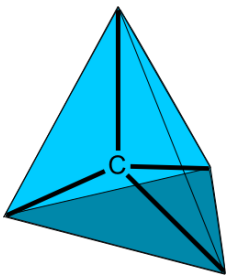
Allgemeine Chemie

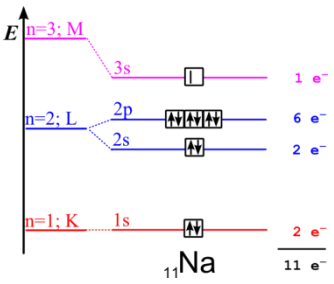
mit besonderen Bezügen zur Biologie und Ernährungslehre

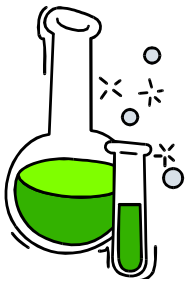
in der Sekundarstufe II

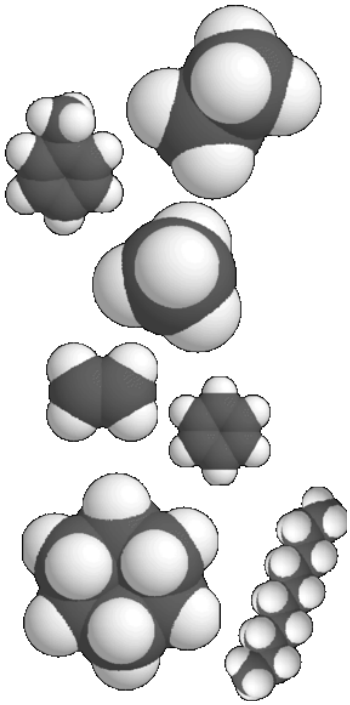
Teil 2: Atom-Bau, PSE, Bindung

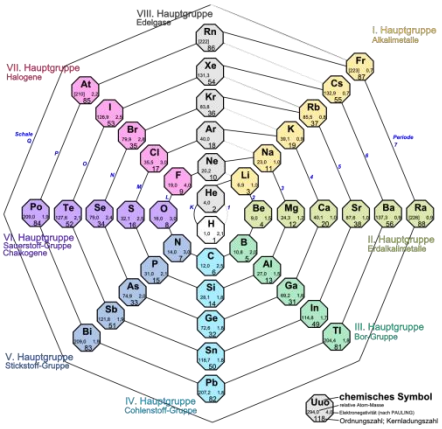
Autor: L. Drews

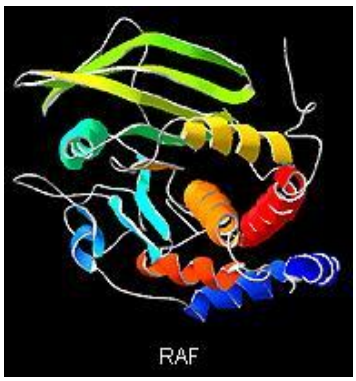


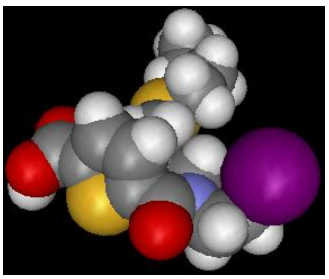


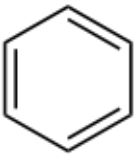


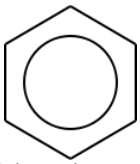


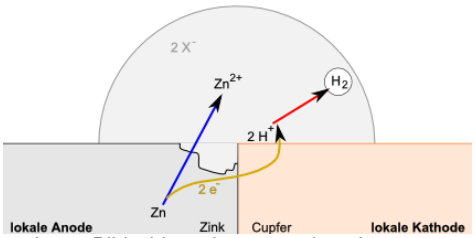












Bilder-Quellen (z.T. nachbearb.): commons.wikimedia.org (Algarech + Van Flamm); UD-Bildschirmschoner; …, lsp: dre

Version 0.29 (2022) teilredigierte Arbeitsversion!!!

Legende:
mit diesem Symbol werden zusätzliche Hinweise, Tips und weiterführende Ideen gekennzeichnet

Nutzungsbestimmungen / Bemerkungen zur Verwendung durch Dritte:

(1) Dieses Skript (Werk) ist zur freien Nutzung in der angebotenen Form durch den Anbieter (lern-soft-projekt) bereitgestellt. Es kann unter Angabe der Quelle und / oder des Verfassers gedruckt, vervielfältigt oder in elektronischer Form veröffentlicht werden.

(2) Das Weglassen von Abschnitten oder Teilen (z.B. Aufgaben und Lösungen) in Teildrucken ist möglich und sinnvoll (Konzentration auf die eigenen Unterrichtsziele, -inhalte und -methoden). Bei angemessen großen Auszügen gehören das vollständige Inhaltsverzeichnis und die Angabe einer Bezugsquelle für das Originalwerk zum Pflichtteil.

(3) Ein Verkauf in jedweder Form ist ausgeschlossen. Der Aufwand für Kopierleistungen, Datenträger oder den (einfachen) Download usw. ist davon unberührt.

(4) Änderungswünsche werden gerne entgegen genommen. Ergänzungen, Arbeitsblätter, Aufgaben und Lösungen mit eigener Autorenschaft sind möglich und werden bei konzeptioneller Passung eingearbeitet. Die Teile sind entsprechend der Autorenschaft zu kennzeichnen. Jedes Teil behält die Urheberrechte seiner Autorenschaft bei.

(5) Zusammenstellungen, die von diesem Skript – über Zitate hinausgehende – Bestandteile enthalten, müssen verpflichtend wieder gleichwertigen Nutzungsbestimmungen unterliegen.

(6) Diese Nutzungsbestimmungen gehören zu diesem Werk.

(7) Der Autor behält sich das Recht vor, diese Bestimmungen zu ändern.

(8) Andere Urheberrechte bleiben von diesen Bestimmungen unberührt.

Rechte Anderer:

Viele der verwendeten Bilder unterliegen verschiedensten freien Lizenzen. Nach meinen Recherchen sollten alle genutzten Bilder zu einer der nachfolgenden freien Lizenzen gehören. Unabhängig von den Vorgaben der einzelnen Lizenzen sind zu jedem extern entstandenen Objekt die Quelle, und wenn bekannt, der Autor / Rechteinhaber angegeben.	
public domain (pd)	Zum Gemeingut erklärte Graphiken oder Fotos (u.a.). Viele der verwendeten Bilder entstammen Webseiten / Quellen US-amerikanischer Einrichtungen, die im Regierungsauftrag mit öffentlichen Mitteln finanziert wurden und darüber rechtlich (USA) zum Gemeingut wurden. Andere kreative Leistungen wurden ohne Einschränkungen von den Urhebern freigegeben.
gnu free document licence (GFDL; gnu fdl)	
creative commens (cc) creative commons	BY: od. neu … Namensnennung … nichtkommerziell … in der gleichen Form … unter gleichen Bedingungen
Die meisten verwendeten Lizenzen schließen eine kommerzielle (Weiter-)Nutzung aus!	

Bemerkungen zur Rechtschreibung:
Dieses Skript folgt nicht zwangsläufig der neuen **ODER** alten deutschen Rechtschreibung. Vielmehr wird vom Recht auf künstlerische Freiheit, der Freiheit der Sprache und von der Autokorrektur des Textverarbeitungsprogramms microsoft ® WORD ® Gebrauch gemacht.
Für Hinweise auf echte Fehler ist der Autor immer dankbar.

Inhaltsverzeichnis:

Seite

4. Atombau und das Periodensystem der Elemente 5
4.0. Atom-Modelle – Warum den Modelle? 5
Exkurs: Modell (Begriff und Methode) 6
4.1. Atom-Modelle – eine kurze Geschichte 8
4.1.1. erste Vorstellungen vom Bau der Welt 8
Exkurs: DALTON's Experimente zu den Massenverhältnissen bei chemischen Reaktionen 9
4.1.2. die DALTONsche Atom-Theorie 10
4.1.3. das THOMSONsche Atom-Modell 11
Exkurs: THOMSONs Versuche mit Vakuum-Röhren 11
Exkurs: EDISON's Versuche zum Glühelektrischen Effekt 12
Exkurs: GOLDSTEINs Versuche mit Kanal-Strahl-Röhren 14
Exkurs: BOLTZMANNs Theorien zur Thermodynamik 14
4.1.4. das RUTHERFORDsche Atom-Modell (Atom-System) 15
Exkurs: LENARD's Versuche mit Kathodenstrahl-Röhren 15
Exkurs: RUTHERFORDs Experiment 15
Exkurs: ASTONs Massen-Spektrometer 17
4.1.5. das BOHRsche Atom-Modell 18
Welle-Teilchen-Dualismus bei Elektronen 24
Verhalten von Elementar-Teilchen (Mikro-Objekten) 24
HEISENBERGsche Unschärfe-Relation (HEISENBERG; 1927) 24
Exkurs: Licht und Energie 25
Definition(en): PLANCKsches Wirkungs-Quantum 27
Biographie: Max PLANCK (1858 - 1947) 28
4.1.6. das BOHR-SOMMERFELDsche Atom-Modell 29
fundamentale Eigenschaften von Mikro-Objekten 29
4.1.7. die SCHRÖDINGER-Gleichung 30
Wellen-Funktion 31
4.1.8. das Wellen-mechanische Atom-Modell 32
4.1.9. Orbital-Formen für ein idealisiertes Wasserstoff-Atom 35
4.1.10. das Quanten-mechanische Atom-Modell 37
Definition(en): Schale 41
Definition(en): Energie-Niveau 41
4.2. (neue) Stoff-bezogene Begriffe aus der Atom-Welt 42
Definition(en): Kern-Bindungs-Energie 43
Definition(en): Elektronenvolt 43
Element 43
Definition(en): chemisches Element (submikroskopisch) 43
Definition(en): chemisches Element (allgemeingültig) 43
Isotop 44
Definition(en): Isotop 47
Rein-Element 47
Definition(en): Rein-Element 47
Misch-Element 48
Definition(en): Misch-Element 48
Molekül 48
Definition(en): Molekül 48
Molekül-Ion 49
Definition(en): Molekül-Ion 49
Radikal 49
Definition(en): Radikal 49
Exkurs: Atom-/Welt-Modelle der modernen Physik 50
4.3. ein modernes und praktikables Atom-Modell für Chemiker 52
Aufbau-Prinzipien der Elektronen-Hülle: 54
Zusammenfassung Atombau: 60
Elektronen-Konfiguration der Hauptgruppen-Elemente 61
Elektronen-Konfiguration der Nebengruppen-Elemente 62
Exkurs: Grund-Terme 63
4.3.1. Hybridisierung von Orbitalen 64
4.3.2. Bildung von Ionen 67
Regel von KOSSEL 67

4.3.2.1. Ionen-Bildung bei Nebengruppen-Elementen 69
4.4. das Periodensystem der Elemente 71
4.4.1. Bau-Prinzipien des Periodensystems der Elemente 74
4.4.1.1. alternative Aufbau-Prinzipien und Darstellungen für Periodensysteme 79
4.4.2. Gesetzmäßigkeiten und systhematische Zusammenhänge im PSE 83
4.4.2.1. Atom-Größe 84
Größen-Ordnung von Atom-Radien 84
4.4.2.2. Ionisierungs-Energien 87
4.4.2.3. Wertigkeiten in Verbindungen 90
4.4.2.3.1. stöchiometrische Wertigkeit 90
Definition(en): Wertigkeit 90
4.4.2.3.2. Wertigkeit gegenüber Wasserstoff 92
4.4.2.3.3. Wertigkeit gegenüber Sauerstoff 94
4.4.2.3.4. Oxidationszahl 96
Definition(en): 97
4.4.3.3. Elektronegativität (nach PAULING) und Elektronen-Affinität 98
Definition(en): Elektronegativität 98
Definition(en): Elektronen-Affinität 100
4.4.2.4. Metall- und Nichtmetall-Charakter 102
4.4.2.4.1. Metall-Charakter 102
4.4.2.4.2. Nichtmetall-Charakter 102
4.4.2.5. Säure- und Base-Charakter (der Oxide) 104
4.4.2.5.1. Säure-Charakter der Oxide: 104
4.4.2.5.2. Base-Charakter der Oxide: 105
4.4.2.6. Schmelz- und Siede-Temperaturen 106
Definition(en): Schmelz-Temperatur / Fluß-Punkt 106
Definition(en): Siede-Temperatur / Koch-Punkt 107
4.5. chemische Bindung und Bindungs-Arten 111
Merksatz zur Bindungs-Energie 112
Definition(en): (chemische) Bindung 113
Definition(en): Koordinations-Zahl 113
4.5.1. Atom-Bindung 117
Definition(en): 121
4.5.1.1. Mehrfach-Bindungen 122
Methode: Molekül-Orbital-Modell 123
4.5.1.2. Element-Verbindungen mit kovalenter Bindung 124
Exkurs: Theorie der Molekül-Orbitale 126
Methode: Aufstellen einer LEWIS-Formel 127
Grenzen der LEWIS-Formeln 127
4.5.1.3. anti-bindende Molekül-Orbitale 128
4.5.1.4. die Raum-Struktur von Atom-Bindungen – das VSEPR-Modell 130
4.5.2. Ionen-Bindung (Ionen-Beziehung) 133
Definition(en): Gitter-Energie 136
Definition(en): Koordinations-Zahl 137
4.5.2.1. Verbindungen mit ionischer Bindung 138
4.5.3. Atom-Bindung mit teilweisen Ionen-Charakter (polare Atom-Bindung) 140
Molekül-Bau 142
abgeleitete / resultierende Eigenschaften: 143
4.5.3.1. Verbindungen mit polarer Atom-Bindung / teilweiser Ionenbindung / Atombindung mit teilweisen Ionen-Charakter 145
Wasser 145
Halogenwasserstoffe (Wasserstoffhalogenide) 146
4.5.4. Metall-Bindung 151
4.5.4.1. Element-Verbindungen mit Metall-Bindung 152
Exkurs: "Gibt es negative Metall-Ionen?" ODER Was sind "ZINTL-Ionen"? 153
4.5.5. koordinative Bindung 154
4.5.5.1. Verbindungen mit koordinativer Bindung 156
ausgewählte Bindungs-Arten im Vergleich 157
Literatur und Quellen: 163

4. Atombau und das Periodensystem der Elemente

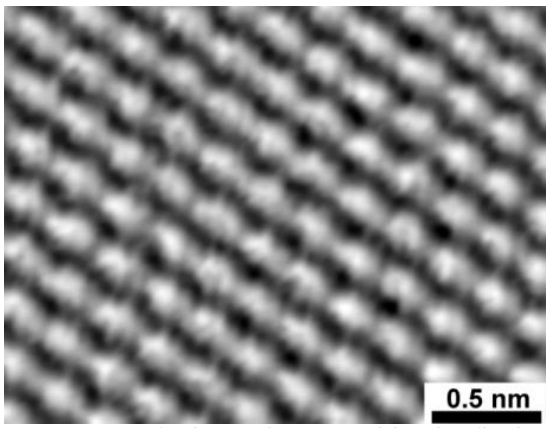
4.0. Atom-Modelle – Warum den Modelle?

Q: commons.wikimedia.org (Emichan)

In gut 3000 Jahren Naturwissenschaftsgeschichte hat sich unser Bild von den Atomen stark verändert. Hier soll diese Entwicklung von der Antike bis zur Moderne im Schnell-Durchlauf aufgezeigt werden. An den einzelnen Modellen wollen wir vor allem ihre Vorteile gegenüber ihren Vorläufern klar stellen, aber auch aufzeigen, wo die Probleme in den neuen Modellen stecken. Jedes Modell oder jede Theorie muß sich dann vor allem an der Praxis messen lassen. Stimmen Beobachtungen und Messungen nicht mit den theoretischen Aussagen und Berechnungen überein, dann ist weiteres Forschen unumgänglich. Auch unser heutiges Atom-Modell ist nicht fertig oder perfekt.
Bei allem hin und her:

Es hat noch niemand ein Atom gesehen, noch kann er genau sagen, wie ein Atom aussieht. Alles was wir über "Atome" zu wissen glauben oder was wir "gesehen" haben, sind nur Modelle oder Umsetzungen von Meßwerten in zu einem Modell passende Abbildungen!

Ja aber, das nebenstehende Bild zeigt doch die Atome der Graphit-Oberfläche, oder?
Nein, eben nicht! Es zeigt die in Grautöne umgesetzte Verteilung von bestimmten Tunnel-Strömen (ein besonderer elektrischer Effekt) beim zwei-dimensionalen Abtasten der Graphit-Oberfläche. Genau diese Technik steckt hinter den Raster-Tunnel-Mikroskop (RTM).
Dass dies Atome sind, die man da sieht, widerspricht schon einfachsten Vorstellungen vom Atom, die wir heute haben. Was genau soll denn diese "Kugel-Hülle oder – Oberfläche sein, die wir da "sehen". So ein Teil gibt es nur in älteren – längst widerlegten - Vorstellungen von Atomen.



RTM-Aufnahme einer Graphit-Oberfläche
Q: de.wikipedia.org (Frank Trixler (L.-M.-Uni München))

Exkurs: Modell (Begriff und Methode)

Modelle sind beschränkte oder vereinfachte Präsentationen / Ausschnitte / Darstellungen / **Abbild**er der Wirklichkeit oder von Möglichkeiten, die bestimmte Details wiederspiegeln. Viele der Eigenschaften des Originals werden entweder weggelassen oder in andere Dimensionen gebracht (**Verkürzung**). Modelle dienen nur bestimmten Zweck-Bestimmungen. Bei der Entwicklung und Verwendung von Modellen steckt also immer ein **Pragmatismus** dahinter. Sie müssen relativ einfach aufgebaut / entwickelt sein und dann leicht zu verwenden sein.
Ein Modell macht nur dann Sinn, wenn es im Rahmen seiner Grenzen auch gültig (**Validität**) ist. Das ist vor allem beim Arbeiten mit dem Modell zu beachten. Man arbeitet immer nur mit dem Modell! Ob die gefunden oder ermittelten (Modell-)Erkenntnisse auch wirklich stimmen, muss in einem Test gegen die Wirklichkeit abgeprüft werden. Gute Modelle sind skalierbar, auf angrenzende Problemstellungen anwendbar oder (allg.) erweiterbar (**Extension**).
Wir setzen Modell immer dann ein, wenn die Wirklichkeit aus irgendwelchen Gründen nicht räumlich oder zeitlich zugänglich ist. Viele Dinge in der Welt sind viel zu komplex, um sie in ihrer Gesamtheit zu erfassen, zu verstehen und vielleicht zu beeinflussen. Auch das Manipulieren oder Experimentieren mit der Realität stellt uns vor Problemen. Nicht jeder möchte das Versuchs-Kaninchen für irgendwelche (verrückten oder nicht-verrückten) Experimente von Wissenschaftler usw. sein.
Immer dann, wenn es gefährlich wird, Vorgänge sehr langsam oder sehr schnell ablaufen, Objekte sehr groß oder sehr klein sind oder auch sehr teuer sind, dann bieten sich Modelle als (erster) Ersatz an.
Modellen kann man diverse Funktionen (nach ESCHENHAGEN) zuweisen, die jeweils in unterschiedlichem Maße zum Tragen kommen:

- Anschauungs-Funktion (Erhöhung der Anschaulichkeit)
- denk-ökonomische Funktion (vereinfachter Zugang)
- heuristische Funktion (Problem-Findung und -Eingrenzung)

ESCHENHAGEN fordert für jedes Modell auch die Erfüllung verschiedener Kriterien:

- Ähnlichkeit und Entsprechung
- Einfachheit und Adäquatheit
- Exaktheit und Effektivität (bzw. Fruchtbarkeit)

Solche ähnlichen Merkmale haben wir oben schon als Zweck-Bestimmungen vorgetragen. Dies soll uns auch zeigen, dass im Bereich der Forschung zum Thema Modell noch kein allgemeingültiger Konsens gefunden wurde. Jeder Wissenschaftler und Autor aber und jede Wissenschaft und Glaubensgemeinschaft findet da ihre eigenen Präferenzen.
Einige Arten von Modelle sein hier beispielhaft aufgezählt:

- Modell-Auto, Modell-Eisenbahn
- Back-Form
- Landkarte, Stadt-Plan
- Spiel-Teppich (mit Straßen und Häusern)
- ein Bauklötzchen oder Radiergummi dient als Auto auf dem Tisch oder dem Spiel-Teppich
- Wetter-Karte
- Funktions-Modell, Funktions-Schema
- Gedanken-Modell
- Klima-Modell
- technische Zeichnung eines Autos
- Puppe, Wachs-Figuren
- (elektrischer oder elektronischer) Schaltplan
- Vorbilder
- physikalische Formeln (z.B. gleichförmige Bewegung)

Jede Wissenschaft kennt heute noch spezielle eigene Modell-Definitionen oder Modell-Arten. Die Aufzählung lässt sich weiter fortsetzen.
Man kann Modelle aber trotzdem in bestimmte Klassen oder Typen einteilen. Jede dieser Klassifizierungen greift meist auf die Gesamtheit der Modelle zurück:

- dynamische // statische Modelle
- kontinuierliche // diskrete Modelle
- deterministische // stochastische Modelle
- Struktur- // Funktions- // Konstrukt-Modell
- reale (konkrete, materielle) // ideele (Gedanken-) Modelle
- physische // analytische bzw. Analog- // Simulations- bzw. Rechen-Modelle

- Alltags- // Wissenschafts-Modell
- empirische // physikalische Modelle

Die Methode der Modellierung ist eine der wichtigsten in der Wissenschaft. Praktisch arbeitet ja die Wissenschaft immer mit Modellen (oder unter Modell-Bedingungen). Deshalb ist es wichtig am Ende jedes Modell selbst und auch die Erkenntnisse, die man durch die Arbeit mit Modellen gewinnt, an der Praxis auf Gültigkeit zu prüfen!
Jede Modellierung erfordert eine definierte Zweck-Bestimmung des zu erstellenden Modells.

Es folgt die Auswahl der Eigenschaften und Funktionen, die für das Modell gebraucht werden. Natürlich ist auch die Weglassung der nicht-gebrauchten Eigenschaften und Funktionen eine geeignete Variante.

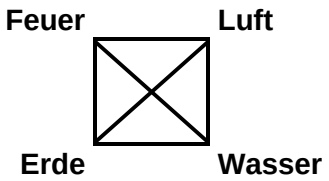
Aufgaben:

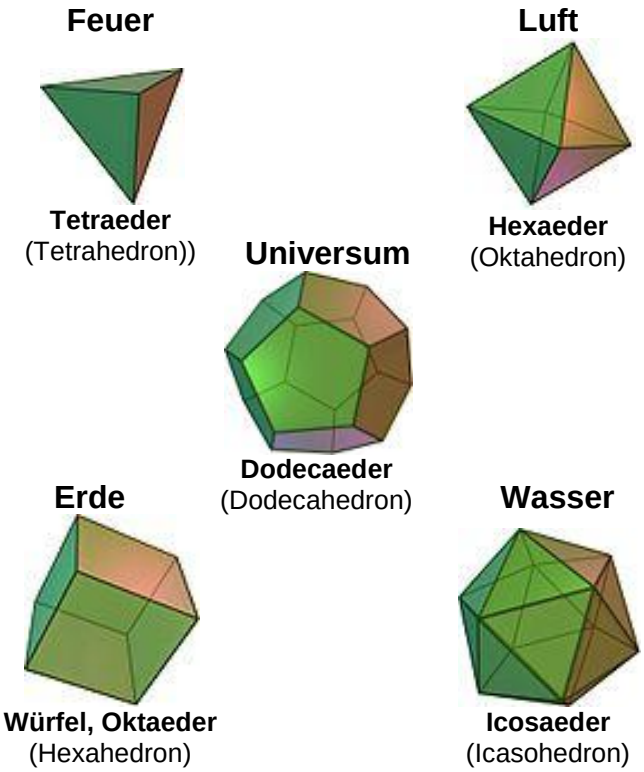
1. Finden Sie 10 weitere Modelle! Erläutern Sie kurz, welchem Zweck sie dienen!
2. Suchen Sie in Lexika usw. nach Synonymen zum Begriff "Modell"! (Beziehen Sie ev. auch fremdsprachige Lexika ein!)
2. Klassifizieren Sie Ihre Modelle in die oben genannten Gruppen!

4.1. Atom-Modelle – eine kurze Geschichte

4.1.1. erste Vorstellungen vom Bau der Welt

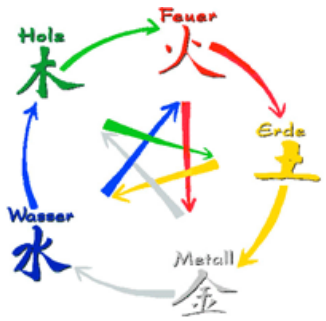
Die ältesten bekannt gewordenen Atom-Konzepte stammen aus dem 6. Jhd. v. Chr. von den Nyaya- und Vaisheshika-Philosophen. Sie postulierten die Bildung von Teilchen-Paaren, die sich dann wiederum zu höheren Ordnungen von je drei Paaren zusammenschließen sollten.
Im antiken Europa ging ANAXAGORAS (ca. 500 – 425 v.u.Z.) davon aus, dass sich ein Stoff beliebig lange in immer kleinere Teile eben dieses Stoffes zerlegen lassen. Eine minimale Größe sollte es dabei nicht geben. Der Grieche LEUKIPP (5. Jhd. v. Chr.) behauptete dann als erster, dass die Stoffe aus kleinsten Teilchen bestehen. Die Teilchen sollten gewissermaßen die kleinstmögliche Version des jeweiligen Stoffes sein. Gold setzte sich aus kleinsten Gold-Teilchen zusammen, Schwefel aus Schwefel-Teilchen usw. usf. Den Begriff Atom postulierte DEMOKRIT (Griechenland; etwa 460 – 371 v.u.Z.) und meinte damit einen kleinstes, unteilbares Teilchen (griech.: *a-tomos* = un-teilbar). Nach seiner Ansicht gab es nur Atome und leeren Raum. Die verschiedenen Stoffe seien aus verschiedenen Arten von Atomen zusammengesetzt, die sich z.B. in der äußeren Form unterscheiden. Atome bewegen sich im Raum, stoßen aneinander und können sich vereinigen oder auch wieder trennen. Aus den Anziehungen und Abstoßungen und der Art der Atome sollten sich die Eigenschaften der Stoffe erklären lassen.
Die Atom-Theorie von DEMOKRIT fand im religiösen Griechenland seiner Zeit keine Beachtung. Sein philosophischer Gegner war EMPEDOKLES ((?) 495 – 435 v.Chr.), der die Lehre der vier Elemente (Feuer, Wasser, Luft und Erde) begründete und verbreitete.
Bis ins Mittelalter änderte sich an der Grundtheorie der vier Grund-Elemente nichts.
Manchmal wurde ein fünftes Element (Holz oder auch Metall) mit in die Theorie einbezogen. Aus dem unstillbaren Wunsch der mittelalterlichen Fürsten und Könige nach Gold entstanden die Vorläufer der heutigen Chemie. Die Alchimisten – wie sie sich selbst nannten – versuchten aus den verschiedensten Stoffen und mit abenteuerlichen Methoden Gold herzustellen. Nach der 4- bzw. 5-Elemente-Theorie sollte dies auch möglich sein. Gewissenhaft notierten die Alchimisten ihre Versuche und versuchten sich auch an Erklärungen und Voraussagen für neue Experimente. Aber irgendwie passte das alles nicht zusammen.





Bilder-Q: de.wikipedia.org (Cyp)

?? BROWNsche Molekularbewegung / Nebelkammerversuche; Beobachtung von Pollen auf einer unbewegten Wasser-Oberfläche



chinesische Grund-Elemente
Q: tarot-germany.com

erste Untersuchungen, die auf eine Mikro-Strukturierung der Materie hindeuteten

Exkurs: DALTON's Experimente zu den Massenverhältnissen bei chemischen Reaktionen
bestätigten die bißherigen Theorien / Aussagen zur möglichen Fein-Strukurierung der Stoffe

4.1.2. die DALTONsche Atom-Theorie

Anfang des 19. Jahrhunderts (1803) griff der englische Chemiker John DALTON (1766 – 1844) die Theorie von DEMOKRIT wieder auf. Aus seinen berühmten Experimenten zu den Mengenverhältnissen bei chemischen Reaktionen schloss er, dass sich immer bestimmte Zahlen von Atomen miteinander verbunden oder diese wieder freigegeben wurden. Bestimmte Stoffe konnten nicht weiter zerlegt werden – sie schienen aus einer Art von Atomen zu bestehen.
DALTONS Atom-Theorie bestand aus vier Kern-Aussagen:

1. Stoffe bestehen aus kleinsten – nicht weiter teilbaren – Teilchen, den Atomen.
2. Die Atome eines Elementes sind durch gleiche Masse und gleiches Volumen gekennzeichnet. Die Atome verschiedener Elemente unterscheiden sich in Masse und Volumen.
3. Atome können durch chemische Reaktionen nicht geteilt, zerstört, erzeugt oder vernichtet werden.
4. Bei chemischen Reaktionen werden die Atome der Ausgangsstoffe nur neu in den Reaktionsprodukten angeordnet. Dies erfolgt in bestimmten Zahlenverhältnissen.

In weiteren Arbeiten entwickelte DALTON eine kinetische Gas-Theorie. Danach bewegen sich die Gas-Teilchen (Atome) wie Kugeln in einem leeren Raum. Durch den Aufprall an den Gefäßwänden entsteht der Gas-Druck. Die Form der Kugel nahm DALTON auch für alle anderen Atome an. Dies könnte man auch als eine fünfte Kern-Aussage seiner Atom-Hypothese betrachten.
Aus DALTONS Arbeiten wurden dann später das Gesetz von den konstanten Proportionen durch PROUST (1794) sowie RICHTERS Gesetz von den äquivalenten Proportionen (1791) abgeleitet. Das DALTONsche Gesetz von den multiplen Proportionen (1808) komplettierte dann die Reihe der grundlegenden stöchiometrischen Gesetze (→ 6. Stöchiometrie).
DALTON und viele nachfolgende Chemiker versuchten nun die Masse der Atome zu bestimmen. Da einzelne Atome nicht zugänglich bzw. die Atome nicht abzählbar waren, konnten sie die genaue (absolute) Atom-Masse nicht ermitteln. Was aber möglich war, war die die Bestimmung der Atom-Massen-Verhältnisse zueinander. Dabei setzte man z.B. zwei Elemente miteinander um und erfasste die Stoff-Proben-Massen. Z.B. wurde zur Oxidation (damals noch Oxydation genannt) von 10 g Quecksilber rund 0,8 g Sauerstoff benötigt. In der Kenntnis / Annahme, dass Quecksilber und Sauerstoff im Verhältnis 1 : 1 im Quecksilberoxid vorkommen, konnte nun geschlossen werden, dass Quecksilber-Atome rund 12,5x schwerer sind als Sauerstoff-Atome. Statt mit absoluten Atom-Massen konnte man nun zu mindestens mit relative Atom-Massen arbeiten. Für Gase hatte Amedeo AVOGADRO (1776 – 1856) schon 1811 ein Gesetz (→ AVOGADRO-Gesetz, AVOGADRO-Prinzip, Satz von AVOGADRO) gefunden, mit dessen Hilfe deren relativen Atom-Massen bestimmbar waren. Er fand nämlich heraus, dass die Quotienten der Produkte von Druck und Volumen zu Stoffmenge und Temperatur immer gleichgroß sind.

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{n_1 \cdot T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{n_2 \cdot T_2} = R \quad \rightarrow \quad p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

R .. allg. Gaskonstante (= 8,314 J/mol*K)

Die relative Stoffmengen-Masse (molare Masse) ergab sich über das Auswiegen einer bestimmten Gas-Volumens. Heute verwenden wir 22,4 l eines Gases dazu.

Aufgaben:

1. Wiederholen Sie die folgenden Gesetze! Geben Sie jeweils ein bis zwei Beispiele an!

a) Gesetz von den konstanten Proportionen

b) Gesetz von den multiplen Proportionen

c) Gesetz von den äquivalenten Proportionen

DALTON's Atom-Theorie ließ aber auch zu ihrer Zeit noch viele Fragen offen. So machte sie überhaupt keine Aussagen dahingehend, wieso sich Atome zu größeren Teilchen verbanden. Weiterhin konnte DALTON keine Erklärungen für die spezielle Bindigkeit der verschiedenen Atome angeben. Warum bindet Wasserstoff nur mit einem anderen Atom und Sauerstoff mit zwei?

1874 sagten STONEY und HELMHOLTZ ein kleines, negativ geladenes Elementar-Teilchen voraus, welches sie Elektron (auch: Negatron) nannten. Das Elektron sollte für den elektrischen Strom verantwortlich sein. Bis dahin nahm man im Wesentlichen an, dass der elektrische Strom eine Art Flüssigkeit wäre.

Im Widerspruch zu DALTONS Theorie stand die Entdeckung der Radioaktivität durch Antoine Henri BECQUEREL (1852 – 1908). Er stellte 1897 fest, dass sich Atome bei radioaktiven Vorgängen umwandeln können. Die Radioaktivität selbst hatte er gerade ein Jahr zuvor entdeckt.

4.1.3. das THOMSONsche Atom-Modell

Der Brite Joseph John THOMSON (1856 – 1940) entdeckte bei Experimenten mit Stromdurchflossenen Vakuumröhren, dass die Strahlen innerhalb dieser Röhren aus kleinsten Teilchen bestehen. Dies war der experimentelle Nachweis der Elektronen.

Exkurs: THOMSONS Versuche mit Vakuum-Röhren

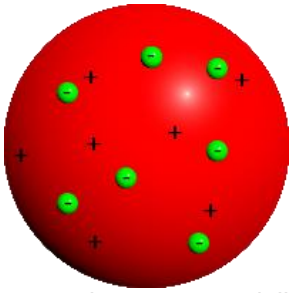
Kathoden-Strahl-Röhre

später wurde dann auch die BRAUNsche Röhre benutzt. Dabei handelt es sich um eine modifizierte bzw. weiterentwickelte Vakuum- bzw. Kathoden-Strahl-Röhre. Die Anode war als Fläche ausgeführt und mit einem kleinen Loch versehen worden. Durch dieses konnte nun ein winziger Teil der Elektronen hindurchfliegen und dann auf einer Leuchtschicht einen Fluoreszenz-Effekt hervorrufen.

Der Elektronen-Strahl konnte durch zusätzliche Elektroden auch noch abgelenkt werden. (Die BRAUNsche Röhre war der Ausgangspunkt für die Entwicklung des Fernsehens. Die voluminösen Bildröhren der alten Fernseher sind spezielle BRAUNsche Röhren.)

Grenzfall der COMPTON-Streuung für Photonen mit geringen Energien

Die genaueren Messungen an den Vakuum-Röhren erschlossen dann auch die ersten bekanntgewordenen Eigenschaften der Elektronen.
Ihre Masse ist mit 0,91 * 10^{-27} g (= 0,0005 u) extrem gering. Elektronen sind Objekte mit einer negativen Elementar-Ladung. Als Ladung ermittelt man -1,6 * 10^{-19} C (1 C = 1 A * s). Elementar-Ladungen – wie die eines Elektrons – sind nicht weiter teilbar.
Die THOMSONsche Vorstellung von einem Atom konnte man mit einem Rosinenkuchen bzw. einer Wassermelone (Rosinenkuchen- bzw. Plumpudding-Modell) vergleichen. Der positive und massebehaftete Teil entsprach dem Teig des Kuchens bzw. dem Fruchtfleisch der Melone. Die Rosinen bzw. die Kerne sollten die negativen Elektronen sein.



THOMSONsches Atom-Modell
Q: de.wikipedia.org (Night Ink)

In der Atom-Masse (in Bedeutung von Teig) stellte man sich die Elektronen locker und zufällig verteilt vor. Atome sollten also grundsätzlich aus einem positiv geladenen Grundkörper bestehen, in dem selektierbare Elektronen für die Ladungs-Ausgleich sorgen.
An der Kugel-Oberfläche befinden sich nach dem Modell von THOMSON die Valenz-Elektronen. Sie lassen sich durch Ionisierungs-Vorgänge leicht vom Rest abspalten.
Mit den gerade entdeckten Elektronen ließen sich nun auch andere Versuche (z.B. die Kanal-Strahl-Versuche von GOLDSTEIN) neu deuten. Die Kanal-Strahlen sollten danach aus positiv geladene Elementar-Teilchen – den Protonen – bestehen.
Die Untersuchungen an Kanal-Strahlen ermöglichten die Bestimmung einiger quantitativer Eigenschaften der Protonen. Sie haben eine Masse von 1,67 *10^{-24} g (1,67 yg = 1 u) und eine positive Elementar-Ladung von 1,6 * 10^{-19} C (COULOMB).
Trotzdem war man zu dieser Zeit immer noch nicht von der Existenz von Atomen oder Elementar-Teilchen überzeugt.

