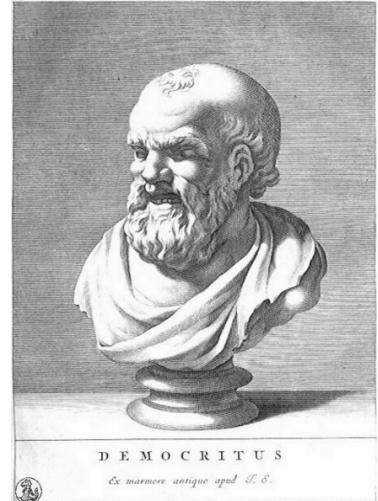


Entwicklung der Atomvorstellungen

Auf die Frage, wie man sich denn ein Atom vorstellen sollte, antwortete der Physiker Werner Heisenberg: „Versuchen Sie es gar nicht erst!“ Seit Jahrtausenden versucht die Menschheit allerdings dennoch, den Aufbau der Materie zu ergründen:

Atomvorstellung von Demokrit

Der griechische Philosoph Leukipp (5. Jahrhundert v. Chr., aus Milet) gilt zusammen mit seinem Schüler Demokrit (geb. 460 v. Chr. in Abdera, einer ionischen Kolonie in Thrakien; gest. 371 v. Chr.) als Begründer des Atomismus. Sie entwickelten mit ausschließlich philosophischen Überlegungen die Vorstellung, dass Materie aus kleinsten, unteilbaren Einheiten, den Atomen (aus dem griechischen Wort atomos für „unteilbar“ hergeleitet), zusammengesetzt sei. Demokrit nahm an, dass jedes Atom die Form eines regelmäßigen geometrischen Körpers hat, wie Kugel, Zylinder, Pyramide, Würfel.



Demokrits Darstellung:

„Nur scheinbar hat ein Ding eine Farbe, nur scheinbar ist es süß oder bitter; in Wirklichkeit gibt es nur Atome und leeren Raum.“ Jedes dieser Atome sollte fest und massiv, aber nicht gleich sein. Es gäbe unendlich viele Atome: runde, glatte, unregelmäßige und krumme. Wenn diese sich einander näherten, zusammenfielen oder miteinander verflochten, dann erschienen die einen als Wasser, andere als Feuer, als Pflanze oder als Mensch.

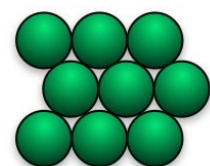
Dalton'sches Atommodell

Diese Atomvorstellungen hatten Jahrhunderte Bestand, gerieten im Mittelalter völlig in Vergessenheit, bis in der Neuzeit John Dalton (geb. 1766 in Eaglesfield, gest. 1844 in Manchester) weitere grundlegende Untersuchungen zur Atomtheorie vornahm.

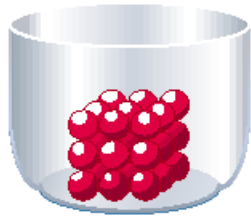
In seinen Ausführungen legte er seine Hypothese dar, die das Atom als kleinste Einheit der Materie definiert. Er nahm an, dass es so viele Atome wie Elemente gibt und diese sich voneinander unterscheiden: „Elemente bestehen aus für das jeweilige Element charakteristischen, in sich gleichen und unteilbaren Teilchen, den Atomen“. Dalton stellte fest (und das war der markanteste Unterschied zum demokritischen Atommodell), dass die Atome sich durch ihre Masse unterscheiden. Nach Dalton können Atome miteinander vereinigt (= Synthese) oder vereinigte Atome wieder voneinander getrennt (= Analyse) werden.

Daltons Atommodell lässt sich in vier Kernaussagen zusammenfassen:

1. Jedes Element besteht aus kleinsten, nicht weiter teilbaren Kugelteilchen, den Atomen.
2. Alle Atome eines Elements haben die gleiche Größe und die gleiche Masse. Die Atome unterschiedlicher Elemente unterscheiden sich in ihrer Masse.
3. Atome sind unzerstörbar. Sie können durch chemische Vorgänge weder vernichtet noch erzeugt werden.
4. Bei chemischen Reaktionen werden die Atome der Ausgangsstoffe neu angeordnet und in bestimmten Anzahlverhältnissen miteinander verknüpft.

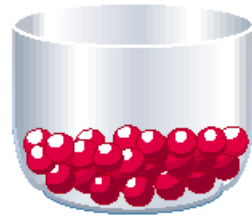


Mit diesem Modell kann man sich einfache Stoffeigenschaften gut erklären, z.B: die Unterschiede von festen, flüssigen und gasförmigen Stoffen und ihre Umwandlung ineinander:



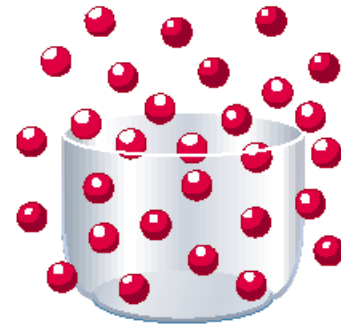
fester Stoff
gasförmiger Stoff

Teilchen befinden sich in einem festen Gitter, bewegen sich je nach Temperatur mehr oder weniger stark um ihre Ruhelage.



