

Kapitel 06: Das Kern-Hülle Modell und das Periodensystem der Elemente

Inhalt

Kapitel 06: Das Kern-Hülle Modell und das Periodensystem der Elemente.....	86
<u>Inhalt.....</u>	<u>87</u>
<u>John Dalton (1766-1844) und seine Atomhypothese.....</u>	<u>88</u>
<u>Der Rutherford'sche Streuversuch (1909).....</u>	<u>89</u>
<u>Zusatzinformationen:.....</u>	<u>90</u>
<u>Die „Grundbausteine“ des Atoms.....</u>	<u>91</u>
<u>Zusatzinformationen zu Atomen:.....</u>	<u>91</u>
<u>Zusatzinformationen: Die Geschichte des Atombegriffs und des Aufbaus von Atomen:.....</u>	<u>92</u>
<u>Die symbolische Schreibweise.....</u>	<u>95</u>
<u>Anordnung der Elementarteilchen im Atomkern.....</u>	<u>96</u>
<u>a) Aufbau des Wasserstoffatoms:.....</u>	<u>96</u>
<u>b) Aufbau des Lithiumatoms.....</u>	<u>97</u>
<u>c) Aufbau des Das Kohlenstoffatoms (C):</u>	<u>97</u>
<u>d) Aufbau des Natriumatom (Na).....</u>	<u>98</u>
<u>Zusatzinformationen: Atombau.....</u>	<u>98</u>
<u>Geschichtliche Entwicklung der Modelle zum Der Aufbau der Elektronenhülle.....</u>	<u>99</u>
<u>Edelgase und Edelgaskonfiguration.....</u>	<u>100</u>
<u>Das Periodensystem der Elemente: Die Geschichte des PSE.....</u>	<u>101</u>
<u>Die historische Entwicklung des Periodensystems der Elemente (=PSE).....</u>	<u>102</u>
<u>Zusatzinformationen zu Mendelejew:.....</u>	<u>103</u>
<u>Isotope des Wasserstoffs.....</u>	<u>104</u>
<u>Zusatzinformationen: Isotope.....</u>	<u>105</u>
<u>Berechnung mittlere Atommasse:.....</u>	<u>105</u>
<u>Elektronen, Protonen, α-Teilchen und Isotope der leichteren Elemente.....</u>	<u>106</u>
<u>Übung: Flammenfärbung.....</u>	<u>107</u>
<u>Die Energiezustände der Elektronen.....</u>	<u>108</u>
<u>Energieniveaus - die Unterteilung der Energiestufen</u>	<u>109</u>
<u>Wiederholungsfragen: Aufbau der Atome (Kern-Hülle-Modell).....</u>	<u>110</u>

John Dalton (1766-1844) und seine Atomhypothese

John Dalton, geboren am 6. September 1766 in Eaglesfield, England, war ein englischer Naturwissenschaftler und Lehrer. Sein Vater war als Weber reich genug, seinen Sohn auf eine Schule zu schicken. Für die damalige Zeit keine Selbstverständlichkeit. Schon im Alter von 12 Jahren wurde er selbst an dieser Schule als Lehrer tätig. Im Alter von 15 Jahren (also 1781) begann er im benachbarten Kendal mit seinem Bruder und seinem Cousin eine neue Schule zu leiten. 12 Jahre später (1793) wird er an das „New College“ nach Manchester berufen, wo er Studenten unterrichteten sollte. Er starb am 27.7.1844, im Alter von 78 Jahren in Manchester.

Sein Interesse galt vielen Dingen, vor allem aber den Vorgängen der Natur. Durch seine meteorologische Beobachtungen vermutete er schon 1787, dass Regen durch ein Sinken der Atmosphärentemperatur entsteht. Weiterhin arbeitete er auf dem Gebiet der Wärmeausdehnung von Gasen und formulierte ein Gesetz dazu (das „Dalton-Gesetz der Partialdrücke“). John Dalton entdeckte auch die Farbenblindheit, an der er selbst litt. Seine wichtigste Theorie veröffentlichte er 1803 zu den chemischen Elementen. Er vermutet, dass alle Stoffe aus Atomen bestehen. Diese neue Theorie wurde nach ihm „Dalton'sche Atomhypothese“ benannt:

- Jedes Element besteht aus extrem kleinen, bei chemischen Reaktionen ungeteilt bleibenden Teilchen, den **Atomen**.
- Die **Massen der Atome** eines bestimmten Elementes sind gleich (alle Atome eines Elements sind gleich). Die Atome verschiedener Elemente unterscheiden sich in ihren Eigenschaften (z.B. in Größe, Masse, usw.).
- Es existieren so viele Atomsorten wie Elemente.
- Bei chemischen Reaktionen werden Atome in neuer Kombination vereinigt oder voneinander getrennt (zersetzt).
- Eine bestimmte Verbindung wird von den Atomen der betreffenden Elemente in einem ganz bestimmten, **einfachen** Zahlenverhältnis gebildet.

Sein bedeutendster Beitrag dürfte sein 1808 veröffentlichtes Buch „A New System Of Chemical Philosophy“ sein. Darin schlug Dalton vor, das Atomgewicht der Elemente auf das leichteste Element, den Wasserstoff zu beziehen. Diesem ordnete er dabei die Masse 1u zu. (u steht für „unit“ = Einheit). Seine Messungen waren für die damalige Zeit und die zur Verfügung stehenden Messgeräte erstaunlich genau! Er stellte gleichzeitig eine Tabelle der Atomgewichte auf, in der die Atome nach steigender Masse angeordnet waren. Diese waren eine wichtige Vorlage für die spätere Aufstellung des Periodensystems der Elemente.

1822 wurde er Mitglied der Englischen Royal Society. Von dieser erhielt er als erster die Goldmedaille für seine Verdienste auf dem Gebiet der Chemie. 1830 wählte man ihn als erstes ausländisches Mitglied in die französische „Académie Des Sciences“ in Paris. Letzteres war die höchste Ehrung, die einem englischen Wissenschaftler im 19. Jahrhundert verliehen wurde.

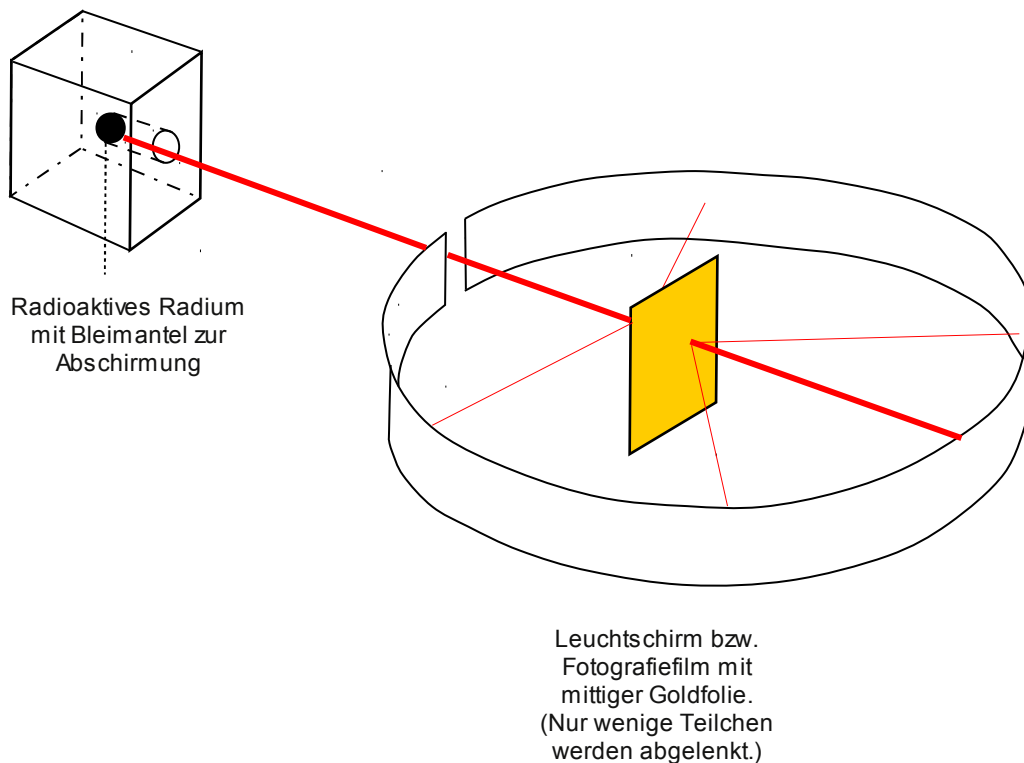
Aufgaben:

1. Lies den gesamten Text und unterstreiche anschließend mit einem Bleistift alle Schlüsselwörter mit einer Wellenlinie, alle Nebeninformationen mit einer geraden Linie.
2. Lese den Text nochmals durch, wenn Du keine Änderungen mehr an Deinen Schlüsselwörtern und den Nebeninformationen hast, kennzeichne die Schlüsselwörter mit einem Textmarker und unterstreiche die Nebeninformationen mit einer feinen roten Linie.
3. Erstelle einen Spickzettel mit den 12 wichtigsten Schlüsselwörtern (und Zeichnungen/ Skizzen wenn Du möchtest).

