 2 Elektronen aufhalten.

Ein Orbital ist ein Raum, der für maximal 2 Elektronen Platz bietet.

Am grundlegenden Schalenbau des Atoms, den bereits Niels Bohr postulierte, hat sich mit der neuen Theorie nichts geändert. Die Bohr'schen Bahnen wurden durch Räume, Orbitale, ersetzt. Waren im Bohr'schen Atommodell pro Schale mehrere Bahnen möglich, so sind nun pro Schale mehrere Orbitale möglich. Aufgrund ihrer Geometrie und ihres Aufbaus unterscheidet man grundsätzlich 4 verschiedene Typen von Orbitalen:

- Die s - Orbitale sind kugelförmig. Sie sind pro Schale maximal einmal vertreten.
 - Die p - Orbitale haben die Form von "Doppelkegeln". Sie sind pro Schale maximal dreimal vertreten.
 - Die d - Orbitale haben z. T. die Form von vierblättrigen Kleeblättern. Sie sind pro Schale maximal fünfmal vertreten.
 - Die f - Orbitale haben ähnliche Formen wie die d - Orbitale. Sie sind pro Schale maximal siebenmal vertreten.
-
- Die erste Schale enthält genau 1 s - Orbital.
 - Die zweite Schale enthält genau 1 s - Orbital und 3 p-Orbitale.
 - Die dritte Schale enthält genau 1 s - Orbital 3 p - Orbitale und 5 d-Orbitale
 - Die vierte Schale enthält genau 1 s - Orbital 3 p - Orbitale 5 d - Orbitale und 7 f - Orbitale.

Animierte Orbitale

Animiertes p - Orbital

Animiertes $d(z^2)$ - Orbital

Animiertes $d(xz)$ - Orbital

Animiertes $f(y^3-3yx^2)$ - Orbital

Animiertes $f(xyz)$ - Orbital

Animiertes $f(5yz^2-yr^2)$ - Orbital

Animiertes $f(5z^3-3z^2)$ - Orbital

Animiertes $f(zx^2-zy^2)$ - Orbital

Da die Orbitale genau wie die Bohr'schen Bahnen Energieniveaus darstellen, gibt es ein ganz einfaches Prinzip, wie Elektronen die Orbitale besetzen. Grundsätzlich werden die Schalen von tieferer nach höherer Energie besetzt. Das erste Elektron, welches zu einem Atom gehört belegt also das energetisch tiefste Niveau, das s - Orbital der 1. Schale. Man schreibt:

1 s¹

Dabei bedeutet die erste Ziffer die Nummer der Schale der Buchstabe s die Art des Orbitals und die hochgestellte Ziffer 1 die Belegung des Orbitals.

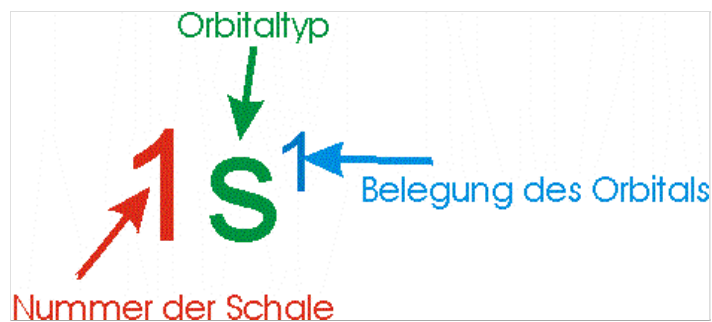


Bild 2.48: Die Schreibweise der Elektronenkonfiguration

Das zweite Elektron findet ebenfalls Platz in diesem Orbital, also schreibt man

1 s² für die Elektronenkonfiguration des Elements mit 2 Elektronen, dem Helium (He).



Hund

Bild 2.49: Friedrich Hund

Ein drittes Elektron hat keinen Platz in diesem Orbital (Pauli) und da mit dem 1s - Orbital die erste Schale bereits voll ist, muss dieses Elektron in einem s - Orbital der 2. Schale untergebracht werden. Die Elektronenkonfiguration des Elements Lithium (Li) lautet also

1s²2s¹, die des nächsten Elements

Beryllium (Be) **1s²2s²**.