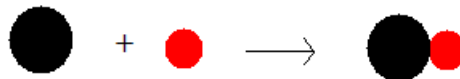
flüssiger Stoff

Teilchen haben nur geringen Abstand voneinander, sind aber gegeneinander verschiebbar. Starke Bewegung der Teilchen.



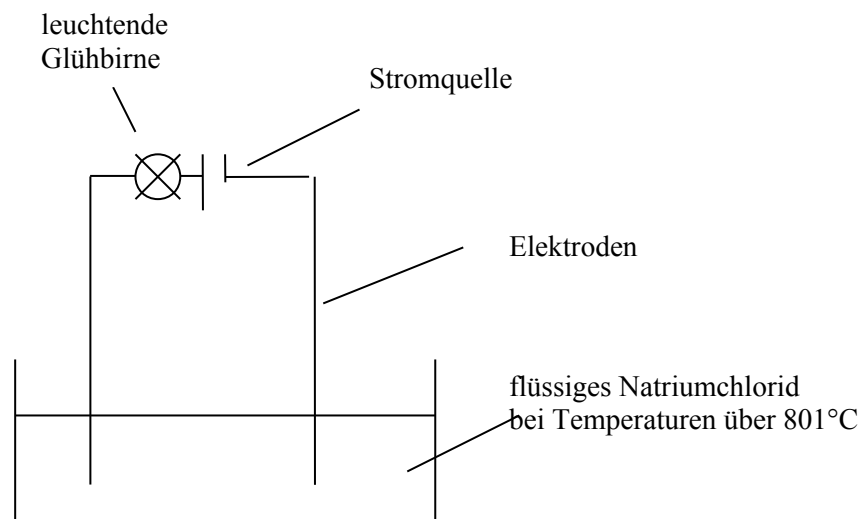
Teilchen bewegen sich so schnell, dass sie großen Abstand voneinander haben. Sehr geringe Wechselwirkung unter den Teilchen.

Man kann auch chemische Reaktionen erklären: Bei den Reaktionen wechseln Atome ihre Bindungspartner und werden so zu einem neuen Stoff. Es folgt aus dieser Vorstellung auch, dass die Masse im Verlaufe chemischer Reaktionen unverändert bleibt, denn die Atome wiegen vorher ebenso viel wie nachher, sie wechseln lediglich den Bindungspartner (Satz von der Erhaltung der Massen):



Daltons Atommodell ist heute zwar überholt, seine besondere Leistung war es allerdings, die sehr unüberschaubare Anzahl an Verbindungen in der Welt auf wenige Grundelemente (die 110 Elemente) zurückzuführen und die Begriffe Element, Verbindung und Atom einzuordnen und abzugrenzen.

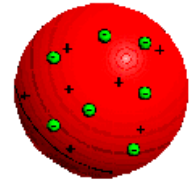
Allerdings erklärt dieses Modell in keinem Fall, dass Materie aus Ionen bestehen kann. Daher stellte die erfolgreiche Elektrolyse von Natriumchlorid den Anlass für die Erweiterung der Atomvorstellung dar:



Da bei Anlegen einer Spannung die Glühbirne leuchtete, musste mit Hilfe des flüssigen Kochsalzes der Stromkreis geschlossen worden sein. Somit musste das Kochsalz in der Lage sein, Ladungen zu transportieren. Der Transport von Ladungen war aber mit der Vorstellung der Atome als kompakte, unteilbare Kugeln nicht zu erklären.

Thomson'sches Atommodell

Weitere Hinweise lieferte Joseph John Thomson im Jahre 1897, als er feststellte, dass feste Stoffe bei Anlegen von Strom Kathodenstrahlen aus geladenen Teilchen, den Elektronen, aussenden können. Er entwickelte daraufhin das „Rosinenstüchchenmodell: Er stellte sich ein Atom analog zu einem Stüchchen aus positiv geladenem „Teig“ und negativ geladenen „Rosinen“ vor. Im Gegensatz zu Dalton konnte Thomson mit diesem Modell die Existenz elektrisch geladener Atome, so genannter Ionen erklären.