Der Rutherford'sche Streuversuch (1909)¹

1) Beschreibung des Experiments:

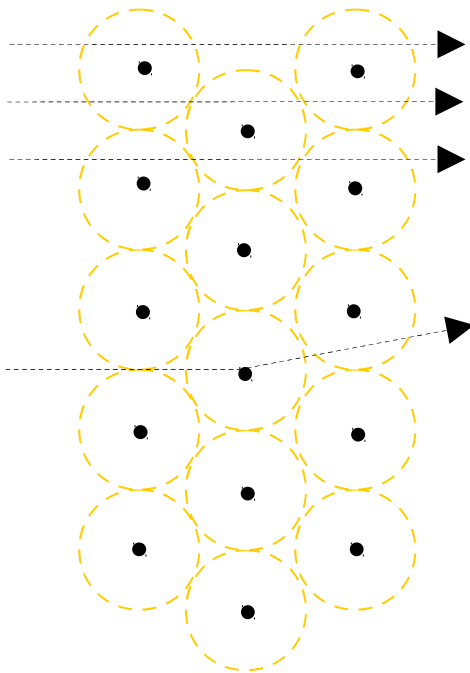
Der neuseeländischer Atomphysiker englischer Abstammung Ernest Rutherford, schoss 1909 die Kerne von Heliumatomen, so genannte Alpha-Strahlung auf eine sehr dünne Goldfolie. Diese hatte er sich extra von seinem Schmied anfertigen lassen. Sie war extrem dünn und nur 2000 Atomlagen dick (entspricht ca. 0,0005 mm). Für die α -Strahlen² verwendete Rutherford einen radioaktiven Strahler, der ein radioaktives Gestein enthielt. (Wenn Du mehr über Strahlung und die verschiedenen Arten lesen möchtest: <http://de.wikipedia.org/wiki/Strahlung>)



Er konnte mit einem Photographiefilm bzw. einem Leuchtschirm, die Teilchen sichtbar machen, welche seine Goldfolie durchdrangen. Seine erste Vermutung war allerdings, dass alle Teilchen von der Folie abprallen, vergleichbar mit einem Ball, den man gegen eine Wand wirft. Da er diese erste Vermutung nicht bestätigt fand, wiederholte er das Experiment mehrere Male. Schließlich hätte seine Goldfolie ja auch Löcher aufweisen können. Aber auch neue Goldfolien brachten die gleichen Ergebnisse. Daraus schloss er, dass vielleicht seine Vermutung grundlegend falsch war. Er dachte lange nach und stellte dann eine völlig neue, für uns unglaubliche Theorie auf.

¹ Vorgänger war „Lennardt“. Dieser führte den Versuch mit e durch.

² Alphateilchen bestehen aus zwei Protonen und zwei Neutronen, die einem Helium-Atomkern entsprechen. Aufgrund ihrer Ladung und relativ großen Masse haben Alphateilchen nur eine sehr geringe Eindringtiefe (Reichweite) in kompakter Materie. Ein dickeres Blatt Papier oder einige Zentimeter Luft reichen im Allgemeinen schon aus, um Alphateilchen vollständig abzuschirmen.

2) Beobachtungen und Schlussfolgerungen:

a) 99,9999% der „Geschosse“ durchdringen die Goldfolie ohne Ablenkung. (Als wären die 2000 Lagen von Goldatomen gar nicht existent)

(Vergleich: Dartpfeil durch Bauzaun werfen)

⇒ Atome müssen demzufolge fast „leer“ sein.

b) Einige Teilchen davon werden ein wenig abgelenkt. (Vergleich Billard)

⇒ Im Zentrum des Atoms befindet sich ein „Atomkern“, der im Vergleich zum gesamten Atom sehr viel kleiner ist. Er ist umgeben von einer Elektronenhülle.

(Durchmesser des Kerns ist ca. 100.000 mal kleiner)

Volumenvergleich Kern: 10^{-45} m^3 ; Goldatom: $10^{-30} \text{ m}^3 = 10^{-15} : 1$)

c) Eines von 100.000 Teilchen wird sogar zurückgeschleudert/ stark abgelenkt (=Querschläger).

⇒ Da die α -Teilchen positiv geladen sind, muss der Atomkern auch (elektrisch) positiv geladen sein.

Größenverhältnisse:

$$\begin{aligned} \varnothing_{\text{Atomkern}} : \varnothing_{\text{Atomhülle}} &= 10^{-15} \text{ m} : 10^{-10} \text{ m} \\ &= 1 : 100.000 \end{aligned}$$

Vergleich: wäre der Atomkern im Durchmesser so groß wie ein Tischtennisball (2cm), so wäre die ganze Atomhülle = 2km groß

Zusammenfassung:

- Atome sind zu 99,9999% leer
- Atome enthalten einen Atomkern
- der Atomkern enthält positiv geladene Teilchen (=Protonen)

Atome haben eine Masse. Wo ist diese dann lokalisiert?

Fast die gesamte Masse eines Atoms befindet sich im Atomkern. Er hat eine außerordentlich hohe Dichte! ($\rho = 4 \cdot 10^{14} \text{ g/cm}^3$) (Vergleich $\rho_{\text{Pb}} = 11 \text{ g/cm}^3$)

Bsp.: Masse eines hypothetischen Stecknadelkopfes, der nur aus Atomkernen besteht.

$$V_{\text{Stecknadelkopf}} = 5 \text{ mm}^3, \rho_{\text{Kernmaterie}} = 2,44 \cdot 10^{14} \text{ g/cm}^3 \Rightarrow m = 1,22 \cdot 10^{12} \text{ Tonnen!}$$

Aufgaben:

1. Beschreibe Rutherfords Versuch und erkläre die Beobachtungen mit Deinen Worten.
2. Warum hat Rutherford den Versuch so oft wiederholt?

Zusatzinformationen:

http://de.wikipedia.org/wiki/Ernest_Rutherford

http://de.wikipedia.org/wiki/Rutherfordsches_Atommodell

Die „Grundbausteine“ des Atoms

Heute wissen wir mehr über Atome, als z.B. noch Medelejew. Sie enthalten drei Elementarteilchen: Protonen, Neutronen und Elektronen.

Von außen betrachtet sind Atome zwar elektrisch neutral, aber im Inneren bestehen sie aus einem Atomkern mit positiv geladenen Protonen und elektrisch neutralen Neutronen und einer Atomhülle aus negativ geladenen Elektronen:

Teilchen	Symbol	Masse [kg]	Masse [u]	Elementarladung	Aufenthaltsbereich
Proton:	p ⁺	1,6726 · 10 ⁻²⁷	1,0073	+1 (positiv)	Atomkern
Neutron:	n	1,6749 · 10 ⁻²⁷	1,0087	0 (un geladen)	Atomkern
Elektron:	e ⁻	9,1096 · 10 ⁻³¹	0,0005	-1 (negativ)	Elektronenhülle

Definition der atomaren Masseinheit: 1u = 1/12 der Masse eines Kohlenstoffatoms aus 6 Protonen, 6 Neutronen und 6 Elektronen (¹²C)

Zusatzinformationen zu Atomen:

- Nahezu die gesamte von uns wahrnehmbare, unbelebte und belebte Materie in unserer irdischen Umgebung besteht aus Atomen oder geladenen Atomen (=Ionen).
- Atome gleicher Anzahl der Protonen, der Kernladungszahl, gehören zu demselben Element.
- Bei (un geladenen) Elementen ist Anzahl von Protonen und Elektronen gleich.
- Die physikalischen Eigenschaften der Atomhülle bestimmen das chemische Verhalten eines Atoms.
- Atome gleicher Kernladungszahl besitzen dieselbe Atomhülle und sind damit chemisch nicht unterscheidbar.
- alle Atomkerne der Erde dicht aneinander gepackt → Würfel von 75m Kantenlänge
- Die Masseneinheit für Elementarteilchen ist 1u (= 1,66056 · 10⁻²⁷ kg)
- Seit 1932 haben die Physiker weit mehr als einhundert verschiedene Elementarteilchen entdeckt und beschrieben, die jedoch chemische Reaktionen nicht beeinflussen und für die Schule keine Rolle spielen. Nach neueren Erkenntnissen sind alle „Elementarteilchen“ aus 12 Elementarbausteinen und 4 Grundkräften zusammengesetzt. Die bekanntesten Vertreter sind die „Quarks“.
- Die stärkste Kraft, die Menschen kennen, wirkt zwischen Protonen und Neutronen und hält den Atomkern zusammen. Sie ist um 1 · 10⁴¹ mal stärker als die Gravitation der Erde; ihre Reichweite ist sehr kurz – außerhalb des Atomkerns spürt man sie nicht. Wäre die Erdgravitation so stark, so wäre ein Reiskorn 1 Billion mal schwerer als die Erde!
- Die Chemie beschäftigt sich mit den Atomen und ihren Verbindungen, den Molekülen. Dies setzt auch genaue Kenntnisse über die Struktur der Atomhülle voraus.
- Die Atomphysik beschäftigt sich unter anderem mit dem Aufbau der Atomhülle, dem Aufbau der Atomkerne aus Elementarteilchen und weiter mit den Eigenschaften der Elementarteilchen.

Zusatzinformationen:

<http://de.wikipedia.org/wiki/Atom>

Zusatzinformationen: Die Geschichte des Atombegriffs und des Aufbaus von Atomen:(z.T. nach: <http://de.wikipedia.org/wiki/Atom>)**um 400 vor Christus - Demokrit und das Teilchenmodell**

Demokrit, ein altgriechischer Gelehrter, äußerte als erster die Vermutung, dass die Welt aus unteilbaren Teilchen - (griechisch a-tomos = unteilbar) Atomen - bestünde. Daneben gäbe es nur leeren Raum. Alle Eigenschaften der Stoffe ließen sich, nach Meinung Demokrits, auf die Abstoßung und Anziehung dieser kleinen Teilchen erklären. Diese Idee wurde von den Zeitgenossen Demokrits abgelehnt, da man damals die Welt als etwas göttliches ansah. Demokrits philosophischer Kontrahent war vor allem Empedokles, der die Lehre von den vier Elementen Feuer, Erde, Luft und Wasser begründete. Demokrits Vorschlag blieb fast 2 Jahrtausende unbeachtet.

um 1400 - Die Alchemisten - Gold kann nicht hergestellt werden

Auch wenn die Alchemisten in ihren Versuchen, aus niederen Stoffen (wie etwa Blei) Gold herzustellen, scheiterten, leisteten sie Vorarbeit für die spätere experimentelle Physik und Chemie.

1803 - John Dalton - Atomtheorie der Elemente

Der englische Chemiker John Dalton griff als erster wieder die Idee von Demokrit auf. Aus konstanten Mengenverhältnissen bei chemischen Reaktionen schließt Dalton darauf, dass immer eine bestimmte Anzahl von Atomen miteinander reagiert.

1896 entdeckt Henri Becquerel die Radioaktivität, und stellt fest, dass sich Atome umwandeln können.**1897 - Joseph John Thomson - Entdeckung des Elektrons**

Bei einem Versuch mit Strom stellte der britische Physiker Thomson fest, dass Strahlen in Vakuumröhren aus kleinen Teilchen bestehen. Damit war ein erster Bestandteil der Atome gefunden, obwohl man von der Existenz der Atome immer noch überzeugt war. Eine Besonderheit war die Entdeckung vor allem deshalb, weil man dachte, Strom wäre eine Flüssigkeit.