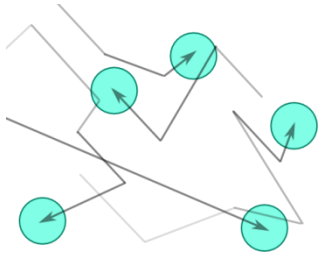
Exkurs: EDISON's Versuche zum Glühelektrischen Effekt

Bringt man im Hoch-Vakuum einen Metall-Faden zu Glühen, dann kann dadurch eine positiv geladene Metallplatte als Elektrode entladen werden.
Ist die Platte dagegen negativ geladen, dann kommt es nicht zu einer solchen Entladung.

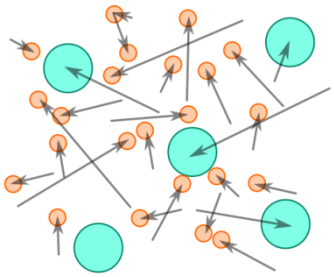
EDISON schloss daruas, dass der glühenden Metall-Faden kleinste, unsichtbare Teilchen freisetzt, die negativ geladen sein müssen.

In den nachfolgenden Jahren überschlugen sich die wissenschaftlichen Erkenntnisse. Das Forscher-Ehepaar Marie und Pierre CURIE untersuchte das Element Uran. Dabei konnten sie eine starke Radioaktivität nachweisen und auch die Umwandlung des Uran in ein anderes Element (eine andere Atom-Art).
Dem theoretischen Physiker Ludwig BOLTZMANN (1844 – 1906) gelang es 1900 unter Ausnutzung der Theorie der Atome bestimmte Eigenschaften (z.B. die molare Masse) von Gasen und Kristallen zu berechnen. Er lieferte aber keine praktischen Beweise für seine Aussagen und Berechnungen, so dass seine Ansichten sehr umstritten waren. Hinzu kam, dass er Erkenntnisse und Methoden der Wahrscheinlichkeits-Rechnung (Stochastik) mit einbrachte.

Die Stochastik war damals eine neue und wenig verstandene Disziplin der Mathematik. Die scheinbar unlogischen und sehr speziellen Aussagen der Wahrscheinlichkeits-Rechnung führten zu weiteren Verwirrungen in den wissenschaftlichen Ansichten dieser Zeit. Im Jahr 1900 untersuchte der deutsche Physiker Max PLANCK u.a. die Schwarzkörperstrahlung. Seine wichtigste Erkenntnis war dabei, dass die Energie immer in bestimmten Portionen abgestrahlt oder absorbiert wurde. Diese Energie-Portionen nannte er Quanten (lat.: quantum .. Menge, Portion). PLANCK begründete damit die Quantenphysik (Quantenmechanik).
Albert EINSTEIN (1879 – 1855) beschäftigte sich 1905 mit der Erklärung der BROWNschen Molekularbewegung. Er führte dabei aus, dass die scheinbar willkürlichen Richtungsänderungen der beobachteten (relativ großen) Teilchen durch Zusammenstöße mit kleinen (unsichtbaren) Teilchen (z.B. Atomen) erklärbar sind. Die beobachteten Phänomene bei der Molekularbewegung passten auch gut zu den Theorien von BOLTZMANN. Unklar blieb aber die Rolle der Elektronen. Auch die Phänomene der Radioaktivität konnten noch nicht abschließend aufgeklärt werden.



beobachtetes Phänomen der BROWNschen Molekular-Bewegung



Ursache der BROWNschen Molekular-Bewegung

Exkurs: GOLDSTEINS Versuche mit Kanal-Strahl-Röhren

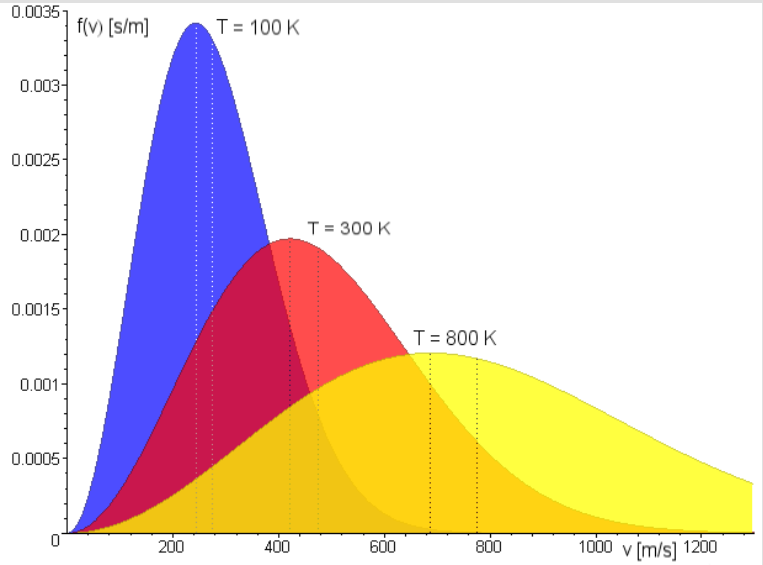
Wasserstoff-gefüllte Kathoden-Strahl-Röhre mit Unterdruck (Vakuum)
beschleunigte Elektronen (Kathoden-Strahl) schießen aus den Wasserstoff-Atomen die Elektronen heraus. Der überbleibende Rest (das Wasserstoff-Ion) ist positiv geladen und wird in Richtung Kathode beschleunigt. Diesmal sind in der Kathode Löcher, durch die ein Teil des Ionen-Strahls hindurchgeht. Die Wasserstoff-Ionen (heute wissen wir es sind reine Protonen) fliegen gewissermaßen durch Kanäle in der Kathode und können hinter der Kathode untersucht werden.

Exkurs: BOLTZMANNS Theorien zur Thermodynamik

statistische Thermodynamik
erschütterte die damalige Weltanschauung, klärte über die Urkräfte auf, und entfernte übernatürliche Mächte aus den Erklärungen

$S = k \cdot \log W$ S .. Entropie (Maß für die Unordnung) k .. Proportionalitätsfaktor
W .. Anzahl möglicher Mikrozustände der Stoffprobe

andere (ursprüngliche) Schreibweise:
$S = k_B \cdot \ln \Omega$ k_B .. BOLTZMANN-Konstante ($1{,}381 \cdot 10^{-23}$ J/K)
Ω .. Anzahl möglicher Mikrozustände der Stoffprobe



MAXWELL-BOLTZMANN-Verteilung für Stickstoff-Teilchen bei verschiedenen Temperaturen
Q: de.wikipedi.org (Fred Stober)

4.1.4. das RUTHERFORDsche Atom-Modell (Atom-System)

Die Kenntnis über die Zusammensetzung des Atoms zumindestens aus Protonen und Elektronen ließ die Frage nach der Anordnung dieser Teilchen aufkommen.

Exkurs: LENARD's Versuche mit Kathodenstrahl-Röhren

Philipp VON LENARD (1862 – 1947)

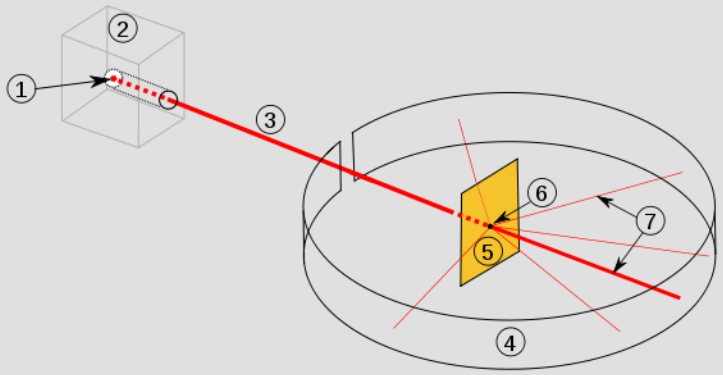
Untersuchung dünner Metall-Schichten (Plättchen) in Kathodenstrahl-Röhren
negative Teilchen (Elektronen) werden durch starkes elektrisches Feld beschleunigt
Loch in Anode lässt beschleunigte Elektronen als Strahl durch
Elektronen-Strahl wird zur Material-Untersuchung genutzt.

ein Großteil der Elektronen durchdringt die zu untersuchende Metall-Plättchen

Mit einem radioaktiven Teilchenstrahl wollte der britische Physiker Ernest RUTHERFORD (1871 – 1937) die Atome einer sehr dünnen Gold-Folie untersuchen. Seine Gold-Folie war so dünn, dass praktisch nur noch 2'000 Atom-Lagen vorhanden waren. Wenn die Atome massive Objekte (lt. dem Rosinenkuchen-Modell / THOMSONschen Atom-Modell) sind, dann müssten sie den radioaktiven Teilchenstrahl eigentlich vollständig absorbieren (auffangen, aufnehmen). Eventuell wäre auch eine glatte (gedämpfte) Durchstrahlung denkbar. Bei seinen Versuchen stieß RUTHERFORD (1911) auf ein seltsames Phänomen. Der Großteil der Strahlung ging glatt durch die Gold-Folie hindurch. Daneben zeichneten sich links und rechts neben dem Durchstrahl-Punkt weitere Einzelstrahlen mit geringer Intensität und mehr zufälliger Verteilung ab.

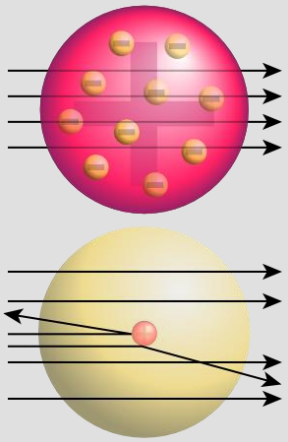
Exkurs: RUTHERFORDs Experiment

Als Strahlen-Quelle (1) benutzte RUTHERFORD radioaktives Blei. Dieses strahlt α-, β- und γ-Strahlen aus. Durch ein elektrisches Feld hinter der Austrittsöffnung werden die α-Strahlen zum negativen Pol und die β-Strahlen zum positiven Pol abgelenkt. Die γ-Strahlen fliegen weitgehend unverändert weiter. Für das Experiment werden die α-Strahlen (3) benutzt. Die α-Teilchen sind praktisch Helium-Atom-Kerne (eigentlich Helium-Ionen ($^{4}He^{2+}$). Die Kerne bestehen aus zwei Protonen, die mit zwei Neutronen "ver-



Q: de.wikipedia.org (Sundance Raphael)

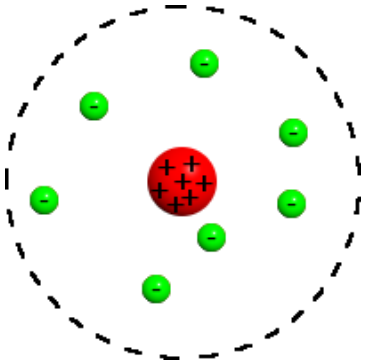
klebt" sind. Dieses war damals
aber noch unbekannt.
Die α-Strahlen werden innerhalb einer abgedunkelten Experimentier-Kammer auf eine extrem dünne Gold-Folie (5) gelenkt. Gold war zur der Zeit, das Metall, was man sehr dünn auswalzen und hämmern konnte. Die Folie bestand aus ungefähr 1'000 bis 2'000 Atom-Schichten. Die durchgelassenen oder gestreuten α-Teilchen wurden dann von einem Film-Material (4) aufgefangen, wo sie einen schwarzen Fleck hinterlassen. Das Film-Material wurde ringförmig um die Gold-Folie (Aufstrahl-Punkt (6)) angebracht.



oben: Erwartung nach dem THOMSON-Modell
unten: Erklärungsversuch von RUTHERFORD
Q: de.wikipedia.org (Fastfission)

wichtigste Erkenntnis war, das Atome nicht massiv sind
weitere Aussage, das scheinbar ein Teil der eingestrahlten Teilchen reflektiert oder abgelenkt werden

RUTHERFORD folgerte nun, dass die Atome gar nicht massiv seien. Scheinbar bestanden sie aus kleinen, massiven Zentralpunkten, welche die Strahlung zu einem bestimmten Anteil ablenkten. Der Rest des Atoms war einfach nur leerer Raum. Durch diesen konnte sich die Strahlung ungehindert bewegen. Im Jahr 1906 konnte RUTHERFORD dann auch die Größenverhältnisse sehr genau ermitteln. Der Kern hat danach einen Durchmesser von ungefähr 10^{-10} m (= 10 pm = 0,0001 µm). Die Hülle hat einen rund zehntausendmal größeren Radius (Unterschied: fünf Größenordnungen). Stellt man sich einen Atomkern in Kirschkern-Größe (d = 0,5 cm) vor, dann wäre die Hülle so groß (d = 300 m), dass das Rote Rathaus von Berlin gut darin Platz finden würde. Das Volumen des Kerns ist somit nur rund ein Billiardenstel ($1/10^{15}$) der Hülle.

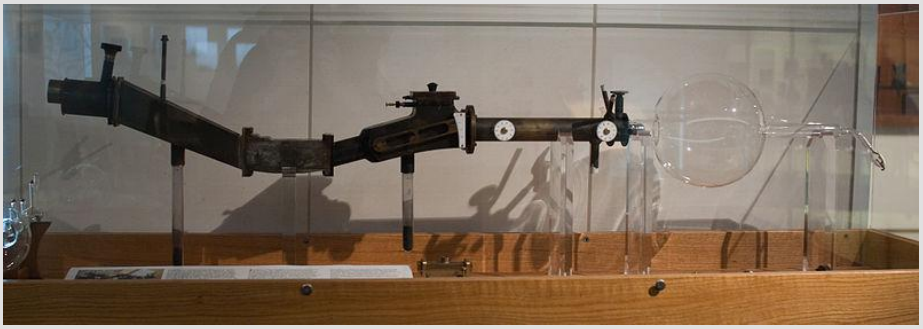


RUTHERFORDsches Atom-Modell
Q: de.wikipedia.org (Night Ink)

Hätte ein Atom z.B. eine Ausdehnung wie ein Schreibtisch, dann wäre der Atom-Kern (≈0,1 mm) noch kleiner als ein Druck-Punkt (≈0,2 mm)
Über seine Experimente konnte RUTHERFORD weiter ermitteln, dass der Kern positiv geladen ist und die Hülle die entgegengesetzte negative Ladung gleicher Größe besitzt. Die positiven Ladungen im Atomkern ordnete er den Protonen zu.
Ein Schüler von Joseph John THOMSEN – der englische Physiker Francis William ASTON (1877 – 1945) entwickelte aus einer Kathodenstrahl-Röhre und einem zusätzlichen äußeren magnetischen Feld ein sogenanntes Massen-Spektrometer. Die in der Kathodenstrahl-Röhre verdampften Ionen der Stoff-Probe wurden im elektrischen Feld der Röhre beschleunigt. Der Ionen-Strahl wurde dann durch das magnetische Feld abgelenkt. Leichte Ionen (Elemente / Isotope) wurden relativ stark abgelenkt und trafen zuerst auf eine Photo-Platte (bzw. einen anderen Detektor). Die schwereren Ionen landeten weiter hinten auf dem Nachweis-Mittel.

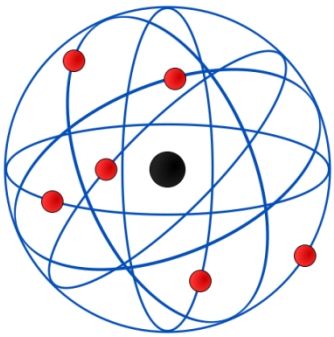
Mit Hilfe des Massenspektrometers konnte man nun Stoff-Gemisch untersuchen und deren Atom-Zusammensetzung bestimmen. Daneben ließen sich die Massen der abgelenkten Teilchen exakt berechnen.

Exkurs: ASTONS Massen-Spektrometer



THOMSONS Massenspektrometer (Nachbau)
Q: de.wikipedia.org (Jeff Dahl)

Obwohl man nun festgestellt hatte, dass die Atome gar nicht unteilbar sind, behielt man den Namen bei.
Im Modell von RUTHERFORD umkreisten die Elektronen den Atomkern. Dies war schon deshalb notwendig, weil sonst die negativen Elektronen in den positiven Kern stürzen würden (COULOMB-Kraft als Zentripetalkraft). Nur durch eine entsprechend schnelle Kreisbewegung und die daraus resultierende Zentrifugalkraft ließ sich zu dieser Zeit der stabile Aufenthalt der Elektronen in der Hülle erklären. Mit den Bahnen konnte man nun auch die Absorption bzw. die Emission (Abstrahlung) von Energie durch die Elektronen (Atome) zu mindestens teilweise erklären. Nahmen die Elektronen Energie von außen auf (Absorption), dann mussten sie sich – bedingt durch die nun höhere Energie – schneller und höher (weiter entfernt vom Kern) bewegen.



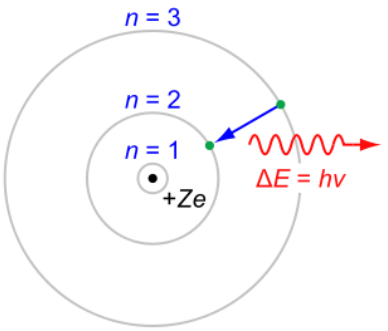
RUTHERFORDsches Atom-Modell
Q: de.wikipedia.org (Cburnett)

Nach einer Energieabgabe konnten sie eine Bahn dichter am Kern einnehmen. Zu dieser Theorie standen aber die vollständigen / genauen Emisions- und Absorptions-Spektren der Atome im Widerspruch (BALMER, LYMAN und andere). Sie zeigten je nach Atom immer nur <u>bestimmte</u> Farb-Linien. Eine Farblinie steht dabei immer für eine bestimmte Energiemenge. Auch die PLANCKschen Erkenntnisse von der Quantelung der Energie widersprachen dem RUTHERFORDschen Atommodell mit den – frei in der gesamten Hülle beweglichen – Elektronen und wurden ebenfalls durch die Spektren gestützt.

4.1.5. das BOHRsche Atom-Modell

Im weiterentwickelten Atom-Modell (1913) von Niels BOHR (1885 – 1963) dürfen sich die Elektronen nur noch auf bestimmten Bahnen bewegen. So machte er die beobachteten und immer gleichartigen (definierten) Energiesprünge der Elektronen erklärbar.

Durch diese ad hoc-Festlegung "verhinderte" BOHR auch das langsame Abstürzen der Elektronen in den Atomkern. Die Elektronen müssten eigentlich durch Reibung langsam Energie verlieren und dann immer dichter um den Kern kreisen, bis sie dann endgültig der Anziehungskraft der Protonen zum Opfer fallen. Nach BOHR bewegen sich die Elektronen – quasi Reibungs-frei – auf definierten Bahnen um den Atom-Kern.



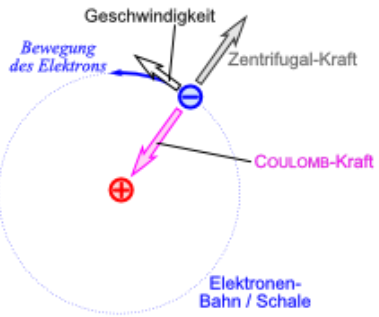
BOHRsches Atom-Modell
für das Wasserstoff-Atom
Q: de.wikipedia.org (JabberWok)

Die Bahnen umgeben den Kern in definierten Kugel-Oberfächen (Kugel-Hüllen).

In der Darstellung ähnelte das Modell sehr stark dem Aufbau des Sonnensystems. Das Modell wurde deshalb häufig auch als Planeten-Modell bezeichent.

Die Elektronen befinden sich nach BOHR auf sogenannten Schalen. Jede Schale konnte eine bestimmte Anzahl von Elektronen aufnehmen.

Man kann sich die Schalen als Ebenen / Etagen vorstellen. Nur auf einer Etage ist eine gesicherte Bewegung möglich. Die nächste Möglichkeit für eine sichere Bewegung ist die nächsthöhere oder eine tieferliegende Etage.



Kräfte im BOHRschen Atom-Modell

Wegen der energetischen Stabilität werden immer zuerst die inneren (Energie-ärmeren, Kern-näheren) Schalen besetzt.

Sind diese besetzt werden die äußeren (Energie-reicheren, Kern-ferneren) Schalen genutzt.

Interessanterweise war BOHR gar nicht der erste, der solch ein Planeten-ähnliches Modell vom Atom entwickelte. Der Japaner NAGAOKA stellte ein solches Modell schon 1904 vor.

Atome streben zudem immer eine Vollbesetzung der Schale mit Elektronen an. Der vollbesetzte Zustand ist immer besonders stabil. Die Edelgase sind genau die Elemente, bei denen die Atome mit vollbesetzten Außen-Schalen versehen sind.

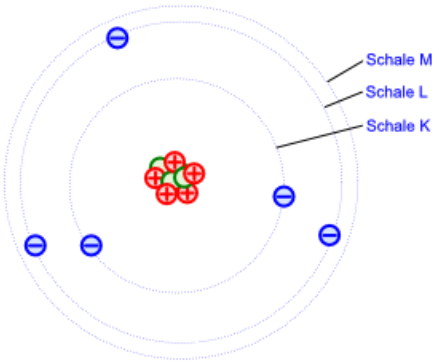
Zur Berechnung der maximalen Anzahl Elektronen, die auf eine Schale passen eignet sich die Formel:

n	1	2	3	4	5	6	7	…
max. e^-	2	8	18	32	50	72	98	…
	$2*1^2$	$2*2^2$	$2*3^2$	$2*4^2$	$2*5^2$	$2*6^2$	$2*7^2$	
max. Gesamt-Anzahl e^-	2	10	28	60	110	182	270	

$$N_{max}\,[e^-] = 2\,n^2$$

n … Schalen-Nummer / Haupt-Quantenzahl
N … Anzahl der Elektronen auf der Schale

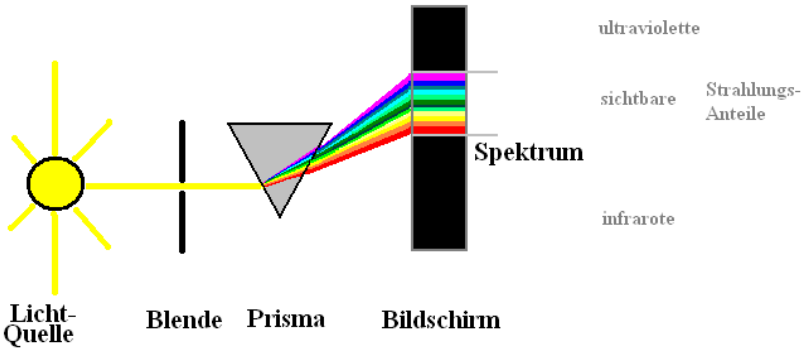
Mit den verschiedenen teilweise besetzten Außen-Schalen anderer Elemente ließen sich nun auch viele charakteristische chemische Vorgänge erklären.
BOHR definierte eine erste Quantenzahl – die Haupt-Quantenzahl – als eine charakteristische Eigenschaft von bewegten Elektronen in einer Atom-Hülle. Die verschiedenen Haupt-Quantenzahlen stehen für die unterschiedlichen Haupt-Energieniveaus der Elektronen.
Die Haupt-Quanten-Zahl beschreibt die Kern-Ferne und damit die Schalen-Größe (entspricht ja Kugel-Oberfläche).
Mit der Haupt-Quantenzahl n lässt sich die Zuordnung der Elektronen zu Schalen tätigen.



BOHRsches Atom-Modell für ein Bor-Atom ($_5$B)

Für n sind die Zahlen 1 bis 7 zugelassen. Die entsprechend den Schalen K bis Q.
Das abgebildete Bor-Atom besitzt neben einigen Neutronen (grün) 5 Protonen (positiv geladen; rot) im Atom-Kern. In der Atom-Hülle befinden sich als Gegenstück 5 negativ geladene Elektronen (blau). Sie bewegen sich auf Schalen. Die innerste Schale K kann nach BOHR nur mit 2 Elektronen besetzt werden. Auf die Schale L würden acht Elektronen passen, es sind aber nur noch 3 übrig, die sich nun hier aufhalten. Die nächste Schale (M) ist im Normal-Zustand nicht besetzt. Üblicherweise zeichnet man sie gar nicht erst mit, es sei denn, dass sie für andere Modell-Zwecke benötigt wird.
Im heute gültigen Periodensystem der Elemente (Abk.: PSE) finden wir die Schalen als Zeilen wieder. Die Zeilen-Nummer – in der das betreffende Element steht – entspricht den maximal besetzten Schalen. Alle Elemente einer Zeile im PSE besitzen somit die gleiche äußere Schale. Ganz oben im PSE (Zeile 1 mit Wasserstoff und Helium) ist die Schale K repräsentiert. Darunter folgen dann die Schalen L, M, N usw. usf.

Zu BOHRs Zeiten gehörten Spektren zu den boomenden Untersuchungs-Objekten. Man wusste schon lange, dass verschiedene Stoffe (Elemente) verschiedene Flammen-Farben erzeugen. Mit den Spektren ließen sich diese genauer untersuchen.

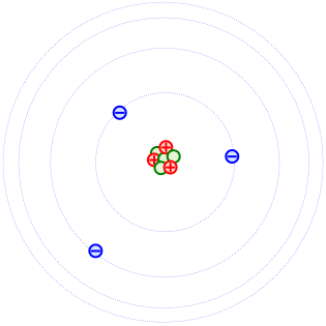


Um ein Spektrum zu erzeugen wird das zu untersuchende Licht durch ein Dreiecks-Prisma geschickt. Dabei wird das Licht zweimal gebrochen. Am Ende entsteht ein farbiger Streifen – das Spektrum.
Normales Licht (Licht einer Quecksilber-Dampf-Lampe oder einer Glühlampe) enthält alle Farb-Anteile in gleich großen Anteilen.

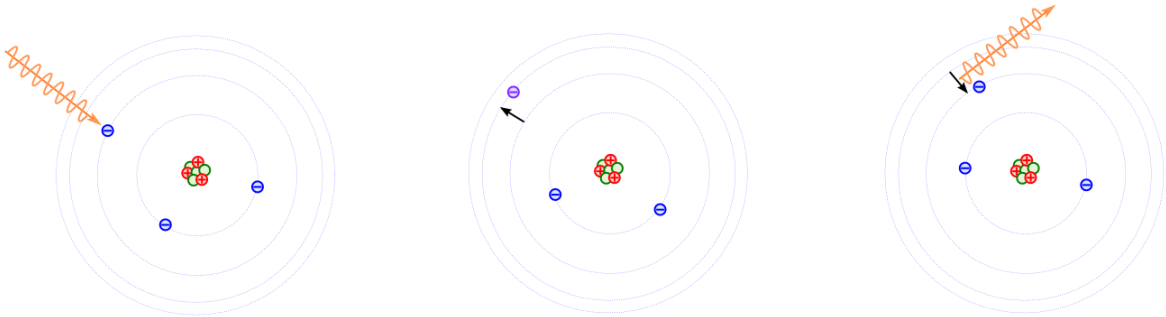
kontinuierliches Spektrum

Wir sprechen von einem kontinuierlichen Spektrum.

Die Quantelung der Energie und das ad hoc-Verbot der schleichenden Energie-Abgabe erforderte ein anderes Erklärungs-Modell für Energie-Aufnahmen und –Abgaben im Atom.
Nach diesem Modell kann ein Elektron nur ganz bestimmte Energie-Menge aufnehmen. Diese aufgenommene Energie wird dann der eigenen hinzugefügt. Man sagt, das Elektron absorbiert die entsprechende Energie aus der Umgebung (Einstrahlung).
Für einen stabilen Zustand (des Atoms) muss das Elektron nun seine "normale" angestammte Schale verlassen. Das Elektron springt auf eine höhere (Energie-reichere) Schale.
Der anregenden Strahlung wird dabei genau die Energie entzogen, die das Elektron absorbiert hat. Man spricht dann von einem angeregten Elektron (in der nächsten Abb. **blau-violett**).



Lithium-Atom, $_3Li$
(Normal-Zustand)



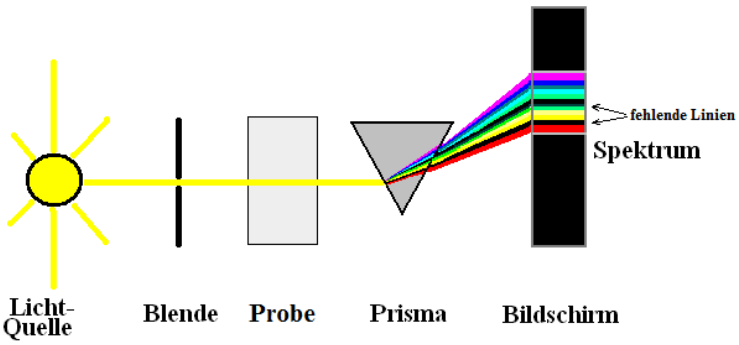
Einstrahlung von Energie

Absorption der Energie durch ein Elektron und Sprung auf ein höheres Energie-Niveau (/ eine höhere Schale)

Rücksprung eines Elektrons in die innere Schale unter Energie-Abgabe (Emission)

Energie-Auf- bzw. Abgabe im Atom-Modell von BOHR

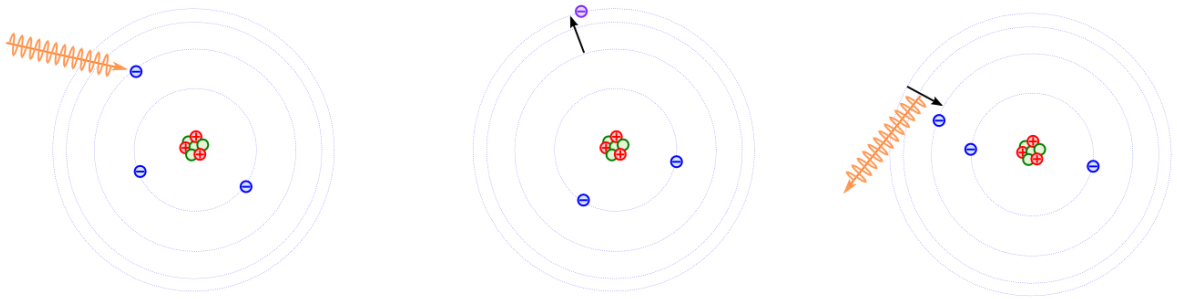
Diese Energie - die genau einer Spektral-Farbe (-Linie) entspricht – fehlt nun im Spektrum.
Für jedes Elektron sind nur wenige definierte Sprünge möglich. Es existieren nur bestimmte zugelassene Schalen / Bahnen mit definierten Energie-Niveaus.
Für eine Untersuchung der verschiedenen Atome bringt man nun einfach eine Probe (im verdampften / gasförmigen Zustand) in den Licht-Strahl.
Die Atome interagieren nun mit dem Licht, bzw. mit den einzelnen Licht-Energien (Licht-Farben). Bestimmte Licht-Frequenzen werden vom Atom absorbiert.
Im Ergebnis erhält man ein Absorptions-Spektrum, in



Absorptions-Spektrum (hier Natrium)

Absorptions -Spektrum (hier Helium)

dem die absorbierten Linien
fehlen.
Das Muster der fehlenden Linien ist für jedes Element charakteristisch – es entspricht einem Fingerabdruck.
Für das oben abgebildete Atom ist z.B. eben auch eine Anregung des / der Elektronen auf der äußeren Schale denkbar.



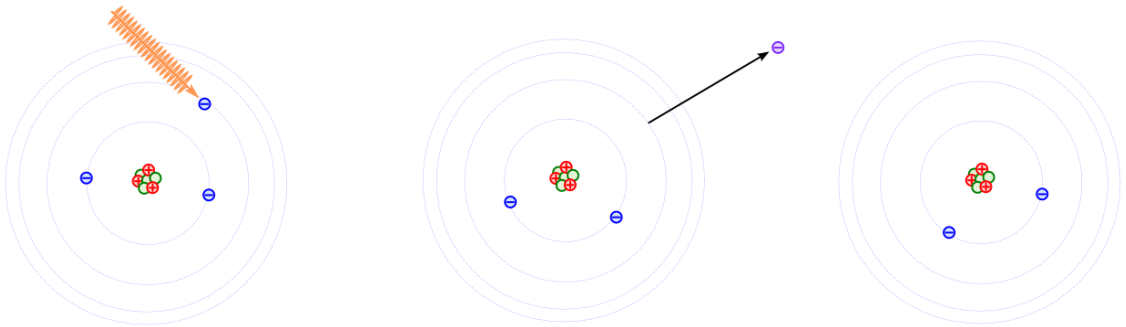
Einstrahlung von Energie

Absorption der Energie durch ein Elektron und Sprung auf ein höheres Energie-Niveau (/ eine höhere Schale)

Rücksprung eines Elektrons in die innere Schale unter Energie-Abgabe (Emission)

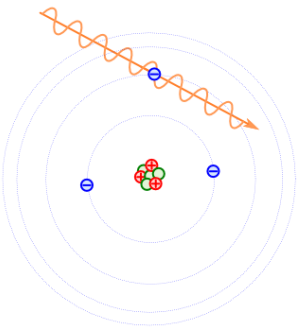
Energie-Auf- bzw. Abgabe im Atom-Modell von BOHR

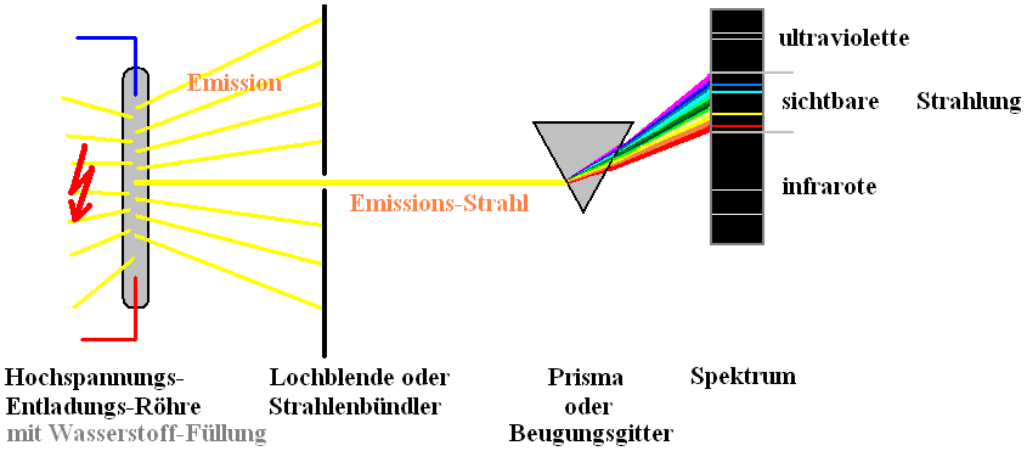
Strahlen sehr hochfrequente Energien ein, dann werden die Elektronen u.U. vollständig aus ihren Bahnen herauskatapultiert.



Energie-Auf- bzw. Abgabe im Atom-Modell von BOHR

Niederfrequente Energien können von den Elektronen nicht absorbiert werden. Sie durchdringen quasi die Atomhülle und lassen sich folglich auch direkt sichtbar machen.
Da jedes Atom einen möglichst Energie-armen Zustand anstrebt, springt das angeregte Elektron irgendwann wieder zurück auf eine innere (Energie-ärmere) Schale. Dabei gibt es die überschüssige Energie ab. Die Energie-Menge entspricht genau der früher absorbierten Energie. Die überschüssige Energie wird als Strahlung emittiert (abgegeben).
Um diesen Effekt zu untersuchen, nutzt man eine Entladungs-Lampe, die mit dem zu untersuchenden Stoff (in Gas- oder Dampf-Form) gefüllt ist. Darin werden die Atome durch das elektrische Feld angeregt und geben kurz danach die überschüssige Energie als Licht (od. andere Strahlung) wieder ab.