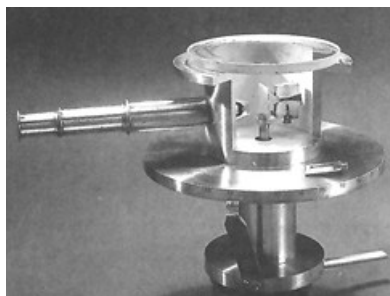
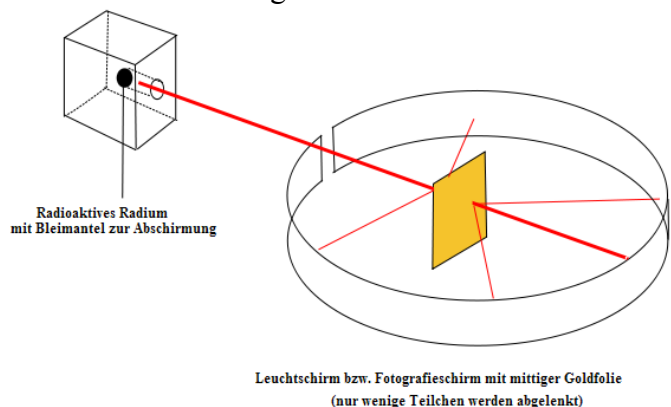


Andere Wissenschaftler formulierten aufgrund ähnlicher Überlegungen das Erdbeermodell, wobei das rote Fruchtfleisch der Erdbeeren die positive Ladung, die gelben kleinen Nüsschen negative Ladungen darstellen sollten, somit eine sehr vergleichbare Vorstellung.

Rutherford'sches Atommodell (Kern-Hülle-Modell)

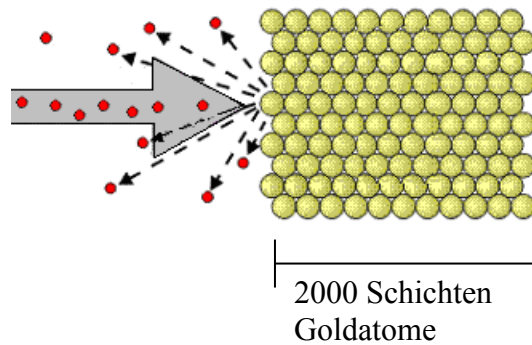
Experimente von Ernest Rutherford, 1. Baron Rutherford of Nelson (geb. 1871 in Nelson/ Neuseeland, gest. 1937 in Cambridge, der ein neuseeländischer, in England wissenschaftlich arbeitender Atomphysiker war, und für sein Modell 1908 den Nobelpreis für Chemie erhielt.) stellten dieses Atommodell als falsch heraus:

Rutherford hatte eine Goldfolie in die Mitte eines Metallblocks gespannt, der mit einem Leuchtschirm ausgekleidet wurde. Die Goldfolie bestand aus ungefähr 2000 Atomschichten. Diese Anordnung wurde durch einen kleinen Spalt mit α -Strahlen (He^{2+} - Kerne, durch radioaktiven Zerfall von Radium entstanden) beschossen.

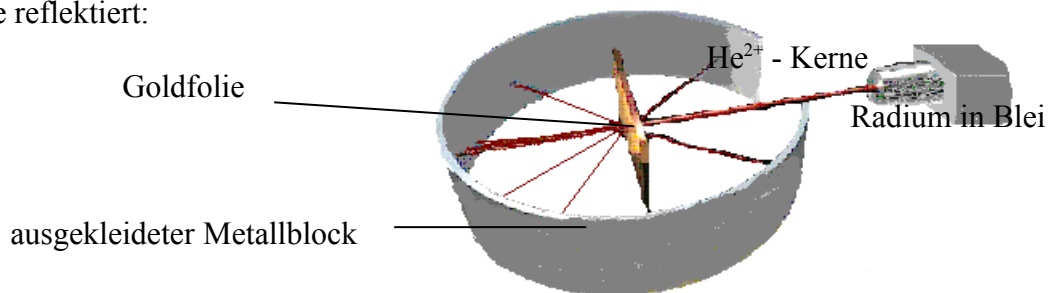


Querschnitt durch den Metallblock

Legt man das Atommodell von Dalton zugrunde, muss man erwarten, dass alle He^{2+} -Kerne reflektiert werden:



Man stellte aber fest, dass die meisten Kerne die Folie ungehindert durchdringen konnten, einige wurden abgelenkt und nur wenige reflektiert:



Rutherford deutete dieses Experiment folgendermaßen:

Atome können nicht aus kompakten Kugeln bestehen, sondern müssen einen sehr kleinen Atomkern in ihrer Mitte haben, der positiv geladen ist. Da die meisten Strahlen ungehindert durch die Goldfolie gekommen sind, muss zwischen den Kernen ein großer Freiraum bestehen. Die um den Kern kreisenden Elektronen schirmen die positive Kern-Ladung ab, so dass das Atom nach außen hin neutral erscheint. Den Aufenthaltsbereich der Elektronen nannte Rutherford Atomhülle.