1898 - Marie und Pierre Curie - Radioaktivität

Immer mehr Forscher beschäftigten sich mit den kleinsten Teilchen. Die Curies untersuchten unter anderem Uran, das sie aus Pechblende gewannen. Die Uran-Atome zerfallen unter Abgabe von Wärme und Strahlen, die man als Radioaktivität (von radius = Strahl) bezeichnet. Marie Curie erkannte, dass sich Elemente bei diesem Zerfall verwandeln. (Die Radioaktivität wurde 1896 von Henri Becquerel entdeckt.)

1900 - Ludwig Boltzmann - Atomtheorie

Boltzmann war ein theoretischer Physiker, der die Ideen von Demokrit umsetzte. Er berechnete aus der Idee der Atom-Existenz einige Eigenschaften von Gasen und Kristallen. Da er allerdings keinen experimentelle Beweis lieferte, waren damals seine Ideen umstritten.

1900 - Max Planck - Quanten

Der Berliner Physiker Planck untersuchte die Schwarzkörperstrahlung. Bei der theoretischen, thermodynamischen Begründung seiner Formel führte er die sog. Quanten ein und wurde somit zum Begründer der Quantenphysik.

1906 - Ernest Rutherford - Experimente

Der Physiker Ernest Rutherford ging im Gegensatz zu Boltzmann und Planck experimentell auf die Suche nach den Atomen. 1906 entdeckte er mit dem rutherfordischen Experiment, dass Atome nicht massiv sind, ja sogar im Grunde fast gar keine Substanz besitzen. (Damit ist das Wort "Atom" für das, was es bezeichnet, im Grunde falsch. Es wurde aber beibehalten.) Aus dem Experiment leitete Rutherford bis 1911 die genaue Größe eines Atoms, also der Atomhülle und der Größe des Atomkerns ab. Ferner konnte er ermitteln, dass der Atomkern die positive Ladung, die Atomhülle eine entsprechende negative Ladung trägt. So entdeckte er das Proton.

1913 - Niels Bohr - Schalenmodell

Aus dem rutherford'schem Atommodell entwickelte der dänische Physiker Niels Bohr ein planetenartiges Atommodell. Danach bewegen sich die Elektronen auf bestimmten Bahnen um den Kern, wie Planeten die Sonne umkreisen. Die Bahnen werden auch als Schalen bezeichnet. Das besondere daran war, dass die Abstände der Elektronen-Bahnen streng-mathematischen Gesetzmäßigkeiten folgen. Die Bahnen besitzen verschiedene Radien, und jede Bahn besitzt eine maximale Kapazität für Elektronen. Atome streben Bohr zufolge an, dass alle Bahnen komplett besetzt sind. Damit haben sich sowohl viele chemische Reaktionen erklären lassen als auch die Spektrallinien des Wasserstoffs. Da sich das Modell für komplexere Atome als unzureichend erwies, wurde es 1916 von Bohr und dem deutschen Physiker Arnold Sommerfeld insofern verbessert, als man nun für bestimmte Elektronen exzentrische, elliptische Bahnen annahm. Das bohr-sommerfeld'sche Atommodell erklärt viele chemische und physikalische Eigenschaften von Atomen.

1929 - Erwin Schrödinger, Werner Heisenberg und andere - Das Orbitalmodell

Aufbauend auf Schrödingers Wellenmechanik und Heisenbers Matrizenmechanik wurde ein weiteres, bis heute modernes Atommodell entwickelt, das weitere Unklarheiten beseitigen konnte.

1929 - Ernest O. Lawrence - Der erste Teilchenbeschleuniger, das Zyklotron

Um Informationen über den Aufbau der Atomkerne zu bekommen, wurden die Kerne mit Strahlen beschossen. Um nicht auf die schwache natürliche Strahlung angewiesen zu sein, entwickelte Lawrence das Zyklotron. Geladene Teilchen wurden auf kreisförmigen Bahnen beschleunigt.

1932 - Paul Dirac und David Anderson - Antimaterie

Der theoretische Physiker Paul Dirac fand eine Formel, mit der sich die Beobachtungen der Atomphysik beschreiben lassen. Allerdings setzte diese Formel die Existenz von Anti-Teilchen voraus. Diese Idee stieß auf heftige Kritik, bis der amerikanische Physiker Anderson in der kosmischen Strahlung das Positron nachweisen konnte. Dieses Anti-Teilchen zum Elektron hat eine positiver Ladung aber die gleiche Masse wie ein Elektron. Treffen ein Teilchen und sein Anti-Teilchen zusammen, zerstrahlen sie sofort als Energie gemäß der Formel $E = m \cdot c^2$. 1932 wurde dann noch das Neutron von dem englischen Physiker James Chadwick entdeckt.

1933 - Marie und Pierre Curie - Materie aus dem Nichts

Eher zufällig beobachten die Eheleute Curie, dass sich nicht nur Masse in Energie umwandeln lässt. In einem Experiment verwandelte sich ein Lichtstrahl in ein Elektron und ein Positron.

1938 - Otto Hahn und Lise Meitner - Die erste Kernspaltung

Der deutsche Chemiker Hahn, ein Schüler Rutherford's, untersuchte weiter die Atomkerne. Dazu beschoss er Uran-Atome mit Neutronen und erhielt Cäsium und Rubidium oder Strontium und Xenon. Was eigentlich passierte konnte er nicht erklären. Dies gelang jedoch seiner Mitarbeiterin Lise Meitner, die aufgrund ihrer jüdischen Religion vor den Nazis nach Schweden geflohen war. Sie stellte fest, dass die Summe der Kernteilchen (Protonen und Neutronen) bei den Produkten der des Urans entspricht. Hahn erhielt dafür den Nobelpreis, erwähnte seine Mitarbeiterin aber mit keinem Wort.

1938 - Hans Bethe - Kernfusion in der Sonne

Neben zahlreichen Beiträgen zum Aufbau der Atome erforschte der in Straßburg geborene Bethe die Energieproduktion in Sternen. Er stellte fest, dass in unserer Sonne zwei Wasserstoff-Atomkerne miteinander verschmelzen, während in größeren und helleren Sternen Kohlenstoff-Kerne in die schwereren Stickstoff-Kerne verwandelt werden. Bethe arbeitete auch in Los Alamos mit, wurde aber nach dem Krieg ein engagierter Gegner von Massenvernichtungswaffen.

1942 - Enrico Fermi - Der erste Kernreaktor

Der italienische Physiker Fermi erkannte die Möglichkeit, die Kernspaltung für eine Kettenreaktion zu nutzen. Die bei der Spaltung von Uran freiwerdenden Neutronen, konnten für die Spaltung weiterer Kerne verwendet werden. Damit legte Fermi die Grundlagen, sowohl für die kriegerische Nutzung der Kernenergie in Atombomben als auch friedliche Nutzung in Kernreaktoren. Fermi baute den ersten funktionierenden Kernreaktor.

1942 - Werner Heisenberg - Atomforschung für die Nazis

Die Nazis beauftragten den Physiker Heisenberg eine Atombombe zu entwickeln. Durch einen Rechenfehler misslang ihm dies aber. Bei der Berechnung der kritischen Masse verrechnete er sich um den Faktor 1000.

1942 - Albert Einstein und Leo Szilard - Roosevelt soll die Atombombe bauen

Eigentlich hat Einstein selber nicht zum Bau der Atombombe beigetragen. Er unterstützte aber einen Brief an den amerikanischen Präsidenten Roosevelt, dass die Entwicklung der Atombombe unbedingt vor den Nazis entwickelt werden solle. Auch der ungarische Universalgelehrte Szilard erkannte die Gefahr, die von einer deutschen Atombombe ausging. Er lieferte zwar wichtige Ideen für den Bau der Atombombe, war aber an deren Entwicklung in Los Alamos nicht beteiligt.

1945 - J. Robert Oppenheimer - Die erste Atombombe

Oppenheimer war der Organisator, der in Los Alamos die besten Physiker und Ingenieure versammelte. So gelang es innerhalb kürzester Zeit der Bau einer Atombombe, das Manhattan-Projekt. Nach dem Einsatz der Atombombe in Hiroshima wurde Oppenheimer zum Gegner von Atombomben.

1952 - Edward Teller - Die Wasserstoffbombe

Der ungarische Physiker Teller war Mitarbeiter von Oppenheimer. Allerdings hatte er eine weitergehende Idee. Er wollte eine Bombe auf der Basis der Kernfusion bauen, die Bethe in der Sonne nachgewiesen hat. Aus Angst vor dem Kommunismus wurde Teller zu einem Rüstungsfanatiker und entwickelte die Wasserstoffbombe.

1960 - Donald A. Glaser - Die Blasenkammer

Nach dem Kriegsende konzentrierte sich die Forschung auf den Aufbau der Elementarteilchen. Mit der Entwicklung der Blasenkammer hatte man nun eine Möglichkeit, die kleinsten Teilchen, die in Teilchenbeschleunigern entstanden, zu "sehen".

1964 - Murray Gell-Mann - Die Quarks

Mit Hilfe der Blasenkammer konnte auf einmal eine riesige Anzahl an bisher unsichtbaren Teilchen sichtbar gemacht werden, die Widersprüche zu der bisherigen Physik darstellte. Um dies zu erklären, postulierte der Physiker Gell-Mann Grundbausteine, aus denen die Kernbausteine aufgebaut sein sollen. Mittlerweile gibt es sehr viele Indizien für die Existenz der Quarks, auch wenn sie einzeln nicht zu beobachten sind.

1978 - Der Fusionreaktor

Um die riesigen Mengen an Energie zu nutzen, die bei einer Kernverschmelzung (Kernfusion) frei werden, versuchte man, die Fusionsenergie gezielt zu nutzen. Die Kernverschmelzung (Kernfusion) gelang erstmals mit Teilchenbeschleunigern. Derzeit laufen Versuche, Kernfusionsreaktoren herzustellen, bislang konnte aber nur für sehr kurze Zeit mehr Energie gewonnen werden, als in den Prozess hineingesteckt wurde.