In der 2. Schale befinden sich neben dem einen 2s noch drei 2p - Orbitale. Es sind also drei 2p - Orbitale vorhanden, welche je doppelt besetzt werden können. Danach ist auch die 2. Schale voll. Wenn Elektronen in Orbitalen desselben Typs untergebracht werden, gilt die Regel von Friedrich Hund : Jedes Orbital wird zuerst einzeln belegt, bevor eine Doppelbelegung vorgenommen wird. Die Elektronenkonfigurationen der Elemente 5 bis 10 lauten demnach:

B	Bor	1s ² 2s ² 2p ¹
C	Kohlenstoff	1s ² 2s ² 2p ²
N	Sickstoff	1s ² 2s ² 2p ³
O	Sauerstoff	1s ² 2s ² 2p ⁴
F	Fluor	1s ² 2s ² 2p ⁵
Ne	Neon	1s ² 2s ² 2p ⁶

Tabelle 2.14: Elektronenkonfigurationen

Nachdem nun die 2. Schale voll ist, beginnt sich die dritte Schale zu füllen. Zuerst wird das s-Orbital, dann werden die drei p- und schliesslich die fünf d - Orbitale belegt.

Betrachten Sie sich wie die Orbitale der 1. und 2. Schale gefüllt werden.

Leider ist der energetische Aufbau der Orbitale aber nicht ganz so einfach wie man jetzt denkt oder hofft. Probleme erscheinen bei den fünf 3d - Orbitalen. Sie liegen nämlich energetisch höher als das eine 4s - Orbital, d. h. dass Elektronen in die 4. Schale aufgenommen werden, bevor die dritte Schale komplett gefüllt ist. Es handelt sich hier um sogenannte "Unterschalen", welche Bohr als "Tauchbahnen" beschrieben hatte. Trotz dieser Schwierigkeit lässt sich aber aus dem Periodensystem die Elektronenkonfiguration eines Elements relativ einfach ablesen. Das Periodensystem ist nämlich in (Orbital-)Blöcke aufgeteilt. Die graphische Darstellung der Energien der Orbitale deckt sich mit den periodischen Orbitalblöcken.