Für das Wasserstoff-Atom konnten die verschiedenen Schalen über die aufgezeichneten Linien-Spektren sehr genau nachgewiesen werden.
Jede Linie im Linien-Spektrum entspricht nach der Formel:

$$\frac{1}{\lambda} = f = k \cdot (E_2 - E_1)$$

λ .. Wellenlänge f .. Frequenz
E .. Energie-Zustände des Elektrons
ν .. (ny) Wellenzahl
h .. PLANCKsches Wirk-Quantum

E = h * ν bzw. E = h * f

einem bestimmten Energie-Wert.
Nun erscheinen im leeren Spektrum genau die Linien, die im Absorptions-Spektrum fehlten.
Absorptions- und Emission-Spektrum ergeben zusammen ein kontinuierliches Spektrum.

Emissions-Spektrum (hier Natrium)

kontinuierliches Spektrum

Henry MOSELEY (1887 – 1915) fand 1913 heraus, dass die Elemente jeweils eigene – für sie typische – Spektral-Linien für jeden einzelnen Elektronen-Übergang besaßen. Eigentlich gleiche Schalen-Übergänge (z.B. erste Linie der K-Serie) unterschieden sich auch bei jedem Element. Er fand dann einen quadratischen Zusammenhang zur Kernladungs-Zahl des jeweiligen Elements (MOSELEYsches Gesetz).

$$f = \frac{c}{\lambda} = f_R \cdot Z_{eff}^2 \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

f .. Frequenz c .. Lichtgeschwindigkeit
f_R .. RYDBERG-Frequenz
Z_{eff} .. effektive Kernladungszahl (= Z – S)
S .. Abschirmungs-Konstante
n .. Haupt-Quantenzahl (der Zustände)

Aufgrund dieses Zusammenhanges konnten einige Elemente – entgegen der steigenden Atom-Masse – neu sortiert werden. Dies betraf z.B. Iod (^{126,9}I) und Tellur (^{127,6}Te). Durch die – aus den Spektral-Linien abgeleiteten – Kernladungs-Zahlen ergab sich nun die Reihenfolge $_{52}$Te vor $_{53}$I.

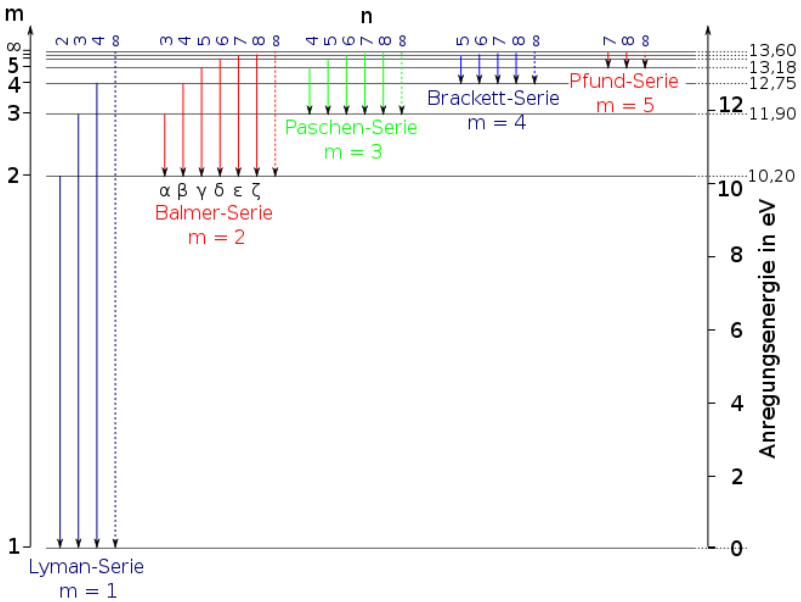
Aufgaben:

1. ***Was würde eigentlich als Spektrum zu sehen sein, wenn man in einen Emissions-Versuch eine Probe (wie beim Absorptions-Versuch) mit dem gleichen Element halten würde? Erläutern Sie Ihre Vermutungen!***
2. ***Finden Sie weitere Umordnungen (nach den heute bekannten Kernladungs-Zahlen), bei denen vom Ordnungs-Prinzip der steigenden Atom-Masse abgewichen wurde!***
3. ***Wieviele Elektronen würden auf der 8. Schale des BOHRschen Atom-Modells Platz finden? Bis zu welcher Ordnungszahl könnte man damit kommen?***

U.U. wird die Energie in kleineren Portionen abgegeben, deren Summe entspricht aber genau dem Gesamt-Energie-Sprung.
Bei der Untersuchung von Strahlungen, die von einer mit Wasserstoff gefüllten Hochenergie-Röhre ausgingen, konnten verschiedene Gruppen Energie-Übergängen beobachtet werden. Nun konnte man diese Linien-Serien definierten Energie-Sprüngen zwischen bestimmten Schalen zuordnen.
Jedes Element zeigt bei einer entsprechenden Untersuchung jeweils nur bestimmte Linien (Emissions-Spektrum).
Für das Wasserstoff-Atom sind die Linien und Linien-Gruppen besonders gut untersucht
Dabei treten in Abhängigkeit von der eingestrahlten Energie bestimmte Gruppen / Serien von Linien auf:

- LYMAN-Serie (im UV-Bereich (ultraviolett))
- BALMER-Serie (im sichtbaren Bereich (Linien machen zusammen das blaue Leuchten einer Wasserstoff-Flamme aus!))
- PASCHEN-Serie (im infraroten Bereich (IR-A))
- BRACKETT-Serie (im infraroten Bereich (IR-B))
- PFUND-Serie (im infraroten Bereich (IR-B))

Die Linien in den Spektren lassen sich eindeutigen Energie-Sprüngen zuordnen. Kombiniert man die Serien, dann erhält man ein Bild von den möglichen Energie-Niveaus im Wasserstoff-Atom. Nur auf diesen Energie-Ebenen können sich die Elektronen aufhalten. Die dazwischenliegenden Bereichen scheinen tabu zu sein.
Die Energie-Niveaus entsprechen den Schalen im BOHRschen Atom-Modell.
Für Elemente mit mehreren oder vielen Elektronen in der Atom-Hülle konnte das Wasserstoff-Modell nicht bestätigt werden. Seltsamerweise zeigten sich für solche Elektronen, die eigentlich gleichartig sein sollten, energeti-



mögliche Elektronen-Übergänge (Term-Schemata) für Wasserstoff
Q: de.wikipedia.org (Cepheiden)

sche Unterschiede.
Statt der wenigen theoretisch erwarteten Übergänge gab es wesentlich mehr praktisch beobachtete (Atom-Spektren).
Die Vorstellung der gemeinsamen Nutzung von Elektronen in gerichteten Bindungen (z.B. der Atom-Bindung) konnte mit den Planeten-artig um den Atom-Kern kreisende Elektronen ebenfalls nicht erklärt werden. Die Elektronen müssten dann quasi zwischen den Bindungs-Partnern im Raum schweben.
Die große Vielzahl von Linien konnte man nur erklären, wenn man noch mehr Schalen zuließ.
Trotz aller Erkenntnis-Fortschritte mit der Nutzung des BOHRschen Atom-Modells gab es immer noch ungeklärte Probleme. Nicht erklären ließen sich die Reaktionen von Stoffen, die keine Ionen bildeten. Dazu gehörten z.B. die Moleküle vieler Gase.
Weiterhin ließen sich die unterschiedlichen beobachteten Reaktions-Energien nicht aus den bisherigen Modell-Vorstellungen ableiten.
Und da war auch noch die elektrische Leitfähigkeit, für die eine Erklärung nicht in Sicht war. Es blieb ein Phänomen, dass manche Stoffe den Strom leiteten und andere eben nicht.

Welle-Teilchen-Dualismus bei Elektronen
In Stoß-Experimenten (Impuls-Untersuchungen) zeigen Elektronen Teilchen-Eigenschaften (Teilchen-Charakter).
In Beugungs-Experimenten zeigen Elektronen Wellen-Eigenschaften (Wellen-Charakter).

Verhalten von Elementar-Teilchen (Mikro-Objekten)
Mikro-Objekte (z.B. Elementar-Teilchen) offenbaren unter gewissen Umständen (Untersuchungs-Bedingungen) sowohl Wellen-Eigenschaften und / oder auch Teilchen-Eigenschaften.
Mikro-Objekte (z.B. Elektronen, Nukleonen) haben keine Bahn-Kurve.

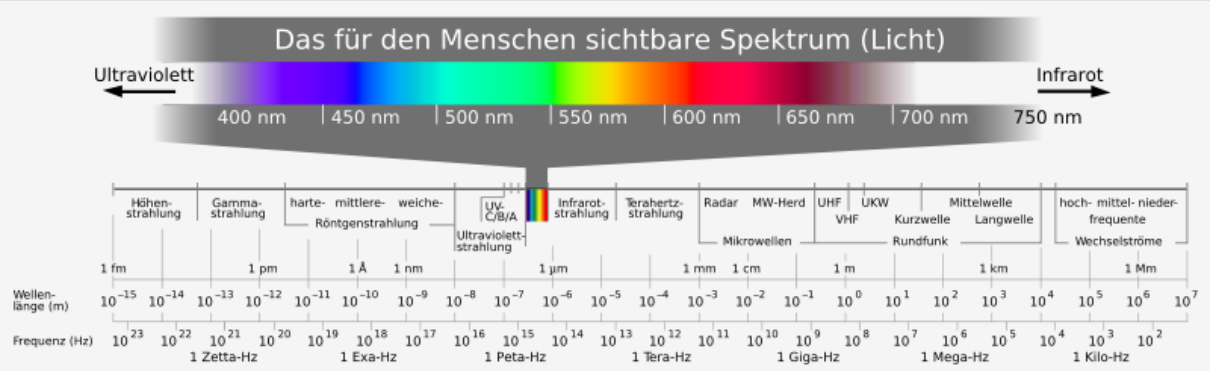
HEISENBERGsche Unschärfe-Relation (HEISENBERG; 1927)
auch: Unbestimmmmtheits-Prinzip Ein Mikro-Objekt hat **<u>nicht gleichzeitig</u>** bestimmte Koordinaten **<u>und</u>** einen bestimmten Impuls.
Von einem Mikro-Objekt lassen sich nicht gleichzeitig bestimmte Merkmals-Paare ermitteln. • Koordinaten und Impuls •

Exkurs: Licht und Energie

Licht ist eine Form der elektromagnetischen Strahlung. Im gesamten Spektrum der elektromagnetischen Strahlung nimmt das sichtbare Licht nur einen sehr kleinen Bereich ein. Das optische Spektrum umfasst die Farben des Regenbogens.
Die Wellenlängen (λ (lamda)) des Lichtes bewegen sich von 400 nm beim violetten Licht bis fast 700 nm beim roten. Über die Beziehung:

$c = \lambda * f$; c .. Ausbreitungsgeschwindigkeit [Material- / Medien-abhängig]
(z.B. Lichtgeschwindigkeit im Vakuum = $2{,}998 * 10^8$ m/s)

lässt sich eine Kopplung von Frequenz (f) und Wellenlänge herstellen. Das kurzwellige violette Licht hat eine relativ hohe Frequenz von 0,8 PHz (P = Peta = 10^{15}). Im Gegensatz dazu hat das langwellige rote Licht eine relativ kleinere Frequenz um die 0,4 PHz. Insgesamt ist es nur ein schmales Frequenzband – welches aber für uns Menschen und die Natur von herausragender Bedeutung ist.



Q: de.wikipedia.org (Horst Frank + Phrood + Anony)

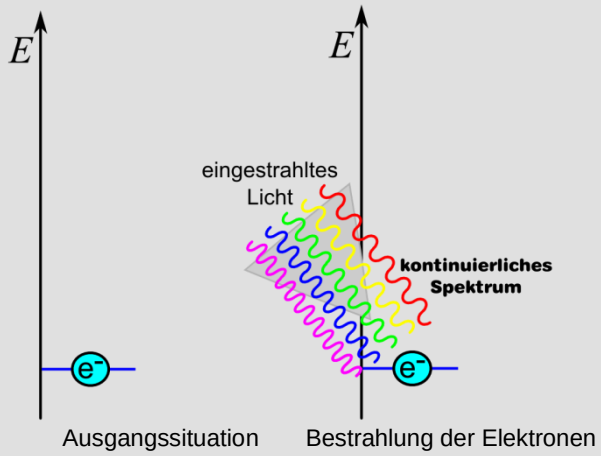
In der Physik stellt Licht eine dimorphistische Struktur dar. Zum Einen ist es Welle - nachweisbar z.B. mit Brechungsversuchen an optischen Gittern. Lichtstrahlen zeigen Beugungsmuster und Interferenzen – beides Zeichen für Wellen. Zum Anderen kann Licht auch Teilchen-Charakter haben. Wir sprechen dann von Photonen – den Lichtteilchen. Nachgewiesen kann der Teilchen-Charakter mit dem äußeren lichtelektrischen Effekt (Herauslösung von Elektronen aus Metallen durch Licht). Ein weiterer Hinweis auf den Teilchencharakter des Lichtes ist der COMPTON-Effekt (Beeinflussung freier Elektronen durch Photonen → Photonen und Elektronen verhalten sich wie Teilchen).
Für die Biologie ist vornehmlich die im Licht enthaltene Energie interessant. Man kann diese über:

$E = h * f$; h .. PLANCKsches Wirkungsquantum = $6{,}626 * 10^{-34}$ J s
$E = h * \nu$; ν .. (sprich: nü) Wellzahl; auch für die Frequenz (f) verwendet

berechnen. Kurzwelliges / hochfrequentes Licht hat also eine höhere Energie als langwelliges / niederfrequentes.

Weißes Licht ist ein gleichmäßiges Gemisch aller Spektralfarben (kontinuierliches Spektrum). Nachfolgend vereinfacht auf fünf Farben des Regenbogens.

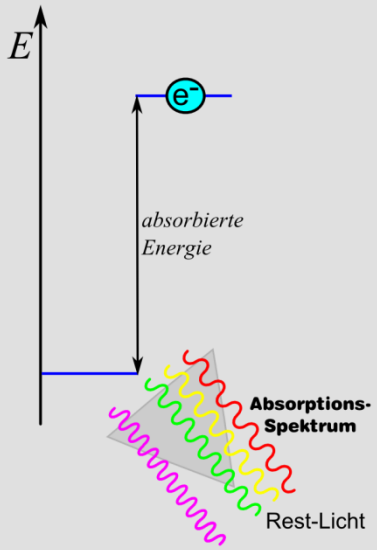
Die Energieauf- und –abgabe stellt man sich an Atomen und dementsprechend in Molekülen / Stoffen ungefähr so vor:
Die Elektronen eines Atoms bewegen sich auf Bahnen (Schale, besser Orbitalen) um den Kern. Die Energie des Elektrons bestimmt den Abstand zum Kern. Je höher die Energie, umso weiter ist das Orbital vom Atomkern entfernt.
Wird einem Atom Energie zugeführt, dann können die Elektronen diese u.U. aufnehmen (absorbieren). Dabei steigen sie vom Grundzustand auf eine höhere Elektronenschale (angeregter Zustand).



Für jedes Elektron sind nur bestimmte Sprünge (zu anderen (definierten) Schalen) zugelassen. Es sind nicht etwa beliebige Zwischenwerte zulässig, sondern immer nur bestimmte Vielfache eines Quants.

kontinuierliches Spektrum

Die Sprünge entsprechen praktisch bestimmten Lichtfrequenzen. Bei Absorptionen werden aus dem eingestrahlten Licht bestimmte Spektrallinien herausgefiltert – diese entsprechen genau den absorbierten Energiequanten. Im restlichen Spektrum – das jetzt speziell als Absorptions-Spektrum bezeichnet wird, fehlen dann diese Lichtanteile.
Das angeregte Elektron ist nun bestrebt wieder seinen normalen Energiezustand zu erreichen. Dies geht nur, wenn die überschüssige Energie abgestrahlt (emittiert) wird.
Beim Emittieren der Energie werden wieder nur bestimmte Spektralfarblinien sichtbar – genau die Farben, die der abgestrahlten Energie entsprechen.
Absorbierte und emittierte Energie sind im Normalfall gleich (Resonanz). Dies bedeutet, die Lichtfarbe (Lichtfrequenz, Wellenlänge) die ein Elektron usw. absorbiert, wird auch wieder von ihm emittiert.

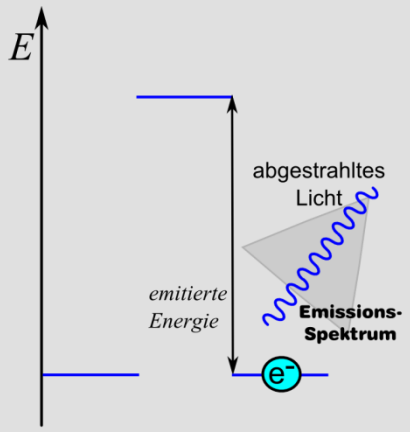


Absorption (hier des blauen Anteils)

Die Spektrallinien sind für jedes Atom bzw. bestimmte Atomgruppen charakteristisch.
Deshalb werden die Spektrallinien vielfach für qualitative Analysen (z.B. Flammenfärbung) benutzt.

Absorptions-Spektrum (hier für Natrium)

Die Beobachtung der emittierten Strahlung ist relativ einfach zu bewerten, da die emittierten Farben den Energien entsprechen. Ev. treten auch Mischfarben auf (additative Farbmischung).
Schwieriger ist die optische Bewertung von Absorptionsspektren. Die fehlenden Farbanteile bewirken eine Beobachtung der Komplementärfarbe (subtraktive Farbmischung).
Ein menschlicher Beobachter sieht bei Absorptions-Spektren die Komplementärfarbe zu den absorbierten Farbanteilen.
Typische Farb- und Komplementärfarbe-Paare sind: gelb / violett, purpur / grün sowie türkis / rot.
Unter bestimmten Umständen wird die Energie schrittweise abgegeben (Fluoreszenz). Voraussetzung sind definierte Orbitale zwischen dem angeregten Zustand und dem Grundzustand.

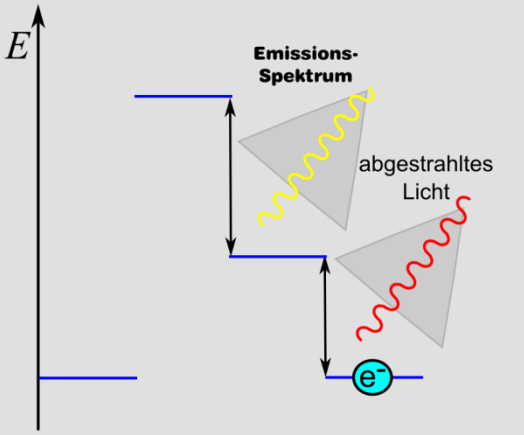


Emmission (hier blaues Licht)

Die resultierenden Spektralfarben sind wegen der geringeren Energie (für die kleineren Sprünge) zum langwelligeren Licht hin verschoben.

Emissions-Spektrum (hier von Natrium)

Die meisten Fluoreszenzen funktionieren mit ultraviolettem Licht (sehr energiereich). Dieses Licht ist nicht sichtbar, da dessen Frequenzen höher sind als die des violetten Lichtes (bzw. eine noch kürzere Wellenlänge haben). Die absorbierte Energie wird nicht in einer Portion abgegeben, dann würde auch wieder ultraviolettes Licht abgestrahlt werden, sondern die Energie wird in kleineren Portionen emittiert. Die abgestrahlten Teil-Energien entsprechen oft Frequenzen im sichtbaren Bereich (hier modellhaft). Der Stoff leuchtet nach einer Anregung mit UV-Licht in sichtbaren Farben. Dies Prinzip wird z.B. auch bei der Echtheitsprüfung von Geldscheinen mit dem Geldscheintester genutzt. Dieser enthält eine kleine UV-Leuchtstoffröhre.



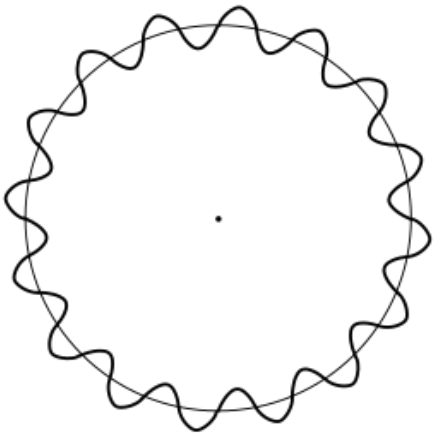
Fluoreszenz

Internet-Links:

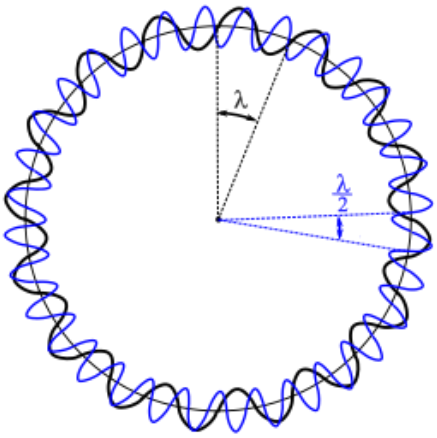
Definition(en): PLANCKsches Wirkungs-Quantum

Das PLANCKsche Wirkungs-Quantum h ist eine Naturkonstante mit der Dimension einer Wirkung (Energie * Zeit).
$h = 6{,}626 * 10^{-34}$ J s = $6{,}626 * 10^{-27}$ erg s

Für das Licht hatte man Anfang des 20. Jahrhundert's den Wellen-Teilchen-Dualismus schon vielfach nachgewiesen.
DE BROGLIE (1892 – 1987) vermutete nun (1924) auch, dass die Elektronen innerhalb eines Atom's Wellen-Eigenschaften haben müssten.
Dies konnte dann auch experimentell nachgewiesen werden.
Damit das Modell mathematisch passt, müssen sich die Elektronen praktisch auf stehenden Wellen um den Atom-Kern bewegen.
Je nach Energie-Niveau (Schale) sind noch weitere harmonische Wellen möglich.
Für eine andere Unterschale ergibt sich eine stehende Welle z.B. mit der halben Wellenlänge.
Diese ersten Wellen-basierte Modell-Vorstellungen griff dann SCHRÖDINGER für sein mathematisches Modell auf.



stehende Welle auf Kreisbahn



zwei stehende Wellen
mit unterschiedlicher Wellenlänge

Biographie: Max PLANCK (1858 - 1947)

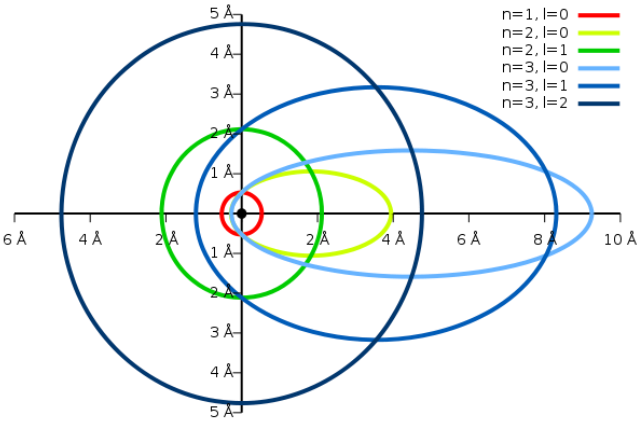
erster deutscher Physiker, der sich mit theoretischer Physik beschäftigte
gilt als begründer der qunaten-Physik

NOBEL-Preis für Physik 1919

Anekdote:
Auf der Suche nach einer Studienrichtung befragteder junge PLANCK (1874) auch den berühmten Physik-Professor Philipp VON JOLLY nach den Aussichten im Fach Physik. Dieser sagte dann zu ihm, dass "in dieser Wissenschaft ist schon fast alles erforscht sei, und es gelte, nur noch einige unbedeutende Lücken zu schließen."

4.1.6. das BOHR-SOMMERFELDsche Atom-Modell

Mit dem deutschen Physiker Arnold SOMMERFELD (1868 - 1951) entwickelte BOHR sein Atom-Modell weiter, um die ungenügende Übereinstimmung des alten Modells mit den Messwerten von größeren (komplexeren) Atomen zu erklären. Im BOHR-SOMMERFELDschen Atom-Modell (1915/1916) konnten bestimmte Elektronen elliptisch-exzentrische Bahnen einnehmen. Hiermit ließen sich verschiedene chemische und physikalische Eigenschaften (z.B.: Feinstruktur des Spektrums) deuten.

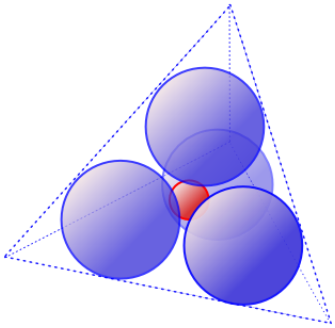


BOHR-SOMMERFELDsches Atom-Modell
Q: de.wikipedia.org (Cepheiden)

Auch heute ist gerade das BOHR-SOMMERFELDsche Atom-Modell dazu geeignet, die Zusammenstellung der Elemente im Periodensystem recht gut zu erklären.

Trotzdem gab es immer noch verschiedene – offensichtliche – Diskrepanzen zwischen Realität und Modell. Besonders die verschieden Symmetrien und Strukturen ließen sich nicht so recht erklären.

Eine erste kleine Verbesserung des Modells zur Bewegung der Elektronen ging von KIMBALL aus. Er postulierte Aufenthalts-Räume für die Elektronen, in denen diese gewissermaßen verschmiert vorkommen sollten. Die Räume sollten dabei Kugeln entsprechen. Dieses Atom-Modell wird deshalb häufig auch als Kugelwolken-Modell (KIMBALLsches Kugelwolken-Modell) oder wegen der postulierten räumlichen Anordnung der Wolken als Tetraeder-Modell bezeichnet.



Kugel-Wolken-Modell
von KIMBALL

SOMMERFELD führte zur feineren Differenzierung der Elektronen-Eigenschaften und –Bewegungen die Neben-Quantenzahl ein. Die Neben-Quantenzahl l ist eine natürliche Zahl zwischen 0 und n-1. Die Neben-Quantenzahl bestimmt die Anzahl möglicher Unter-Orbitale sowie deren räumliche Form.

Bei der Überprüfung des RUTHERFORDschen Atom-Modells durch Walther BOTHE und seinen Studenten Herbert BECKER fanden diese eine neuartige Energie-reiche Strahlung. Sie hatten Beryllium mit α-Teilchen bestrahlt. Außer dem erwarteten Bor erhielten sie noch das Element Cohlenstoff. Die beobachtet Strahlung hatte gewissen Parallelen zur γ-Strahlung, aber auch deutlich andere Eigenschaften (z.B. keine Ladung). Erst Jahre später konnten die ungewöhnlichen Eigenschaften der "Beryllium-Strahlung" aufgeklärt werden. James CHADWICK (1891 - 1974) gelang der Nachweis, dass es sich bei der Strahlung um Teilchen handelte, die genauso schwer wie Protonen waren. Sie verhielten sich aber elektrisch neutral. Er nannte die Teilchen deshalb Neutronen. 1935 bekam CHADWICK für seine Entdeckung den NOBEL-Preis für Physik.

fundamentale Eigenschaften von Mikro-Objekten
Mikro-Objekte (Elektronen usw.) haben drei fundamentale Eigenschaften: Masse, Ladung und Spin (Eigen-Dreh-Impuls $\overrightarrow{L_s}$).

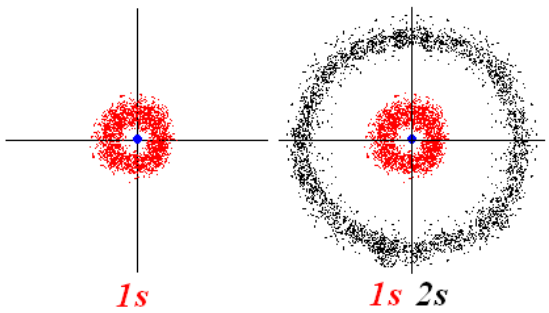
4.1.7. die SCHRÖDINGER-Gleichung

Für die Berechnung der Energie-Zustände und –Orbitale benutze SCHRÖDINGER eine – später nach ihm benannte – sehr kompliziert zu berechnende – Gleichung (SCHRÖDINGER-Gleichung; SCHRÖDINGER-Funktion).
Der Begriff (Atom-)Orbital wurde (damals als Kunstwort) von Robert S. MULLIKEN (1931) geprägt.
Mit an der Entwicklung der Vorstellung über das Verhalten der Elektronen im Atom beteiligt war auch der Franzose Louis-Victor BROGLIE.

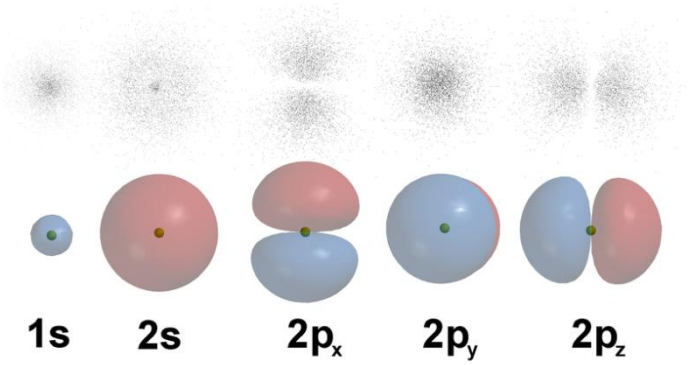
$$i\hbar\frac{\partial}{\partial t}|\,\psi(t)\rangle = \hat{H}|\,\psi(t)\rangle$$

auf die Erklärung der Formelzeichen verzichten wir hier, da diese Erklärungen wieder erklärt werden müssten, Interessenten nutzen wikipedia od. die Literatur

SCHRÖDINGER verwendete in seiner Gleichung insgesamt vier Quantenzahlen zur Beschreibung der Elektronen-Eigenschaften und Bewegungen. Aus den Berechnungen ergaben sich ganz konkrete Aufenthalts-Wahrscheinlichkeiten für die jeweils berechneten Elektronen im Atom-Hüllen-Raum (Wahrscheinlichkeits-Funktion).
Diese Aufenthalts-Wahrscheinlichkeiten entsprechen bildlich Wolken. Sie wurden Orbitale genannt. Die Wolken konnten die gleiche Kugel-förmige, aber auch eine abweichende Form haben. Die SCHRÖDINGERschen Orbitale sind das gängige Hüllenmodell der Atome für die moderne Chemie.
Bestimmte Orbitale haben auch andere Formen, die deutlich von der Kugel-Hüllen-Form abweichen – dazu später mehr. Die gleichartigen bzw. gleichförmigen Orbitale von unterschiedlichen Energie-Niveau (Elektronen-Schalen) kann man sich immer ineinander geschachtelt vorstellen.
Mit den Orbitalen lassen sich Bindungen und ihre räumliche (sterische) Anordnung klären.
Um weitere physikalische und chemische Merkmale von Atomen und Stoffen zu deuten, wurden die Atom-Modelle immer weiter entwickelt. Hier verlassen wir aber eigentlich den Bereich der Chemie und kommen zur reinen Physik.

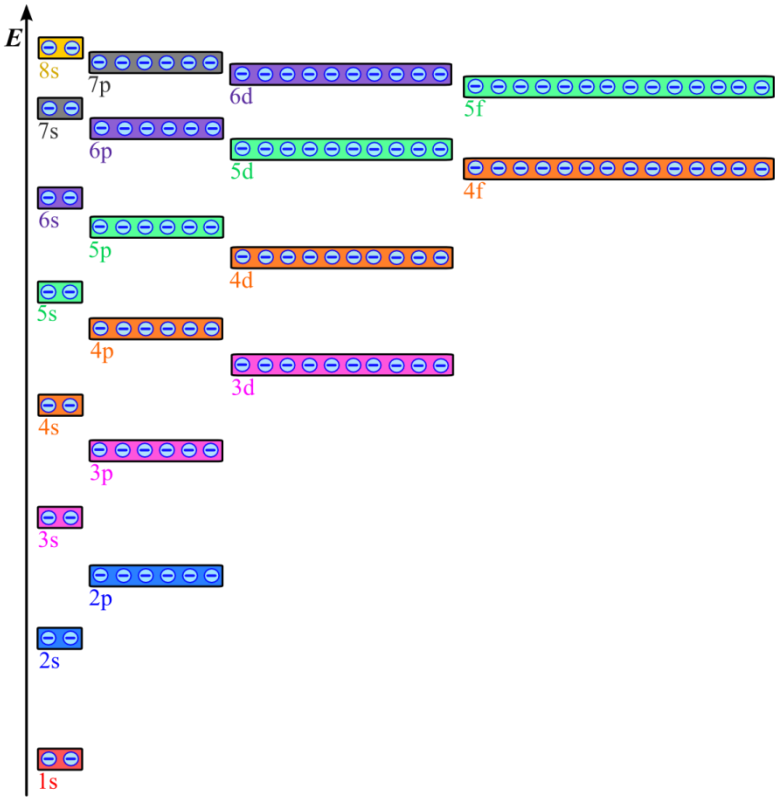


ineinander geschachtelte Orbitale
(s-Orbitale) von zwei Schalen (Atom-Kern: **blau**)



Orbital-Modell (Orbitale; Beispiele)
Q: de.wikipedia.org (Benjah-bmm27)

Praktisch kommt es zur Aufspaltung der Schalen (Haupt-Orbitale) in feinere (Neben-)Orbitale.
Die einzelnen Orbitale der verschiedenen Haupt-Quantenzahlen überlappen sich. Dies hat später Konsequenzen für die Belegung der Orbitale mit Elektronen. Da immer zuerst die Energieärmeren Orbitale besetzt werden (Energie-Prinzip), kann es also passieren, dass zuerst ein Orbital einer höheren Haupt-Quantenzahl (z.B. **4s**) belegt wird, bevor das Energie-höhere Orbital einer kleineren Haupt-Quantenzahl (z.B. **3d**) genutzt wird.
Mit dem neuen Atom-Modell konnte man nun auch endlich die ungewöhnliche Ionen-Bildung vieler Nebengruppen-Elemente erklären.
Darauf wollen wir hier aber nicht weiter eingehen, da in organischen Substanzen nur sehr wenige Nebengruppen-Elemente vorkommen.



energetische Lage der Unterorbitale zueinander
(nicht Maßstabs-gerecht!)

Für die organische Chemie sind Orbitale und ihre Formen aber für die Erklärung des Baus und der auftretenden Bindungen in den Stoffen sehr wichtig.
Zwischen den verschiedenen Orbitalen können nun auch viel mehr Sprünge stattfinden. So lassen sich dann auch die Unmengen von Linien in den Spektren für die einzelnen Elemente erklären.

Wellen-Funktion

Die Erfahrungen der Physik haben gezeigt, dass sich in der Quanten-Mechanik Systeme von Mikro-Objekten (/ Elementar-Teilchen) durch eine Wellen-Funktion ψ (sprich:) beschreiben lässt.