1995 - Eric Cornell, Wolfgang Ketterle und Carl Wiemann - Das Bose-Einstein-Kondensat

In einem ultrakalten Gas aus Rubidium-Atomen wird erstmals ein Bose-Einstein-Kondensat hergestellt, ein bereits von Einstein vorhergesagter Zustand der Materie.

2000 - CERN - Das Higgs-Boson

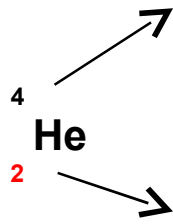
Das Kernforschungszentrum CERN in Genf forscht in ihrem Beschleuniger nach dem Higgs-Boson, das als Erlöser-Teilchen bezeichnet wird und dessen Existenz die bestehenden Theorien zur Elementarteilchenphysik bestätigen soll. Bisher gibt es keine eindeutigen experimentellen Belege für die Existenz des Higgs-Bosons.

2002 - Brookhaven - seltsame Materie

Im Schwerionenbeschleuniger RHIC im amerikanischen Brookhaven prallen Goldionen hoher Energie aufeinander. Dabei sollen sie für extrem kurze Zeit und in einem sehr kleinen Raumbereich ein Quark-Gluonen-Plasma erzeugen. Dies ist ein Zustand der Materie, der heute in der Natur nicht mehr vorkommt, aber vermutlich unmittelbar nach dem Urknall existierte.

Die symbolische Schreibweise

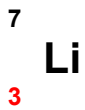
Im Periodensystem werden die Atome in einer besonderen Schreibweise dargestellt. Sie ist leicht zu verstehen:



Massenzahl oder Nukleonen(an)zahl
=Zahl an Protonen und Neutronen

Ordnungszahl (bzw.: Kernladungszahl)
= Zahl der Protonen
= Zahl der Elektronen

⇒ He besteht aus: 2 Protonen, 2 Elektronen und 2 Neutronen



⇒ Li besteht aus: 3 Protonen, 3 Elektronen und 4 Neutronen

Aufgaben:

1. Berechne für folgende Beispiele die Anzahl an Elementarteilchen: Na, Mg, Ca, Ba, Al, I.

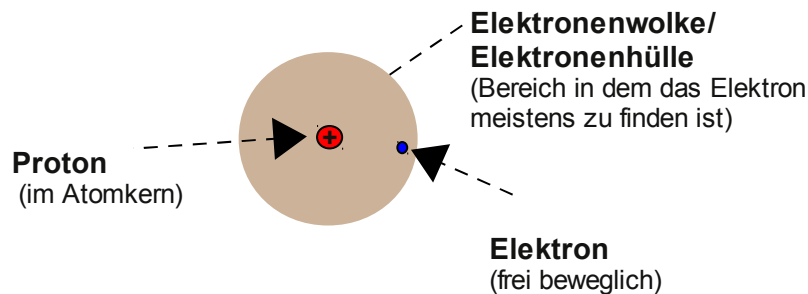
Anordnung der Elementarteilchen im Atomkern

Nachdem Du nun weißt, welche Elementarteilchen im Atom zu finden sind, wird es Zeit, sich Gedanken über deren Anordnung zu machen. Doch Vorsicht, niemand kann genau erklären wie es im Atom aussieht und man braucht sehr viel Vorstellungskraft, um sich nur ein ungefähres Bild davon zu machen. Vielleicht helfen Dir die angegebenen Vergleiche. Zusätzlich erschwerend ist, dass es verschiedene Modelle gibt, die nacheinander entstanden sind. In Schulbüchern ist oft das Atommodell von Niels Bohr genannt - lass Dich dadurch nicht verwirren. Es ist falsch!³

a) Aufbau des Wasserstoffatoms:

Das Wasserstoffatom hat ein Proton und demzufolge ein Elektron.

Im Zentrum des Atoms befindet sich der Atomkern, er enthält ein Proton. Um ihn herum bewegt sich ein einzelnes Elektron. Das Elektron bewegt sich um den Kern und hat demzufolge immer unterschiedliche Abstände zum Atomkern. Da es sich zu 95% fast immer innerhalb eines bestimmten Abstandes um das Atom bewegt und dieser einer Art Kugel gleicht, spricht man auch von einer Elektronenwölke oder Elektronenhülle oder auch einem Atomorbital. Die Form ist dabei immer von der Aufenthaltswahrscheinlichkeit des Elektrons abhängig. In den Modellen von Niels Bohr werden die Elektronenwolken auch als Schalen bezeichnet.



Frei bewegliche Elektronen umkreisen den Atomkern.

³ Hinweise für Fortgeschrittene: Das Bohrsche Modell wirft folgende Fragen auf:

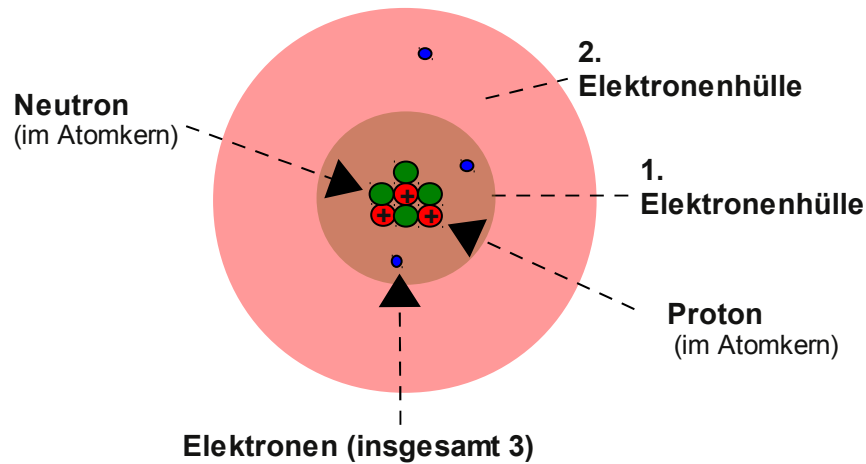
- Frage nach der Stabilität der Atome.
- Wie kann das Elektron auf einer Kreisbahn um den Atomkern bewegen? Wirken im Atomkern keine Kräfte (Zentripetalkraft)?
- Wie verhält es sich mit der Abstoßung der positiven Protonen?
- Warum ziehen die Protonen nicht die Elektronen ganz zu sich heran? Unter Energieabgabe müsste das Elektron eigentlich auf einer spiralförmigen Bahn in den Atomkern stürzen.
- Elektronen auf einer Kreisbahn entsprechen einem Hertz'schen Dipol, welcher elektromagnetische Strahlung emittieren müsste. Dies ist jedoch bei Atomen nicht beobachtbar (außer bei radioaktiven Stoffen).

b) Aufbau des Lithiumatoms

Das Lithiumatom hat drei Protonen, 4 Neutronen und drei Elektronen.

Die Neutronen sind ungeladen und befinden sich zwischen den Protonen. Eine Modellvorstellung beschreibt sie als „Protonenkitt“, also als Klebstoff, der die sich abstoßenden positiven Protonen im Kern zusammenhält.

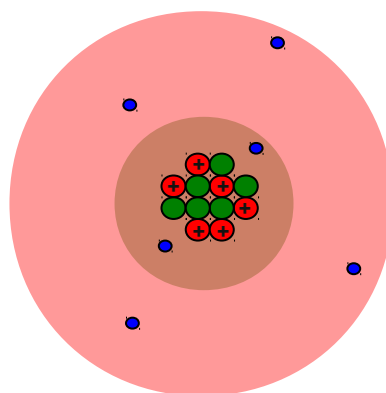
Nicht alle Elektronen können sich gleich weit vom Atomkern entfernen. Also gibt es durch die unterschiedlichen Aufenthaltswahrscheinlichkeiten auch unterschiedliche Elektronenwolken. In der ersten Elektronenhülle ist nur „Platz“ für zwei Elektronen. Wenn sie voll besetzt ist, dann entsteht automatisch eine neue. In jeder weiteren ist Platz für mindestens 8 Elektronen. Die Elektronen der äußersten Hülle nennt man auch Valenzelektronen oder Außenelektronen.



Bei chemischen Reaktionen sind in der Regel nur die Valenzelektronen beteiligt. Elemente mit der gleichen Anzahl an Valenzelektronen (⇒ gleiche Hauptgruppennummer) haben meist ähnliche Eigenschaften. Die Anordnung der Elektronen nennt man Elektronenkonfiguration.

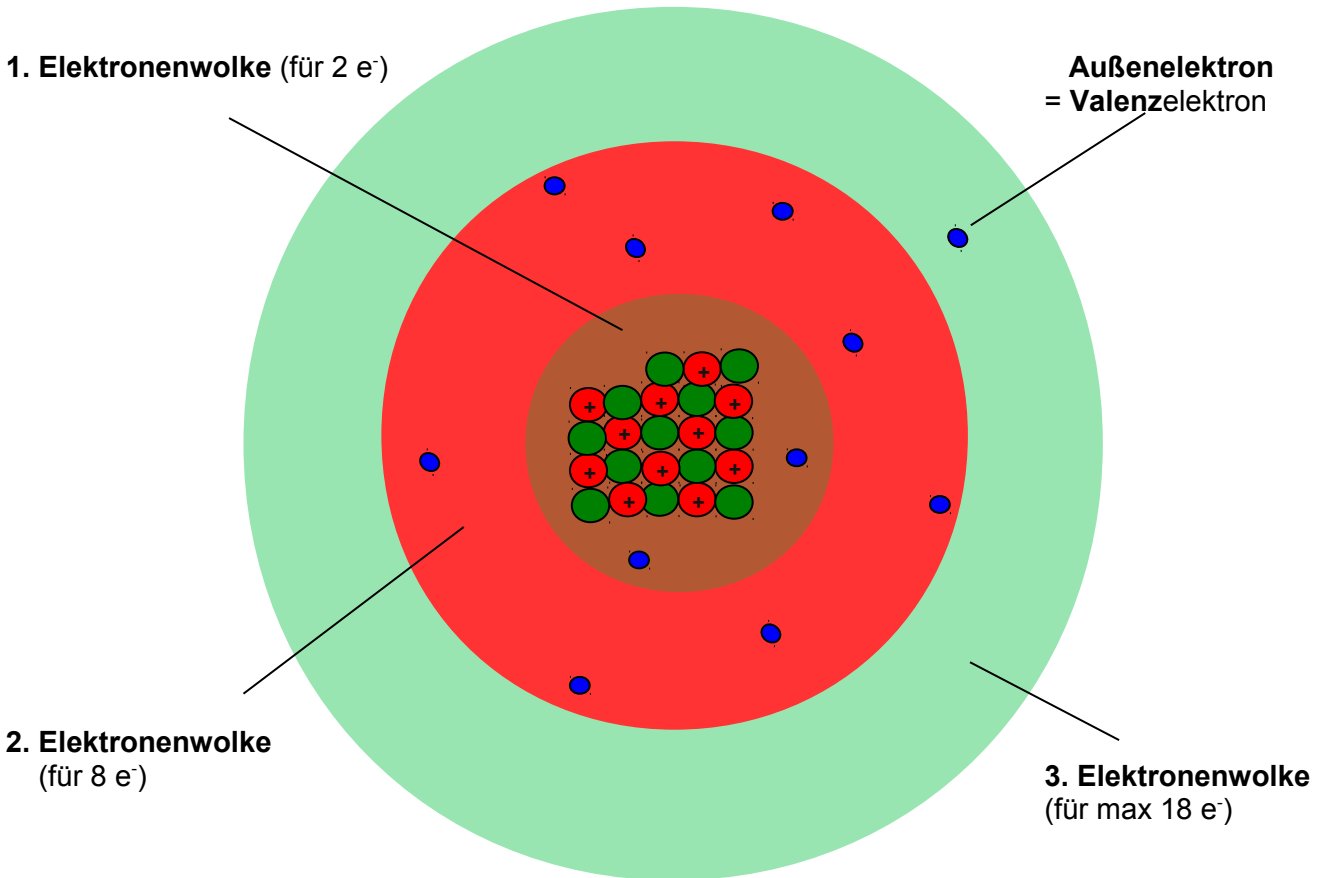
c) Aufbau des Kohlenstoffatoms (C):