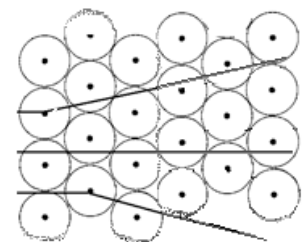
Dieses von Rutherford entwickelte Atommodell nennt man daher auch das Kern-Hülle-Modell.

Mit detaillierteren Untersuchungen über die Zahl der durchdringenden bzw. reflektierten und abgelenkten α -Strahlen berechnete er die Größenverhältnisse von Atomkern zu -hülle als 1:10 000.

Übertragen auf ein Beispiel: Hat der Atomkern die Größe einer Haselnuss, so nimmt die Elektronenhülle die Größe eines Fußballfeldes an.

Mit dieser Atomvorstellung kann man die experimentellen Ergebnisse Rutherfords problemlos deuten:

Heliumkerne, die keinen Atomkern treffen, durchdringen ungehindert die Goldfolie. Nähern sie sich einem Atomkern, werden sie abgelenkt. Nur Heliumkerne, die genau auf einen Atomkern treffen, werden reflektiert.



Zwar gibt es heute genauere Vorstellungen über die Aufenthaltsräume der Elektronen, aber das grundlegende Prinzip des Kern-Hülle-Modells ist bis heute gültig:

Der Atomkern besteht aus Protonen und Neutronen, die Hülle aus Elektronen. Protonen und Neutronen haben jeweils 1 u an Masse, Protonen besitzen eine positive Elementarladung, Neutronen sind neutral. Elektronen haben fast keine Masse, nämlich nur 1/2000 u, besitzen die Elementarladung -1 .

Auf einen Blick: Eigenschaften der Atombausteine:

p^+	: 1 u, 1 +
n	: 1 u, neutral
e^-	: 1/2000 u, 1 -

Ein Beispiel zum Vergleich der Größenordnungen:

Würde man die Atomkerne eines Ozeandampfers nebeneinander legen können (was aufgrund der großen Abstoßung natürlich nicht geht), hätte alle Kerne zusammen gerade die Größe eines Stecknadelkopfes, allerdings wären sie ungefähr so schwer wie der Ozeandampfer.

Will man nun die Atombausteine eines Elementes ermitteln, muss man sich zwei Zahlen aus dem Periodensystem suchen: Die Atommassenzahl in u und die Ordnungszahl (= Protonenzahl).

Die Ordnungszahl ist gleich der Zahl der Protonen im Kern. Ein neutrales Atom hat ebensoviel Elektronen wie Protonen. Die Zahl der Neutronen ermittelt man, indem man Massenzahl minus Ordnungszahl rechnet:

z.B.: Atommassenzahl 23 Na
Ordnungszahl $_{11}$

Die Atommassenzahl 23 steht für 23 u: so schwer ist das gesamte Atom. Der Ordnungszahl 11 kann man entnehmen, dass der Kern 11 p^+ enthält, die 11 u wiegen. Da die Elektronen fast keine Masse haben, müssen im Kern noch $23 - 11$, also 12 Neutronen sein, damit die Masse des Atoms 23 u sein kann.

Die Zahl der Elektronen muss gleich der Zahl der Protonen sein, da ein Atom sonst nicht neutral wäre, also ergibt sich für ein Atom Natrium:

11 p^+ (11+, 11 u) und 12 n (neutral, 12 u) im Kern, 11 e^- (11 -, 11/2000 u) in der Hülle. Somit ist das gesamte Atom neutral und wiegt 23 u.

Dass diese Atommasse nicht immer mit der im Periodensystem eingetragenen Masse übereinstimmt, liegt daran, dass es von einem Element verschiedene Isotope gibt. Das sind Atome mit gleicher Protonen- und Elektronenzahl, die sich aber in der Zahl der Neutronen unterscheiden. Somit haben sie zwar die gleiche Ordnungszahl, sind also das gleiche Element, aber eine unterschiedliche Atommasse.

Auffallend ist diese Masse z.B. bei Chlor, dessen Atommasse im Periodensystem mit 35,453 u angegeben wird. Das kann nicht mit einer einzigen Chlorsorte erklärt werden, da es ja keine halben Protonen oder Neutronen gibt.

Chlor besteht aus den Isotopen ^{35}Cl und ^{37}Cl . Da Chlor 17 p^+ und 17 e^- besitzt, hat das Isotop ^{35}Cl 18 Neutronen, das Isotop ^{37}Cl 20 Neutronen. Die im Periodensystem angegebene Atommasse von 35,453 u ist der Mittelwert des natürlich vorkommenden Chlors. Also kann man berechnen, dass ca. 25% des natürlich vorkommenden Chlors das Isotop ^{37}Cl und 75 % das Isotop ^{35}Cl darstellen.