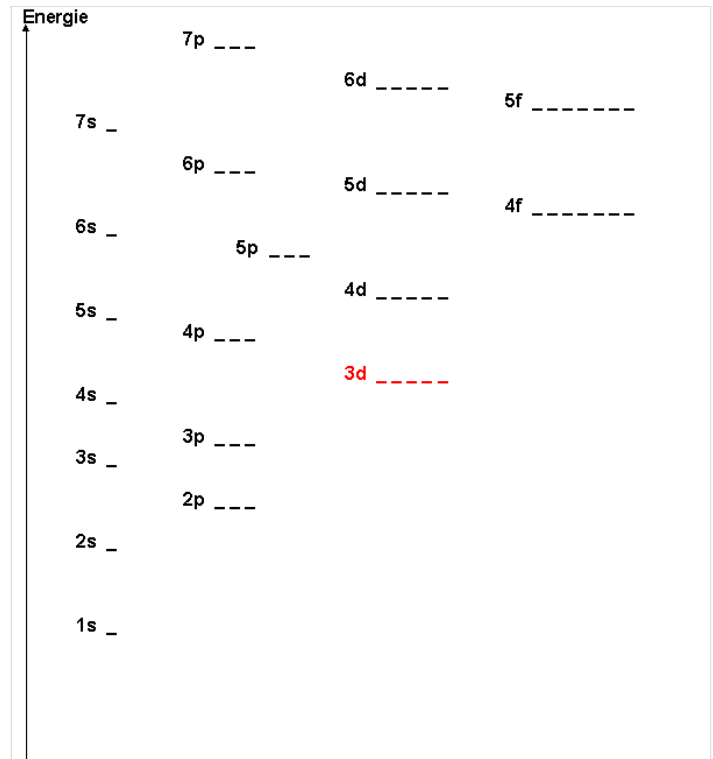


Bild 2.50: Energieschema von Orbitalen

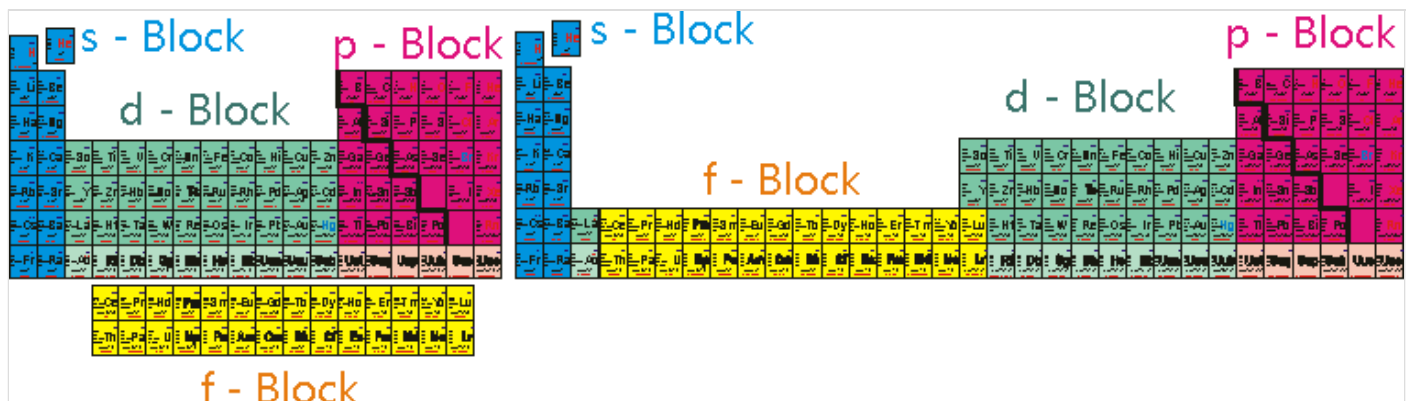


Bild 2.51: Orbitalblöcke im Periodensystem

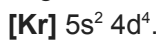
Alle Elemente in der ersten Gruppe des Periodensystems besitzen ein einzelnes Elektron im s - Orbital der entsprechenden Schale. Ihre Elektronenkonfiguration endet also mit $n s^1$, wobei n die Nummer der Schale ist. Ebenso erkennt man den d - Block, der ab der 4. Periode an den s - Block anschliesst. Die Elektronenkonfiguration muss also lauten $4s^2 3d^1$, da die 4. Schale angefangen wird bevor die Unterschalen (d - Orbitale) der 3. Schale gefüllt werden. Die beiden ersten Elemente der letzten Gruppe, Helium (He) und Neon (Ne), haben vollständig gefüllte Schalen. Dieser elektronische Zustand ist energetisch besonders günstig. Für die darunter liegenden Elemente darf man nicht von gefüllten Schalen sprechen, die gemeinsame Elektronenkonfiguration lässt sich aber auf einen gemeinsamen Nenner bringen: Alle Elemente der letzten Gruppe besitzen gefüllte s- und p- Orbitale, oder alle Elemente der letzten Gruppe weisen die Elektronenkonfiguration $n s^2 n p^6$ auf.

Bild 2.52: Die Schalen im Periodensystem

Die Elektronenkonfigurationen der höheren Elemente werden abgekürzt. Z. B. für das Element Molybdän ($_{42}\text{Mo}$) darf anstatt



abgekürzt werden zu



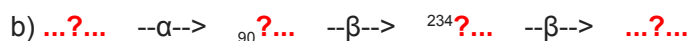
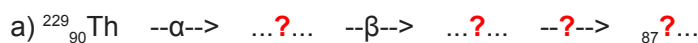
Diese Abkürzung ist insofern sinnvoll, als sie gerade nur die Elektronen hervorhebt, welche sich zu äusserst am Atom befinden. Diese Elektronen sind in der Tat etwas Spezielles, sie bilden nämlich die Peripherie eines Atoms. Die Peripherie ist die Stelle, an der ein Atom am ehesten mit anderen Atomen Kontakt hat und wo sich daher am ehesten an den Elektronen etwas ändert.

Die Aussenelektronen eines Atoms heissen Valenzelektronen. Beim genaueren Hinsehen stellt man fest, dass das Periodensystem so aufgebaut ist, dass Elemente mit gleich vielen Valenzelektronen untereinander, **in einer Gruppe**, stehen. Die chemische Verwandtschaft der Elemente, die bereits Mendelejew erkannte, ist also auf Ähnlichkeiten in der Elektronenhülle der Elemente zurückzuführen.

Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgaben 2, 3 und 4 der Übungsaufgaben

2.4 Übungsaufgaben

1. Ergänzen Sie die nachfolgenden Zerfallsreihen



2. Ergänzen Sie die nachfolgende Tabelle:



	Protonenzahl	Neutronenzahl	Elektronenzahl	Valenzelektronenzahl
^{19}F
^{27}Al
^{133}Cs
^{75}As
^{23}Na

^{91}Zr	...?...	...?...	...?...	...?...
^{197}Au	...?...	...?...	...?...	...?...

3. Schreiben Sie die Elektronenkonfigurationen der Elemente Fe, Br und W auf.



a) Fe: ...?...



b) Br: ...?...



c) W: ...?...

4. Nennen Sie alle Elemente, welche



a) genau 1 Valenzelektron haben: ...?...



b) genau 3 Valenzelektron haben: ...?...



c) volle Schalen besitzen: ...?...

5. Das Element Antimon $_{51}\text{Sb}$ besteht im wesentlichen aus den Isotopen ^{121}Sb und ^{123}Sb . Die Masse des natürlichen Antimon beträgt 121.75 u. Berechnen Sie die natürliche Häufigkeit der Isotope ^{121}Sb und ^{123}Sb .
Hinweis: Die exakten Massen sind $m(^{121}\text{Sb}) = 120.9036 \text{ u}$ und $m(^{123}\text{Sb}) = 122.9039 \text{ u}$.



a) ^{121}Sb : ...?...



b) ^{123}Sb : ...?...

2.5 Lernkontrolle

1. Aus dem Streuversuch von Sir Ernest Rutherford wurde

- a) ☐ das Kern-Hülle-Modell eines Atoms
- b) ☐ die Elementarladung
- c) ☐ die Masse des Elektrons abgeleitet

2. Ein Proton

- a) ☐ hat exakt dieselbe Masse wie ein Neutron
- b) ☐ ist ein positiv geladenes Kernteilchen
- c) ☐ wiegt 1 g

3. Die Massenzahl

- a) ☐ entspricht der Summe der Elektronen und der Protonen
- b) ☐ entspricht der Anzahl der Neutronen
- c) ☐ ist immer ganzzahlig

4. Isotope sind

- a) ☐ Atome desselben Elements mit unterschiedlicher Protonenzahl
- b) ☐ Atome desselben Elements mit unterschiedlicher Neutronenzahl
- c) ☐ gleich schwere Atome verschiedener Elemente

5. α - Teilchen sind

- a) ☐ Elektronen
- b) ☐ masselos
- c) ☐ $^4_2\text{-Helium-Kerne}$

6. Die Kernspaltung

- a) ☐ ist ein natürlicher Prozess
- b) ☐ ist nur mit Helium möglich
- c) ☐ dient der Energiegewinnung

7. Im Bohr'schen Atommodell

- a) ☐ kreisen die Elektronen um den Kern
- b) ☐ haben die Elektronen keine Ladung
- c) ☐ sind die Elektronen willkürlich angeordnet

8. Ein s - Orbital

- a) ☐ kann maximal ein Elektron aufnehmen
- b) ☐ existiert nur in der 1. Schale
- c) ☐ hat die Form einer Kugel

9. Wenn mehrere Orbitale dieselbe Energie besitzen,

- a) ☐ werden sie zuerst doppelt belegt
- b) ☐ werden sie zuerst einfach belegt
- c) ☐ sind es p - Orbitale

10. Valenzelektronen

- a) ☐ sind Aussenenelektronen
- b) ☐ sind Elektronen in p - Orbitalen
- c) ☐ besitzen keinen Spin

11. Die Elektronenkonfiguration

- a) ☐ beschreibt die Verteilung der Elektronen in den Orbitalen eines Atoms
- b) ☐ beschreibt die Anzahl der Valenzelektronen
- c) ☐ beschreibt den energetischen Zustand eines Atomkerns

12. In der Orbitaltheorie werden die Elektronen

- a) ☐ als Teilchen
- b) ☐ als Wellen
- c) ☐ als ungeladene Teilchen betrachtet

13. $1s^2 2s^2 2p^3$ ist die Elektronenkonfiguration von

- a) ☐ Kohlenstoff
- b) ☐ Stickstoff
- c) ☐ Phosphor

14. Das Element Magnesium hat

- a) ☐ 1 Valenzelektron
- b) ☐ 2 Valenzelektronen
- c) ☐ keine Valenzelektronen

15. Elemente, die im Periodensystem untereinander stehen,

- a) ☐ sind gleich gross
- b) ☐ haben gleich viele Elektronen
- c) ☐ haben gleich viele Valenzelektronen