Das Kohlenstoffatom hat 6 Elektronen, 6 Neutronen und 6 Protonen:



d) Aufbau des Natriumatom (Na)

Das Natriumatom hat 11 Elektronen in drei Elektronenwolken. Wie Du erkennen kannst, sind die Elektronenwolken farbig gezeichnet, entsprechend den Farben der Perioden Deines PSE gefärbt.

**Zusatzinformationen: Atombau**

<http://de.wikipedia.org/wiki/Atommodell>

<http://de.wikipedia.org/wiki/Elementarteilchen>

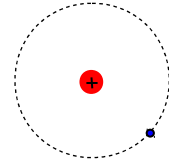
Wichtige Aufgaben:

1. Zeichne selbst den Aufbau der folgenden Atome: H, He, Li, Na, Mg, Ca, Ba, Al, I
2. Welcher Zusammenhang besteht zwischen der Anzahl an Elektronenwolken und der Periodennummer?
3. Besteht ein Zusammenhang zwischen der Anzahl an Valenzelektronen und dem PSE?
4. Wie erklärst Du Dir, dass das Verhältnis von Protonen zu Neutronen bei Zunahme der Ordnungszahl kleiner wird (z.B. Kohlenstoff hat 6p⁺ und 6n ⇒ 1:1=1; Blei hat 82p⁺ und 126n ⇒ 82:126=0,65)?

Geschichtliche Entwicklung der Modelle zum Der Aufbau der Elektronenhülle

Chemiker kennen heute viele Modelle zum Beschreiben der winzigen Atome. Jedes Modell hat Vor- und Nachteile. Lass Dich nicht durch die Vielfalt verwirren und benutze immer das, was Du in der Schule gelernt hast. Letztlich sind alles Modelle, die nur etwas nicht sichtbares verdeutlichen sollen. Aber es ist gar nicht so einfach, sich das immer vorzustellen...

1913 Niels Bohr: „Elektronen kreisen als Teilchen auf Bahnen (plantengleich) um den Atomkern“ Jede Bahn entspricht dabei einem bestimmten Energiezustand des Elektrons.



1924 Louis de Broglie: „Jedes sich bewegende Teilchen, hat neben den Teilcheneigenschaften auch Welleneigenschaften.“ (*Diese werden wichtiger, je kleiner das Teilchen wird*) (=Welle-Teilchen-Dualismus).

⇒ **Elektronen (auch Photonen) haben:**

- Teilcheneigenschaften
- Welleneigenschaften (Beweis: ihre Wellenlänge ist messbar!)

Vergleich dies mal mit einer Interferenz (=Auslöschung von Wellen gleicher Wellenlänge): Wellen können sich auslöschen, für Teilchen gilt das nicht. Je nach Experiment und Aufbau kann man also vom Teilchen- oder Wellencharakter der Elektronen ausgehen.

⇒ Da Bohr nur den Teilchecharakter des Elektrons berücksichtigt hat, haben seine Schlussfolgerungen also mindestens 50% Fehler. ;-)

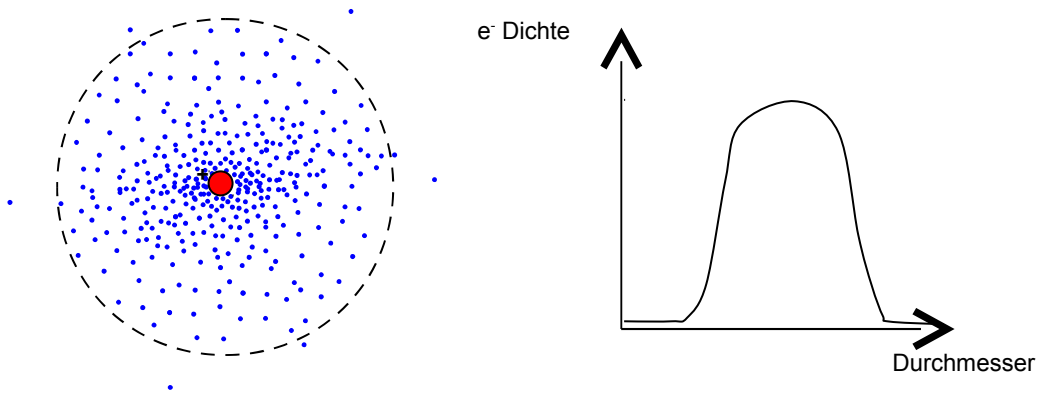
1926 Heisenberg: „Wenn de Broglie recht hat, kann man nicht die Position und die Geschwindigkeit eines Elektrons bestimmen, da man nicht gleichzeitig beides messen kann! (=Unschärferelation).

⇒ die Wellenlänge ändert sich.

Vergleich Radarfalle⁴

⇒ **Man kann nicht wissen, wie sich kleine Teilchen, wie z.B. Elektronen bewegen. Somit ist auch sicher, dass sie sich nicht auf Bahnen (siehe Bohr) bewegen. Man kann aber sagen, dass für so kleine Teilchen, die Gesetze der klassischen Mechanik nur beschränkt Gültigkeit haben. Dies macht eine eigene Vorstellung für Chemiker so schwierig.**

1928 Schrödinger: Der Aufenthaltsbereich des e^- ist die so genannte Elektronenwolke⁵ (=Orbital)



⁴ Um ein Objekt zu sehen, brauchen wir Licht. Die Lichtenergie beschleunigt aber das Objekt. (Photon - Elektron). Vergleich mit Radarfalle: Blitzen mit 800 Kg Geschossen... (Position wäre klar, aber die Geschwindigkeit...)

- Welle-Teilchen-Dualismus (vgl. Aristoteles - Muhamed Ali)
- Heisenbergsche Unschärferelation (Einsatz des Luftballon-Modells)

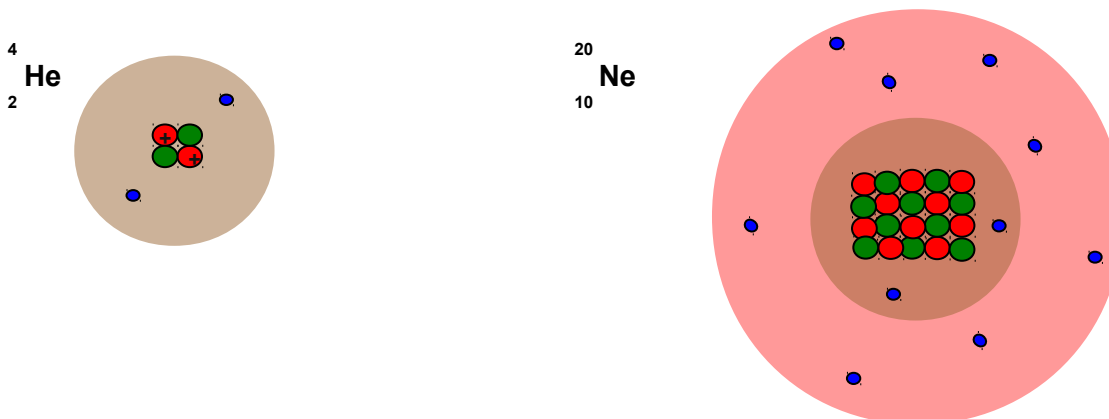
⁵ Vergleich mit Torwart im Fußballspiel (16m-Raum). Vergleich mit Erdatmosphäre.

Edelgase und Edelgaskonfiguration

„Edelgase“ ist der Begriff für die Elemente der 8. Hauptgruppe (Helium, Neon, Argon, Krypton, Xenon und Radon). Edelgase sind im Gemisch Luft zu finden. Nach ihrem Anteil sortiert, steht an erster Stelle Argon. Es folgen Neon, Helium, Krypton und Xenon. Radon tritt nur in kleinsten Mengen als Produkt radioaktiver Zerfallsprozesse auf. Im All findet man neben Wasserstoff sehr viel Helium.

Alle Edelgase sind farb-, geschmack- und geruchlose Gase, die eigentlich nur elementar (nicht vereinigt) und einatomig vorkommen. Sie lassen sich in Wasser auflösen und sind aufgrund ihrer Ähnlichkeit und Reaktionsträgheit fast nicht zu unterscheiden. Sie kondensieren erst bei Temperaturen tiefer als -100°C . Helium hat den niedrigsten Schmelz- und Siedepunkt aller Elemente. Aufgrund dieser Eigenschaft wurden sie als Element erst sehr spät entdeckt.