Das Betrags-Quadrat der Wellen-Funktion $|\psi^2|$ eines Mikro-Objektes ist dessen Wahrscheinlichkeits-Dichte für den Aufenthalts-Ort. Es gilt:

Wahrscheinlichkeit = Wahrscheinlichkeits-Dichte * Volumen

4.1.8. das Wellen-mechanische Atom-Modell

Zusammengefasst haben wir im SCHRÖDINGER-SOMMERFELD-BOHRschen Atom-Modell – kurz als Wellen-mechanisches Atom-Modell bezeichnet – vier Elektronen-Eigenschaften (Quantenzahlen), die jeweils verschiedene Aspekte der Elektronen-Bewegung in der Atom-Hülle beschreiben:

Haupt-Quantenzahl

Haupt-Energieniveaus
derzeit nur bis Q bekannt

n	**1**	**2**	**3**	**4**	**5**	**6**	**7**	**…**
Schale	K	L	M	N	O	P	Q	…

Neben-Quantenzahl

Neben-Energieniveaus

l kann von 0 bis m-1 gehen

l	**0**	**1**	**2**	**3**	**4**	**5**	**…**
Orbital	s	p	d	f	g	h	…
Benennung	sharp	principal	diffuse	fundamental			

Orbital	s	p	d	f	…
Form	Kugel-förmig	Hantel-förmig	gekreuzt-Doppel-hantel-förmig	Rosetten- und Stern-förmig	…

Magnet-Quantenzahl
(Richtungs-QZ)

Richtung der Neben-Orbitale
m kann von –l bis +l gehen

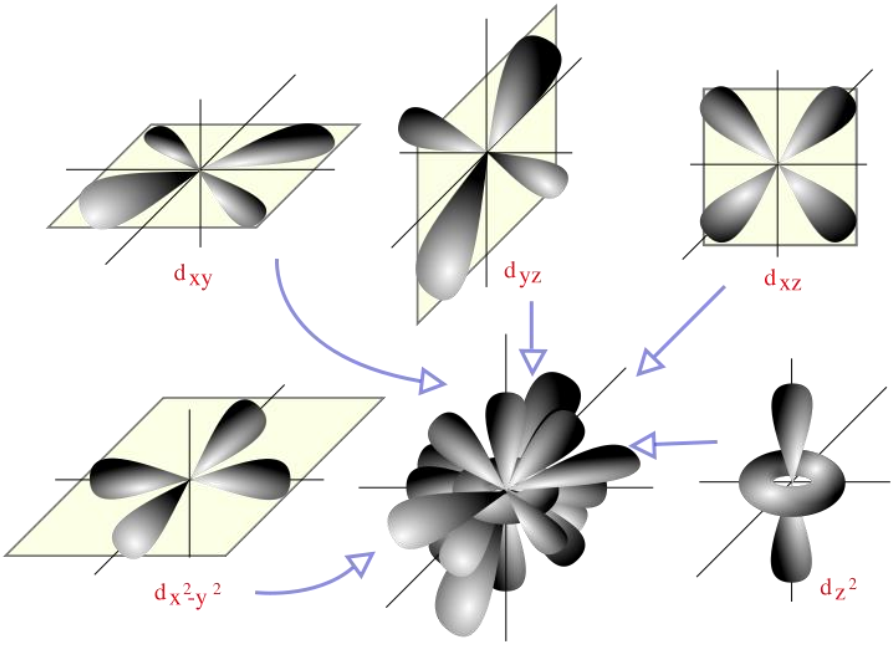
m	**0**	**1**	**2**	**3**	**4**	**…**	
Zustand	σ	π	δ	ϕ	γ	…	

Spin-Quantenzahl

Eigendreh-Richtung
(Dreh-Impuls) der Elektronen
nur 2 Möglichkeiten

s	**-½**	**+½**
Zustand	↑	↓

Die einzelnen Orbitale sind im Atom ineinander geschachtelt. Beispielhaft ist dies in der nebenstehenden Abbildung für die d-Orbitale gezeigt. Die Orbitale sind – bis auf die Ausnahme dz2 gekreuzt Hantel-förmig. In Kombination aller Orbitale ergibt sich dann eher das Bild eines Morgensterns.
Der – extrem kleine – Atom-Kern liegt jeweils im Koordinaten-Ursprung.



einzelne und kombinierte d-Orbitale
Q: de.wikipedia.org (Sven)

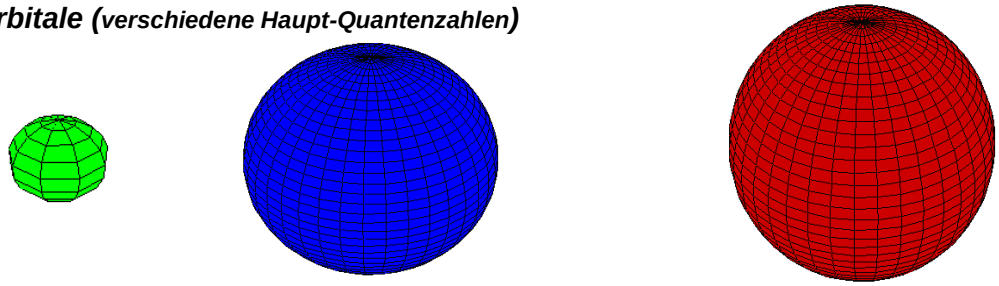
Schale	Haupt-Quan-ten-Zahl n	Neben-Quan-ten-Zahl l	Elektronen-Typus	Magnet-Quan-ten-Zahl m	Unter-schalen	Spin-Quan-ten-Zahl s	Elektronen pro Unterschale	letztes Element	Elektronen pro Schale	letztes Element
K	1	0	s	0	1	-½ +½	2	$_{2}$He	2	2 (He)
L	2	0	s	0	1	-½ +½	2	$_{4}$Be	8	10 (Ne)
		1	p	-1 0 +1	3	-½ +½	6	$_{10}$Ne		
M	3	0	s	0	1	-½ +½	2	$_{12}$Mg	18	28 (Ni)
		1	p	-1 0 +1	3	-½ +½	6	$_{18}$Ar		
		2	d	-2 -1 0 +1 +2	5	-½ +½	10	$_{28}$Ni		
N	4	0	s	0	1	-½ +½	2	$_{30}$Zn	32	60 (Nd)
		1	p	-1 0 +1	3	-½ +½	6	$_{36}$Kr		
		2	d	-2 -1 0 +1 +2	5	-½ +½	10	$_{46}$Pd		
		3	f	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3	7	-½ +½	14	ab hier über-schneiden sich die Scha-len so häufig, dass kein direkter Bezug zum PSE möglich ist		
O	5	0	s	0	1	-½ +½	2		50	110

(c,p) 2009-2022 lern-soft-projekt: drews

4.1.9. Orbital-Formen für ein idealisiertes Wasserstoff-Atom

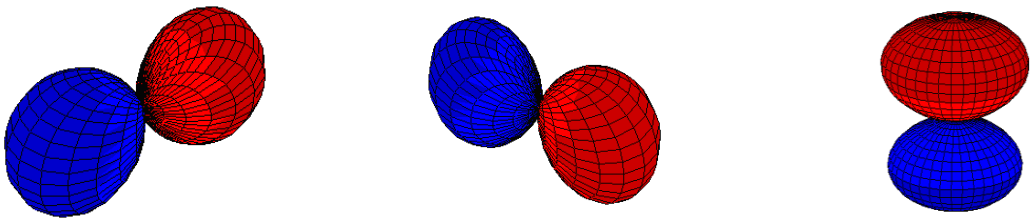
erstellt mit Sciface MuPAD V.2.5

***s-Orbitale** (verschiedene Haupt-Quantenzahlen)*



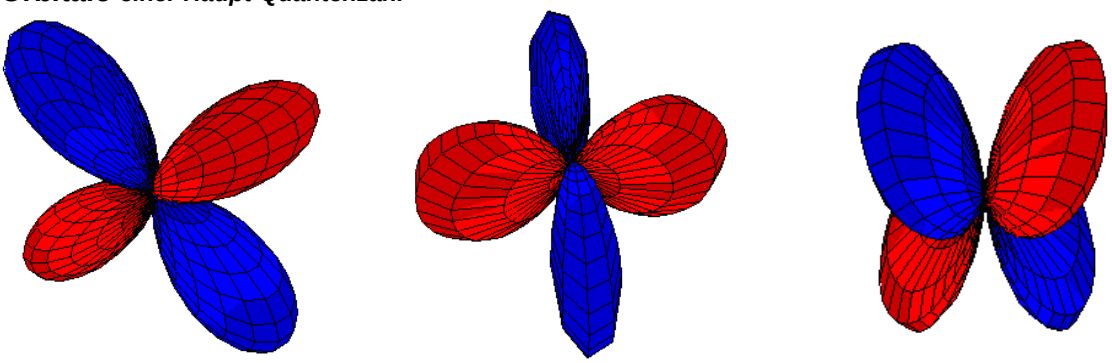
1s	2s	3s

***p-Orbitale** einer Haupt-Quantenzahl*

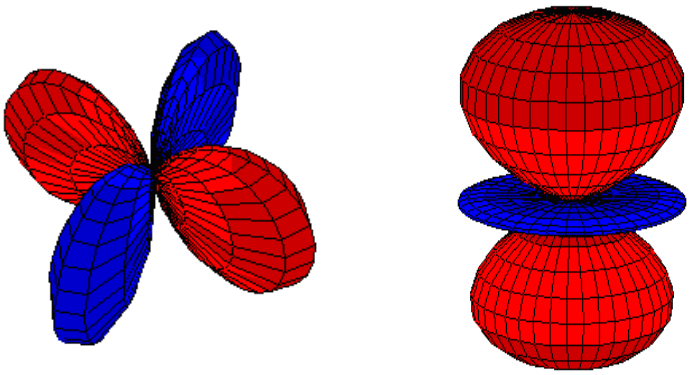


p_x	p_y	p_z

***d-Orbitale** einer Haupt-Quantenzahl*

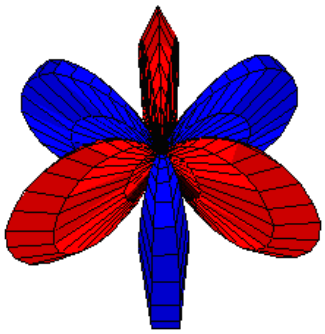


d_{xy}	d_{yz}	d_{xz}

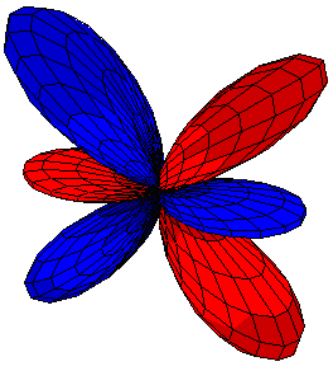


$d_{x^2-y^2}$	d_{z^2}

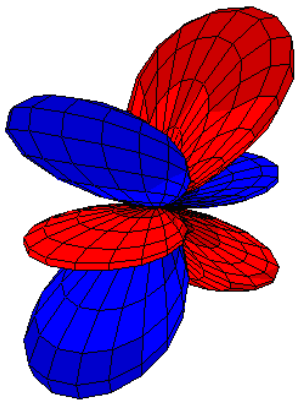
***f-Orbitale** einer Haupt-Quantenzahl*



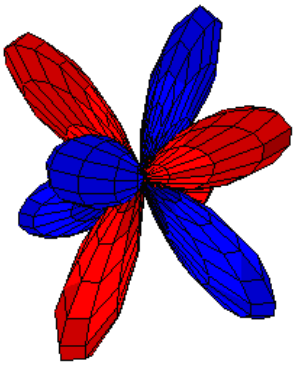
f_{xz}^2



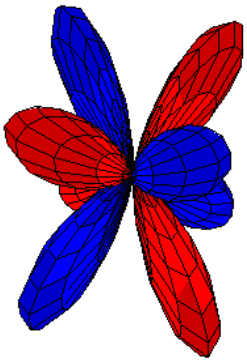
f_{yz}^2



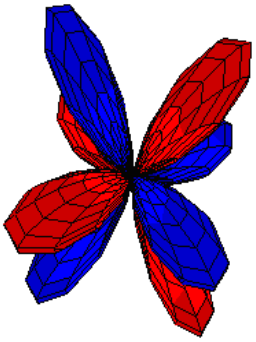
f_{xyz}



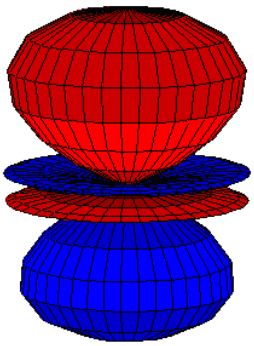
$f_{x(x^2-3y^2)}$



$f_{y(y^2-3x^2)}$



$f_{z(x^2-y^2)}$



f_z^3

Der – extrem kleine – Atom-Kern liegt immer im Zentrum der Figuren!

interessante Links:
http://www.orbitals.com/orb/index.html (mit freiem Orbital-Viewer-Programm)
http://www.orbitals.com/orb/orbtable.htm (alle Orbital-Arten in einer Übersicht)

Aufgabe:
Beschreiben Sie die Form eines g- oder h-Orbitals!

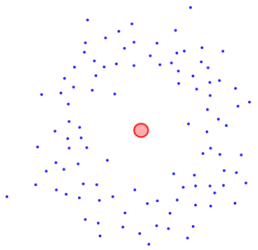
4.1.10. das Quanten-mechanische Atom-Modell

Werner HEISENBERG gelang es, aus den gemessenen Spektren mathematisch-physikalische Zusammenhänge herauszufiltern und in physikalischen Gesetzen zu formulieren. Heraus kam ein Formel-Konglomerat für Frequenz, Energie, Intensität und Polarisation.
Eine wichtige Erkenntnis von HEISENBERG war auch das Feststellen eines prinzipiellen Mess-Problems beim Untersuchen von Elektronen. Während Physiker bei großen Körpern mit ihren Messgeräten praktisch keine Beeinflussung am Beobachtungsgegenstand hervorriefen, sah dass bei den extrem kleinen Elektronen ganz anders aus.

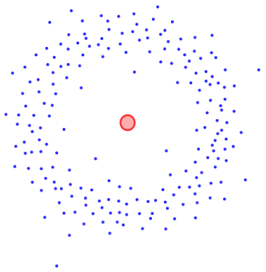
Atom-Modell
Q: de.wikipedia.org ()

Nehmen wir z.B. die Messung der Geschwindigkeit eines Autos. Beim sogenannten "Blitzen" wird ein Laser-Strahl auf das Auto gerichtet und die Veränderung der Reflexion-Zeiten wird zur Geschwindigkeits-Berechnung benutzt. Der Laser-Strahl ist energetisch so schwach, dass die Geschwindigkeit nicht beeinflusst. Trifft die gleiche Energie aber ein einzelnes Elektron, dann bewirkt dies eine deutliche Veränderung der Eigenschaften, z.B. eben auch der Geschwindigkeit.
Somit ist nicht mehr sauber feststellbar, handelt es sich um die originalen Eigenschaften des Elektrons oder um die durch den "Mess-Strahl" beeinflussten. Ähnlich sieht es aus, wenn man irgendeine energetische (Teilchen-lose) Methode anwendet. Die eingestrahlten Energien wirken auch immer auf die Elektronen. Auch hier lässt sich nicht sauber zwischen echten und induzierten Eigenschaften unterscheiden. Mit verschieden Eigenschaften, die man ev. gleichzeitig messen oder wissen will, verhält es sich praktisch genauso. Die Physik hat dieses Problem z.B. bei der häufig gewünschten Bestimmung von Position und Bewegung eines Elektrons. In dem Augenblick, wo die Position eines Elektrons ermittelt wird, kann nicht ausgeschlossen werden, dass dabei die Geschwindigkeit verändert wurde. Also kann die Positions-Bestimmung nicht gleichzeitig auch zur Bestimmung der Geschwindigkeit (des Impulses) benutzt werden. Bei der umgedrehten Bestimmung verhält es sich prinzipiell genauso. HEISENBERG formulierte diese Unbestimmbarkeit als Unschärfe-Relation (Unbestimmtheits-Relation).
Nun verstand man Elektronen nicht mehr als Objekte auf festen Bahnen sondern als Teilchen, die sich mit einer bestimmten Wahrscheinlichkeiten an bestimmten Stellen in der Hülle aufhalten. Erfasst man die Positionen eines Elektrons über eine längere Dauer (praktisch geht das nicht, als Ersatz werden einfach sehr viele Elektronen vermessen), dann ergibt sich eine Wolke solcher Aufenthaltsorte. In einigen Bereichen dieser praktisch unendlich großen Wolke – die man Orbital nennt - hält sich das Elektron mit einer bestimmten Wahrscheinlichkeit auf.
Man kann sich das Ganze vielleicht ein bisschen wie die Erde mit ihrer Luft-Hülle vorstellen. Die Luft-Teilchen sind die unendlichen vielen möglichen Elektronen-Positionen. Nur gibt es eben keine feste Grenze. Nach außen hin – also immer weiter weg vom Kern – werden die Luft-Teilchen immer seltener, aber sie sind eben immer wieder mal anzutreffen. Selbst hinter dem Mond (oder beim Jupiter) werden noch einzelne Erd-Luft-Teilchen zu finden sein. Natürlich wird dies extrem selten sein, aber eben nicht unmöglich. Aus Anschaulichkeits-Grenzen setzt man einfach und willkürlich Grenzen fest. Wenn z.B. weniger als 100 Teilchen in einem bestimmten Volumen festzustellen sind, dann gelten die Teilchen eben definitionsgemäß nicht mehr zur Luft-Hülle der Erde.

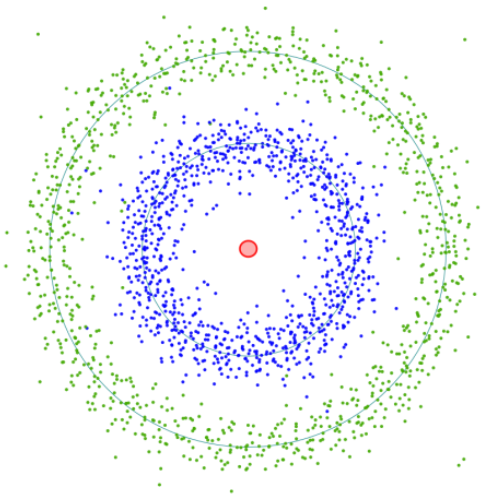
Verfolgt man nun über eine gewisse Zeit die Elektronen-Positionen oder nimmt die Positionen von vielen Elektronen aus verschiedenen Atomen zur gleichen Zeit, dann erhält man die Aufenthalts-Räume.
In den nebenstehenden Abbildungen betrachten wir immer nur eine Ebene im Atom – die Äquatorial-Ebene – um die Positionen darstellbar zu machen. Praktisch müsste man sich das Ganze als Kugel (-Wolken) vorstellen.
Je länger man das macht bzw. umso mehr Atome man beobachtet, umso genauer werden die Raum-Aussagen werden.
Bei wenigen Elektronen-Positionen kann man die Form der Wolke – des Orbitals – überhaupt nicht erkennen.
Bei einer höheren Zahl von Elektronen-Positionen erkennt man zwar die Form immer besser, aber die Grenzen zu den anderen Orbitalen verschwinden dann immer mehr.
Es sieht zwar so aus, als würden sich saubere Bereiche herausbilden. Beim genaueren Hinsehen finden wir aber auch "blaue" Elektronen im Herrschafts-Gebiet der "grünen" und umgekehrt. Die Orbitale überschneiden sich also.
In der unteren Skizze sind auch für die beiden Orbitale die Positions-Durchschnitte als Kreise eingezeichnet. Sie entsprechen den BOHRschen Elektronen-Schalen.



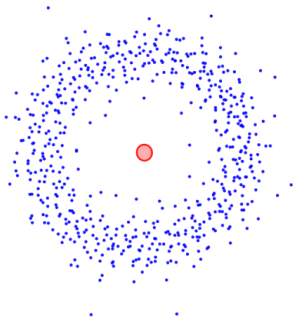
wenige Elektronen-Positionen
→ die Form des Orbitals ist kaum festzulegen



doppelte Anzahl an Elektronen-Positionen
→ die Form des Orbitals wird deutlicher



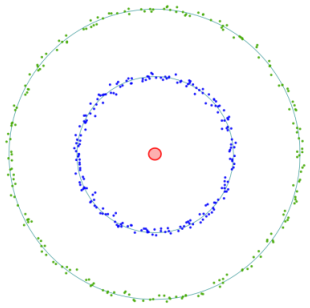
Elektronen-Positionen auf zwei s-Orbitalen (z.B. Be-Atom)



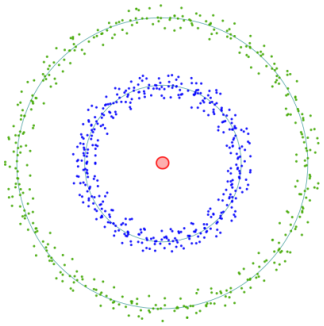
vierfache Anzahl an Elektronen-Positionen
→ wenn jetzt noch die "Ausreißer" entfernt werden, dann ist die Form des Orbitals deutlich umrissen

Man muss also irgendeinen Kompromiß schaffen. Dieser liegt in der Festlegung einer Grenze für die Aufenthalts-Wahrscheinlichkeit eines Elektrons in der Wolke.
Die gezeigten Orbital-Schnitte zeigen eine 98%ige Aufenthalts-Wahrscheinlichkeit. 2 % der Elektronen befinden sich auf weit außen liegenden Positionen, die nicht mehr dargestellt werden (können).

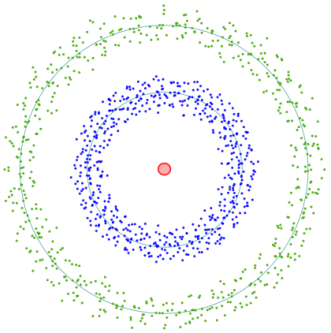
Wenn man z.B. eine Aufenthalts-Wahrscheinlichkeit von 50% ansetzt, dann erhält man einen Bereich – einen Wolken-Ausschnitt – in der sich nach allen Messungen 50% dieser Elektronen am Dichtesten am Durchschnitt (entsp. BOHR-Schale) befinden.
Je größer man den Wahrscheinlichkeitswert wählt, umso diffuser wird die Wolke. Dafür erfasst man aber auch fast alle möglichen Orte und damit die Gesamt-Größe und –Form des Orbitals.
Die Verwendung einer 100%igen Aufenthalts-Wahrscheinlichkeit ist nicht möglich. Theoretisch könnte sich von einem Atom auf der Erde ein Elektron auch auf dem Mond befinden. Die Wahrscheinlichkeit ist aber super extrem gering – mit anderen Worten super extrem unwahrscheinlich. Die Möglichkeit besteht aber und darf deshalb bei einer 100%igen Betrachtung nicht vernachlässigt werden.
Je kleiner die Aufenthalts-Wahrscheinlichkeit gewählt wird, umso näher kommt man zu einer Fläche (in den Abbildungen dem Kreis) und umso weniger Elektronen befinden sich genau auf dieser Fläche. In den meisten Fällen benutzt man heute als Kompromiß Aufenthalts-Wahrscheinlichkeiten um die 80 %. So kann man die überwiegende Anzahl der Elektronen erfassen und die Form und Begrenzungen sind ausreichend genau charakterisieren. Weiterhin kommt es bei dieser Wahrscheinlichkeit zu relativ geringen Überlagerungen der einzelnen Orbitale.
In einem der weiteren Schritte der Entwicklung der Atom-Modelle erkannte CHADWICK () das Neutron als neutrales Elementarteilchen im Atom-Kern. Mit den Neutronen ließ sich nun erklären, dass so viele positive Teilchen im Kern so harmonisch miteinander zurechtkamen.
Die Neutronen verstehen wir heute als Kitt-Masse des Atom-Kerns. Sie halten die Protonen zusammen und bestimmen mit den Protonen den wesentlichen Teil des Atomkern-Gewichts und damit auch des Atom-Gewichts. Ein Neutron wiegt praktisch fast genau so viel, wie ein Proton – also $1{,}67 * 10^{-24}$ g oder 1 u.
Die Anzahl der Protonen bestimmt die Kernladungszahl und damit die Element-Art. Atome mit der gleichen Kernladungszahl bilden ein Element.
Für die Chemie spielen die Neutronen aber keine Rolle, so dass wir sie hier auch nur noch nebenbei betrachten wollen.



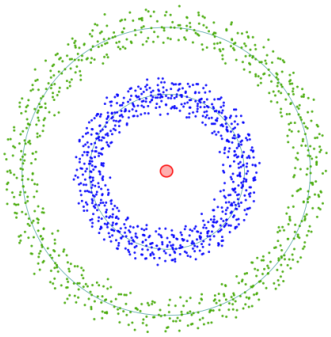
Schnitt durch zwei 20%-Orbitale



Schnitt durch zwei 40%-Orbitale



Schnitt durch zwei 60%-Orbitale



Schnitt durch zwei 80%-Orbitale

HQZ n	Schale	NQZ l	Orbital-Art	MQZ m	Orbital-Orientierung	SQZ s	max. Anzahl e^-			
1	K	**0**	s	**0**	- - -	**+½**				
						-½	2	2		
2	L	**0**	s	**0**	- - -	**+½**				
						-½	2			
		1	p	**+1**	p_x	**+½**				
						-½				
				0	p_y	**+½**				
						-½				
				-1	p_z	**+½**				
						-½	6	8	10	
3	M	**0**	s	**0**	- - -	**+½**				
						-½	2			
		1	p	**+1**	p_x	**+½**				
						-½				
				0	p_y	**+½**				
						-½				
				-1	p_z	**+½**				
						-½	6	8		
		2	d	**+2**	d	**+½**				
						-½				
				+1	d	**+½**				
						-½				
				0	d	**+½**				
						-½				
				-1	d	**+½**				
						-½				
				-2	d	**+½**				
						-½	10	10	18	
4	N	**0**	s	**0**	- - -	**+½**				
						-½	2			
		1	p	**+1**	p_x	**+½**				
						-½				
				0	p_y	**+½**				
						-½				
				-1	p_z	**+½**				
						-½	6	8		
		2	d	**+2**	d	**+½**				
						-½				
				+1	d	**+½**				
						-½				
				0	d	**+½**				
						-½				
				-1	d	**+½**				
						-½				
				-2	d	**+½**				
						-½	10	10		
		3	f	**+3**	f	**+½**				
						-½				
				+2	f	**+½**				
						-½				
				+1	f	**+½**				
						-½				
				0	f	**+½**				
						-½				
				-1	f	**+½**				
						-½				

HQZ n	Schale	NQZ l	Orbital-Art	MQZ m	Orbital-Orien-tierung	SQZ s	max. Anzahl e^-			
4	N	3	f	-2	f	+½				
						-½				
				-3	f	+½				
						-½	14	14	32	
5	O	0	s	0	- - -	+½				
						-½	2			
		1	p	+1	p_x	+½				
						-½				
				0	p_y	+½				
						-½				
				-1	p_z	+½				
						-½	6	8		
		2	d	+2	d	+½				
						-½				
				+1	d	+½				
						-½				
				0	d	+½				
						-½				
				-1	d	+½				

Aufgaben:

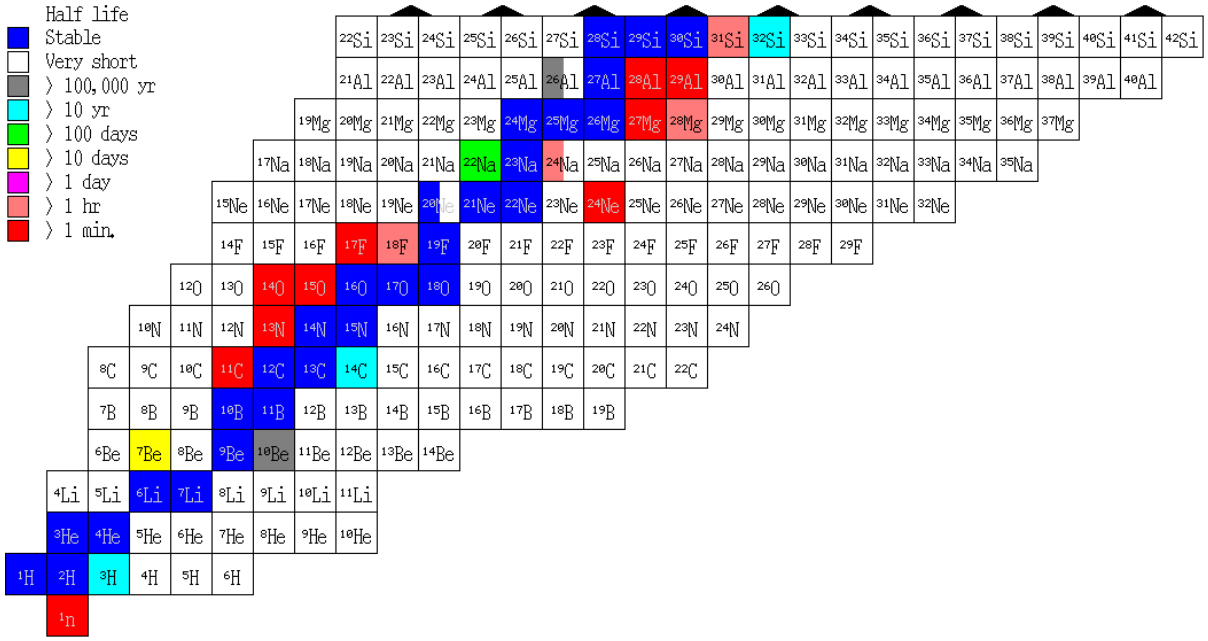
1. *Füllen Sie die letzten (7) Zeilen in obiger Tabelle aus!*
2. *Erläutern Sie, wie sich die obige Tabelle bei den Haupt-Quanten-Zahlen 5 und 6 weiter fortsetzen würde! (Es reichen verallgemeinerte Aussagen!)*

Definition(en): Schale
Eine Schale ist die Gesamtheit aller Zustände mit derselben Haupt-Quantenzahl n.

Definition(en): Energie-Niveau
Energie-Niveaus (/ Terme (eines Wasserstoff-Atoms)) sind die möglichen Energie-Werte des Elektrons eines Wasserstoff-Atoms.

4.2. (neue) Stoff-bezogene Begriffe aus der Atom-Welt

In den Kernen können aber unterschiedliche Anzahlen von Neutronen vorkommen. Da die Neutronen genauso schwer wie Protonen sind, bestimmen sie die Atom-Masse ebenfalls mit. Atom-Kerne eines Elements mit unterschiedlichen Neutronenzahlen sind also auch unterschiedlich schwer. Solche unterschiedlichen Atome nennen wir Isotope. Manche Protonen-Neutronen-Kombinationen sind instabil.
Sie zerfallen spontan unter Abstrahlung von kleineren Einheiten. Eine solche Einheit kann z.B. ein Helium-Kern sein (α-Teilchen). Wenn instabile Atomkerne zerfallen, dann kann also radioaktive Strahlung entstehen. Meist zerfallen die radioaktiven Kerne in kleinere – aber stabile – Atom-Kerne. So entstehen neue Elemente. Durch Beschuss mit Neutronen kann man den Zerfall von Atom-Kernen forcieren.
Andere Kombinationen aus Protonen und Neutronen sind sehr stabil. Sie bilden die stabilen oder langlebigen Isotope. Diese zerfallen erst in sehr langen Zeiteinheiten (Halbwertszeiten über 10^{10} Jahre).
Beispielhaft soll hier die Nuklid-Karte für die kleinen – besonders für Lebewesen wichtigen – Atome gezeigt werden:



Q: http://atom.kaeri.re.kr/ton/nuc6.html

In den nachfolgenden Jahrzehnten bis heute konzentriert man sich nun auf die Erforschung der Elementarteilchen selbst. Wie sind sie aufgebaut und wie interagieren sie. Letztendlich suchen die Physiker eine Weltformel (TOE, Theory of Everything, Theorie von Allem), mit der sie die großen physikalischen Phänomene (Gravitation, Elektro-Magnetismus, Schwache und starke Wechselwirkungen) gemeinschaftlich beschreiben können. Mit diesem hätten wir dann auch mit großer Wahrscheinlichkeit ein endgültiges Atom-Modell.

Definition(en): Kern-Bindungs-Energie
Die Kern-Bindungs-Energie ist die Energie-Menge, die notwendig ist, um einen Atom-Kern in seine Bestandteile (Protonen und Neutronen) zu zerlegen.

Definition(en): Elektronenvolt
Ein Elektronenvolt (eV) ist die (kinetische) Energie, die ein Elektron besitzt, nachdem es die Potential-Differenz von einem Volt (1 V) durchlaufen hat. **1 eV = 1,602 * 10^{-19} J** = 1,602 * 10^{-12} erg

Bei Kern-Prozessen (z.B. Kern-Spaltung) werden Energie-Beträge im Umfang von einigen 10^6 eV = 1 MeV umgesetzt. Grob kann man mit 8 MeV rechnen, um ein Nukleon abzuspalten. Das entspricht einem Masse-Defekt von 0,0085 m_{Nukl}.

Aufgaben zur Nuklid-Karte:

1. *Wieviele Isoptope sind für das Element Cohlenstoff bekannt?*
2. *Wieviele Isotope haben eine Atommasse von 12 u? Nennen Sie diese und notieren Sie das Symbol einschließlich der Kernladungszahl und der Massenzahl!*
3. *Kann man Gold aus Nicht-Gold bzw. Nicht-Gold-Verbindungen herstellen? Begründen Sie Ihre Meinung!*

Element

Alle Atome mit gleicher Kernladungs-Zahl bilden ein Element. Es zählen also nur die Protonen im Atom-Kern. Sie müssen bzw. sind bei einem Element immer in der gleichen Anzahl vorhanden (sein).
weiterhin kann ergänzend die bisher verwendete Definition benutzt werden:
Chemisch lassen sich Elemente nicht mehr in andere (einfachere) Stoffe zerlegen.
Ursprünglich stammt der Begriff von Robert BOYLE (1627 – 1697), der ein Element als einen Rein-Stoff definierte, der sich chemisch nicht mehr trennen lässt. Damit löste er 1661 die bis dahin geltende Vier-Elemente-Lehre von Feuer, Wasser, Luft und Erde ab.

Definition(en): chemisches Element (submikroskopisch)
Atome mit der gleichen Kern-Ladungszahl (Anzahl Protonen im Atom-Kern) bilden ein chemisches Element.

Definition(en): chemisches Element (allgemeingültig)
Ein (chemisches) Element ist ein Rein-Stoff, der chemisch nicht weiter zu trennen ist und nur aus Atomen mit der gleichen Kern-Ladungszahl (Anzahl Protonen im Atom-Kern) besteht.

Isotop

Isotope eines Elementes sind Atome mit gleicher Kernladungs-Zahl und verschiedenen Massen-Zahlen bzw. Nucleonen-Zahlen.
Chemisch sind praktisch keine Unterschiede in den Eigenschaften feststellbar. Isotope lassen sich somit chemisch auch nicht voneinander trennen.
Die feinen physikalischen Unterschiede zwischen verschiedenen Isotopen eines Elementes werden Isotopie-Effekt genannt. Der Isotopie-Effekt ist bei kleiner Ordnungs-Zahl immer deutlicher ausgeprägt als bei Elementen mit größerer Ordnungs-Zahl. Bei geringen Ordnungs-Zahlen und damit zusammenhängenden geringeren Massen-Zahlen haben Veränderungen um ein oder mehrere Kern-Partikel bzw. Nukleonen (also Neutronen) einen größeren prozentualen Effekt.
Den einzigen messbaren Unterschied in der Chemie der Isotope gibt es nur hinsichtlich der Reaktions-Geschwindigkeit. Leichtere Isotope reagieren schneller oder leichter als schwerere. Diesen Effekt nennt man kinetischen Isotopie-Effekt.

Aufgaben:

1. ***Berechnen Sie die prozentuale Massen-Unterschied zwischen den verschiedenen Wasserstoff-Isotopen (*** ^{1}H; ^{2}H; ^{3}H ***), wenn man davon ausgeht, das ein Nukleon 1 u wiegt!***
2. ***Berechnen Sie die prozentuale Massen-Unterschied zwischen den verschiedenen Uran-Isotopen (*** ^{234}U; ^{235}U; ^{238}U ***),, wenn man davon ausgeht, das ein Nukleon 1 u wiegt! Vergleichen Sie Ihre Ergebnisse mit denen bei den Wasserstoff-Isotopen!***

Symbol-Schreibweise in der Chemie:

Nukleonen-Zahl	24	Mg
Protonen- od. Ordnungs-Zahl (Kernladungs-Zahl)	12	
		Symbol

in der Natur kommen sehr viele Elemente als Isotopen-Gemisch vor. Nur wenige Elemente bestehen nur aus einer Atom-Art. Dies sind z.B. Fluor, Natrium und Aluminium. Die Verteilung der einzelnen Isotope ist für jedes Element charakteristisch.
da die Isotopen-Verteilung wie auch die Einzel-Mengen der Isotope in der Zeit veränderlich sind, können durch Isotopen-Messung Aussagen z.B. zum Alter gemacht werden

Nukleonen-Zahl	12	C
Protonen- od. Ordnungs-Zahl (Kernladungs-Zahl)	6	
		Symbol
	13	C
	6	
	14	C
	6	

Nuclide (Nuklide) sind Atom-Arten, die durch eine bestimmte Kombination von Kernladungs-Zahl und Massen-Zahl charakterisiert sind.