Bohr'sches Atommodell

Die Struktur der Atomhülle, also der Aufenthaltsbereich der Elektronen, wurde zunächst von Bohr weiterentwickelt. Das Bohr'sche Atommodell ordnet die Elektronen auf festen Bahnen

an und gibt für viele Probleme der Physik gute Antworten. In der Chemie ist dieses Modell weniger geeignet, da es die dreidimensionale Anordnung der Elektronen nicht erklären kann.

Kugelwolkenmodell nach Kimball

Wir nutzen in der Chemie daher das Kugelwolkenmodell nach Kimball, ein vereinfachtes Orbitalmodell, das nach heutigem Stand der Wissenschaft das exakteste Atommodell ist.

Nach diesem Modell bewegen sich Elektronen in sogenannten Kugelwolken (= Orbitalen), die einen kugelförmigen Raum beschreiben, in dem das Elektron mit einer Wahrscheinlichkeit von 99 % anzutreffen ist. Eine Kugelwolke kann mit maximal zwei Elektronen besetzt werden, denn Elektronen stoßen sich, da sie negativ geladen sind, ab. Diese Abstoßung wird durch eine Eigendrehung der Elektronen um sich selbst (=Spin) ein wenig reduziert, da durch diese Elektronenbewegung ein entgegengerichtetes Magnetfeld entsteht, das die elektrische Abstoßung ein wenig abmildert. Da es nur zwei Drehrichtungen gibt (bzw. zwei Arten von magnetischen Polen), passen genau zwei Elektronen in eine Kugelwolke.

Die räumliche Anordnung der Elektronen folgt folgendem Prinzip:

Es gibt insgesamt 7 Schalen (entsprechend der 7 Perioden im Periodensystem), in denen die Kugelwolken angeordnet sind. Man nennt sie die K, L, M, N, O, P und Q-Schale.

Die erste Schale enthält, da sie in direkter Nähe zum Kern ein sehr kleines Volumen hat, lediglich eine Kugelwolke mit maximal 2 e^- . In der 2. Schale, die schon ein größeres Volumen besitzt, haben 4 Kugelwolken, also 8 e^- , Platz.

Da Elektronen einen größtmöglichen Abstand voneinander annehmen, sind die Kugelwolken in Form eines Tetraeders angeordnet, haben also einen Bindungswinkel von $109,5^\circ$ zueinander.

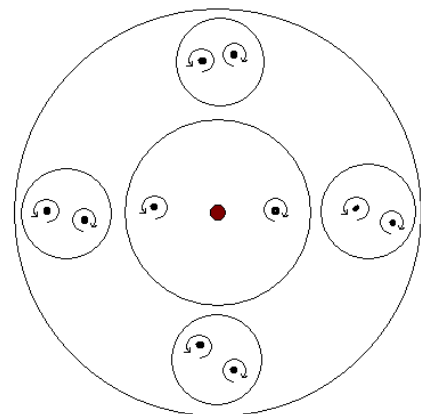
Die Zahl aller Elektronen, die sich in der jeweiligen Schale befinden können, kann man mit $2n^2$ (mit $n = 1, 2, 3$) berechnen.

Nebenstehende Abbildung zeigt die Elektronenkonfiguration (= Elektronenanordnung) für ein Neonatom mit 10 p^+ , 10 n und 10 e^- (Massenzahl 20, Ordnungszahl 10).

Der rot gezeichnete Punkt steht für den Kern, also 10 Protonen und 10 Neutronen. Die insgesamt 10 Elektronen verteilen sich wie folgt: 2 Elektronen sind mit entgegengesetztem Spin in der ersten Schale, die weiteren 8 in je vier Kugelwolken, jeweils auch mit entgegengesetztem Spin.

Die dritte Schale kann insgesamt 9 Kugelwolken aufnehmen (und die weiteren Schalen noch mehr), 5 dieser Kugelwolken sind allerdings energetisch deutlich ungünstiger, werden also erst später besetzt.

Vereinfachend kann man sagen, dass alle Elemente der 1. bis 8. Hauptgruppe jeweils nur maximal vier Kugelwolken auf der äußeren Schale besetzen.

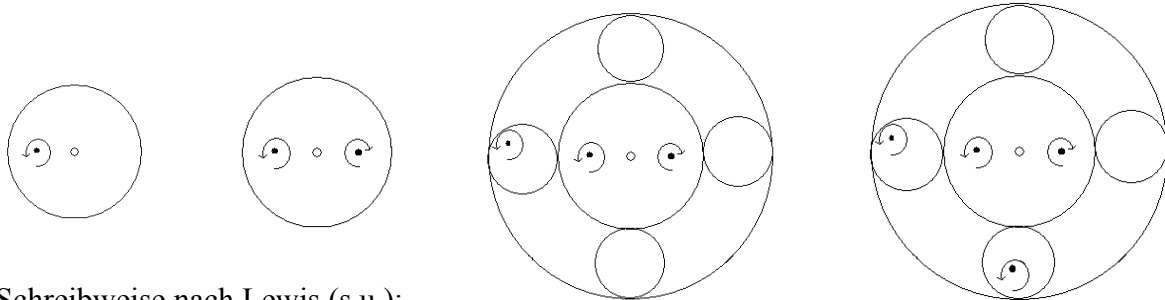


Regeln für die Besetzung der Kugelwolken mit Elektronen:

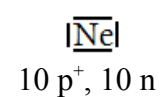
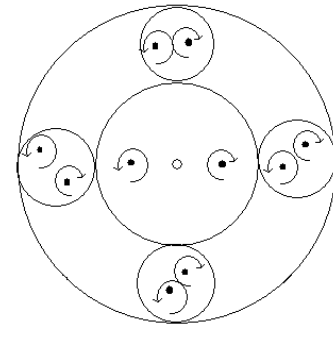
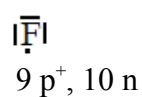
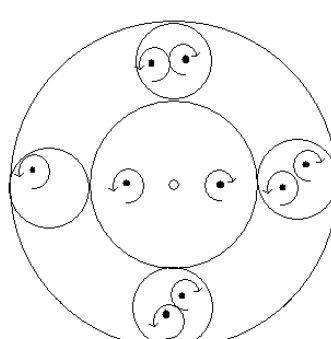
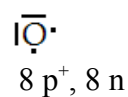
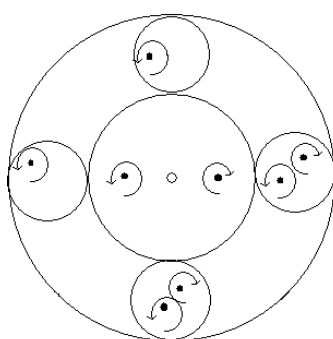
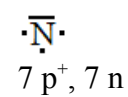
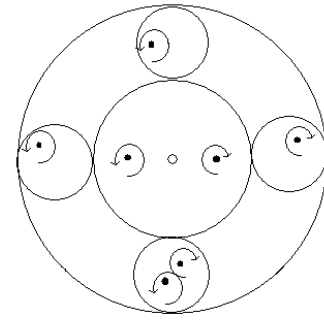
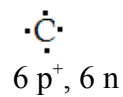
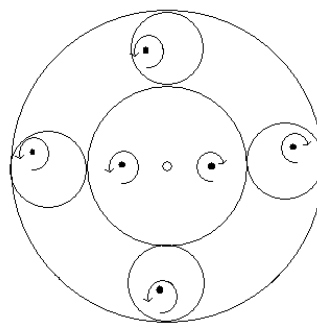
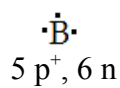
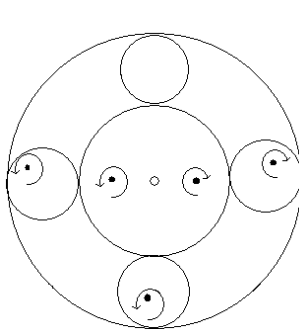
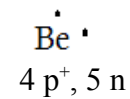
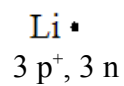
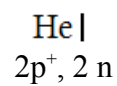
- In jede Kugelwolke passen maximal 2 e^- mit jeweils entgegengesetztem Spin (durch die kleinen Pfeile um die Punkte angegeben).

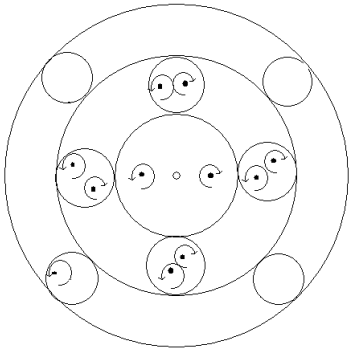
- Eine weiter vom Kern entfernte Schale wird erst dann besetzt, wenn die darunter liegende Schale gefüllt ist.
- Zunächst wird jede Kugelwolke einer Schale einfach besetzt. Erst, wenn alle Kugelwolken einfach besetzt sind, erfolgt Auffüllung mit einem weiteren Elektron

Die Kugelwolkenmodelle der ersten 18 Elemente kann man zweidimensional folgendermaßen darstellen:

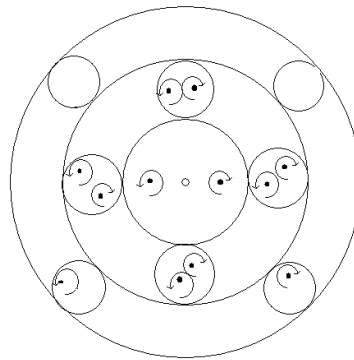


Schreibweise nach Lewis (s.u.):