	${}^2\text{He}$	${}^{10}\text{Ne}$	${}^{18}\text{Ar}$	${}^{36}\text{Kr}$	${}^{54}\text{Xe}$
Atommasse [u]	4,0	20,2	39,9	83,8	131,3
Dichte [g/l]	0,17	0,84	1,66	3,48	5,49
Schmelzpunkt [$^{\circ}\text{C}$]	-272,3	-248,6	-189,4	-156,5	-111,8
Siedepunkt [$^{\circ}\text{C}$]	-269,0	-246,0	-185,9	-152,9	-107,1
Leuchtfarbe in Leuchtröhren	gelb	rot	rot	gelbgrün	violett
Verwendungszweck	Füllgas für Ballons Zusatz für Atemluft bei Tiefseetauchern	Leuchtstoffröhren	Glühlampenfüllgas, Schutzgasschweißen	Glühlampenfüllgas	



Edelgase (8. HG) sind die **reaktionsträgsten Elemente**. Alle Edelgase haben eine vollbesetzte Außenelektronenwolke.

Aus der Trägheit der Edelgase folgt, dass eine Anordnung mit voll besetzter Außenelektronenwolke besonders stabil sein muss (=Oktettregel).

Diese Edelgaskonfiguration ist von allen Elementen angestrebt. Entscheidend ist dafür nur die Anzahl an Valenzelektronen (2 bei He oder 8 bei allen anderen!).

Unter besonderen Bedingungen kann man im Labor Xe und Kr zur Reaktion mit anderen Elementen bewegen. Dazu sind sehr hohe Ionisierungsenergien notwendig. Von den leichten Edelgasen Helium, Neon und Argon sind keine Verbindungen bekannt. Linus Pauling wies 1933 schon darauf hin, dass Xenon eine ähnlich (hohe) 1. Ionisierungsenergie wie Sauerstoff hat. 1962 wurde von Bartlett dann mit Xenonhexafluor die erste Edelgasverbindung dargestellt. Man heute kennt bereits 32 Edelgasverbindungen:



Das Periodensystem der Elemente: Die Geschichte des PSE

Demokrit (460-370 v. Chr.)

Der Grieche vermutete, alleine durch Beobachtungen der Natur, dass es Aufbausteine für alle Stoffe (heute würde man sie Atome nennen) gibt.

Robert Boyle (1627-1691)

Der Engländer zeigte als erster, dass nicht Feuer, Wasser, Erde und Luft die chemischen Elemente sind. Er vermutete, dass es mehr geben muss. Sonst wäre die Vielfalt der Natur nicht zu erklären. Er vermutete, dass man Stoffe, die man nicht mehr in zwei verschiedene andere Stoffe umwandeln kann Elemente sind. So kann man Pflanzlichen Zucker durch Erhitzen in Kohlenstoff umwandeln. Diesen konnte er aber nicht weiter zersetzen, so bestimmte er, dass Kohlenstoff ein Element sei.

Antoine Lavoisier (1743-1794)

Der Franzose Lavoisier übernahm Boyles Elementdefinition und erweiterte sie. Er unterschied Elemente (*matière*) und deren Fähigkeit Verbindungen zu bilden (*principe*). Es gibt also nach Lavoisier keine Stoffe, in denen *matière* und *principe* zusammenfielen.

William Prout (1785-1850) und Jeremias Benjamin Richter (1762-1807)

Der Engländer Prout und der deutsche Richter stellen die Gesetze der einfachen und vielfachen Massenverhältnisse auf. So reagieren 2g Schwefel immer mit 2g Sauerstoff zu 4g Schwefeldioxid oder auch (bei anderen Reaktionsbedingungen) mit 3g Sauerstoff zu 5g Schwefeltrioxid.

John Dalton (1766-1844)

Der Engländer stellte eine Atomhypothese auf, die Atome und ihre Reaktionen beschrieb. Er verband diese mit den Massengesetzen von Prout und Richter, um sie zu erklären.

Jöns Jakob Freiherr von Berzelius, (1779-1848),

Der Schwede Berzelius nannte Reinstoffe, die nicht durch eine Vereinigung entstanden sind „Elemente“. Stoffe die durch eine Vereinigung entstehen, nannte er „Verbindung“. Er stellte die noch immer gültige Definition auf:

„Ein Element ist ein Reinstoff, der nicht weiter zersetzt werden kann“. Für Elemente legte er neue Symbole fest, die sich vom lateinischen oder griechischen Namen ableiteten (z.B. Wasserstoff = Hydrogenium = H).

Da man nun endlich die Kenntnisse der Chemie vernünftig ordnen konnte, wurde der Wunsch nach einem einheitlichen Ordnungssystem immer größer.

Dimitri Mendelejew (1834-1907) und Lothar Meyer (1830 - 1895)

Der Russe Mendelejew und der Deutsche Lothar Meyer ordneten 1869 als erstes die damals ca. 60 bekannten Elemente nach ihrer Masse. Allerdings fiel auf, dass sich manchmal Eigenschaften der Elemente wiederholten. Diese Elemente schrieb Mendelejew übereinander. So kam er zu einer tabellarischen Anordnung von 7 Gruppen. Manchmal erhielt er allerdings Lücken in seiner Tabelle. Er vermutete, dass es noch unentdeckte Elemente geben musste. (Germanium, Gallium und Scandium). Die 8. Gruppe des PSE (Edelgase) konnten sie nicht aufstellen, da die Edelgase noch nicht entdeckt waren.

Nils Bohr (1885-1962)

Der Däne Bohr forschte an einzelnen Atomen und beschäftigte sich mit deren Zusammensetzung. Er stellte ein nach ihm benanntes Atommodell auf. Gleichzeitig fing er an diese Atome nach ihrer Anzahl an Protonen zu ordnen. (Henry G.J. Mosley bestimmte 1913 mit Hilfe von Röntgenstrahlen erstmalig die Anzahl an Protonen in Atomen). Deshalb nannte er die Protonenzahl auch Ordnungszahl. Dieses neue Periodensystem war dem von Mendelejew sehr ähnlich. Nur geringe Änderungen mussten vorgenommen werden.

Die historische Entwicklung des Periodensystems der Elemente (=PSE)

(z.T. nach: <http://de.wikipedia.org/wiki/Mendelejew>)

Dmitri Iwanowitsch Mendelejew (8.2.1834- 2.2.1907) war ein russischer Chemiker, der auf der Suche nach einer Systematik der chemischen Elemente war.

Zwischen 1859 und 1861 arbeitete er in Paris über die Dichte der Gase und an der Universität Heidelberg beschäftigte er sich bei Gustav Robert Kirchhoff mit der neuen Untersuchungsmethode der Spektroskopie.

Er promovierte 1865 in Chemie in Sankt Petersburg. Sein Bestreben war, die damals bekannten 63 Elemente in einem System zu ordnen. Eine Hilfe war, dass 1866 ein Kollege, der Chemiker John A.R. Newland, das Oktavgesetz vorschlug:

*„Wenn die Elemente nach steigender relativer
Atommasse geordnet werden, dann ist das
achte Element dem ersten ähnlich.“*

Dmitri Mendelejew und der Deutsche Lothar Meyer griffen 1869 dieses Gesetz auf und ordneten die Elemente in einer sich periodisch wiederholenden Anordnung in 7 Gruppen an. Mendelejew ordnete die Elemente dabei so an, dass ähnliche Merkmale in den gleichen Gruppen zusammenstehen. Damit dies aber immer aufging, musste er noch 3 Felder frei lassen. Er vermutete, dass diese drei Elemente noch nicht entdeckt waren. Durch seine genauen Forschungen konnte er für diese unbekannt Elemente (Gallium, Scandium und Germanium) allerdings schon einige Vorhersagen über ihre Eigenschaften treffen. Hier zeigte sich sein wahres Genie. Seine Vorhersagen zu Schmelz- und Siedepunkten waren von großer Genauigkeit und Präzision.

1867 wurde er Professor für Chemie an der Universität Sankt Petersburg. Am 6. März 1869 veröffentlichte er das Periodensystem der Elemente (PSE) unter dem Titel „Die Abhängigkeit der chemischen Eigenschaften der Elemente vom Atomgewicht“.

Damit vollendete Mendelejew vorläufig die 50-jährige Suche nach einem Zusammenhang zwischen den Atomgewichten und den chemischen Eigenschaften der Elemente. Zu seinen Ehren bekam das Element 101 den Namen Mendelewium.

In zwei Punkten lag Mendelejew's leider falsch. Die Anordnung der Elemente ____ und ____ sowie ____ und ____ nach ihrer relativen Atommasse entsprach nicht der Anordnung nach ihren Eigenschaften. Man findet im heutigen PSE sogar noch ein weiteres Paar: ____ und ____ .

Die Auflösung war erst möglich, als Henry G.J. Mosley 1913 begann das PSE nach der Anzahl an Protonen/ Elektronen zu ordnen. Mit Hilfe von Röntgenstrahlen gelang es ihm die Ordnungszahl der Elemente zu bestimmen und das heute gültige PSE, geordnet nach der Protonenzahl, aufzustellen.

Heute gelten folgende Regeln:

Das PSE ist nach steigender _____ und nicht nach steigender _____ angeordnet. Dabei stehen Elemente mit ähnlichen _____ übereinander. So ergibt sich ein Aufbau des PS in _____ und _____. (Die _____ -Nummer entspricht dabei der Anzahl an Elektronenwolken, die _____ - Nummer entspricht der Anzahl an Außenelektronen bzw. Valenzelektronen).

Von Element zu Element nimmt dabei die Anzahl an Valenzelektronen stets um 1 zu. Daraus resultieren wesentliche Änderungen in den Eigenschaften der Elemente. Die Valenzelektronen sind somit maßgeblich für die Eigenschaften der Elemente verantwortlich.

Zusatzinformationen zu Mendelejew:

Mendelejew war zugleich der Vater der russischen Ölindustrie. Bereits in den 1860er Jahren besuchte er die Ölfelder bei Baku in Aserbaidschan. 1876 reiste er im Auftrag der russischen Regierung in die USA, um die Ölförderung in Pennsylvania zu studieren und Empfehlungen für die Ausbeutung der russischen Reserven zu geben. Nach seiner Rückkehr erfand er neue Methoden zur Raffinierung des Öls. Seine Empfehlungen fasste er in dem Werk „Die Erdölindustrie in Pennsylvania und im Kaukasus zusammen“.