Element	Nuklid Isotop	Häufigkeit [%]	Masse [u]	(durchschnittliche) Atom-Masse [u]	molare Masse [g/mol]
Wasserstoff	^{1}H	99,986	1	1,008	1,008
	^{2}H D	0,014	2		
	^{3}H T	10^{-17}	3		
Cohlenstoff	^{12}C	98,89	12	12,01	12,01
	^{13}C	1,11	13		
	^{14}C	0,00?	14		
Stickstoff	^{14}N	99,64	14	14,01	14,01
	^{15}N	0,36	15		
Sauerstoff	^{16}O	99,76	16	15,99	15,99
	^{17}O	0,04	17		
	^{18}O	0,02	18		

Beim Wasserstoff haben die Isotope / Nuklide spezielle Namen und einige von ihnen besitzen sogar eigene Formelzeichen

Name	Nuklid / Isotop	Symbol	Benennung	
leichter Wasserstoff	^{1}H	H	Protium	
schwerer Wasserstoff	^{2}H	D	Deuterium	
superschwerer Wasserstoff	^{3}H	T	Tritium	

Eigenschaft	H_2	HD	D_2	HT	DT	T_2
Siede-Temperatur [K]	20,39	22,13	23,67			25,04
Schmelz-Temperatur [K]	13,95	16,60	18,65			-
Verdampfungs-Wärme am Siedepunkt [J mol^{-1}]	904,39		1'226,79			1'394,27

Daten-Q: /20; S. 6/

Die verschiedenen Wasserstoff-Isotope gehen mit Sauerstoff praktisch verschiedene Verbindungen ein:

Formel	Name	alternative Formeln	
H_2O	"normales" Wasser	$^{1}H_2O$	
HDO	halbschweres Wasser	$^{1}H^{2}HO$	
D_2O	schweres Wasser	$^{2}H_2O$	
HTO		$^{1}H^{3}HO$	
DTO		$^{2}H^{3}HO$	
T_2O	überschweres Wasser	$^{3}H_2O$	radioaktiv

Eigenschaft	H_2O	HDO	D_2O	HTO	DTO	T_2O
Siede-Temperatur [°C]	100		101,42			101,51
Schmelz-Temperatur [°C]	0		3,82			4,49
Temperatur des Dichte-Maximums	3,96 (3,98)		11,6 (11,21)			(13,4)
Verdampfungs-Wärme bei 25 °C [kJ mol^{-1}]	44,02		45,40			
Schmelz-Wärme [kJ mol^{-1}]	6,01		6,34			
Dichte bei 20 °C [g cm^{-3}]	0,998		1,106			1,215
Kryoskopische Konstante [grd g mol^{-1}]	1,859		2,050			
Ionen-Produkt bei 25 °C [mol^2 l^{-2}; M^2]	$1{,}01 * 10^{-14}$		$0{,}2 * 10^{-14}$			
pKW-Wert bei 25 °C	14,00		14,87			15,22
Neutralpunkt pH=	7,00		7,43			7,61

Daten-Q: /20; S. 7/; de.wikipedia.org

Zusatz-Informationen zum Thema Isotope

ASTON-Regel:
Elemente mit einer ungeraden Kernladungs-Zahl / Ordnungs-Zahl haben höchstens zwei Isotope.

Zwei Nukleodide mit gleicher Massen-Zahl werden als Isobare bezeichnet. Anders ausgedrückt beide Elemente (Isobare) haben die gleiche Anzahl an Nukleonen (Protonen und Neutronen).
Hier also mit einem Isobar ein Isotop gemeint, dass genau die gleiche Massen-Zahl besitzt, wie ein anderes Isotop. Nicht zu verwechseln mit der Isobaren – der Linie der Orte mit gleichem Luftdruck.
Beispiele hierfür sind $_{40}Sr$ und $_{42}Mo$, die beide die Massen-Zahl 97 besitzen (^{97}Sr und ^{97}Mo).

Isotope mit jeweils gerader Anzahl an Protonen und der Neutronen sind besonders stabil.
Dagegen sind solche, bei denen beide Anzahlen ungerade sind, besonders instabil.

Isobare können z.B. bei einem β^--Zerfall entstehen. Dabei wird aus einem Neutron ein Proton. Es entsteht somit ein neues Element, praktisch das nachfolgende im PSE:

$$\underset{\text{OZ: 79}}{^{198}Au} \longrightarrow \underset{\text{OZ: 80}}{^{198}Hg} + \underset{}{e^-} + \underset{\text{Anti-Neutrino}}{\nu_e}$$

Das Elektron wird neu gebildet und stammt aus dem Atom-Kern (und nicht aus der Atom-Hülle).
Aus der Erfahrung weiss man, dass zwei benachbarte Isobare niemals beide stabil sind

MATTAUCH-Regel (MATTAUCHsche Isobaren-Regel):
Zwei benachbarte Isobare sind nicht beide stabil.

Aufgaben:

1. Übernehmen Sie die nachfolgende Tabelle und ermitteln Sie die fehlenden Einträge (s.a. Tabelle weiter oben)!

Element	Nuklid Isotop	Häufigkeit [%]	Masse [u]	(durchschnittliche) Atom-Masse [u]	molare Masse [g/mol]
Eisen	^{54}Fe	5,8			
	^{56}Fe	91,6			
	^{57}Fe	2,2			
	^{58}Fe	0,4			
Chlor	^{35}Cl	75,8			
	^{37}Cl	24,2			
Silber	^{107}Ag	51,8			
	^{109}Ag	48,2			
Schwefel	^{32}S	95,0			
	^{33}S	0,8			
	^{34}S	4,2			

2. Prüfen Sie die berechneten molaren Massen mit Tabellen-Werte!

Definition(en): Isotop

Ein Isotop ist eine Atom-Art mit einer bestimmten Anzahl von Protonen und Neutronen im Atom-Kern. Die Isotope eines Elementes besitzen immer die gleiche Anzahl Protonen, die Anzahl der Neutronen ist für jedes Isotop charakteristisch.

Rein-Element

bestehen nur aus einer Art Atome (nur ein Nuklid (Isotop) bekannt)
z.B. Aluminium, Natrium, Fluor und Iod
in der Natur relativ selten
auch anisotope (bedeutet: nicht-isotope) Elemente genannt
charakteristisch ist eine glatte Molare Masse / Atommasse

Definition(en): Rein-Element

Ein Rein-Element besteht nur aus einer Art von Atom-Kernen (immer gleiche Anzahl der Protonen und der Neutronen). Rein-Elemente besitzten nur eine Isotopen-Art.

vollständige Liste der anisotopen Elemente:
^{9}Be; ^{19}F; ^{23}Na; ^{27}Al; ^{31}P; ^{45}Sc; ^{55}Mn; ^{59}Co; ^{75}As; ^{89}Y; ^{91}Nb; ^{103}Rh; ^{127}I; ^{133}Cs; ^{141}Pr; ^{159}Tb; ^{165}Ho; ^{169}Tm; ^{197}Au; ^{209}Bi; ^{232}Th; ^{244}Pu

Aufgaben:

1. ***Im Internet geistert auch die folgende Liste anisotoper Elemente herum. Wie ist diese Liste zu bewerten? Begründen Sie Ihre Meinung!***
   $_{4}Be$; $_{9}F$; $_{11}Na$; $_{13}Al$; $_{15}P$; $_{21}Sc$; $_{25}Mn$; $_{27}Co$; $_{33}As$; $_{39}Y$; $_{43}Nb$; $_{45}Rh$; $_{53}I$; $_{55}Cs$; $_{59}Pr$; $_{65}Tb$; $_{67}Ho$; $_{69}Tm$; $_{79}Au$; $_{83}Bi$; $_{90}Th$; $_{94}Pu$
2. ***Ein Mensch besteht zu 18 % aus Cohlenstoff. Berechnen Sie für eine 70 kg schwere Person, welche Masse C-14 sie beinhaltet! Berechnen Sie die Anzahl radioaktiver C-14-Zerfälle pro Sekunde und pro Tag! Bewerten Sie die Anzahl!***
3. ***Durch welche Maßnahmen könnte man die Anzahl der C-14-Zerfälle langfristig verringern? Schätzen Sie auch die Effektivität der Maßnahmen ab!***

Misch-Element

bestehen aus mindestens zwei verschiedenen Isotopen, Die Atome unterscheiden sich also in der Zahl der Neutronen im Kern. Für uns an den unterschiedlichen Nukleonen-Zahlen erkennbar.
charakteristisch ist eine gebrochene Molare Masse / Atommasse

Definition(en): Misch-Element
Elemente, die aus mehreren Isotopen bestehen sind Misch-Elemente.

Molekül

abgegrenztes Teilchen aus mehreren Atomen (Atom-Gruppe)

bei sehr großen Teilchenanzahlen sprechen wir auch von Makro-Molekülen, hier ist nicht mehr die Einzelzahl der Atome abgezählt / definert, sondern meistens die Anzahl der Baueinheiten (z.B. β-Glucose-Bausteine in der Cellulose)

Definition(en): Molekül
Ein Molekül ist eine abgegrenztes Teilchen atomarer Größe, dass durch eine bestimmte Anzahl von verbundenen Atomen (mindestens zwei) charakterisiert ist.

Molekül-Ion

geladenes Molekül
Ladung oft wegen mesomerer Zustände (gleiche Formel mit verschiedenen (möglichen) Strukturen) nicht direkt einem Atom zuzuordnen
chemische Schreibweise mittels eckigen Klammern um die Formel des Moleküls und Notierung der Ladung an die Klammer an die übliche Position

$[Cu\ (H_20)_6]^{2+}$ Hexaaqua-Cupfer(II)-Komplex

Definition(en): Molekül-Ion
Molekül-Ionen sind geladene Teilchen atomarer Größe (Moleküle). In den meisten Fällen ist die Ladung nicht auf ein spezielles Atom festgelegt. Die Ladung kann zeitweise auch an benachbarten Atomen lokalisiert sein.

Radikal

Atome oder Atom-Gruppen (auch Moleküle) mit ungepaarten (Außen-)Elektronen
chemisch ungesättigt und deshalb allgemein sehr reaktiv / instabil

Definition(en): Radikal
Radiale sind Teilchen atomarer Größe (Atome oder Moleküle), die mindestens ein ungepaartes Elektron besitzen und deshalb sehr reaktiv sind.

Symbol-Schreibweise in der Chemie:

Cl• ein einzelnes ungepaartes Elektron

Symbol

•O• zwei ungepaarte Elektronen

Exkurs: Atom-/Welt-Modelle der modernen Physik

Atom-Physiker suchen nach ihrem eigenen "Gott". Dieser ist eine einzige Formel, mit der man alles im Universum berechnen kann. Derzeit kennen die Physiker vier elementare Kräfte, die sie einzeln schon gut umreißen können, die:

- elektrische und elektromagnetische Kraft
- Gravitation
- schwache Kernkraft (schwache Wechselwirkung)
- starke Kernkraft (starke Wechselwirkung, Gluonen-Kraft, Farb-Kraft)

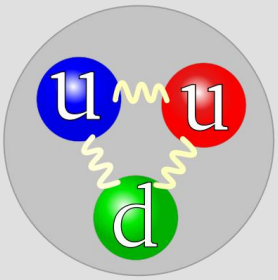
Mehrere dieser Kräfte können die Physiker schon mit gemeinsamen Formeln und Gleichungen zusammen betrachten. Eine oder zwei der Kräfte passen aber immer nicht in die Formeln hinein. Die alles umfassende Urkraft oder Weltformel fehlt ihnen noch.
Die Kräfte stellen sich uns als Felder dar. Jedes Feld hat seine eigene Teilchart als Überträger-Teilchen. So werden die elektrischen Kräfte durch Elektronen und die elektromagnetischen durch Photonen übertragen.
Die Gravitation hat die Gravitronen als Kraft-übertragende Teilchen. Sie durchdringen die Massen und sorgen damit für Anziehungs-Kräfte. Gravitations- und elektromagnetische Kräfte bzw. Felder wirken über große Entfernungen. Sie sind uns bekannt und wir haben mehr oder weniger konkrete Vorstellungen von ihnen. Die starke und die schwache Kernkraft liegen weit außerhalb der Vorstellungen eines typisch naturwissenschaftlich gebildeten Bürgers. Sie wirken innerhalb von Atomen.
Die Gluonen sind die Feld-Teilchen für die starke Kernkraft. Diese wirkt zwischen den Teilchen (Protonen und Neutronen) eines Atom-Kerns und sorgt für seine Stabilität. Auch die Quarks innerhalb eines Elementar-Teilchens werden von ihnen verbunden.
Die Felder der schwachen und der starken Kernkraft heißen YANG-MILLS-Felder. Bei der schwachen Kernkraft, die z.B. zwischen gleichartigen Quarks und Leptonen bestehen, wirken die W- und Z-Teilchen (W- u. Z-Bosonen) als verbindende Elemente im Feld.
Die starken Kern-Kräfte sind 10^{13}x stärker als die schwachen Kernkräfte.
Für ein vollständiges Atom-Modell können wir mit den elektromagnetischen Kräften den Zusammenhalt des Atom-Kerns und der Atom-Hülle erklären. Der Zusammenhalt der Neutronen und Protonen im Kern wird über die schwache Kern-Kraft beschrieben.
Die elektromagnetischen Kräfte sind 10^{11}x stärker als die schwachen Kern-Kräfte und somit nur rund einhundertstel (10^{-2}x) so stark, wie die starken Kern-Kräfte.

Protonen sind recht stabile Gebilde. Sie haben eine durchschnittliche Lebensdauer von 10^{33} Jahren (Halbwertzeit 10^{31} – 10^{32} a). Irgendwann können sie sich in ein Neutron und ein Elektron umwandeln:

$$p^+ \longrightarrow n + e^-$$

Aber Physiker geben sich nicht mit dem breit akzeptierten und nutzbaren Modell von Elementarteilchen (Protonen, Neutronen, Elektronen, …) zufrieden. Sie wollen auch noch wissen, wie diese wohl im Inneren aufgebaut sind. Gegenwärtig geht die Physik von der Existenz von sogenannten Quarks und Leptonen aus (1. Generation der elementaren Bausteine der Materie). Jeweils drei Quarks bilden ein Elementarteilchen. Man kennt bzw. vermutet z.Z. drei Paare von Quarks (einige konnten noch nicht experimentell nachgewiesen werden), die sich durch jeweils mindestens eine elementare Eigenschaft unterscheiden:

Das Proton besteht z.B. aus zwei up-Quarks (u) und einem down-Quark (d). Sie sind durch starke Kern-Kräfte miteinander verbunden. Diese Kräfte werden von den Gluonen vermittelt, in denen die Quarks sozusagen schwimmen (dunkelgrauer Kreis).
Das ganze Gebilde hat einen Durchmesser von 1,7 * 10^{-15} m (1,7 fm (Femtometer)). Die Masse des Protons (1,7 * 10^{-27} kg (1,7 yg bzw. cg (beide: Yoktogramm))) wird zu 5% aus der Masse der Quarks und zu 95% aus der Bindungs-Energie zwischen Quarks und Gluonen sowie ender Bewegungs-Energien gebildet.
Elektronen (Positronen, Elektron-Neutrinos und Elektron-Antineutrinos) gehören zu den Leptonen.



Q: de.wikipedia.org (Arpad Horvath)

Das Neutron besteht aus zwei down-Quarks und einem up-Quark.

In den neuesten Theorien reduzieren die Teilchen- und theoretischen Physiker die Teilchen allesamt auf kleine, fast punktförmige Energie-Pakete. Man stellt sie sich wie superkurze Saiten (Strings, Energie-Fäden) vor. Die Länge liegt an der Grenze dessen, was Physiker erfassen (allerdings nicht wirklich messen) können, der sogenannte PLANCK-Länge (0,01*10^{-33} m = 0,01 µµµµµmm (mit vielleicht vorstellbaren Einheiten-Vorsätzen ausgedrückt)). Sie schwingen jeweils in Abhängigkeit von ihrer Energie unterschiedlich und erwecken dadurch für uns den Eindruck eines bestimmten Teilchens. Der endgültige Nachweis für die String- und Superstring-Theorie steht zwar noch aus, aber vieles spricht derzeit für diese physikalische Welt-Erklärung.

interessante Internet-Links:
http://www.marcoschwarz-online.de/physik/nukliddaten.htm (Programm zur Erzeugung von Nuklidkarten)
http://www.nndc.bnl.gov/nudat2/ (interaktive Nuklidkarte (engl.))

4.3. ein modernes und praktikables Atom-Modell für Chemiker

Für Chemiker wäre eigentlich ein Sammelsurium aus verschiedenen Modellen am Geeignetsten. Für die Erklärung von Strukturen und Bindungen benötigen wir aber meistens das Wellenmechanische Atom-Modell. Viele Dinge kann man schon ganz gut mit einfacheren Modellen (z.B. BOHRsches Atom-Modell) erklären. In solchen Fällen bleiben wir auch einfach bei den einfachen Modellen. Aber wenn es um die Raumstrukturen von Substanzen oder die verschiedenen Bindungen geht, dann bleibt uns nur der Biss in den sauren Apfel.
Für chemische Zwecke brauchen wir kaum Wissen über die Atom-Kerne. Alle chemischen Vorgänge (unserer Chemie-Begriffs-Bestimmung) spielen sich in der Atom-Hülle ab. Eigentlich bräuchten wir auch nur die äußeren Schalen (Orbitale) bzw. die äußerste Schale, um die verschiedenen chemischen Sachverhalte zu bearbeiten. Daneben benötigen wir ein Atom-Modell, um die verschiedenen Bindungen und die (abgeleiteten) Eigenschaften der Verbindungen zu erklären.
Insgesamt haben wir es also mit den Atom-Modellen von BOHR, SOMMERFELD und SCHRÖDINGER zu tun. Wir machen hier eine einfache systematische Einführung, um auch die Überspringer des Kapitels zur historischen Entwicklung der Atom-Modelle (→ 3.1. Atom-Modelle – eine kurze Geschichte) nicht im Regen stehen zu lassen.
Atome bestehen aus einem Atom-Kern und einer Atom-Hülle. Die Atom-Hülle ist deutlich (rund 10.000x) größer als der Atom-Kern. Die Bausteine eines Atoms sind die Elementar-Teilchen Protonen, Neutronen und Elektronen.

Elementarteilchen	**Proton**	**Neutron**	**Elektron**
Symbol	p^+	n	e^-
Ladung	1x + positive Elementar-Ladung	±0 neutral keine Ladung	1x – negative Elementar-Ladung
Ladung [C]	$+1{,}602 * 10^{-19}$	0	$-1{,}602 * 10^{-19}$
Durchmesser [m]	$1{,}7*10^{-15}$	$1{,}7*10^{-15}$	10^{-19}
Masse [u]	≈1	≈1	0,000544 = $^1/_{1836}$
Masse [g]	$1{,}67 *10^{-24}$	$1{,}67 *10^{-24}$	$0{,}911*10^{-27}$
Ruhe-Energie [MeV]	938,3	939,6	0,511

Im Atom-Kern befinden sich die Protonen und Neutronen. Die Anzahl der positiv geladenen Protonen bestimmt die Element-Art. Neutronen kann man sich wie eine Art Klebstoff zwischen den Protonen vorstellen. Sie sind elektrisch neutral. Die Anzahl der Neutronen schwankt bei den meisten Elementen. Dann haben wir es mit Isotopen (dieses Elementes) zu tun. In der Chemie sind Isotope aber nicht relevant, da sie chemisch gleichartig reagieren und somit auch nicht chemisch getrennt werden können. (Ausnahme sind einige "Schul-Chemie'en", die die Radioaktivität traditionell mit einbeziehen.)
Da der Atom-Kern an chemischen Reaktionen nicht teilnimmt, wird auf den Bau und die Veränderungen des Atom-Kerns hier nicht weiter eingegangen.
Während der Kern relativ dicht ist, befinden sich im leeren Raum der Atom-Hülle nur Elektronen. Diese sind sehr klein und negativ geladen. In einem Atom kommen genauso viele Elektronen wie Protonen vor. Die Anzahl der Protonen bestimmt die Ordnungszahl eines Elementes. Derzeit sind rund 116 Elemente bekannt.
Weicht die Zahl der Elektronen von der Anzahl der Protonen ab, dann nennen wir das Objekt Ion. Sind weniger Elektronen als Protonen vorhanden, dann handelt es sich um ein positives Ion – auch Kation genannt. Überwiegen die Elektronen, dann handelt es sich um ein negatives Ion oder auch Anion. Je nach der Anzahl der überwiegenden oder fehlenden Ladungen sprechen wir von ein- oder mehrfach geladenen Ionen. Kommen z.B. zwei zusätzliche Elektronen vor, dann sprechen wir von einem zweifach negativ geladenen Ion. Fehlen einem

Atom dagegen drei Elektronen (im Vergleich zu den Protonen), dann handelt es sich jetzt um ein dreifach positiv geladenes Ion. Man spricht auch von der Ladung des Ions.
Jedes Element hat ein Symbol, welches international verbindlich ist (chemische Zeichen-Sprache, festgelegt durch IUPAC). Jedes Element-Symbol fängt mit einem Großbuchstaben an. Ev. folgen dann noch ein oder zwei Kleinbuchstaben.
Das Element Magnesium hat z.B. das Symbol Mg. Benötigt man für bestimmte Sachverhalte Informationen über den Bau des Atom-Kerns, dann werden diese links an das Symbol notiert.

(Summe der Protonen und Neuronen)
Nukleonenzahl 24
Kernladungszahl 12
(od. Protonenzahl od. Ordnungszahl)

Mg 2+

Symbol

Ladung des Ions

Eine vorhandene Ladung wird rechts oben (als Exponent) an das Symbol notiert. Die Anzahl der Ladungen wird vor der Ladungs-Art notiert. Eine einfache Ladung wird nur mit dem Ladungs-Symbol (+ oder -) angegeben. Die Schreibung 1+ wäre also falsch.

Die ersten 20 Elemente (des Periodensystems der Elemente) gehören zum Grundwissen der Chemie. Das Kennen der Namen und Symbole dieser Elemente ist deshalb als obligatorisch anzusehen!!!

Aufgaben:

1. **Wenn sich bei einem Element die Anzahl der Elektronen im Atom ändern kann, können sich dann auch die Anzahlen der Protonen und Neutronen für dieses Element ändern? Begründen Sie Ihre Meinung!**
2. **Übernehmen Sie die nachfolgende Tabelle und füllen Sie die freien Zellen aus!**

Beispiel-Nr.	1	2	3	4	5	6	7
Element-Symbol	H						
vollständiges Symbol			$^{19}_{9}F$		$^{9}_{4}Be^{2+}$		
Ordnungszahl				12			13
Elektronen-Anzahl		10		12		17	
Atom							✓
Protonen-Anzahl		11				17	
Ion							

3. **Erstellen Sie eine Tabelle, aus der für die folgenden Isotope die Anzahlen der Protonen, Neutronen und Elektronen ersichtlich sind!**
   ^{1}H, ^{2}H, ^{3}H, ^{4}He, ^{7}Li, ^{12}C, ^{13}C, ^{14}C, ^{16}O, ^{19}F, ^{35}Cl, ^{79}Br, $_{53}I$, ^{208}Pb, D, T

Aufbau-Prinzipien der Elektronen-Hülle:

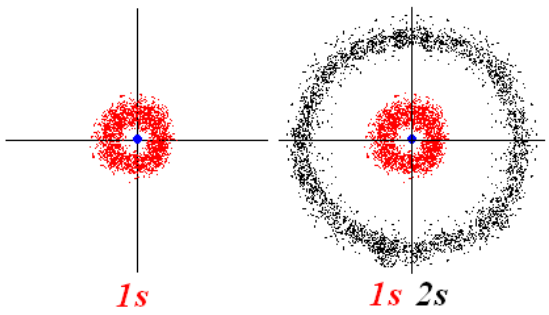
Die genaue Lokalisierung der Elektronen in der Atom-Hülle ist wesentlich schwieriger als die Zusammenballung von Protonen und Neutronen im Kern.
Mit Hilfe von vier charakteristische (Bewegungs-)Eigenschaften (Quantenzahlen, Modell-Kennzahlen) können wir heute die Anordnung der Elektronen in der Hülle relativ gut beschreiben. Die mathematische Basis dafür ist die SCHRÖDINGER-Gleichung. Dabei sollte man allerdings auch im Hinterkopf behalten, dass die SCHRÖDINGER-Gleichung exakterweise nur für das Wasserstoff-Atom gilt. Für Atome mit mehreren Elektronen müssen abgewandelte – noch weitaus kompliziertere – Gleichungen aufgestellt werden. In der Praxis reicht es aber aus, die Erkenntnisse aus der SCHRÖDINGER-Gleichung einfach auf andere Atome zu übertragen. Für die Chemie sind auftretende Abweichungen zwischen Gleichung (Theorie und Modell) und Praxis nicht wirklich relevant.
In einem Atom unterscheiden sich die Elektronen immer mindestens hinsichtlich einer Quantenzahl. Manchmal werden die Merkmals-Kombination in der Form (n, l, m, s) angegeben. Die Modell-Eigenschaften der Elektronen sind:

1. **die Haupt-Quantenzahl n** → bestimmt die Zuordnung zu einer Orbital-Gruppe (Haupt-Orbital) mit einer bestimmten Energie-Niveau-Spanne
2. **die Neben-Quantenzahl l** → bestimmt die Zuordnung zu einem Orbital mit einem bestimmten Energie-Niveau (und einer speziellen Form)
3. **die Magnet-Quantenzahl m** → bestimmt die Ausrichtung des Orbitals im Raum und damit das Verhalten des Elektrons im Magnet-Feld (die Energie-Niveaus der Neben-Orbitale sind geringfügig differenziert, es gibt auch eine Beeinflussung der Orbital-Form)

und

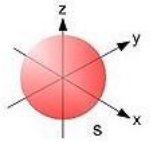
4. **die Spin-Quantenzahl s** → bestimmt die Eigen-Rotations-Richtung (Spin) des Elektrons

Es gibt in einem Atom niemals zwei Elektronen, welche die gleiche Kombination der Quantenzahlen besitzen. In der Chemie benötigen wir die konkreten Quantenzahlen aber kaum. Hier interessieren nur die resultierenden Energie-Niveaus, die Aufenthaltsorte und Bewegungen der Elektronen.
Seit PLANCK wissen wir, dass Elektronen immer nur bestimmte (gequantelte) Energie-Werte beinhalten können. Sollen Elektronen Energie abgeben oder aufnehmen, dann können die Zuwächse oder Abgaben immer nur Vielfache des PLANCKschen Wirkungs-Quantum sein. Dies stellt die kleinstmögliche Energie-Stufe dar. Somit können sich die Elektronen immer nur auf bestimmten Energie-Stufen, Zuständen oder –Ebenen befinden.
In der Hülle sind die Elektronen, wie wir aus dem BOHRschen Atom-Modell wissen in grobe Gruppen eingeteilt, die wir Schalen nennen. Insgesamt gibt es sieben mögliche Schalen in einem Atom. Sie werden mit den Großbuchstaben K, L, M, N usw. beschriftet. Jede Schale hat eine maximal mögliche Menge an Elektronen, die auf ihr Platz finden.
Aus der Berechnung der SCHRÖDINGER-Gleichung ergeben sich für die Elektronen keine Bahnen, auf denen sie sich bewegen, sondern Aufenthaltswolken. Die Wollen erhält man, wenn man über einen bestimmten Zeitraum die konkreten (berechneten) Aufenthaltsorte verfolgt. Dies könnte z.B für die Elektronen der innersten Schale die rote Punkt-Wolke in der nebenstehenden Abbildung sein. Praktisch handelt sich natürlich um ein entsprechendes räumliches Gebilde – also eine Kugel-förmige Wolke.

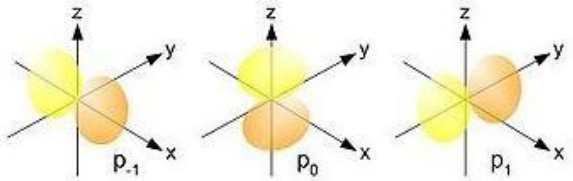


ineinander geschachtelte Orbitale (s-Orbitale) von zwei Schalen (Atom-Kern: **blau**)

Die Orbitale als Aufenthalts-Wahrscheinlichkeit bedeuten aber, dass sich die Elektronen nur mit einer gewissen Wahrscheinlichkeit in der beschriebenen oder beobachteten Wolke befinden. Praktisch kann sich ein Elektron auch dichter oder weiter entfernt zum Atom-Kern befinden. Die Wahrscheinlichkeit dafür geht aber gegen Null. Denkbar wäre es also auch, dass sich ein Elektron eines beliebigen Atoms auf der Erde gerade irgendwo auf dem Jupiter befindet. Die Wahrscheinlichkeit dafür ist knapp größer als Null, aber eben nicht Null.
In diesen Wolken, die Orbitale genannt werden, halten sich die Elektronen auf.
Vergleichbare Elektronen der nächsten Schale besitzen ein deutlich entferntes – aber gleichförmiges – Orbital weiter entfernt vom Atom-Kern. Zur Unterscheidung werden vor die Orbitale immer die Schalen-Nummern angegeben. Das 1s-Orbital ist also das s-Orbital der ersten Schale.
Das zuerst immer die Energie-ärmsten (inneren) Schalen besetzt werden, nennen wir das **Energie-Prinzip**.
Die innerste Schale kann maximal Elektronen aufnehmen, die sich nur hinsichtlich ihres Spin (Dreh-Impulses (Dreh-Richtung)) unterscheiden. Diese Erkenntnis wird nach ihrem Entdecker als **PAULI-Prinzip** oder PAULI-Regel bezeichnet.
Ab der zweiten Schale gibt es verschieden geformte Orbitale. Neben den Kugelförmigen s-Orbitalen kommen noch Hantel–förmige p-Orbitale hinzu. Davon gibt es drei, die jeweils in die drei Raum-Richtungen ausgerichtet sind. Die Raum-Richtungen sind natürlich relativ. Praktisch stehen die Hanteln jeweils rechtwinklig aufeinander.
Jedes Orbital kann mit zwei Elektronen besetzt werden. Summiert man die Orbitale einer Schale und berechnet man dann sozusagen den Mittelwert, dann erhält man genau die Kugel-Hülle der betreffenden Schale nach dem BOHRschen Atom-Modell.
Die s- und die p-Orbitale der zweiten Schale lassen also insgesamt acht Elektronen zu.

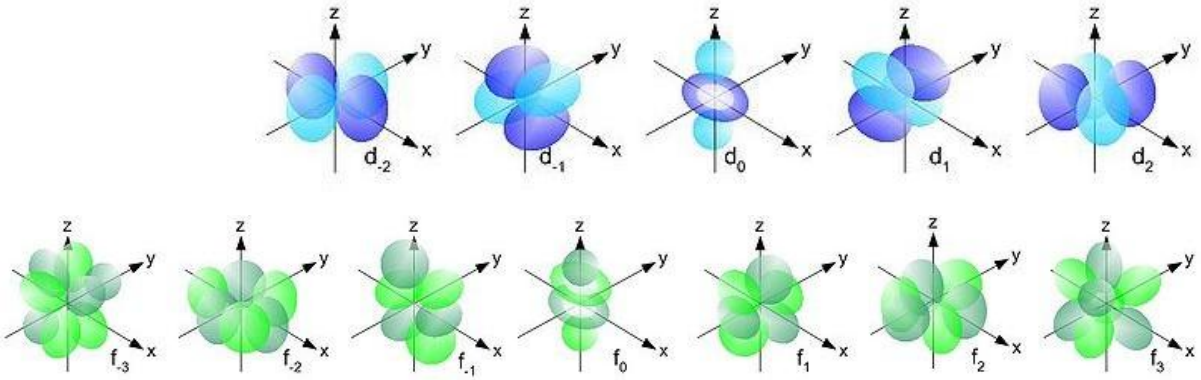


Kugel-förmiges s-Orbital



Hantel-förmige p-Orbitale (p_x-, p_z- und p_y-Orbital)
Q: commons.wikimedia.org (Haade)

Als letztes Prinzip kommt noch eine Regel des Chemikers HUND hinzu. **Die HUNDsche Regel** besagt, dass die Orbitale zuerst immer einzeln besetzt werden. Erst wenn alle Orbitale (Unterschalen) einzeln besetzt werden, dann erfolgt die Paarung mit Elektronen, die einen entgegengesetzten Spin haben.Mit der dritten Schale kommen noch die d-Orbitale hinzu. Diese liegen energetisch aber so ungünstig (hoch), dass sie zuerst einmal nicht verwendet werden. Dazu später genaueres. Die Form der d-Orbitale ist gekreuzt-Doppel-Hantel-förmig.



d- und f-Orbitale
Q: commons.wikimedia.org (Haade)

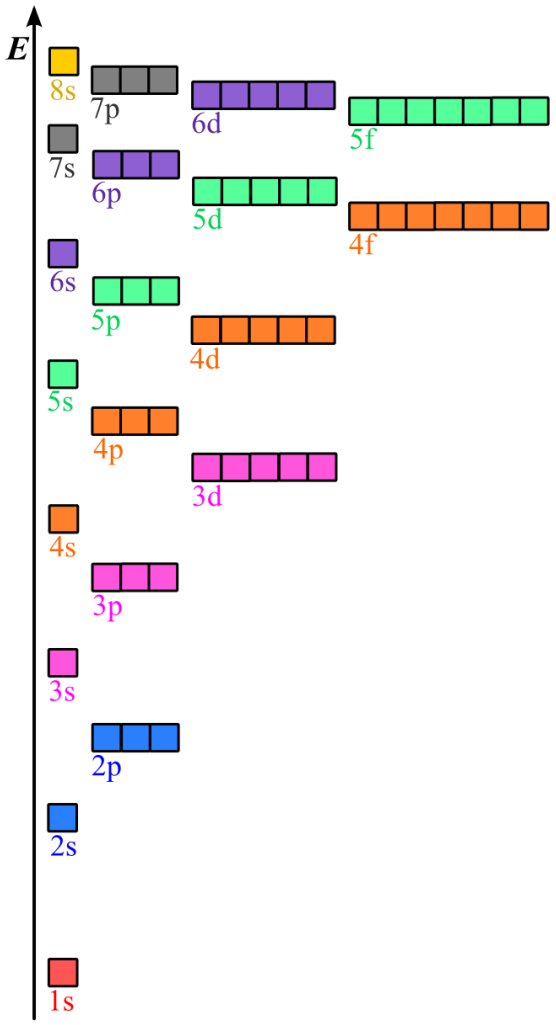
Die letzte – praktisch relevante – Orbital-Art taucht ab der vierten Schale auf. Die sogenannten f-Orbitale werden als Rosetten-förmig beschrieben.

Physiker kennen in der fünften Schale noch g- und in der sechsten Schale noch h-Orbitale. Da die Schalen und deren Orbitale in den höheren Lagen dicht beieinander liegen und gewissermaßen miteinander verschmelzen, werden diese physikalischen Details in der Chemie nicht mehr betrachtet. Hinzu kommt außerdem, dass die Elemente mit diesen Orbitalen praktisch alle sehr kurzlebig (weil radioaktiv) sind und somit kaum auswertbare Verbindungen bilden.

In der nebenstehenden Abbildung sind die Orbitale einer Schale immer in der gleichen Farbe gezeichnet. Wie man z.B. an den Orbitalen der 4. Schale (4s, 4p, 4d und 4f) sieht, liegen diese energetisch sehr weit auseinander. Da z.B. das Energie-Niveau der 5s-Orbitale niedriger liegt, als das der 4d-Orbitale – wird entsprechend dem Energie-Prinzip – das 5s-Orbital zuerst belegt.

Die konkrete Belegung der Orbitale ist für jedes Element charakteristisch. Man spricht auch von der sogenannten Elektronen-Konfiguration.

Neben den drei beschriebenen Prinzipien (Energie-Prinzip, PAULI-Prinzip, HUNDsche Regel) bietet sich noch die nachfolgende Esels-Brücke zur Erstellung einer Elektronen-Konfiguration an.