16. Ein Elektron

- a) ☐ ist fast gleich schwer wie ein Proton
- b) ☐ ist viel schwerer als ein Neutron
- c) ☐ wiegt ca. $1/2000$ u

17. In einem Orbital

- a) ☐ hat es immer zwei Elektronen
- b) ☐ hat es immer zwei Protonen
- c) ☐ müssen zwei Elektronen unterschiedlichen Spin haben

18. Spin ist

- a) ☐ eine Eigendrehbewegung des Elektrons
- b) ☐ die Ladung eines Elektrons
- c) ☐ die Bewegung des Orbitals um den Kern

19. Verdoppelt man den Abstand zweier unterschiedlich geladener Körper,

- a) ☐ verdoppelt sich ihre Anziehungskraft
- b) ☐ halbiert sich ihre Anziehungskraft
- c) ☐ viertelt sich ihre Anziehungskraft

20. Die Elementarladung

- a) ☐ beträgt $1.6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
- b) ☐ hält die Neutronen zusammen
- c) ☐ tritt nur bei Elektronen auf

[korrigieren](#)

2.6 Literatur

- H. Primas
Chemische Bindung
Verlag der Fachvereine an den schweizerischen Hochschulen und Techniken, 1975
- P. W. Atkins
Quanten
VCH, 1993
- P. W. Atkins
Physical Chemistry
Oxford University Press, 1984
- H. Preuss
Quantenchemie für Chemiker
Verlag Chemie, 1972
- Dossier: Radioaktivität
Radioaktivität
Spektrum, 1997
- W. Kutzelnigg
Einführung in die theoretische Chemie
Verlag Chemie, 1975
- M. Beretta
Lavoisier, Die Revolution in der Chemie
Biographie, Spektrum, 1998
- H. R. Christen
Chemie
Diesterweg/ Salle, Sauerländer, 1984
- W. Asselborn, M. Jäckel, K. T. Risch
Chemie heute, Sekundarbereich II

Schroedel, 1998

- Div. Autoren
Lexikon der Naturwissenschaftler
Spektrum, 1996
- P. W. Atkins, J. A. Beran
General Chemistry 2nd Edition
Scientific American Library, 1992
- P. W. Atkins, J. A. Beran
Chemie einfach alles
VCH, 1992
- F. K. Kneubühl
Repetitorium der Physik
Teubner, 1982

2.7 Web-Links

John Joseph Thomson

[Kurzbiographie](#) 

[Kurzbiographie](#) 

[Kurzbiographie](#) 

Sir Ernest Rutherford

[Versuche](#) 

[Kurzbiographie](#) 

[Kurzbiographie/](#) 

Atommodelle

[Animierte Modelle](#) 

[Theorie](#) 

[Theorie](#) 

Periodensysteme

[Online PS](#) 

[Online PS](#) 

[Online PS](#) 

James Chadwick

[Kurzbiographie](#) 

[Kurzbiographie](#) 

Henri Becquerel

[Kurzbiographie](#) 

[Kurzbiographie](#) 

Marie Curie

[Kurzbiographie](#) 

[Kurzbiographie](#) 

[Musée Curie](#) 

[Kurzbiographie](#) 

Radioaktivität

[Wissenswertes](#) 

[Historisches](#) 

Kernspaltung

[Historisches](#) 

[Historisches](#) 

[Historisches](#) 

Charles Augustin de Coulomb

[Kurzbiographie](#) 

[Ladungen](#) 

Niels Bohr

[Kurzbiographie](#) 

[Kurzbiographie](#) 

[Kurzbiographie](#) 

Prinz Louis Victor de Broglie

[Kurzbiographie](#) 

[Kurzbiographie](#) 

[Kurzbiographie](#) 

theory.uwinnipeg.ca/mod_tech/node149.html 

Erwin Schrödinger

[Kurzbiographie](#) 

[Kurzbiographie](#) 

Werner Heisenberg

[Kurzbiographie](#) 

[Kurzbiographie](#) 

[Kurzbiographie](#) 

[Kurzbiographie](#) 

Wolfgang Pauli

[Kurzbiographie](#) 

[Kurzbiographie](#) 

Orbitale

[Darstellungen](#) 

[Schalenmodell](#) 

[Animationen](#) 