Mendelejew war ein Liberaler. In seinen Vorlesungen waren anders als bei seinen Kollegen auch Frauen zugelassen. Regelmäßig machte er Eingaben an die Regierung, wandte sich gegen die zaristische Bürokratie und politische Repressionen. Seine Informationen beschaffte er sich bei Bahnreisen durch Russland, auf denen er stets dritter Klasse reiste. 1890 trat er aus Protest gegen die Einschränkung der universitären Autonomie als Professor zurück. 1893 wurde er auf Betreiben des Finanzministers Direktor des Russischen Amtes für Maße und Gewichte, führte das metrische System in Russland ein. Er starb im Januar 1907 an den Folgen einer Grippe. An seiner Beerdigung auf dem Petersburger Wolkowo-Friedhof nahmen mehrere tausend Menschen teil.

Mendelejew war zweimal verheiratet und hatte mehrere Kinder. Er sprach russisch, deutsch und französisch.

Die Kernthesen zu seinem Vortrag vor der Russischen Gesellschaft für Chemie im März 1869:

1. Die nach Atomgewicht aufgereihten Elemente zeigen Periodizität in ihren Eigenschaften und ihrem Verhalten.
2. Elemente mit gleichem Verhalten haben fast das gleiche Atomgewicht (zum Beispiel Platin, Iridium, Osmium) oder das Atomgewicht erhöht sich gleichmäßig (zum Beispiel Kalium, Rubidium, Cäsium).
3. Die Anordnung der Elemente oder Gruppen von Elementen entspricht ihrer Wertigkeit und, bis auf einige Ausnahmen, ihrem charakteristischen Verhalten.
4. Die am häufigsten vorkommenden Elemente haben kleine Atomgewichte.
5. Das Atomgewicht bestimmt die Eigenschaften des Elements, so wie die Eigenschaften eines Moleküls von seiner Größe bestimmt werden.
6. Die Entdeckung weiterer Elemente ist zu erwarten, beispielsweise die Analogen zu Aluminium und Silizium mit einem Atomgewicht zwischen 65 und 75.
7. Das Atomgewicht einiger Elemente kann durch diese Anordnung korrigiert werden. Zum Beispiel muss das Atomgewicht des Tellurs zwischen 123 und 126 liegen. Es kann nicht 128 betragen.
8. Einige charakteristische Eigenschaften lassen sich aufgrund des Atomgewichts vorhersagen.

Mendelejew schrieb später einmal, beim Verfassen eines Chemiebuches habe er nach einer Einteilung der chemischen Elemente gesucht. Neben dem Atomgewicht habe er sich von ihren Eigenschaften leiten lassen:

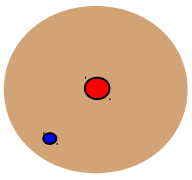
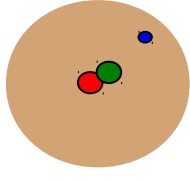
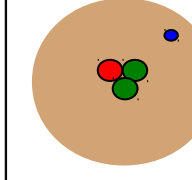
- Ähnlichkeiten bei der Bildung von Verbindungen
- Elektrochemisches Verhalten und Wertigkeit
- Kristallform der Verbindungen
- Neigung zur Isomorphie

Isotope des Wasserstoffs⁶

Alle Atome eines Elementes haben die gleiche Ordnungszahl und somit die gleiche Anzahl an Protonen, aber bei einigen Elementen kommt es vor, dass sie sich in ihrer Masse unterscheiden. ⇒ Sie haben eine unterschiedliche Anzahl von Neutronen. Diese Elemente nennt man Isotope.

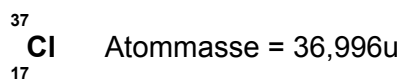
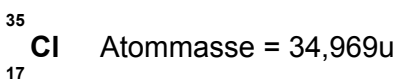
Zum Beispiel enthält das häufigste Isotop von Wasserstoff keine Neutronen (siehe Tabelle). Sehr selten findet man aber auch ein Wasserstoffatom mit einem Neutron (z.B. in Kernkraftwerken). Man spricht von schweren Wasserstoff. Oder auch von **Deuterium**. Ein weiteres Isotop hat zwei Neutronen. Es heißt **Tritium**.

Übersicht über die bekanntesten Wasserstoffisotope:

	${}^1_1\text{H}$	${}^2_1\text{H}$	${}^3_1\text{H}$
Name	Wasserstoff	Deuterium	Tritium
Kernteilchen	1p ⁺ / 0 n	1p ⁺ / 1 n	1p ⁺ / 2 n
			
Häufigkeitsverteilung	1	0,00015	1 · 10 ⁻¹⁸
Massenzahl	2,015	4,028	6,032
Smp [°C]	-259,20	-254,43	-252,53
Sdp [°C]	-252,77	-249,58	-248,11

Die Isotope des Wasserstoffes sind also durchaus durch ihre Eigenschaften zu unterscheiden⁷.

Isotope gibt es nicht nur vom Wasserstoff:



Atome gleicher Ordnungszahl, aber unterschiedlicher Neutronenanzahl nennt man Isotope. Im PSE ist immer die mittlere Atommasse angegeben.

⁶ Griechisch: Isotop = an gleicher Stelle: Bedeutung? (-sind im PSE am gleichen Platz zu finden)

⁷ Die chemischen Eigenschaften der Isotope sind oft so ähnlich, dass sie nur schwer unterschieden werden können.

Zusatzinformationen: Isotope

In der Regel besitzt jedes natürlich vorkommende Element ein oder wenige stabile Isotope, während die anderen Isotope radioaktiv (das heißt instabil) sind und früher oder später zerfallen. Es gibt jedoch auch Elemente, bei denen alle Isotope instabil sind und zerfallen.

Mit 10 stabilen Isotopen hat Zinn die meisten natürlich vorkommenden Isotope.

Bei 20 so genannten Reinelementen gibt es nur ein einziges stabiles Isotop.

Diese Elemente sind: Beryllium, Fluor, Natrium, Aluminium, Phosphor, Scandium, Mangan, Kobalt, Arsen, Yttrium, Niob, Rhodium, Iod, Cäsium, Praseodym, Terbium, Holmium, Thulium, Gold, Bismut.

Ein bekanntes Isotop ist ^{14}C , das zur Altersbestimmung von organischen Materialien in der Archäologie benutzt wird (Radiokarbonmethode). Kohlenstoff liegt hauptsächlich als stabiles Isotop ^{12}C vor.

Bei natürlich vorkommenden Isotopen, hat ihr Verhältnis immer den gleichen Wert. Chlor besteht z.B. immer aus 75,77% aus ^{35}Cl (34,969u) und 24,23% ^{37}Cl (36,996u).

<http://de.wikipedia.org/wiki/Isotope>

Berechnung mittlere Atommasse:

^{35}Cl : 75,77%

^{37}Cl : 24,23% \Rightarrow mittlere Atommasse: 35,453u⁸

⁸ Berechnung: $(0,7577 \cdot 34,969\text{u}) + (0,2423 \cdot 36,996\text{u}) = 35,453\text{u}$

Elektronen, Protonen, α -Teilchen und Isotope der leichteren Elemente

Ord.- zahl	Symbol	Element	Massen- zahl	Masse in u	ideale Häufigkeit	Halbwerts- zeit	Strahlung
0	e ⁻	Elektron	0	0,0005486			
0	n	Neutron	1	1,008665			
1	¹ H [⊕]	Proton	1	1,007276			
1	¹ H	Wasserstoff	1	1,007825	99,985		
	² H	Deuterium	2	2,014102	0,015		
	³ T	Tritium	3	3,014949		12,26 a	e ⁻
2	⁴ He ^{2⊕}	α -Teilchen	4	4,001507			
2	³ He	Helium	3	3,016030	0,00013		
	⁴ He		4	4,002604	99,99987		
	⁵ He		5	5,012296		2·10 ⁻²¹ s	n, α
	⁶ He		6	6,018900		0,81 s	e ⁻
	⁷ He		7				e ⁻
3	⁵ Li	Lithium	5	5,012541		ca.10 ⁻²¹ s	p, α
	⁶ Li		6	6,015126	7,42		
	⁷ Li		7	7,016005	92,58		
	⁸ Li		8	8,022488		0,85 s	e ⁻
	⁹ Li		9	9,027300		0,17 s	e ⁻
4	⁶ Be	Beryllium	6	6,019780		4·10 ⁻²¹	s
	⁷ Be		7	7,016931		53 d	γ
	⁸ Be		8	8,005308		3·10 ⁻¹⁶ s	α
	⁹ Be		9	9,012186	100		
	¹⁰ Be		10	10,013535		2,7·10 ⁶ a	e ⁻
	¹¹ Be		11	11,021660		13,6 s	e ⁻ , γ
5	⁸ B	Bor	8	8,024612		0,78 s	e [⊕]
	⁹ B		9	9,013335			p, α
	¹⁰ B		10	10,012939	19,6		
	¹¹ B		11	11,009305	80,4		
	¹² B		12	12,014353		0,020 s	e ⁻ , γ
	¹³ B		13	13,017779		0,035 s	e ⁻
6	¹⁰ C	Kohlenstoff	10	10,016830		19 s	e [⊕] , γ
	¹¹ C		11	11,011433		20,5 min	e [⊕]
	¹² C		12	12,000000	98,89		
	¹³ C		13	13,003354	1,11		
	¹⁴ C		14	14,003242		5760 a	e ⁻
	¹⁵ C		15	15,010600		2,25 s	e ⁻ , γ
	¹⁶ C		16	16,014702		0,74 s	e ⁻
7	¹² N	Stickstoff	12	12,018709		0,011 s	e [⊕]
	¹³ N		13	13,005739		10,0 min	e [⊕]
	¹⁴ N		14	14,003074	99,63		
	¹⁵ N		15	15,000108	0,37		
	¹⁶ N		16	16,006089		7,35 s	e ⁻ , γ
	¹⁷ N		17	17,008449		4,14 s	e ⁻

Übung: Flammenfärbung

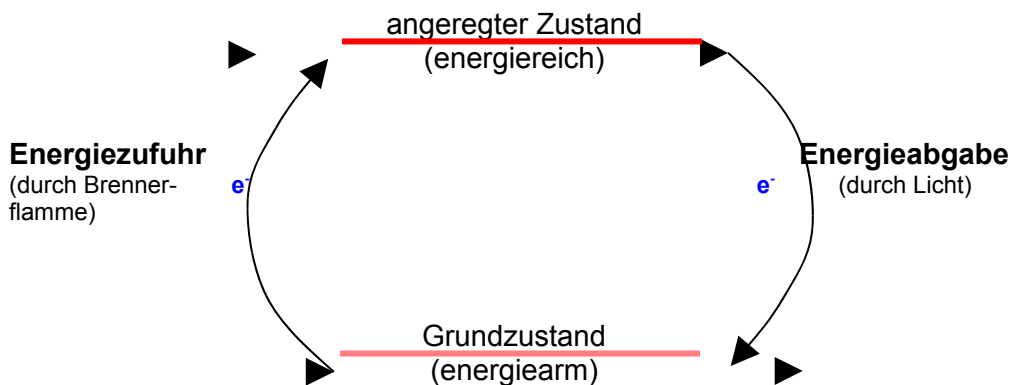
Welche Energieformen kennst Du bereits, die bei chemischen Reaktionen eine Rolle spielen? (Wärmeenergie, Schallenergie, Bewegungsenergie, Lageenergie, Lichtenergie, usw.)