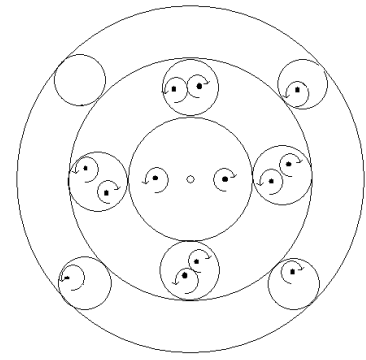




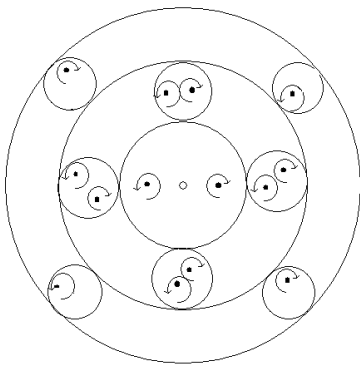
$\overset{\cdot}{\text{Na}}$
11 p⁺, 12 n



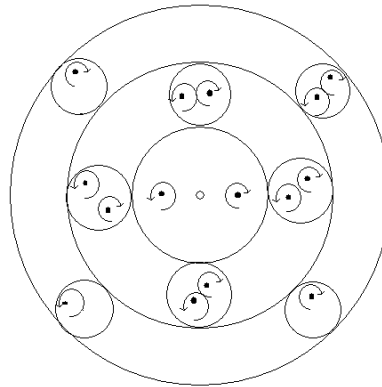
$\overset{\cdot}{\text{Mg}}$
12 p⁺, 12 n



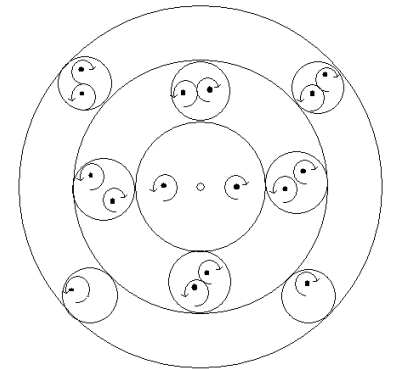
$\overset{\cdot}{\text{Al}}$
13 p⁺, 14 n



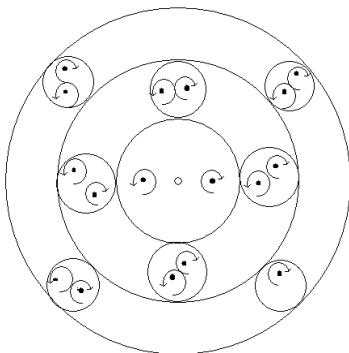
$\overset{\cdot}{\text{Si}}$
 $\overset{\cdot}{\text{P}}$
14 p⁺, 14 n



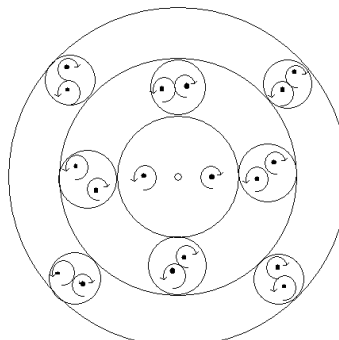
15 p⁺, 16 n



$\overset{\cdot}{\text{S}}$
16 p⁺, 16 n



17 p⁺, 18 n
 $\overset{\cdot}{\text{Cl}}$



18 p⁺, 22 n
 $\overset{\cdot}{\text{Ar}}$

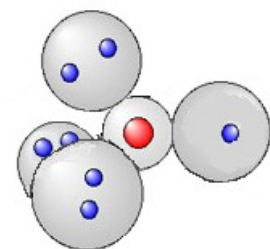
Dreidimensional stellen die vier Kugelwolken einer jeden Schale einen Tetraeder dar, da so der größtmögliche Abstand der Kugeln voneinander gegeben ist. Der Winkel im Tetraeder beträgt 109,5°:

= Kugelwolke

= Atomrumpf mit Kern und inneren Elektronen



Reaktionsprinzip: Edelgaskonfiguration



Wichtig für chemische Reaktionen sind die Elektronen in der äußeren Schale. Nur diese stehen für Reaktionen zur Verfügung.

Die Zahl der äußeren Elektronen eines Elements kann man sofort an der Hauptgruppe erkennen, in der das Element steht: die Elemente der 1. Hauptgruppe haben 1 Außenelektron (siehe Li und Na), die der 2. Hauptgruppe 2 (siehe Be und Mg), die der 3. Hauptgruppe 3 (B und Al),, die der 8. Hauptgruppe 8 (siehe Ne und Ar, Ausnahme Helium mit 2 e⁻, da die erste Schale ja schon mit 2 e⁻ gefüllt ist.).