Energie-Niveaus der Orbitale (prinzipiell)

<u>Esels-Brücke für die Aufstellung der Elektronen-Belegung eines Atoms:</u>

Aufbau:

1. man nehme ein Schach-Brett

2. schreibe von links unten nach rechts oben (diagonal) die s-Orbital (1s → 8s)

3. nach oben folgen die p-, d- und f-Orbitale (auf der gleichen Feld-Farbe)

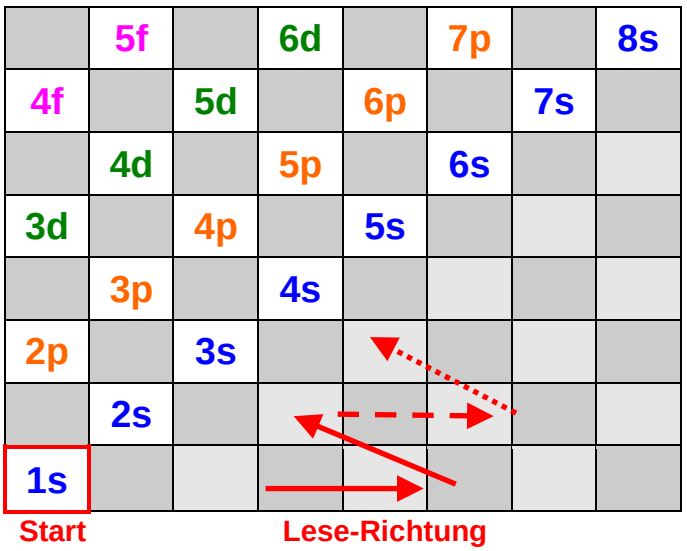
Nutzung:

1. Lese-Start ist links unten

2. solange noch nicht genug Elektronen zusammen kommen fortsetzen (doppelte Besetzung beachten):

2a. zuerst wird immer waagerecht abgelesen

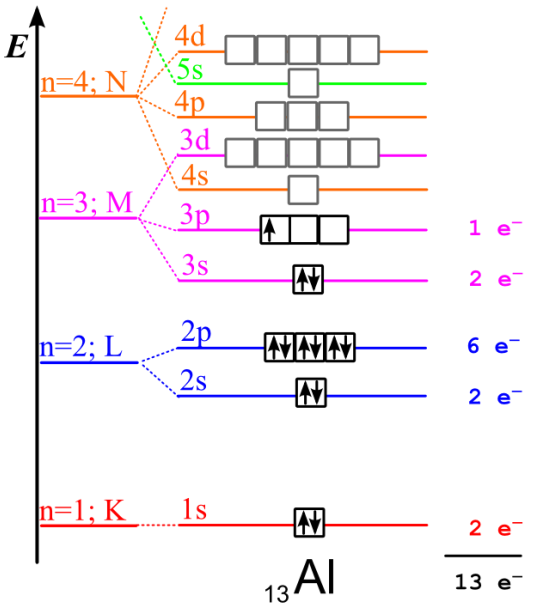
2b. wenn die Zeile zuende ist, wird in der nächst höheren fortgesetzt



Hintergrund:

Die Besetzungs-Reihenfolge wird durch die n+l-Regel (MANDELUNG- od. auch KLECHKOWSKI-Regel) bestimmt. Für n < n' gilt: Ist n+l ≤ n', dann werden zuerst die n-zugehörigen Orbitale gefüllt.

Betrachten wir einige konkrete Beispiele:
Ein Atom des Elementes Aluminium besitzt im Kern 13 Protonen. Somit enthält die Hülle insgesamt ebenfalls 13 Elektronen.
Nach dem **Energie-Prinzip** werden immer zuerst die Energie-ärmsten Zustände belegt. Die ersten zwei Elektronen finden in der ersten Schale (**K**) Platz. Diese Energie-ärmste Schale befindet sich am dichtesten am Kern.
Jede Schale (nach dem BOHRschen Atom-Modell) besteht aus bestimmten Orbitalen (s, p, d und f). Die erste Schale besteht nur aus dem s-Orbital und bietet nur insgesamt zwei Elektronen Platz.
Ein Quadrat (□) steht immer für ein Orbital (eine Unterschale). Beide Elektronen haben einen entgegengesetzten Spin (**PAULI-Prinzip**), was durch die unterschiedliche Pfeil-Richtung angezeigt wird (↑↓). Damit ist das Orbital voll ausgelastet.



Als Text-Schreibweise für die Elektronen-Konfiguration eines Atoms / Elements hat sich folgende Form durchgesetzt:

$_{13}$Al: $1s^2$ … ***(!noch unvollständig!)***

Dabei steht die 1 für die Haupt-Quantenzahl – also die 1. Schale.
Mit dem Klein-Buchstaben (hier: s) wird die Orbital-Art angegeben. Diese ergibt sich ja aus der Neben-Quantenzahl. Die 2 im Exponent beschreibt die Anzahl der Elektronen auf dem genannten Orbital. Gesprochen wird die Elektronen-Konfiguration dann: eins-s-zwei.
Die nächsten Elektronen finden auf der zweiten Schale mögliche Aufenthaltsorte. Zwei Elektronen können sich auf den 2s-Orbital und sechs Elektronen auf dem 2p-Orbitalen aufhalten. Bis hierhin lautet die Elektronen-Konfiguration:

$_{13}$Al: $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ … ***(!noch immer unvollständig!)***

gesprochen: eins-s-zwei zwei-s-zwei zwei-p-sechs

Es verbleiben noch drei Elektronen für die äußerste Schale. Zwei davon besitzen das Energie-Niveau eines 3s-Orbitals. Das letzte verbleibende Elektron bewegt sich in einem 3p-Orbital. Welches das ist und welchen Spin das Elektron hat (↑ oder ↓), unterliegt dem Zufall. Häufig verwendet man dann auch eine neutrale Schreibweise (ohne Spin-Pfeil): |
Die vollständige Elektronen-Konfiguration lautet also:

$_{13}$Al: $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^1$

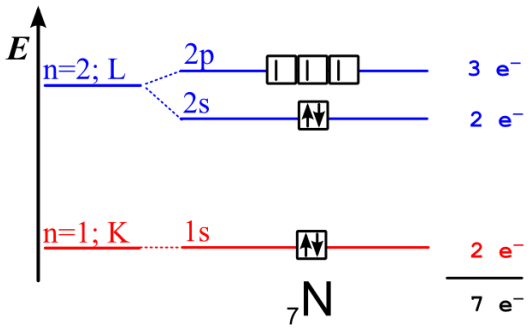
Beachten Sie, dass hier die "1" für ein einzelnes Elektron mitgeschrieben wird!
Aus Bequemlichkeit nutzt man auch häufig eine verkürzte Notierung. Diese beschränkt sich auf bedeutsamen äußeren Elektronen. Die chemisch eigentlich unveränderlichen und "stabilen" Zustände werden durch die darunter liegende Edelgas-Konfiguration beschrieben. Beim Aluminium wäre das also Neon. Das Edelgas-Symbol wird zur sicheren Kennzeichnung als Elektronen-Konfiguration in eckige Klammern geschrieben (Es ist **nicht** etwa Neon als Atom-Kern oder Hülle enthalten!!! Das besagte Atom hat lediglich die Elektronen-Konfiguration von Neon und ev. noch ein paar Elektronen mehr!):

$_{13}$Al: [$_{10}$Ne] $3s^2$ $3p^1$

Nicht genutzte Orbitale werden in der Elektronen-Konfiguration und auch in den Energieniveau-Schemata üblicherweise nicht mitgeschrieben.
Eine weitere mögliche Schreibweise der Elektronen-Konfiguration stammt von PAULING. Seine Notierung der Elektronen in Kästchen mit Pfeilen haben wir schon teilweise benutzt. Die einfache Form der PAULING-Schreibweise benutzt alle Orbital-Kästchen auf einer Zeile:

In der erweiterten Schreibung werden noch die unterschiedlich hohen Energie-Niveaus mit eingebracht:

Beachten muss man bei der PAULING-Schreibung, dass die Unterschalen, die zumindestens mit einem Elektron besetzt sind, vollständig mit all ihren Orbitalen geschrieben wird. Bei unserem Beispiel Aluminium hört die Schreibung also nicht beim ersten 3p-Orbital auf, sondern es werden alle drei 3p-Orbitale mit notiert..
Als nächstes Beispiel soll uns Stickstoff ($_7$N) dienen. Bis zum 2s-Orbital verläuft die Elektronen-Besetzung nach den schon besprochenen Regeln.
Für das 3p-Orbital bleiben nun noch drei Elektronen. Grundsätzlich werden die einzelnen Unter-Orbitale (p_x, p_y und p_z) zuerst einzeln besetzt (**HUNDsche Regel**). Dies entspricht dem insgesamt Energie-ärmsten Zustand. Der Spin der Elektronen ist zufällig und wird am Besten neutral angegeben.
Die Elektronen-Konfiguration lautet:



$_7$N: $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$

oder verkürzt:

$_7$N: [$_2$He] $2p^3$

Die Schreibweisen nach PAULING sind auch schnell erstellt:

Erst wenn alle Orbitale einzeln besetzt sind, dann paaren sich die Elektronen auf den Orbitalen.

Beim Stickstoff ist dies nicht notwendig, da die drei Elektronen auf den drei Unter-Orbitalen Platz finden.
Aber schon ab Sauerstoff müssen ein oder mehrere p-Orbitale doppelt besetzt werden.

Aufgabe:

Erstellen Sie die vollständige und ev. die verkürzte Elektronen-Konfiguration für Sauerstoff in der Text- und in der PAULING-Schreibweise!

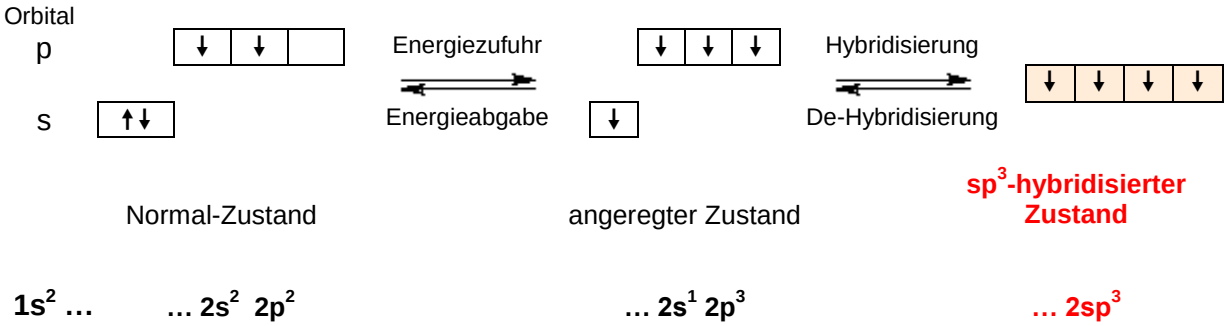
Zum Schluss wählen wir noch ein Element mit sehr vielen Elektronen auf diversen Orbitalen – $_{72}$Ta (Tantal).
Da stoßen wir mit jeder vollständigen Schreibung der Elektronen-Konfiguration an die Grenzen der Übersichtlichkeit:

$_{72}Ta$: $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $4s^2$ $3d^{10}$ $4p^6$ $5s^2$ $4d^{10}$ $5p^6$ $6s^2$ $4f^{14}$ $5d^3$

Erst mit der verkürzten Schreibweise kommen wir zu einem akzeptablen Ergebnis. Als Basis wird wieder das davorliegende Edelgas – also Xenon (Xe) - verwendet:

$_{72}Ta$: $[_{54}Xe]$ $6s^2$ $4f^{14}$ $5d^3$

Die wesentlichen (letzten) Elektronen-Schalen sind dabei gut sichtbar – und nur diese spielen für chemische Vorgänge eine Rolle.
U.U. werden bei höheren Elektronen-Zahlen die Orbitale nicht ganz so systematisch besetzt, wie es aus dem "Schachbrett" hervorgeht. Da die einzelnen Schalen und Orbitale sehr dicht beieinanderliegen, stabilisieren sich verschiedenste Sonderbesetzungen mit z.T. geringfügig Energie-ärmeren Zuständen. Für unsere Zwecke reichen aber die systematischen Elektronen-Konfigurationen aus. Die feinen Unterschiede zu praktisch gemessenen Konfigurationen sind schul-chemisch nicht von Bedeutung.
Auf einen speziellen Fall der Elektronen-Konfiguration werden wir später noch bei Cohlenstoff eingehen. Bestimmte Orbitale verschmelzen u.U. miteinander und bilden neue Formen. Den Vorgang der Verschmelzung von Orbitalen nennen wir **Hybridisierung**. Bei Cohlenstoff kennen wir drei Formen der Hybridisierung: sp^3, sp^2 und sp. Die Hybrid-Orbitale erkennt man in an den direkt hintereinander geschrieben Orbitalen (hier: sp) und keiner Zwischenzahl.



Aufgaben:

1. ***Stellen Sie die Elektronen-Konfiguration von $_{10}Ne$ auf!***
2. ***Ist die verkürzte Schreibweise ($[^{10}Ne]$ $3s^1$ $3p^2$) für die Elektronen-Konfiguration bei $_{13}Al$ exakt? Begründen Sie Ihre Meinung!***
3. ***Stellen Sie die vollständige Elektronen-Konfigurationen für die folgenden Elemente oder Isotope auf!***
   $_6C$ $_8O$ $_2He$ $_{20}Ca$ $_{17}Cl$ $_{35}Br$ P S Mn Cd ^{28}Si ^{29}Si ^{30}Si
4. ***Geben Sie für die folgenden Elemente / Isotope eine Elektronen-Konfiguration in der Text- und der PAULING-Schreibweise an!***
   $_7N$ $_9F$ $_{10}Ne$ As Se ^{40}K ^{108}Ag

Zusammenfassung Atombau:

Ein Atom besteht aus einem zentralen Atomkern und einer den Atomkern umgebenden Atomhülle. Der Atomkern enthält positiv geladenen Protonen und ungeladene Neutronen.
Die Zahl der Protonen (Kernladungszahl) ist für jedes Element charakteristisch und entspricht der Ordnungszahl. Die Zahl der Neutronen kann variieren.
In der Hülle befinden sich die negativ geladenen Elektronen. Ein Atom besitzt genauso viele Elektronen wie Protonen. Die Elektronen bewegen sich je nach Modell auf Schalen oder Orbitalen (Raumwolken).

Elektronen-Konfiguration / Besetzung der Schalen in der Atom-Hülle

Postulat: Energie-Quantelung
Die Energie ist keine kontinuierliche Größe, sondern wird immer in Stufen (Quantum) größer oder kleiner.

Energie-Prinzip:
Zuerst werden immer die Energie-ärmeren Orbitale / Schalen besetzt!

PAULI-Prinzip:
Auf einem Orbital (mit gleicher Neben-Quantenzahl) finden maximal zwei Elektronen mit entgegen gesetzten Spin (unterschiedlicher Spin-Quantenzahl) Platz.

HUNDsche Regel:
Energie-gleiche Orbitale (mit gleicher Neben-Quantenzahl) werden immer zuerst einfach (und parallel) besetzt.

Elektronen-Konfiguration der Hauptgruppen-Elemente

	Charakteristika		Periode n						
HGr. (IUPAC-Gr.)	**Außen-Elektronen-Konfiguration**	**Grund-Term**	**1.**	**2.**	**3.**	**4.**	**5.**	**6.**	**7.**
1. Ia () Alkali-Metalle	ns ↑ ns^1	^2S	H	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr
2. IIa (1) Erdalkali-Metalle Be-Gruppe	ns ↑↓ ns^2	^1S	He	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
3. IIIa () Erdmetalle B-Gruppe	ns ↑↓ np ↑ ☐ ☐ $ns^2\ np^1$	^2P		B	Al	Ga	In	Tl	
4. IVa () C-Gruppe	ns ↑↓ np ↑ ↑ ☐ $ns^2\ p^2$	^3P		C	Si	Ge	Sn	Pb	
5. Va () N-Gruppe	ns ↑↓ np ↑ ↑ ↑ $ns^2\ np^3$	^4S		N	P	As	Sb	Bi	
6. Via () Chalkogene O-Gruppe	ns ↑↓ np ↑↓ ↑ ↑ $ns^2\ np^4$	^3P		O	S	Se	Te	Po	
7. VIIa () Halogene	ns ↑↓ np ↑↓ ↑↓ ↑ $ns^2\ np^5$	^2P	(H)	F	Cl	Br	I	At	
8. VIIIa () Edelgase	ns ↑↓ np ↑↓ ↑↓ ↑↓ $ns^2\ np^6$	^1S	(He)	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn	

Elektronen-Konfiguration der Nebengruppen-Elemente

	Charakteristika		Periode			
NGr. (IUPAC-Gr.)	**Außen-Elektronen-Konfiguration**	**Grund-Term**	**4.**	**5.**	**6.**	**7.**
3. IIIb () Sc-Gruppe	(n-1)d ↑ ☐ ☐ ☐ ☐ ns ↑↓ $(n-1)\ d^1\ ns^2$	^2D	Sc	Y	La	Ac
4. IVb () Ti-Gruppe	(n-1)d ↑ ↑ ☐ ☐ ☐ ns ↑↓ $(n-1)\ d^2\ ns^2$	^3F	Ti	Zr	Hf	Ku
5. Vb () V-Gruppe	(n-1)d ↑ ↑ ↑ ☐ ☐ ns ↑↓ $(n-1)\ d^2\ ns^2$ Nb: $4d^4\ 5s^2$	^4F / ^6D	V	Nb	Ta	
6. VIb () Cr-Gruppe	(n-1)d ↑ ↑ ↑ ↑ ☐ ns ↑↓ $(n-1)\ d^4\ ns^2$ W: $5d^4\ 6s^2$	^7S / ^5D	Cr	Mo	W	
7. VIIb () Mn-Gruppe	(n-1)d ↑ ↑ ↑ ↑ ↑ ns ↑↓ $(n-1)\ d^5\ ns^2$ Tc: $4d^6\ 5s^1$	^6S / ^6D	Mn	Tc	Re	
8. VIIIb () Fe-Gruppe Ti-Gruppe	(n-1)d ↑ ↑ ↑ ↑ ↑ ns ↑↓ $(n-1)\ d^6\ ns^2$ Ru: $4d^7\ 5s^1$	^5D / ^5F	Fe	Ru	Os	
8. VIIIb () Co-Gruppe	(n-1)d ↑↓ ↑↓ ↑ ↑ ↑ ns ↑↓ $(n-1)\ d^7\ ns^2$ Rh: $4d^8\ 5s^1$	^4F / ^4P	Co	Rh	Ir	
8. VIIIb () Ni-Gruppe	(n-1)d ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑ ↑ ns ↑↓ $(n-1)\ d^8\ ns^2$ Pd: $4d^{10}$ Pt: $5d^9\ 6s^1$	^3F, ^1S, ^3D	Ni	Pd	Pt	
1. Ib () Cu-Gruppe	(n-1)d ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑ ns ↑↓ $(n-1)\ d^{10}\ ns^1$	^2S	Cu	Ag	Au	
2. IIb () Zn-Gruppe	(n-1)d ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ns ↑↓ $(n-1)\ d^{10}\ ns^2$	^1S	Zn	Cd	Hg	

Exkurs: Grund-Terme

stellen charakteristische Mikro-Zustände (Multiplett-Struktur) in der Elektronen-Konfiguration dar
quasi Belegungs-Muster
diese korrelieren mit einigen Stoff- und Struktur-Eigenschaften der Elemente (magnetische, optische und (Kristall-)Bau-Eigenschaften); Symmetrien
mehr für physikalische Betrachtungen
Abklärung von Absorptions-Eigenschaften in Spektren

Modell beachtet verstärkt die elektrostatischen Elektronen-Wechselwirkungen im Zusammenhang mit den Spin-Bahn-Wechselwirkungen

im Multiplett-Modell wird das Zentralfeld-Modell erweitert
das klassische Zentralfeld-Modell geht Ein-Elektronen-Zuständen aus, die durch die Quantenzahlen n, l, ml und ms bestimmt werden
daraus lassen sich als Näherungen der Bahn-Drehimpuls und der Gesamt-Spin ermitteln

die Bahn- und die Spin-Quantenzahl (also **l** und **s**) können vektoriell zu einer Gesamt-Quantenzahl **j** gekoppelt werden

Bahn-Multiplizität (RUSSEL-SAUNDERS-Kopplung)
Kennwert berechnet sich über 2 * l +1
gibt die Anzahl möglicher Orbitale für eine Neben-Quantenzahl l an

l	(2l+1)	Bezeichnung
0	1	S
1	3	P
2	5	D
3	7	F
4	9	G

Spin-Multiplizität (Spin-Spin-Kopplung)
Kennwert berechnet sich aus 2 *s + 1

Spin-Bahn-Multiplizität (Spin-Bahn-Kopplung)
Ein-Elektronen-Funktionen
spaltet sich in (2l+1)(2s+1) Terme auf

	(2s+1)	Bezeichnung
0	1	Singulett
½	3	Duplett
1	5	Triplett
1½	7	Quadruplett
…	…	Multiplett

das Term-Symbol gibt die maximalen l-, s- und j-Werte

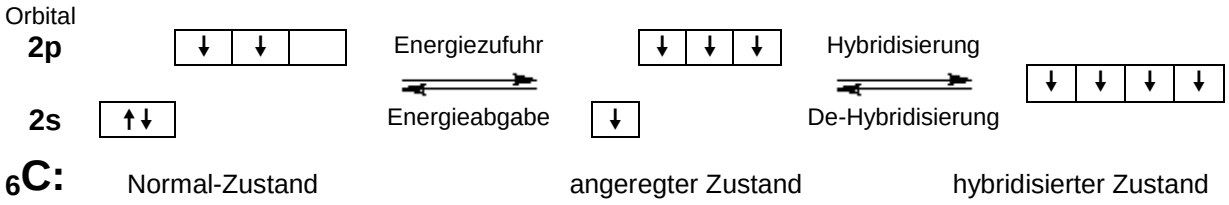
$^{(2l+1)}L_J$

Konfiguration	s	p p5	p2 p4	p3
Term	^2S	^2P	^1S ^1D ^3P	^2P ^2D ^4S

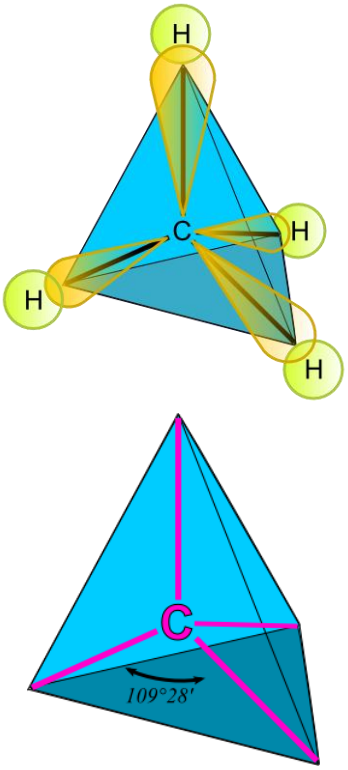
z.B. bei Eisen(II)-Ion / -Komplex mit der Konfiguration 3d6 ist eine Belegung von 3 d-Orbitalen mit je 2 Elektronen stabil. Dieses Ionen (S = 0) ist diamagnetisch (). Ist dagegen die Belegung so, das 1 Orbital doppelt belegt und die anderen d-Orbitale einfach (S = 2), dann ist das Ion paramagnetisch ().
Beide Ionen absorbieren unterschiedliche Licht-Anteile, Das diamagnetisch Ion / Salz ist violett, während das paramegnetische Salz farblos aussieht.

4.3.1. Hybridisierung von Orbitalen

In der Praxis sind nicht alle theoretischen Voraussagen auch wirklich nachweisbar. Vielfach müssen die Modelle an spezielle Beobachtungen angepasst werden.
So ist es z.B. auch bei den Bindungen des Cohlenstoffs. Die übliche Elektronen-Konfiguration ist $2s^2\ 2p^2$. Das müsste eigentlich für den Stoff Methan CH_4 bedeuten, dass sich z.B. Wasserstoff auf zwei verschiedene Arten mit dem Cohlenstoff-Atom verbinden müsste. Da wären zwei Bindungen zu den Hantel-förmigen p-Orbitalen und wahrscheinlich auch noch zwei irgendwie zu den s-Orbitalen. Alternativ sind auch drei Bindungen über die p-Orbitale und dann noch eine andersartige Bindung über das s-Orbital denkbar. Die Raum-Struktur müsste dann eigentlich eine (ungleichseitige) Dreiecks-Pyramide sein.
Aber die Praxis lehrt uns, dass alle vier Bindungen gleichartig sind und zudem eine (gleichseitige) Tetrader-förmige Raum-Struktur bilden.
Die Gleichmachung der Orbitale wird Hybridisierung genannt und wird folgendermaßen erklärt:

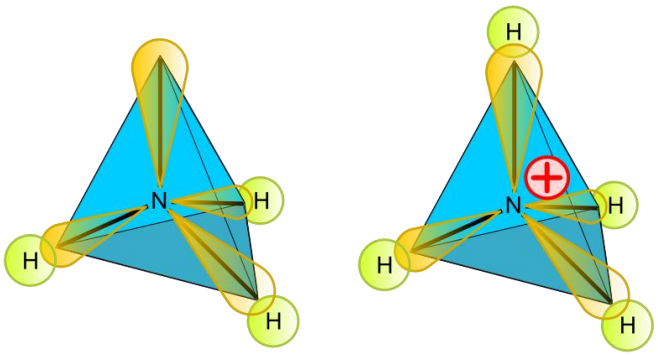


Durch eine kurzzeitige Energie-Zufuhr von Nachbar-Atomen oder durch eine erhöhte Temperatur geht das Cohlenstoff-Atom in einen angeregten Zustand über.
Im angeregten Zustand verteilen sich die Elektronen gleichmäßig auf alle Orbitale der 2. Schale. Man nennt diesen Schritt auch **Promotion**. Durch Hybridisierung (Verschmelzung) des s- und der drei p-Orbitale entstehen vier gleichartige sp^3-Hybrid-Orbitale. Somit entstehen auch vier gleichartige Bindungs-Möglichkeiten.
Das Kugel-förmige s-Orbital und die drei Hantel-förmigen p-Orbitale ergeben im hybridisierten Zustand insgesamt vier mehr Keulen-förmige Hybrid-Orbitale. Diese ordnen sich wegen der maximalen gegenseitigen Abstoßung (der negativ geladene Elektronen) im Raum so an, dass ein maximaler Abstand zwischen ihnen besteht (GILLESPIE-Modell, Elektronenpaar-Abstoßungs-Modell). Es ergibt sich ein Tetraeder (Tetraeder-Modell). Im Zentrum befindet sich der Cohlenstoff-Atomkern. Die Spitzen entsprechen den Bindungsrichtungen. Der Raumwinkel zwischen den Bindungen beträgt 109°28'.
Für die Notierung der Elektronen-Konfiguration hat man sich bei Hybridisierungen zum Zusammenschreiben der Ausgangs-Orbitale entscheiden. Somit heißt die "normalen" Hybrid-Orbitale sp^3 (sprich: s-p-drei).
Unter speziellen Bedingungen sind auch Doppel- oder Dreifachbindungen zwischen Cohlenstoff-Atomen möglich. Diese beruhen auf spezielle Hybridisierungen (sp^2 und sp) und werden bei den ungesättigten Kohlenwasserstoffen ausführlich behandelt. Die Bindungswinkel weichen dann vom Tetraeder-Winkel ab.

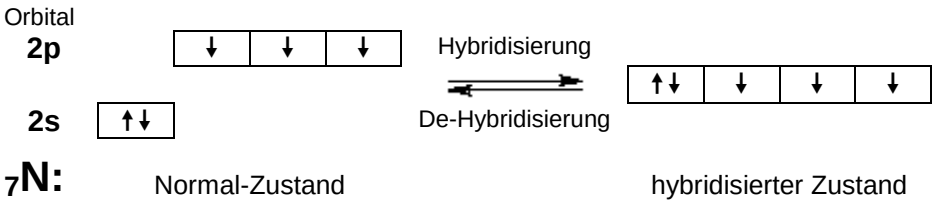


Grundsätzlich gilt aber immer, dass sich die Bindungen (gemeinsam genutzte Elektronen-Paare) im Raum maximal abstoßen.

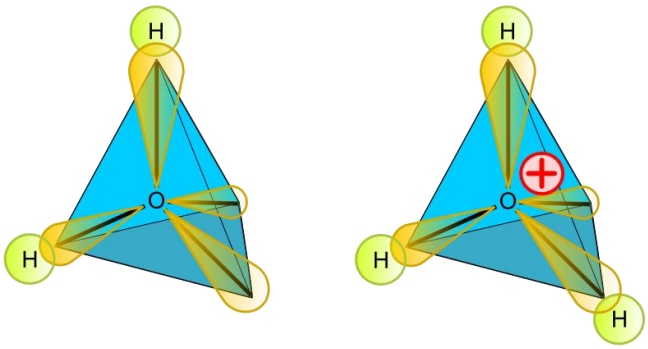
Eine Hybridisierung finden wir auch bei anderen Atomen. Nur ist bei ihnen der Effekt nicht ganz so offensichtlich. Erst beim genauen Hinschauen wird die Verschmelzung der Einzel-Orbitale zu gleichartigen Bindungs-Orbitalen sichtbar.
Betrachten wir nun den Stickstoff. Wir haben im Ammoniak drei gleichartige Bindungen, die sich auch zum Ammonium-Ion hin nicht wesentlich ändern.



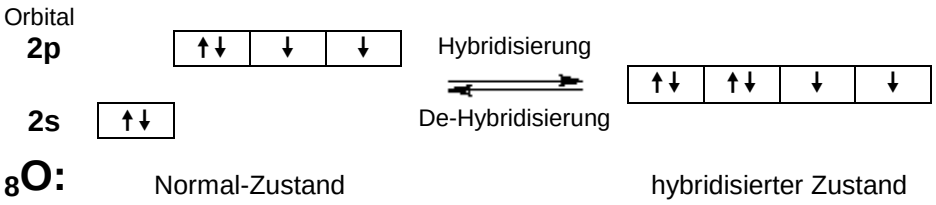
Ammoniak-Molekül und Ammonium-Ion



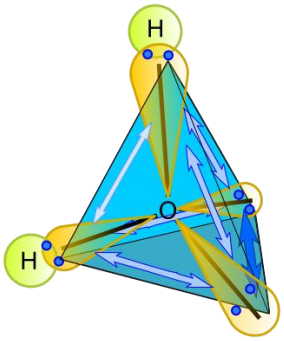
Die drei gleichartigen Bindungen lassen sich über die p-Orbital gut erklären. Räumlich wäre wohl mit einer planaren Struktur und Bindungs-Winkeln von 120° zu rechnen.
In der Praxis finden wir eine Tetraeder-Form, was wieder mit den gleichartigen vier Bindungen (im Ammonium-Ion) eher für eine sp^3-Hybridisierung spricht.
Beim Ammonium-Ion wird das einzige gepaarte Elektron für die Aufnahme des Protons (Wasserstoff-Ions) gebraucht.
Zuletzt schauen wir uns noch den Sauerstoff an. Auch er liegt in Bindungen in einer hybridisierten Elektronen-Konfiguration vor. Die Wasserstoff-Verbindung ist bekanntlich unser allgewärtiges Wasser. Es ist ein Dipol-Molekül, was nur durch Hybridisierung erklärbar ist.



Wasser-Molekül und Hydronium-Ion



Der Bindungs-Winkel liegt mit rund 104,45° dicht beim erwarteten Tetraeder-Winkel (109,47°). Die freien Elektronen-Päarchen drücken die Wasserstoff-Bindungen ein wenig zusammen.
Die stärksten Abstoßungs-Kräfte wirken zwischen den beiden freien Sauerstoff-Elektronen-Päarchen. Der "Bindungs-Winkel" wird an dieser Stelle deutlich geweitet. Noch recht starke Elektronen-Abstoßungen gibt es zwischen den Wasserstoff-Bindungen und den freien Elektronen-Paaren. Da die Abstoßungen zwischen den Bindungen zu Wasserstoff am schwächsten sind, werden diese eben zusammengedrückt.



die realen Bindungs-Winkel weichen i Wasser-Molekül vom idealen Tetraeder ab

Aufgaben:

1. *Ergeben sich eigentlich auch für Ammoniak veränderte Bindungs-Winkel im Vergleich zum regulären Tetraeder? Begründen Sie Ihre Meinung!*
2. *Recherchieren Sie den gemessenen Bindungs-Winkel und bewerten Sie Ihre Aussagen zur Aufgabe 1 eventuell neu!*

4.3.2. Bildung von Ionen

Für die Chemie muß ein Atom-Modell auch besonders die Ionen-Bildung erklären können. Mit dem einfachen BOHRschen Atom-Modell gelingt das nicht. Bei der Unmenge von Elektronen, die sich auf den höheren Bahnen tummeln können, wären auch sehr hoch geladene Ionen zu erwarten. Denn eigentlich bedeutet Ionen-Bildung ja die Aufnahme oder Abgabe von Elektronen. Dieses macht aber nur Sinn, wenn insgesamt ein Energie-ärmerer Zustand erreicht wird. Solche Energie-armen Zustände stellen z.B. die Edelgas-Konfigurationen dar. Aufgefüllte oder geleerte Schalen – wie wir sie aus dem modernen Atom-Modell kennen – würden diesem Anspruch schon eher gerecht werden.
Praktisch kommen aber bei den Elementen nur Ionen bis zu einer 4fachen Ladung und bei den Oxidationszahlen nur Werte bis ±7 vor. Mit dem modernen Atom-Modell nach BOHR, SOMMERFELDT und SCHRÖDINGER kommen wir zu Unter-Schalen, die maximal 14 Elektronen tragen. Damit sind dann kleinere Anzahlen von Elektronen-Aufnahmen oder-Abgaben verbunden, was wiederum recht gut mit der Praxis übereinstimmt.
Nach der Oktett-Regel (1916) von KOSSEL und LEWIS reagieren Elemente miteinander, um für sich selbst durch Aufnahme, Abgabe oder gemeinsame Nutzung von Elektronen eine Edelgas-Konfiguration zu erreichen. Häufig wird diese Regel deshalb auch als Edelgas-Regel bezeichnet.

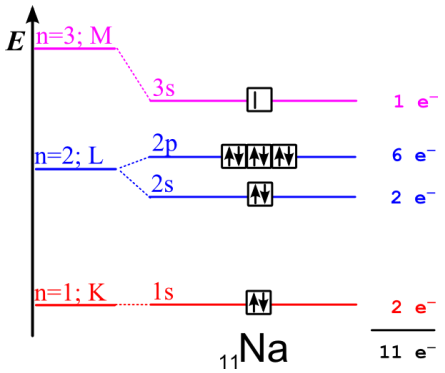
Regel von KOSSEL
Die Fähigkeit von Atomen zu chemischen Vorgängen beruht auf dem Bestreben dieser, durch Aufnahme oder Abgabe von Elektronen eine stabile Edelgas-Konfiguration zu erreichen.