Material je Gruppe: Magnesia-Stäbchen, Bunsenbrenner, evtl. Tiegelszange
 Testsubstanzen, Spatel, Pinzette, verd. HCl, ca. 8 beschriftete Schälchen

Glühe ein Magnesiastäbchen aus und tauche es kurz in eine leicht saure Lösung, die jeweils eines der folgenden Salze enthält: Natriumnitrat, Natriumcarbonat, Kaliumcarbonat, Kaliumchlorid, Calciumsulfat, Calciumcarbonat, Strontiumnitrat, Bariumnitrat. Dann halte das Stäbchen in die Brennerflamme. Notiere alle Beobachtungen in Tabellenform.

Salz	Formel	Farbe
Natriumnitrat	NaNO ₃	gelb
Natriumchlorid	NaCl	gelb
Natriumcarbonat	Na ₂ CO ₃	gelb
Kaliumcarbonat	K ₂ CO ₃	rotorange
Kaliumchlorid	KCl	rotorange
Calciumsulfat	CaSO ₄	rot
Calciumcarbonat	CaCO ₃	rot
Calciumchlorid	CaCl ₂	rot
Strontiumnitrat	Sr ₂ NO ₃	tiefrosarot
Strontiumchlorid	SrCl ₂	tiefrosarot
Bariumnitrat	Ba(NO ₃) ₂	grün
Lithiumchlorid	LiCl	rot
Bariumchlorid	BaCl ₂	grün

Die Flammenfärbung ist jeweils charakteristisch für die Metalle. So lassen sich auch unbekannte Proben anhand ihrer Flammenfarbe identifizieren

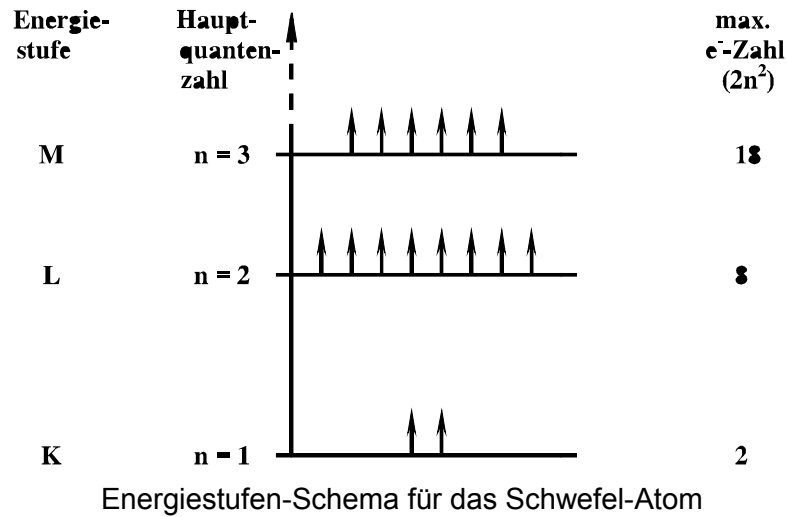


Für Schüler, die es ganz genau wissen wollen und mindestens in der 10. Klasse sind, folgen hier einige weitergehende Modellvorstellungen zum Thema Elektronenhülle.

Die Energiezustände der Elektronen

Energiestufen

Aus dem Versuch der Flammenfärbung wird folgendes Energieschema abgeleitet:



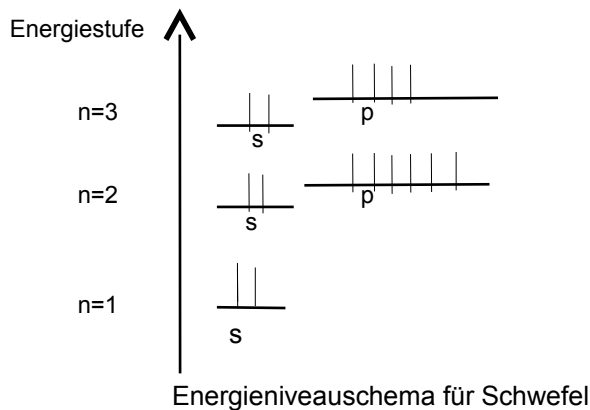
Als Valenzelektronen werden die Elektronen mit der höchsten Quantenzahl bezeichnet (statistisch haben sie den größten Abstand vom Atomkern (Außenelektronen)).

Zusammenhang: Energiegehalt - durchschnittliche Entfernung vom Kern
 ⇒ VE sind die am weitesten vom Kern entfernten Elektronen

Energieniveaus - die Unterteilung der Energiestufen

Feinbau: Energiestufen sind in unterschiedliche Energieniveaus aufgetrennt

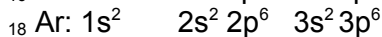
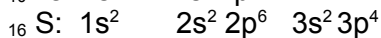
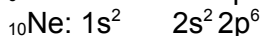
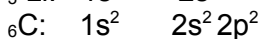
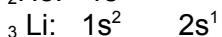
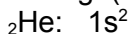
Vergleich: Stockwerke im Haus = Energiestufen. Man kann nicht wechseln! Aber man kann von einem Niveau auf ein anderes wechseln.



Besetzungsregeln:

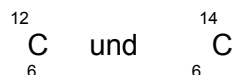
- Die maximale Elektronenzahl für das s-Energieniveau beträgt 2 Elektronen, für das p-Energieniveau 6 Elektronen.
- Der Aufbau des Energieniveauschemas erfolgt immer von Unten nach oben, d.h. es werden zuerst die geringen Energieniveaus, dann die hohen Energieniveaus besetzt (1s → 2s → 2p → 3s → 3p).
- Hinweis: Die VE der ersten und zweiten HG sind immer auf dem s-Energieniveau, die VE der 3-8 HG sind auf dem p-Energieniveau (PSE aufklappen und Hinweis, dass in der 11. Klasse noch was folgt).

Übung: (Schüler stehen entsprechend der Elektronenkonfiguration auf)



HA 1: Elektronenkonfiguration unter Berücksichtigung der Energieniveaus für ${}^7\text{N}$ und ${}^{11}\text{Na}$

Wiederholungsfrage: Unterschiede in Elektronenkonfiguration bei den Isotopen



Wiederholungsfragen: Aufbau der Atome (Kern-Hülle-Modell)

1. Wie hat Rutherford seine Aussagen über Atome gewonnen. Beschreibe seinen Versuchsaufbau und nenne seine drei wichtigsten Schlussfolgerungen. Warum hat er als Strahlenquelle Heliumkerne verwendet?
2. Nenne die Elementarteilen und ordne ihnen ihre Masse und Ladung zu.
3. Erkläre ein Modell zum Aufenthaltsbereich der Elektronen.
4. Zeichne selbst den Aufbau der folgenden Atome: H, He, Li, Na, Mg, Ca, Ba, Al, I.
5. Welcher Zusammenhang besteht zwischen der Anzahl an Elektronenwolken und der Periodennummer?
6. Nach welchen Kriterien ist das PSE aufgebaut?
7. Besteht ein Zusammenhang zwischen der Anzahl an Valenzelektronen und dem PSE?
8. Wie erklärst Du Dir, dass das Verhältnis von Protonen zu Neutronen bei Zunahme der Ordnungszahl kleiner wird (z.B. Kohlenstoff hat $6p^+$ und $6n \Rightarrow 1:1=1$; Blei hat $82p^+$ und $126n \Rightarrow 82:126=0,65$)?
9. Der russische Physiker Mendelejew hatte das PSE noch nach der Massenzahl geordnet. Finde im PSE Beweise, dass die Elemente heute nach ihrer Ordnungszahl und nicht nach der Massenzahl geordnet sind.
10. Was vermutest Du, war der Grund, warum es solange gedauert hat, die Elemente sinnvoll anzuordnen.
11. Berechne den Anteil an metallischen Elementen im PSE.
12. Erkläre die Begriffe Hauptgruppe und Elementperiode.
13. Was sind Isotope? Nenne Beispiele und vervollständige dann die Tabelle:

	¹ H 1	² H 1	³ H 1	¹² C 6	¹⁴ C 6
Protonenzahl	1				
Neutronenzahl	0				
Elektronenzahl					
	Wasserstoff	Deuterium	Tritium		

14. Erkläre die Begriffe „Ordnungszahl“, „Protonenzahl“, „Massenzahl“.
15. Warum sind bestimmte Kombinationen von Protonen und Neutronen bei einem Element häufiger zu finden als andere? Was vermutest Du, ist der Grund, dass es nicht von jedem Element Isotope gibt.
16. Nenne verschiedene die verschiedenen Typen Radioaktiver Strahlung und zeige, wie sie entstehen (nur falls im UR besprochen).
17. Erkläre das Prinzip der Radio-Karbon Methode (¹⁴C-Methode) zur Altersbestimmung (nur falls im UR besprochen).