Da die Außenelektronen das Reaktionsverhalten der Elemente bestimmen, verhalten sich die Elemente einer Hauptgruppe jeweils sehr ähnlich. Wir haben bereits einige Elementfamilien kennen gelernt:

1. Hauptgruppe: Alkalimetalle, alles silbrig glänzende Metalle, die alle sehr heftig mit Wasser reagieren und mit Halogenen Salze bilden.
2. Hauptgruppe: Erdalkalimetalle, alles silbrig glänzende Metalle, die alle sehr heftig mit Wasser reagieren und mit Halogenen Salze bilden. Ein Unterschied besteht vor allem in der Wertigkeit.
7. Hauptgruppe: Halogene, alles sehr aggressive, giftige Gase oder leicht verdunstende Stoffe, haben desinfizierende Wirkung, reagieren mit Metallen zu Salzen.
8. Hauptgruppe: Edelgase, zeigen alle (fast) keine chemischen Reaktionen.

An der 8. Hauptgruppe, den Edelgasen, kann man leicht erkennen, dass Elemente dann stabil sind, wenn sie eine völlig gefüllte äußere Schale besitzen.

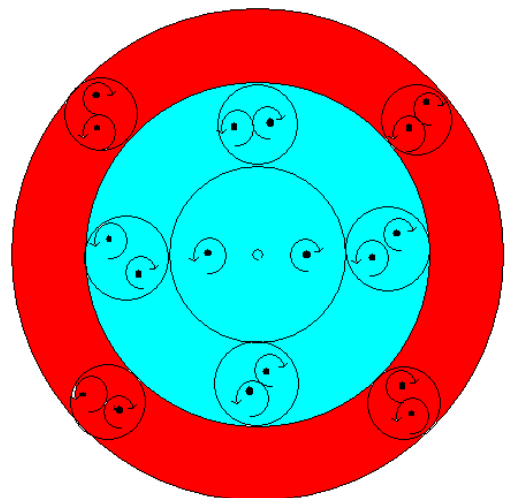
Elektronenpaarschreibweise nach Lewis

Da für chemische Reaktionen nur die Zahl der Außenelektronen relevant ist, hat man eine abkürzende Schreibweise für die Struktur eines Atoms entwickelt:

Man unterteilt die Atome in Atomrumpf und Außenelektronen. Der Atomrumpf beinhaltet den Atomkern mit den p⁺ und e⁻ sowie die Elektronen der inneren Schale. Für den Rumpf schreibt man in der Elektronenpaarschreibweise das Symbol des Atoms. Wie der Name schon sagt, verbleiben dann noch die Außenelektronen. Die werden folgendermaßen gekennzeichnet: eine doppelt besetzte Kugelwolke wird mit einem Strich gekennzeichnet, eine einfach besetzte Kugelwolke mit einem Punkt (Siehe dazu die Beispiele der ersten 18 Atome des Periodensystems, wo die Lewis-Schreibweise unter den Kugelwolken notiert ist.).

Nebstehendes Bild zeigt Rumpf (türkis) und Außenelektronen von Argon:

Der Rumpf besteht aus 18 p⁺, 22 n und den inneren 10 e⁻. Dafür steht das Symbol „Ar“. Die 8 Außenelektronen sind rot gefärbt, bestehend aus 4 Strichen für 4 doppelt besetzte Kugelwolken:



Die Elektronenpaarschreibweise ist oben bei den ersten 18 Elementen angegeben.

Man kann der Liste entnehmen:

alle Elemente der 1. Hauptgruppe haben neben ihrem Symbol einen Punkt: $\overset{\cdot}{\text{Na}}$

alle Elemente der 1. Hauptgruppe zwei Punkte: $\overset{\cdot}{\text{Mg}}\cdot$

alle Elemente der 3. Hauptgruppe drei Punkte: $\cdot\overset{\cdot}{\text{Al}}\cdot$

alle Elemente der 4. Hauptgruppe vier Punkte: $\cdot\overset{\cdot}{\text{C}}\cdot$

alle Elemente der 5. Hauptgruppe drei Punkte und einen Strich: $\cdot\overset{\cdot}{\text{N}}\cdot$

alle Elemente der 6. Hauptgruppe zwei Punkte und zwei Striche: $|\overset{\cdot}{\text{O}}\cdot$

alle Elemente der 7. Hauptgruppe einen Punkt und drei Striche: $|\overset{\cdot}{\text{Cl}}\cdot$

alle Elemente der 8. Hauptgruppe vier Striche: $|\overset{\cdot}{\text{Ar}}|$

Bei chemischen Reaktionen verbinden sich die Elemente nach bestimmten Regeln so, dass sie Edelgaskonfiguration erreichen, also eine volle äußere Schale erhalten. Diese Regeln werden in der Zusammenfassung „ Bindungsarten“ erklärt.

Verantwortlich: Loosen