Die gemeinsame Nutzung von Elektronen ist Bestandteil der Atom-Bindung. Dort findet der Leser auch weitere Informationen (→ 3.4.1. Atom-Bindung).
Hier wollen wir zuerst auf die Ionen-Bildung näher eingehen. Betrachten wir die Ionen-Bildung bei einem Natrium-Atom. Die Elektronen-Konfiguration lautet:

$_{11}Na$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

oder in der verkürzten Schreibweise:

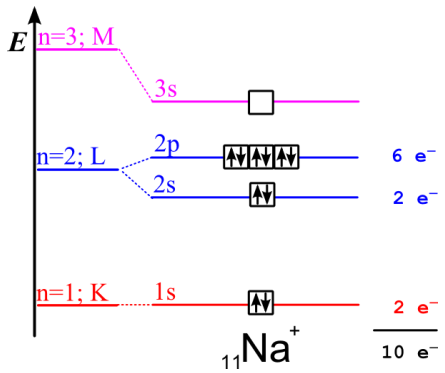
$_{11}Na$: $[_{10}Ne]\ 3s^1$



Aus früheren Chemie-Tagen ist uns noch in Erinnerung, dass Natrium ein einwertiges positiv geladenes Ion bildet. Dazu muss es ein Elektron abgeben:

$$Na \longrightarrow Na^+ + e^-$$

Bei der Betrachtung des Energieniveau-Schemas von Natrium sehen wir in der äußersten Schale 3s tatsächlich ein einzelnes Elektron. Durch die Abgabe dieses Elektrons kann das Na-Atom eine stabile und auch Energie-ärmere Edelgas-Konfiguration erreichen:

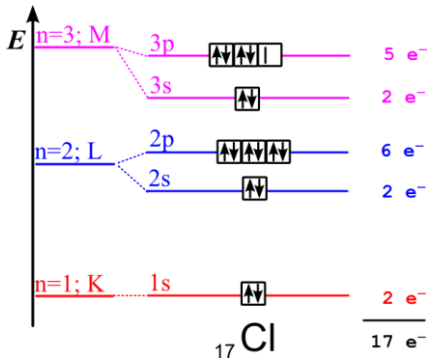


$_{11}Na^+$: $[_{10}Ne]$

bzw. in der – in diesem Fall schöneren – ausführlichen Form:

$_{11}Na^+$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

Gut sichtbar wird im Energieniveau-Schemata auch, dass hier jetzt ein Energie-ärmerer Zustand erreicht wurde.
Nehmen wir uns nun Chlor als ähnlich breitgetretenes Beispiel bei der Ionen-Bildung vor.
Die Elektronen-Konfiguration und das Energieniveau-Schemata sind schnell aufgestellt:



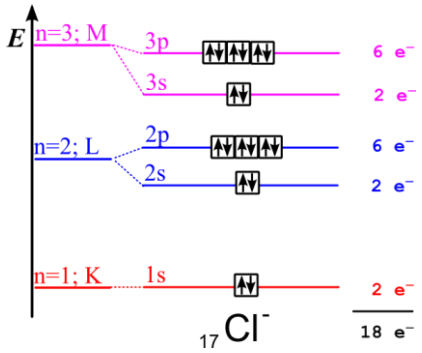
$_{17}Cl$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

bzw. verkürzt:

$_{17}Cl$: $[_{10}Ne]\ 3s^2\ 3p^5$

Das Chlor-Atom hat in seiner äußersten Schale eine freie Position auf einem p-Unter-Orbital. Um eine stabile Edelgas-Konfiguration zu erreichen, hat das Chlor-Atom prinzipiell zwei Möglichkeiten.
Entweder gibt es sieben Elektronen ab oder es nimmt eins auf. Im ersten Fall würde es die Edelgas-Konfiguration von Neon erreichen, im zweiten Fall die von Argon.
Um zu entscheiden, was die wohl günstigste Variante ist, muß man sich noch vergegenwärtigen, dass ja im Atom-Kern weiterhin die 17 Protonen einen starken Gegenpol bilden. Somit wird wohl die Aufnahme eines Elektrons günstiger sein, als die Abgabe von sieben. Praktisch ist es auch so.

$$Cl + e^- \longrightarrow Cl^-$$



Auch mit diesem Beispiel kommt die Oktett- bzw. Edelgas-Regel von KOSSEL und LEWIS zur Anwendung.
Die zugehörigen Elektronen-Konfigurationen lauten:

$_{17}Cl^-$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

bzw. verkürzt:

$_{17}Cl^-$: $[_{18}Ar]$ oder: $[_{10}Ne]\ 3s^2\ 3p^6$

Aufgaben:

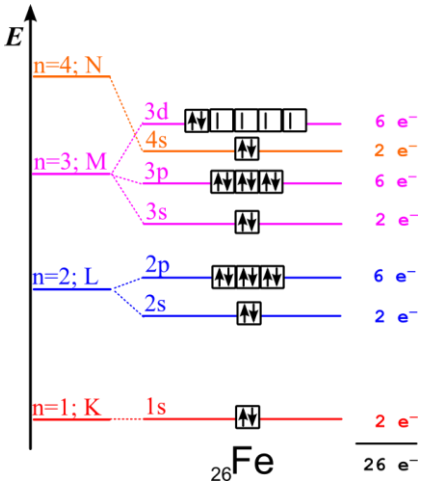
1. ***Stellen Sie in einer Tabelle die (vollständige) Elektronen-Konfiguration des Atoms, die Gleichung für die Ionen-Bildung und die Elektronen-Konfiguration des Ions für die nachfolgenden Elemente auf!***
   $_{1}H$ $_{12}Mg$ $_{9}F$ $_{19}K$ $_{20}Ca$ $_{13}Al$ $_{16}S$ Br Ne
2. ***Welche Ionen-Bildungen sind laut Elektronen-Konfiguration für Cohlenstoff und Silicium denkbar? Begründen Sie Ihre Meinung! Prüfen Sie, wie praxisnah solche Ionen-Bildungen sind!***
3. ***Welche atomaren Gebilde haben (unter normalen chemischen Bedingungen) die Elektronen-Konfiguration*** $[_{10}Ne]$***? Erklären Sie, warum das so ist!***

für die gehobene Anspruchsebene:

4. ***Geben Sie die Elektronen-Konfiguration für*** ^{118}Sn ***an!***

4.3.2.1. Ionen-Bildung bei Nebengruppen-Elementen

Die Hauptgruppen-Elemente des PSE können wir also recht einfach behandeln. Etwas schwieriger wird es nun, wenn man sich an die Nebengruppen-Elemente heranmacht. Viele von ihnen bilden nicht nur eine Ionen-Art, sondern mehrere. Bei einigen Elementen sind sogar negative und positive Ionen bekannt. Das scheint auf den ersten Blick etwas schleierhaft. Wenn man sich aber vergegenwärtigt, dass bei den größeren Haupt-Quantenzahlen sowohl die Schalen (als Gesamtheit) als auch die Einzel-Orbitale sehr dicht beieinander liegen bzw. sich überlappen, dann wird die "seltsame" Ionen-Bildung schon verständlicher.
Da können Paarungen von Elektronen mit unterschiedlichem Spin oder halb-besetzte Haupt-Orbitale den entscheidenden energetischen Vorteil bringen. Seit einiger Zeit weiss man auch, dass bestimmte Symmetrien zusätzliche energetische Vorteile bringen. Letztendlich müssen wir für unsere Zwecke eine Elektronen-Konfiguration finden, welche die spezielle Ladung abbildet. Für "höhere" chemische Zwecke sind genauere Energie-Zustand-Analysen notwendig.
Schauen wir uns hier das Eisen an. Eisen ist ein Element der VIII-Nebengruppe im Periodensystem der Elemente. Von seinen 26 Elektronen müssen also einige auf d-Orbitalen zu finden sein. Die Belegung der Orbitale nach unseren Regeln ergibt auch genau dieses Bild.



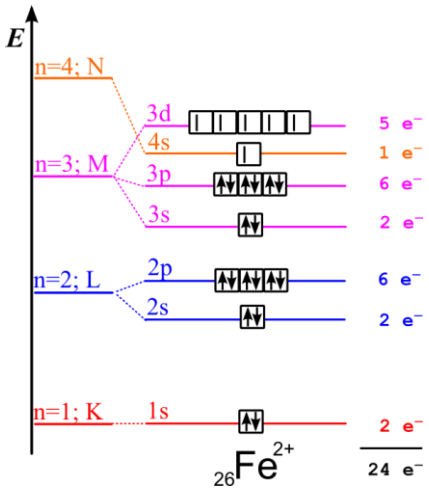
$_{26}Fe$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$

$_{26}Fe$: $[_{18}Ar]\ 4s^2\ 3d^6$

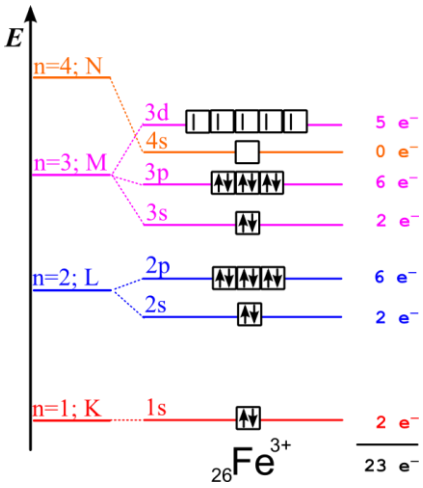
Betrachtet man nun dazu die Elektronen-Konfigurationen für die zwei möglichen Ionen Fe^{2+} und Fe^{3+}, dann gibt es neue Effekte zu beobachten:

$$Fe \longrightarrow Fe^{2+} + 2\,e^-$$

$$Fe \longrightarrow Fe^{3+} + 3\,e^-$$



$_{26}Fe^{2+}$: $[_{18}Ar]\ 4s^1\ 3d^5$

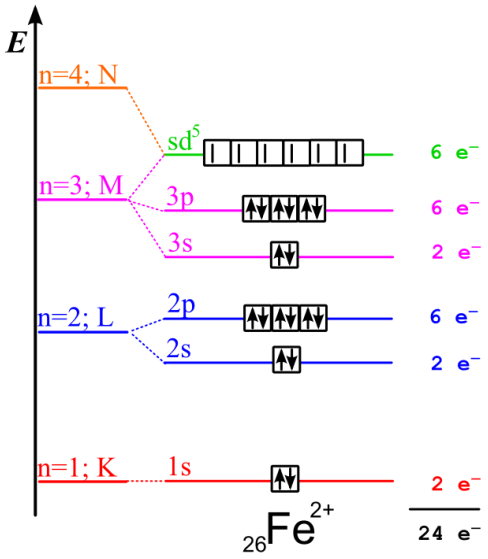


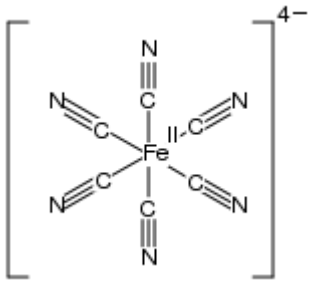
$_{26}Fe^{3+}$: $[_{18}Ar]\ 4s^0\ 3d^5$

Beide Konfigurationen sehen plausibel aus, widersprechen aber dem Energie-Prinzip. Jedes Mal wird – zu Gunsten eines halb-besetzten d-Orbitals – das 4s-Orbital nur halb oder gar nicht belegt. Einen Grund haben wir dafür schon aufgezeigt. Die Orbitale liegen in diesen Regionen energetisch und räumlich sehr dicht beieinander. Es kommt zur Verschmelzung von Orbitalen (Hybridisierung). Diese sind dann besonders Energie-arm – also stabil.

Mit weiteren chemischen Kenntnissen kann man obige Elektronen-Konfigurationen aber belegen. Das dreiwertige Eisen ist instabiler und wandelt sich bevorzugt in Fe^{2+} um. Das Fe^{2+}-Ion ist sehr häufig von sechs Liganten umlagert, was gut zu den sechs ungepaarten Elektronen passt. Diese "borgen" sich dann jeweils ein Elektron vom Liganten.

Praktisch verschmelzen die fünf 3d-Orbitale mit dem einem 4s-Orbital zu sechs sd^5-Hybrid-Orbitalen. Alle Hybrid-Orbitale haben das gleiche (hybridisierte) Energie-Niveau und sind einzeln besetzt. Damit sind die Elektronen alle gleichartig, was mit der beobachteten Symmetrie der Ionen bzw. ihrer komplexen Verbindungen sehr gut übereinstimmt.





symmetrischer Komplex
mit einem Fe2+-Zentral-Ion
und sechs Cyanid-Ionen als Liganden

Aufgaben:

1. ***Stellen Sie die Elektronen-Konfigurationen für die nachfolgenden Elemente und ihr häufigstes / typisches Ion auf! (Versuchen Sie einen eventuellen Energie-Gewinn durch Priorisierung der HUNDschen Regel vor das Energie-Prinzip zu beachten!)***

   Li F Mg S B Al Cl Ca Cu Zn Se P Ar Be K

2. ***Erstellen Sie eine Tabelle, aus der für die folgenden Isotope <u>und</u> deren typische Ionen die Anzahlen der Protonen, Neutronen und Elektronen ersichtlich sind!***

   ^{1}H, ^{2}H, ^{3}H, ^{4}He, ^{7}Li, ^{12}C, ^{13}C, ^{14}C, ^{16}O, ^{19}F, ^{35}Cl, ^{79}Br, $_{53}I$, ^{208}Pb, D, T

interessante Links:

http://www.webelements.com diverse Tabellen und Übersichten rund um die Elemente und das PSE

4.4. das Periodensystem der Elemente

Erste Systematisierungsversuche für die verschiedenen Stoffe und Elemente gab es mit dem Aufblühen der Allchemie. Besonders interessierten dabei die Elemente, weil sie als die "Ausgangsstoffe" der anderen Stoffe galten. Erste Erfolge konnte Johann Wolfgang DÖBEREINER (1780 - 1849) um 1829 mit seiner Triaden-Lehre verzeichnen.

Diese Lehre postulierte Dreier-Gruppen von Elementen, wie z.B. Lithium, Natrium und Kalium oder Chlor, Brom und Iod. Bei den Triaden wurden sehr ähnliche physikalische und / oder chemische Eigenschaften beobachtet.

Triaden-Element	**Atom-Masse**	**Berechnung**	**Atom-Masse** realer Wert	**prozentualer Fehler**
S	32,1			
Se	im 19. Jhd. unbekannt	$\frac{32{,}1 + 127{,}6}{2} = 79{,}85$	79,0	-0,01%
Te	127,6			

Innerhalb einer Triade kann die Atom-Masse ziemlich genau über das arithmetische der beiden anderen (äußeren) Elemente (der Triade) bestimmt werden.

Nach und nach gelang es die Elemente nach ihren Atom-Massen (damals noch Äquivalente genannt und noch nicht so exakt vermessen, wie heute) in eine Reihe (Tabelle) zu bringen. Die Forscher DE CHANCOURTOIS (1852) und NEWLANDS (1864) stellten eine Wiederholung bestimmter chemischer und physikalischer Eigenschaften nach jeweils sieben Elementen fest. NEWLANDS ordnete die Elemente entsprechend ihrer Masse und propagierte ein sogenanntes Oktaven-System (Wiederholung der Eigenschaften alle 8 Elemente). Dabei meinte er das jeweils 8. Element als Wiederholer. Diese Logik klappte, weil die Edelgase noch nicht bekannt waren. Heute wissen wir, das immer acht aufeinanderfolgende Elemente als eine Oktave bzw. eine Periode. Das neunte Element ist dann gewissermaßen ein Wiederholer.

Ein neuartiges Ordnungs-System wurde 1869 vom russischen Chemiker Dimitri Iwanowitsch MENDELEJEW (1834 – 1907) und unabhängig wenig später auch von Lothar MEYER (1830 – 1895) beschrieben. Insgesamt gebührt MENDELEJEW der größere Teil des Ruhms für die Entwicklung seines genialen rechteckigen (zwei-dimensionalen) Periodensystems der Elemente (PSE). MEYER blieb bei einer traditionellen ein-dimensionalen Element-Tabelle. Er definierte die charakteristischen Element-Gruppen (1864).

Aus verschiedenen Listen der Elemente mit aufsteigenden Atom-Gewichten (– die nun genauer bekannt waren –) und den charakteristischen Element-Eigenschaften (Sauerstoff- und Wasserstoff-Verbindungen), wurde nun eine zwei-dimensionale Anordnung. Sie bezog sowohl die Atom-Gewichte als auch die sich wiederholende physikalische und chemische Eigenschaften in die Systematisierung ein. Das ging sogar soweit, dass Elemente scheinbar in der falschen Reihenfolge standen, wenn man ausschließlich die Atom-Massen betrachten würde. So stellte MENDELEJEW das Kalium mit seiner Atom-Masse von 39,1 hinter das schwerere Argon (39,95). Das Kalium passte auf Grund seiner Eigenschaften einfach besser in die I. Hauptgruppe. Heute können wir die richtige Einordnung über die tatsächlich vorhandene Protonen-Zahl nur bestätigen. Die größere Atommasse von Argon hat etwas mit der erhöhten Anzahl der Neutronen im Atomkern zutun.

Als laufende Reihenfolge wurde dann schließlich die lückenlose Element-Folge von Henry MOSELEY (1903) benutzt, die auf der Kern-Ladungs-Zahl der Atome beruht.

Reihe	Gruppe							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
	X_2O	XO	X_2O_3	XO_2	X_2O_5	XO_3	X_2O_7	XO_4
				XH_4	XH_3	XH_2	XH	
1	H							
2	Li	Be	B	C	N	O	F	
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	
4	K	Ca		Ti	V	Cr	Mn	Fe, Co, Ni, Cu
5	(Cu)	Zn			As	Se	Br	
6	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo		Ru, Rh, Pd, Ag
7	(Ag)	Cd	n	Sn	Sb	Te	J	
8	Cs	Ba	La	Ce	? Di			
9								
10			Yb		Ta	W		Os, Ir, Pt, Au
11	(Au)	Hg	Tl	Pb	Wi			
12				Th		U		

MENDELEJEWS Anordnung der Elemente

Aufgaben:

1. ***Gibt es noch weitere Abweichungen vom Ordnungs-Prinzip der aufsteigenden Atom-Masse im PSE?***

für die gehobene Anspruchsebene:

2. ***Berechnen Sie die Atom-Masse für die mittleren Elemente aus den oben genannten Triaden! Ermitteln Sie auch den prozentualen Fehler zum realen Wert!***

Ende des 19. Jhd. kannte man nur 63 Elemente. MENDELEJEWS Periodensystem diente vorrangig (damals) zur Vorhersage noch unbekannter Elemente und Eigenschaften.
So existierte damals noch eine Lücke zwischen Silicium und Zinn. MENDELEJEW vermutete hier ein weiteres Element, welches er Eka-Silicium nannte. Er sagte verschiedene Eigenschaften von Eka-Silicium voraus. Dazu gehörten Atom-Masse, Schmelzpunkt, Farbe und einige chemische Eigenschaften. Als 1886 der deutsche Chemiker WINKLER ein neues Element entdeckte, welches er Germanium nannte. Passte dieses sehr gut an die Stelle von Eka-Silicium. Die vorhergesagten und gefundenen Eigenschaften stimmten ebenfalls recht gut überein.

Element **Merkmal / Eigenschaft**	**Eka-Silicium (Es)**	**Germanium (Ge)**	**Fehler** (Abweichung in Prozent)
Atom-Masse	72	72,6	-0,8
Dichte [g/cm^3]	5,5	5,36	+2,6
molares Atom-Volumen [cm^3/g]	13	13,2	-1,5
Aussehen	dunkelgrau	grau	
Verhalten beim Erhitzen	schwer schmelzbar	sublimiert bei hohen Temperaturen, ohne zu schmelzen	
Herstellung	aus dem Oxid reduzierbar	aus dem Oxid reduzierbar	
Formel des Oxids	EsO_2	GeO_2	
Dichte des Oxids [g/cm^3]	4,7	4,7	0,0
Formel des Chlorids	$EsCl_4$	$GeCl_4$	
Dichte des Chlorids [g/cm^3]	1,9	1,887	+0,2
Siedepunkt des Chlorids [°C]	90	86	+4,7

Zeit der Entdeckung	vor 1800	1800-1849	1850-1899	1900-1949	1950-1999

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 H 1.0079																	2 He 4.0026
3 Li 6.941	4 Be 9.0122											5 B 10.811	6 C 12.011	7 N 14.007	8 O 15.999	9 F 18.998	10 Ne 20.180
11 Na 22.990	12 Mg 24.305											13 Al 26.982	14 Si 28.086	15 P 30.974	16 S 32.065	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948
19 K 39.098	20 Ca 40.078	21 Sc 44.956	22 Ti 47.867	23 V 50.942	24 Cr 51.996	25 Mn 54.938	26 Fe 55.845	27 Co 58.933	28 Ni 58.693	29 Cu 63.546	30 Zn 65.38	31 Ga 69.723	32 Ge 72.64	33 As 74.922	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.798
37 Rb 85.468	38 Sr 87.62	39 Y 88.906	40 Zr 91.224	41 Nb 92.906	42 Mo 95.96	43 Tc -	44 Ru 101.07	45 Rh 102.91	46 Pd 106.42	47 Ag 107.87	48 Cd 112.41	49 In 114.82	50 Sn 118.71	51 Sb 121.76	52 Te 127.60	53 I 126.90	54 Xe 131.29
55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57-71	72 Hf 178.49	73 Ta 180.95	74 W 183.84	75 Re 186.21	76 Os 190.23	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.97	80 Hg 200.59	81 Tl 204.38	82 Pb 207.2	83 Bi 208.98	84 Po -	85 At -	86 Rn -
87 Fr -	88 Ra -	89-103	104 Rf -	105 Db -	106 Sg -	107 Bh -	108 Hs -	109 Mt -	110 Ds -	111 Rg -							

57 La 138.91	58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm -	62 Sm 150.36	63 Eu 151.96	64 Gd 157.25	65 Tb 158.93	66 Dy 162.50	67 Ho 164.93	68 Er 167.26	69 Tm 168.93	70 Yb 173.05	71 Lu 174.97
89 Ac -	90 Th 232.04	91 Pa 231.04	92 U 238.03	93 Np -	94 Pu -	95 Am -	96 Cm -	97 Bk -	98 Cf -	99 Es -	100 Fm -	101 Md -	102 No -	103 Lr -

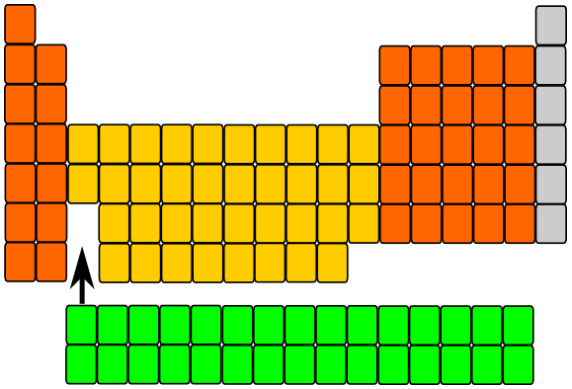
Q: http://old.iupac.org/reports/periodic_table/index.html (leicht geänd.: dre)

4.4.1. Bau-Prinzipien des Periodensystems der Elemente

Heute wissen wir, dass der Atom-Bau die Grundlage des Ordnungs-Prinzips im PSE ist. Die sich wiederholenden bzw. systematisch ändernden Eigenschaften sind nur abgeleitete Merkmale.
Als primäres Ordnungs-Prinzip hatte sich ja schon früher die Atom-Masse bewährt. Das jeweils folgende Element besitzt ein Proton mehr im Atom-Kern. Trotzdem steigt die Atom-Masse meist um mehrere Atom-Masse-Einheiten (atomare Massen-Einheit u; 1 u = 1,7 * 10^{-27} kg), da neben dem zusätzlichen Proton üblicherweise auch ein oder mehrere Neutronen mit in den Kern eingebaut sind. Je Proton und Neutron steigt das Atom-Gewicht um eine Einheit (1 u), das zusätzliche Gewicht der Elektronen kann vernachlässigt werden, da es drei Zehnerpotenzen kleiner ist
Zusätzliche Abweichungen ergeben sich aber auch dadurch, dass ein Element aus mehreren Isotopen (Atome eines Elementes mit unterschiedlicher Neutronen-Zahl bzw. Nukleonen-Zahl) zusammengesetzt sein kann. Desweiteren sind die jeweiligen prozentualen Anteile der Isotope bei jedem Element verschieden, so dass sich hieraus nochmals Abweichungen ergeben.
RYDBERG führte 1897 eine Positions-Nummer für jedes Element ein und manifestierte damit die Reihenfolge. Er nannte diese Ordnungszahl. Als Formelzeichen verwenden wir heute den Buchstaben Z.
1913 gelang es MOSELEY mit Hilfe von RÖNTGEN-Spektren die Ordnungszahl der Elemente unabhängig vom PSE festzulegen. Er stellte auch den direkten Bezug zwischen der Ordnungszahl und der Protonen-Zahl her.
BOHR und CHADWICK konnten später die Ordnungszahl bzw. die dafür ursächliche Protonen-Zahl theoretisch bzw. praktisch beweisen.
Basierend auf seinem Atom-Modell unterteilte BOHR die Elemente im PSE in vier große Gruppen / Typen:

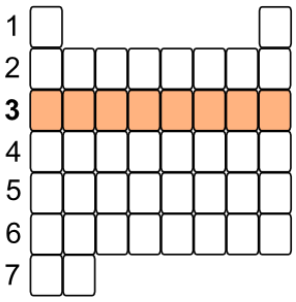
Typ	Bezeichnung	Merkmale	
1	**Edelgase**	s- und p-Niveaus voll besetzt	
2	**Normal-Elemente** (Haupt-Elemente, repräsentative Elemente)	alle außer das äußerste Niveau sind voll besetzt	hierzu gehören alle Nichtmetalle
3	**Übergangs-Elemente**	äußere Niveaus sind nicht voll besetzt, die d-Niveaus werden schrittweise aufgefüllt	alle sind Metalle
4	**innere Übergangs-Elemente**	äußere s- und p-Niveaus sind gleich besetzt, Auffüllung erfolgt schrittweise im f-Niveau	

Die einzelnen Element-Typen sind durch mehr oder weniger charakteristische Merkmale gekennzeichnet.
Am deutlichsten wird dies vielleicht für die Edelgase, die chemisch praktisch nicht reagieren. Bei den Übergangs-Elementen, wie auch bei den inneren Übergangs-Elementen, sind es besonders die Bildung von mehreren Arten von Ionen, die eine Vielzahl von fein differenzierten chemischen Reaktionen einer Reaktions-Klasse (Redox-Reaktionen) zulassen.



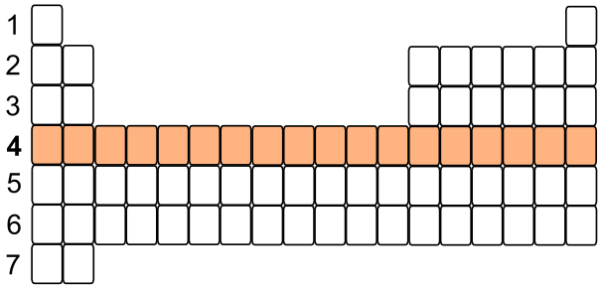
Lage der Element-Typen (-Gruppen) nach BOHR im Periodensystem der Elemente

Das Periodensystem der Elemente wird in Perioden und Gruppen eingeteilt. Die Perioden entsprechen den Zeilen. Aus dem Atombau wird die Zuordnung eines Elementes über die mit Elektronen besetzten Schalen (BOHRsches Atom-Modell) vorgenommen. Ein Element in der 3. Periode besteht aus Atomen, welche die Elektronen-Schalen K, L und M besetzt haben. Dies sind die drei inneren Schalen. Die Außen-Elektronen der Elemente der 3. Periode liegen somit immer auf der dritten Schale.
Die Perioden werden entweder mit arabischen Zahlen oder mit den Schalen-Buchstaben aus dem BOHRschen Atom-Modell gekennzeichnet.



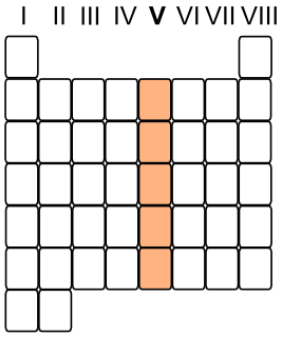
3. Periode (Periode 3) im Kurzperiodensystem

Für viele Zwecke benötigt man nur die Normal-Elemente.
Werden nur sie in einem kleinen Periodensystem dargestellt, sprechen wir vom Kurzperiodensystem.
Im sogenannten Langperiodensystem werden zusätzlich noch die Übergangs-Elemente mit angezeigt. Der Name kommt von der breiten oder besser länglichen Darstellung.



4. Periode (Periode 4) im Langperiodensystem

Nach der Anzahl der Außen-Elektronen werden die Elemente in Gruppen eingeordnet. Sie sind die Spalten im Periodensystem der Elemente. Zur Kennzeichnung werden hier römische Zahlen benutzt. Jedes Element in der V. Gruppe besitzt also fünf Außen-Elektronen. Sie bestimmen das chemische Verhalten. Hauptsächlich deswegen wurden die Elemente ja auch von MENDELEJEW zu einer Einheit zusammengefasst.
Die charakteristischen Eigenschaften haben zu speziellen Namen für die Gruppen geführt. Die Gruppe der Edelgase – also die Elemente der VIII. (Haupt-)Gruppe – sind für viele ein Begriff.



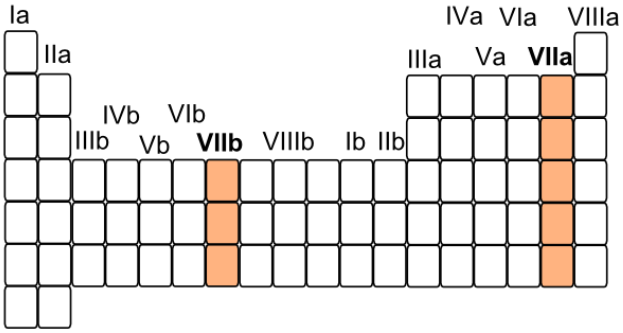
V. (Haupt-)Gruppe im Kurzperiodensystem

Haupt-gr.	Kürzel	Spalten-Nr.	Benennung	(Außen-)Elektronen-Konfiguration	typische(r) Vertreter
I.	Ia	1	Alkali-Metalle	s↑ p□□□	Na, K
II.	IIa	2	Erdalkali-Metalle	s↑↓ p□□□	Mg, Ca
III.	IIIa	13	Bor-Gruppe / Erd-Metalle	s↑↓ p↑□□	Al
IV.	IVa	14	Cohlenstoff-Gruppe	s↑↓ p↑↑□	C, Si
V.	Va	15	Stickstoff-Gruppe	s↑↓ p↑↑↑	N_2, P
VI.	VIa	16	Sauerstoff-Gr. (Chalkogene)	s↑↓ p↑↓↑↑	O_2, S
VII.	VIIa	17	Halogene (Salzbildner)	s↑↓ p↑↓↑↓↑	Cl_2, Br_2
VIII.	VIIIa	18	Edelgase (Edelgas-Gruppe)	s↑↓ p↑↓↑↓↑↓	He, Ne

Nach dem erweiterten Atom-Modell nach BOHR-SOMMERFELD und SCHRÖDINGER befinden in den Gruppen des Kurzperiodensystems nur die mit s- und p-Außen-Elektronen.

Bei ihnen befinden sich die äußersten Elektronen also auf s- oder p-Orbitalen. Da auf den s- und p-Orbitalen insgesamt maximal acht Elektronen Platz finden gilt hier die Oktett-Regel im namentlichen Sinne. In den Kurzperioden finden wir somit auch nur acht Elemente.

Im Langperiodensystem tauchen zweimal Elemente z.B. mit sieben Außen-Elektronen auf. Handelt es sich um sogenannte Normal-Elemente (nach BOHR), dann sprechen wir auch von Hauptgruppen-Elemente. Sie stehen alle in der siebenten Hauptgruppe. Zur sicheren Unterscheidung gibt man den Buchstaben a (od. A) hinter der Gruppen-Nummer mit an.



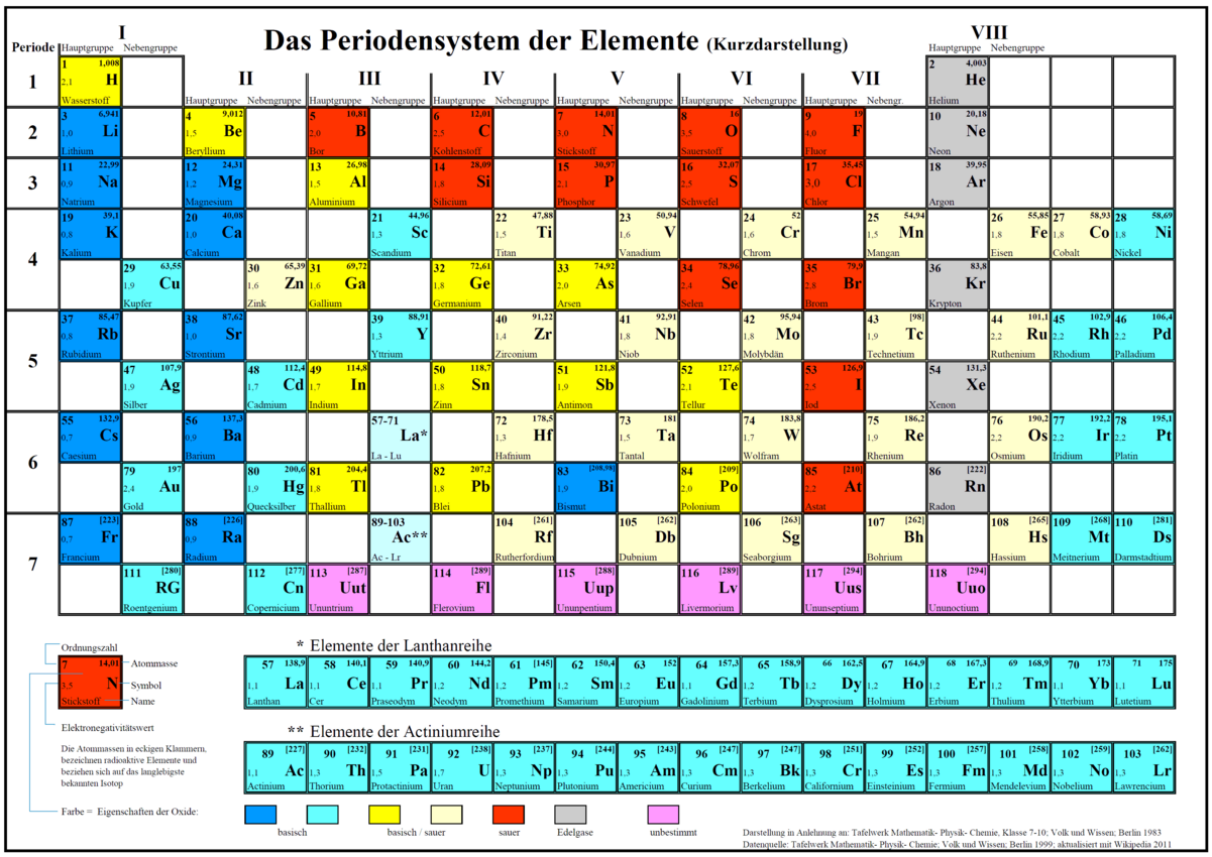
VII. Nebengruppe (VIIb) und VII. Hauptgruppe (VIIa) im Langperiodensystem der Elemente

Im den neuen IUPAC-Periodensystemen (IUPAC .. International Union of pure and applied Chemistry (Internationale Vereinigung für reine und angewandte Chemie)) werden die Gruppen im Langperiodensystem von vorne bis hinten (arabisch) durchnummeriert.

Leider geht dadurch der ursprüngliche Bau-Gedanke verloren. Da uns hier aber gerade der Bezug von Atombau und Anordnung des Periodensystems interessiert, bleiben wir bei der alten Beschriftung mit römischen Zahlen.

Trotz diverser Eigentümlichkeiten finden wir auch bei den Nebengruppen charakteristische Eigenschaften. Sie sind allerdings nicht so markant, wie in den Hauptgruppen.

Eine andere Form des Periodensystems ist die versetzte – fast Schachbrett-artige – Kurzdarstellung (auch als Kurzperiodensystem bezeichnet). Wenn man von den Lanthaniden und Actiniden absieht – die in extra Zeilen notiert werden – sind alle Elemente der Ordnungszahl nach in einer stärker Gruppen-orientierten Form zusammengestellt. Die Hauptgruppen-Elemente stehen innerhalb der Periode immer in der oberen Zeile, die Nebengruppen-Elemente in einer versetzten unteren Zeile.



Q: de.wikipedia.org (Aineias; Volk u. Wissen Verl.)

Während in den Hauptgruppen die Außen-Elektronen immer s- oder p-Elektronen sind, liegen die Außen-Elektronen der Nebengruppen-Elemente pro forma auf den d-Orbitalen. Durch Verschmelzung (Hybridisierung) und spezielle Elektronen-Gruppierungen (→) ergeben sich aber diverse Variabilitäten.
In die Zählung der Außen-Elektronen gehen neben den wirklich außen liegenden d-Elektronen noch die s-Elektronen aus der energetisch darunterliegenden aber höherwertigen (größeren Haupt-Quantenzahl) Schale ein. Bei den Nebengruppen-Elementen der 6. und 7. Periode befinden sich zwischen den d-Orbitalen und dem s-Orbital noch vollbesetzte f-Orbitale. Die sind energetisch so stabil (→ durch Vollbesetzung) und so weit innen, dass sie an chemischen Reaktionen nicht mehr teilnehmen.
Nebengruppen-Elemente besitzen oft mehrere chemische Wertigkeiten. Dies ergibt sich durch eine schrittweise Einbeziehung der s- bzw. d-Orbitale in Bindungen und besondere Effekte, die sich aus voll- oder halb-besetzten Haupt-Orbitalen ergeben.

Nebengruppen od. Übergangs-Metalle

Nebengruppe	Kürzel	Benennung	typische(r) Vertreter
I. Nebengruppe	Ib	Cupfer-Gruppe	Cu, Ag, Au
II. Nebengruppe	IIb	Zink-Gruppe	Zn
III. Nebengruppe	IIIb	Scandium-Gruppe	Sc
IV. Nebengruppe	IVb	Titan-Gruppe	Ti
V. Nebengruppe	Vb	Vanadium-Gruppe	V
VI. Nebengruppe	VIb	Chrom-Gruppe	Cr
VII. Nebengruppe	VIIb	Mangan-Gruppe	Mn
VIII. Nebengruppe	VIIIb	Eisen- und Platin-Metalle	Fe, Co, Ni

Für die Schul-Chemie spielen die Super-Nebengruppen – auch als Lanthaniden und Actiniden bezeichnet – kaum eine Rolle. In der technischen Nutzung sieht das heute ganz anders aus. Diese Elemente werden auch als seltene Erden geführt. Ohne sie läuft in der modernen Elektronik oder HiTech-Produktion nichts mehr.
Die Lanthaniden (Lanthanoide) sind die Elemente mit äußeren 6d-Orbitalen. Elemente mit äußeren 7d-Orbitalen finden wir in der Gruppe der Actiniden (Actinoide) wieder.

s-Block **d-Block**
p-Block **f-Block**

Gruppe

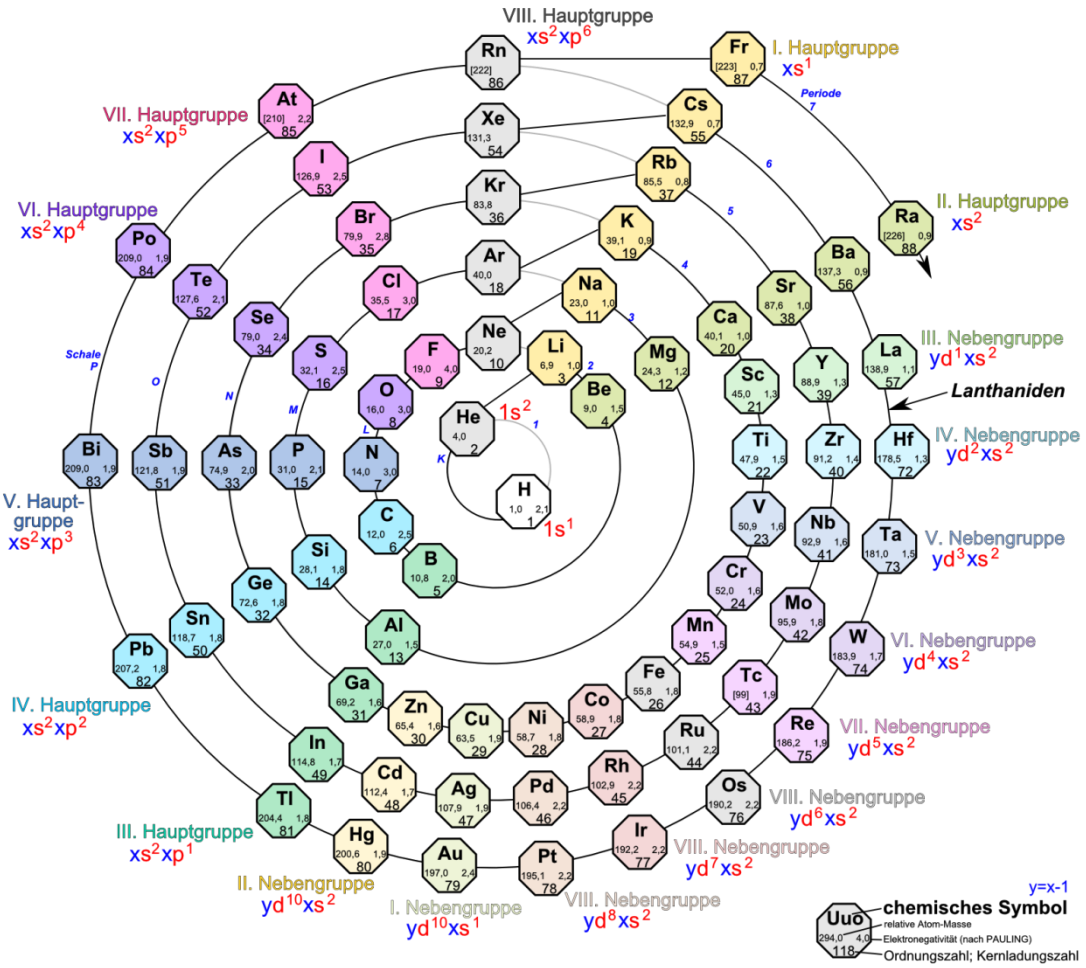
Periode	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H Wasserstoff 1,0079 1																	2 He Helium 4,0026 2
2	3 Li Lithium 6,941 2/1	4 Be Beryllium 9,0122 2/2											5 B Bor 10,811 2/3	6 C Kohlenstoff 12,011 2/4	7 N Stickstoff 14,007 2/5	8 O Sauerstoff 15,999 2/6	9 F Fluor 18,988 2/7	10 Ne Neon 20,180 2/8
3	11 Na Natrium 22,990 2/8/1	12 Mg Magnesium 24,305 2/8/2											13 Al Aluminium 26,982 2/8/3	14 Si Silicium 28,086 2/8/4	15 P Phosphor 30,974 2/8/5	16 S Schwefel 32,065 2/8/6	17 Cl Chlor 35,453 2/8/7	18 Ar Argon 39,948 2/8/8
4	19 K Kalium 39,098 2/8/8/1	20 Ca Calcium 40,078 2/8/8/2	21 Sc Scandium 44,956 2/8/9/2	22 Ti Titan 47,867 2/8/10/2	23 V Vanadium 50,942 2/8/11/2	24 Cr Chrom 51,996 2/8/13/1	25 Mn Mangan 54,938 2/8/13/2	26 Fe Eisen 55,845 2/8/14/2	27 Co Cobalt 58,933 2/8/15/2	28 Ni Nickel 58,693 2/8/16/2	29 Cu Kupfer 63,546 2/8/18/1	30 Zn Zink 65,38 2/8/18/2	31 Ga Gallium 69,723 2/8/18/3	32 Ge Germanium 72,64 2/8/18/4	33 As Arsen 74,922 2/8/18/5	34 Se Selen 78,96 2/8/18/6	35 Br Brom 79,904 2/8/18/7	36 Kr Krypton 83,798 2/8/18/8
5	37 Rb Rubidium 85,468 2/8/18/8/1	38 Sr Strontium 87,62 2/8/18/8/2	39 Y Yttrium 88,906 2/8/18/9/2	40 Zr Zirconium 91,224 2/8/18/10/2	41 Nb Niob 92,906 2/8/18/12/1	42 Mo Molybdän 95,96 2/8/18/13/1	43 Tc Technetium 98,91 2/8/18/13/2	44 Ru Ruthenium 101,07 2/8/18/15/1	45 Rh Rhodium 102,91 2/8/18/16/1	46 Pd Palladium 106,42 2/8/18/18	47 Ag Silber 107,87 2/8/18/18/1	48 Cd Cadmium 112,41 2/8/18/18/2	49 In Indium 114,82 2/8/18/18/3	50 Sn Zinn 118,71 2/8/18/18/4	51 Sb Antimon 121,76 2/8/18/18/5	52 Te Tellur 127,60 2/8/18/18/6	53 I Iod 126,90 2/8/18/18/7	54 Xe Xenon 131,29 2/8/18/18/8
6	55 Cs Cäsium 132,91 2/8/18/18/ 8/1	56 Ba Barium 137,33 2/8/18/18/ 8/2	57-71 siehe unten	72 Hf Hafnium 178,49 2/8/18/32/ 10/2	73 Ta Tantal 180,95 2/8/18/32/ 11/2	74 W Wolfram 183,84 2/8/18/32/ 12/2	75 Re Rhenium 186,21 2/8/18/32/ 13/2	76 Os Osmium 190,23 2/8/18/32/ 14/2	77 Ir Iridium 192,22 2/8/18/32/ 15/2	78 Pt Platin 195,08 2/8/18/32/ 17/1	79 Au Gold 196,97 2/8/18/32/ 18/1	80 Hg Quecksilber 200,59 2/8/18/32/ 18/2	81 Tl Thallium 204,38 2/8/18/32/ 18/3	82 Pb Blei 207,2 2/8/18/32/ 18/4	83 Bi Bismut 208,98 2/8/18/32/ 18/5	84 Po Polonium 209,98 2/8/18/32/ 18/6	85 At Astat (210) 2/8/18/32/ 18/7	86 Rn Radon (222) 2/8/18/32 18/8
7	87 Fr Francium (223) 2/8/18/32/ 18/8/1	88 Ra Radium 226,03 2/8/18/32/ 18/8/2	89-103 siehe unten	104 Rf Rutherfordium (261) 2/8/18/32/ 32/10/2	105 Db Dubnium (262) 2/8/18/32/ 32/11/2	106 Sg Seaborgium (263) 2/8/18/32/ 32/12/2	107 Bh Bohrium (262) 2/8/18/32/ 32/13/2	108 Hs Hassium (265) 2/8/18/32/ 32/14/2	109 Mt Meitnerium (266) 2/8/18/32/ 32/15/2	110 Ds Darmstadtium (269) 2/8/18/32/ 32/17/1	111 Rg Röntgenium (272) 2/8/18/32/ 32/18/1	112 Cn Copernicium (277) 2/8/18/32/ 32/18/2	113 Uut Ununtrium (287) 2/8/18/32/ 32/18/3	114 Uuq Ununquadium (289) 2/8/18/32/ 32/18/4	115 Uup Ununpentium (288) 2/8/18/32/ 32/18/5	116 Uuh Ununhexium (289) 2/8/18/32/ 32/18/6	117 Uus Ununseptium (293) 2/8/18/32/ 32/18/7	118 Uuo Ununoctium (294) 2/8/18/32 32/18/8

Lanthanoide	57 La Lanthan 138,91 2/8/18/18/ 9/2	58 Ce Cer 140,12 2/8/18/19/ 9/2	59 Pr Praseodym 140,91 2/8/18/21/ 8/2	60 Nd Neodym 144,24 2/8/18/22/ 8/2	61 Pm Promethium 146,90 2/8/18/23/ 8/2	62 Sm Samarium 150,36 2/8/18/24/ 8/2	63 Eu Europium 151,96 2/8/18/25/ 8/2	64 Gd Gadolinium 157,25 2/8/18/25/ 9/2	65 Tb Terbium 158,93 2/8/18/27/ 8/2	66 Dy Dysprosium 162,50 2/8/18/28/ 8/2	67 Ho Holmium 164,93 2/8/18/29/ 8/2	68 Er Erbium 167,26 2/8/18/30/ 8/2	69 Tm Thulium 168,93 2/8/18/31/ 8/2	70 Yb Ytterbium 173,05 2/8/18/32/ 8/2	71 Lu Lutetium 174,97 2/8/18/32/ 9/2
Actinoide	89 Ac Actinium (227) 2/8/18/32/ 18/9/2	90 Th Thorium 232,04 2/8/18/32/ 18/10/2	91 Pa Protaktinium 231,04 2/8/18/32/ 20/9/2	92 U Uran 238,03 2/8/18/32/ 21/9/2	93 Np Neptunium 237,05 2/8/18/32/ 22/9/2	94 Pu Plutonium (244,10) 2/8/18/32/ 24/8/2	95 Am Americium (243,10) 2/8/18/32/ 25/8/2	96 Cm Curium (247,10) 2/8/18/32/ 25/9/2	97 Bk Berkelium (247,10) 2/8/18/32/ 25/10/2	98 Cf Californium (251,10) 2/8/18/32/ 28/8/2	99 Es Einsteinium (254,10) 2/8/18/32/ 29/8/2	100 Fm Fermium (257,10) 2/8/18/32/ 30/8/2	101 Md Mendelevium (258) 2/8/18/32/ 31/8/2	102 No Nobelium (259) 2/8/18/32/ 32/8/2	103 Lr Lawrencium (260) 2/8/18/32/ 32/9/2

Q: commons.wikimedia.org (Dr.cueppers et al; leicht geänd.: dre)

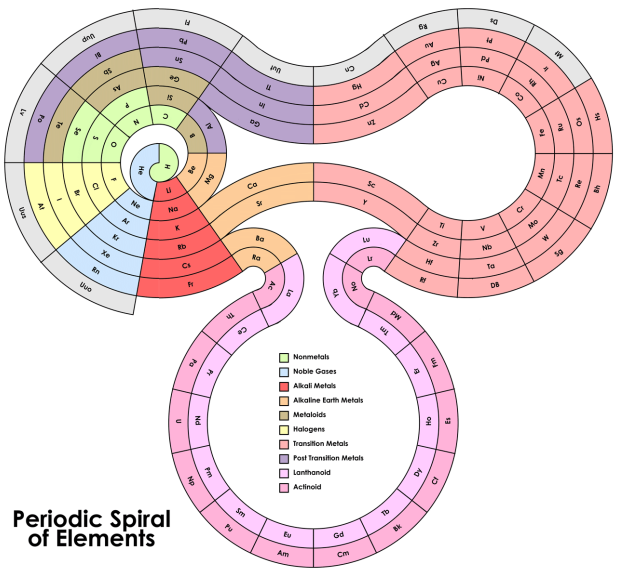
4.4.1.1. alternative Aufbau-Prinzipien und Darstellungen für Perioden-systeme

Muss das PSE eigentlich immer so rechteckig aussehen? Nein natürlich nicht. Es gibt auch andere Darstellungs-Möglichkeiten. Beschränkt man sich z.B. auf die wirklich Schul-relevanten Elemente, dann könnte das PSE auch so aussehen:



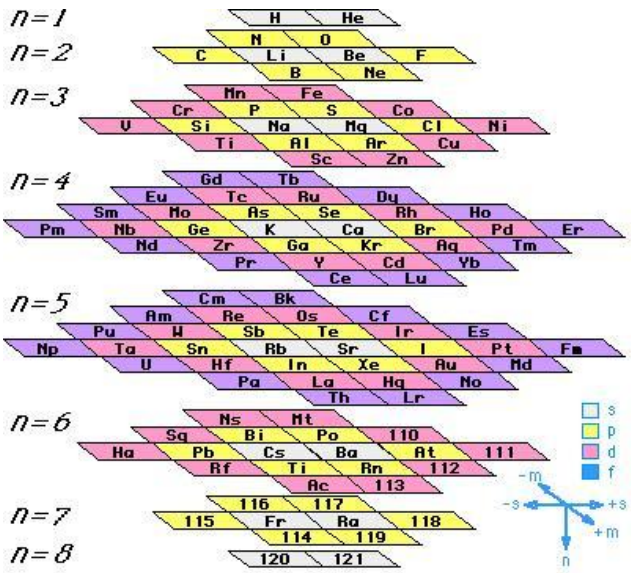
radiales Periodensystem der (Schul-relevanten) Elemente (DREWS)

Als grundlegende Prinzipien wurde hier die klassischen Haupt- und Neben-Gruppen sowie die Perioden benutzt. Zusätzlich wird in den Kreis-förmig gehaltenen Perioden ein Bezug zu den Schalen der Atome hergestellt. Es entsteht quasi ein spiralförmiges Periodensystem, dass man bei weniger Wert auf die Atom-Schalen zu einem blasigen System weiterentwickeln kann. Die Hauptgruppen-Elemente bilden das linke (obere) Spiral-System. Die linke Blasen-Struktur beinhaltet die Nebengruppen-Elemente und die untere Aufwölbung wird durch die Actiniden und Lanthaniden gebildet.

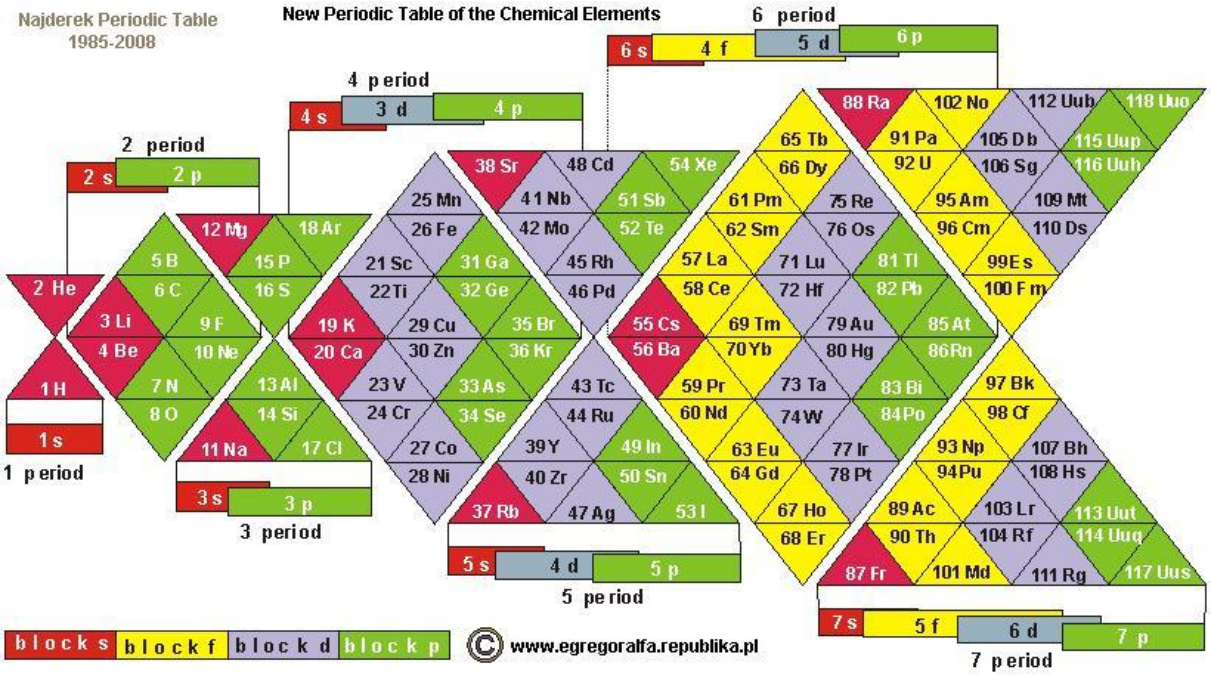


spiralförmiges Periodensystem
Q: www.chartgeek.com

Den Bau der Atom-Hülle – und dort besonders die Elektronen-Konfiguration wird beim folgenden Periodensystem als Darstellungs-Grundlage verwendet. Für chemische Verwendungen ist dieses Periodensystem weniger geeignet.
Von Paweł NAJDEREK wurden neben der Elektronen-Konfiguration auch noch ein wenig Kunst mit ins Spiel gebracht. Das an ESCHER-Kunstwerke angelehnte Periodensystem sieht man ganz anders aus, bringt aber wenig Zusatz-Informationen und ist etwas schwer zu durchschauen. Für das Erkennen von Gesetzmäßigkeiten und Regeln ist es kaum geeignet.

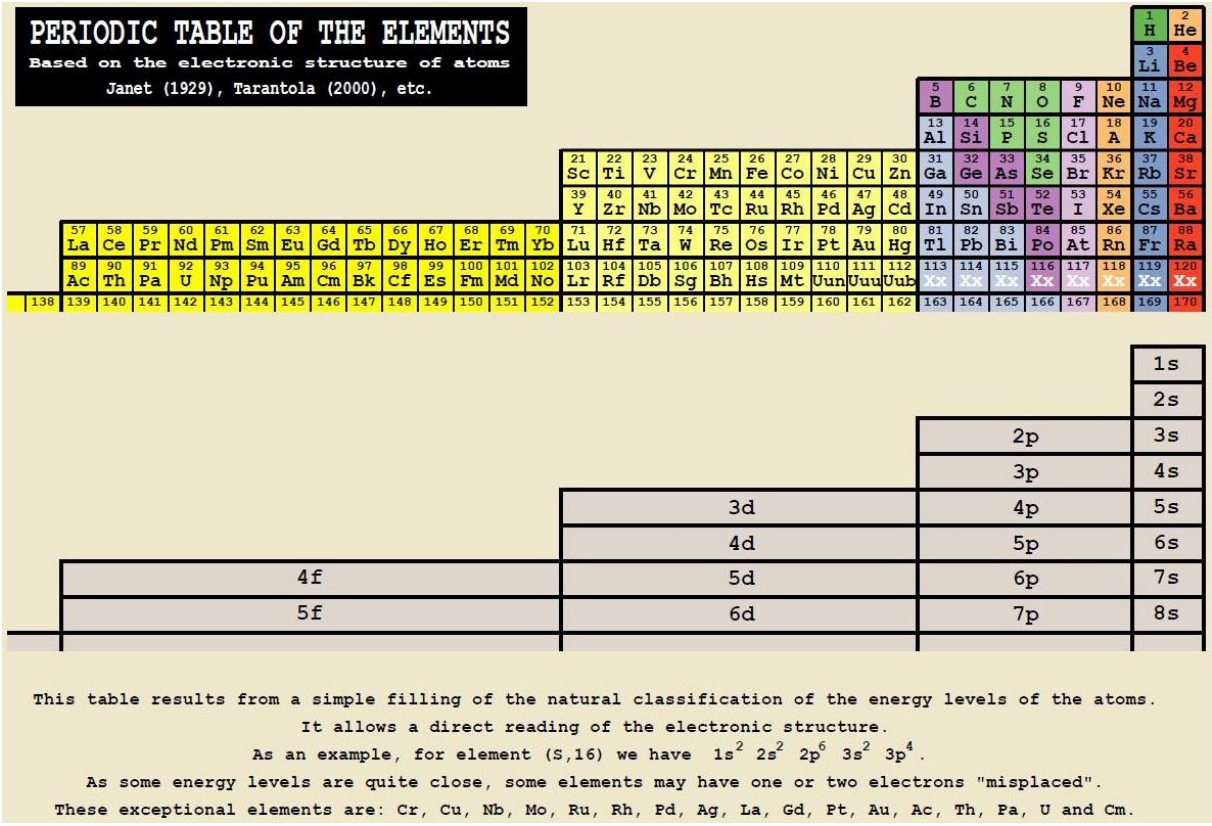


Physik-orientiertes Periodensystem
Q: www.chemistry-blog.com (Timmothy Stowe)



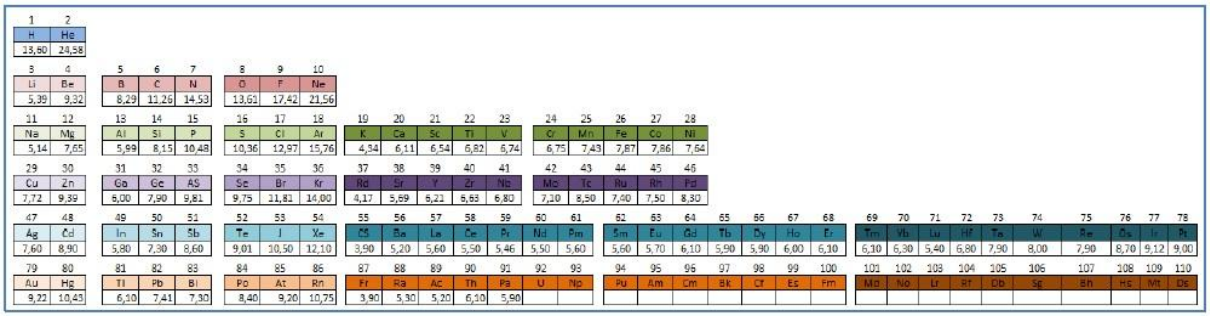
Periodensystem von Paweł Najderek im ESCHER-Stil

Das Periodensystem von JANET (1929) orientiert sich praktisch vollständig auf dem Auffüll-Prinzip der Orbitale.



Q: www.chemistry-blog.com (leicht geänd.: dre

Eine ebenfalls interessante Variation ist das sogenannte "Neue Periodensystem". Es verkehrt die Graphik ein wenig um und betont ebenfalls die Elektronen-Konfiguration mehr als das Original von MENDELEJEW. Als ein grundlegendes Prinzip werden hier die Ionisierungs-Energien mit einbezogen.



Q: www.per-table.com

Aber die klassische Version hat sich in der breiten Praxis durchgesetzt und in Schule und Wissenschaft gleichermaßen genutzt. Der geringe Platzbedarf und die einfachen, verständlichen Aufbau-Prinzipien sind bei der klassischen Version sicher unschlagbare Vorteile.
Im Internet finden sich auch noch einige lustige und Zweck-entfremdete Perioden-Systeme. Die sind sicher nicht wissenschaftlich haltbar, aber Spaß muss auch erlaubt sein.

Aufgaben:

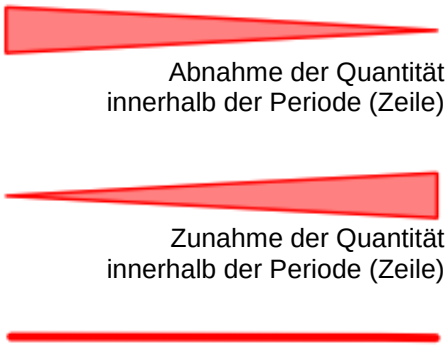
1. ***Geben Sie die Bauprinzipien des oben angegebenen Periodensystems an!***
2. ***Ordnen Sie die neuen IUPAC-Gruppen-Nummern den farbigen Speichen zu!***
3. ***Manchmal wurden bei den Elektronen-Konfigurationen für die Orbital-Nummer ein x und manchmal auch ein y verwendet. Ist dem Autor hier ein Fehler unterlaufen oder was soll hier ausgedrückt werden? Begründen Sie Ihre Meinung!***
4. ***Welche Vor- und Nachteile sehen Sie im oben angegebenen radialen Periodensystem (DREWS) der (Schul-relevanten) Elemente.***

4.4.2. Gesetzmäßigkeiten und systhematische Zusammenhänge im PSE

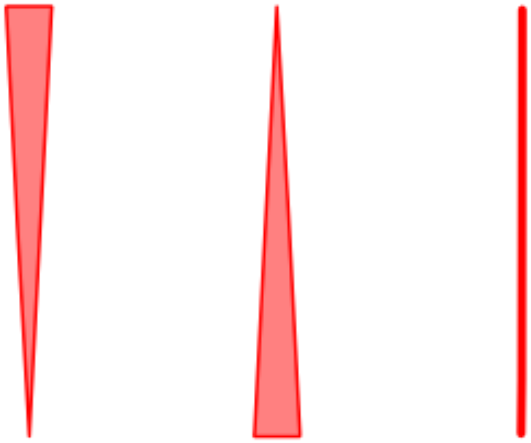
Eine der Ausgangs-Bedingungen für die Erstellung des Periodensystems durch MENDELEJEW war die Regelmäßigkeit bestimmter Eigenschaften innerhalb der Elemente. Diese wollen wir uns hier noch einmal detailliert ansehen.
Im Allgemein werden die Edelgase bei den Betrachtungen ausgeklammert. Sie stellen einfach eine herausgehobene Gruppe dar.

innerhalb einer Periode verändern sich bestimmte Element-Eigenschaften gesetzmäßig
in anderen Perioden wiederholen sich die Veränderungen der Element-Eigenschaften ähnlich

In den nachfolgen schematischen PSE-Abbildungen kennzeichnen wir die quantitativen Veränderungen durch Balken mit veränderlicher Dicke. Beachten Sie, dass es sich nicht um Pfeile handelt. Die Dicke gibt die relative Ausprägung der betrachteten Eigenschaft wieder. Kleine Unregelmäßigkeiten werden dabei einfach übergangen, um die Grund-Prinzipien deutlich zu machen.



auch innerhalb einer Gruppe und zu den nächsten Gruppen hin gibt es solche Effekte
charakteristisch ist aber ein ähnliches chemisches Verhalten der Elemente einer Gruppe
besonders deutlich bei den Hauptgruppen-Elementen



Abnahme in der Gruppe | Zunahme in der Gruppe | keine Veränderung

Aufgaben:

1. *Geben Sie an, welchen Quantitäts-Balken Sie für die folgenden Sachverhalte nutzen würden! Begründen Sie Ihre Wahl!*
   a) Veränderung der Ordnungszahl innerhalb der Periode
   b) Protonen-Anzahl eines Atoms des Elementes innerhalb der Gruppe
   c) Anzahl der Außen-Elektronen innerhalb der Periode
   d) Anzahl der Außen-Elektronen innerhalb einer beliebigen Gruppe
2. *Prüfen Sie an, ob die Veränderungen für jede Periode / jede Gruppe gültig sind!*

4.4.2.1. Atom-Größe

Atom-Radius [pm]

HGr. Per.	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	$_{1}$H 25							$_{2}$He 150
2	$_{3}$Li 152	$_{4}$Be 112	$_{5}$B 88	$_{6}$C 77	$_{7}$N 70	$_{8}$O 66	$_{9}$F 64	$_{10}$Ne 160
3	$_{11}$Na 186	$_{12}$Mg 160	$_{13}$Al 143	$_{14}$Si 117	$_{15}$P 110	$_{16}$S 104	$_{17}$Cl 99	$_{18}$Ar 190
4	$_{19}$K 231	$_{20}$Ca 197	$_{31}$Ga 122	$_{32}$Ge 123	$_{33}$As 125	$_{34}$Se 116	$_{35}$Br	$_{36}$Kr 200
5	$_{37}$Rb 244	$_{38}$Sr 215	$_{49}$In 136	$_{50}$Sn 151	$_{51}$Sb 145	$_{52}$Te 143	$_{53}$I	$_{54}$Xe 220
6	$_{55}$Cs 262	$_{56}$Ba 217	$_{81}$Tl 170	$_{82}$Pb 175	$_{83}$Bi 155	$_{84}$Po	$_{85}$At	$_{86}$Rn
7	$_{87}$Fr 260	$_{88}$Ra 220						

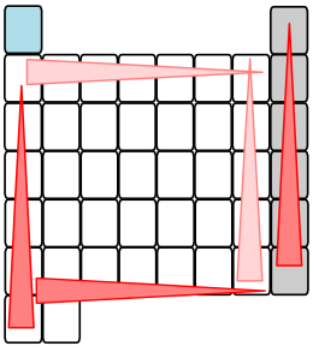
Daten-Q: /15, S. 27/, /17/, de.wikipedia.org

Größen-Ordnung von Atom-Radien
Nach allen Bestimmungs-Methoden sind Atom-Radien von der Größen-Ordnung 10^{-10} m (= 10^{-8} cm = 10^{-7} mm = 10^{-4} µm = 100 pm).
Die Größe von Atomen wird statt in der SI-Einheit Meter in der veralteten Größe Å für ÅNGSTRÖM angegeben. 1 Å = 100 pm = 10^{-10} m

spezielle Atom-Radien aus speziellen Mess-Methoden

über Struktur-Untersuchungen kristalliner Stoffe erhält man die Atom-Radien durch Zweiteilung der Atom-Abstände
bei Metallen wird der geteilte Atom-Abstand metallischer Atom-Radius genannt
aus dem Atom-Abstand von Molekülen berechnet man die kovalenten Radien der Atome

Wie man aus der vorstehenden Übersicht sehr gut ablesen kann, nehmen in den Hauptgruppen die Atom-Radien von oben nach unten (also mit steigender Ordnungs-Zahl) zu. Da die Atome ja auch mit jeder höheren Periode auch eine zusätzliche – weiter außen liegende – Elektronen-Schale enthalten, erscheint das auch logisch.
Innerhalb der Perioden nimmt der Atom-Radius ab. Dies kommt uns auf den ersten Blick doch etwas komisch vor. Aber wegen der stärkeren Anziehung von immer mehr Ladungs-Trägern (Protonen im Kern und Elektronen in der Hülle) ist auch das erklärbar. Die Anziehungskraft, der immer mehr vorhandenen Protonen auf das einzelne Elektron verstärkt sich immer mehr. Die Elektronen werden dadurch näher zum Kern gezogen. In der Konsequenz ergibt sich eine kleinere Atom-Hülle, also auch ein kleiner Atom-Radius.

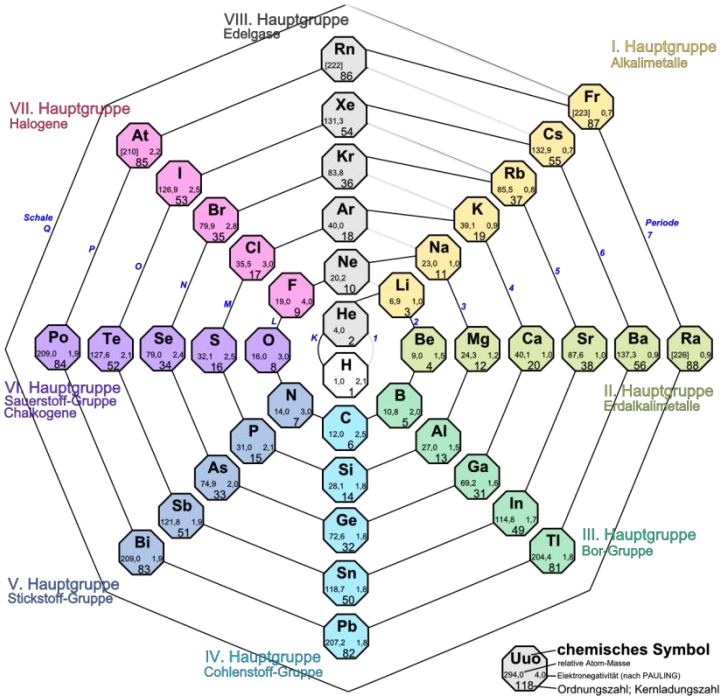


Veränderung der Atom-Radien
im Kurzperiodensystem

Aufgaben für die gehobene Anspruchsebene:

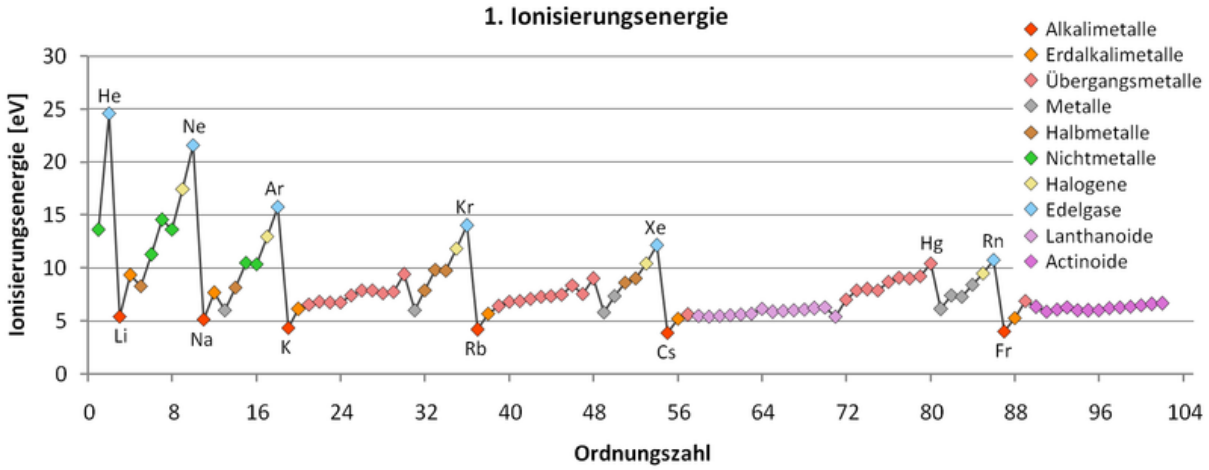
Hinweis: Wir betrachten in den folgenden Aufgaben nur die Kurzform des radialen PSE – also nur die Hauptgruppen (ähnlich, wie in der klassischen Darstellung oben)! Unten ist eine entsprechende Version des radialen PSE angegeben.

1. Zeichen Sie in einem skizzierten radialen PSE die Quantitäts-Pfeile bzw. –Balken für die Ordnungszahl (Kernladungszahl) ein! Erklären Sie anderen Kursteilnehmern, warum Sie die Quantitäts-Anzeiger so eingezeichnet haben!
2. Wie müssen die Quantitäts-Balken bzw. –Pfeile für die Atom-Radien im radialen Periodensystem aussehen! Geben Sie für jeden Quantitäts-Anzeiger eine Begründung an!



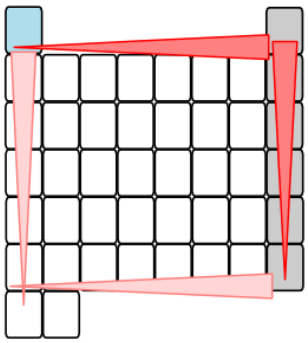
4.4.2.2. Ionisierungs-Energien

Die Ionisierungs-Energie ist die Energie, die benötigt wird, um ein (bestimmtes) Elektron aus der Atom-Hülle eines Atoms zu entfernen (Das Elektron wird soweit vom Kern entfernt, bis dieser praktisch keinen Einfluss mehr auf dessen Bewegung hat.)
Für Chemiker sind vor allem die Ionisierungs-Energien der Außen-Elektronen interessant, da diese ja an den chemischen Reaktionen beteiligt sind.



Q: de.wikipedia.org (Sponk)

Nun wissen wir auch schon, dass gar nicht alle Atome so gerne Elektronen abgeben. Denken wir z.B. an das Chlor. Sie sind eher bestrebt, Elektronen aufzunehmen. Trotzdem sind Physiker natürlich in der Lage aus jedem Atom ein Elektron zu entfernen – koste es (Energie) was es wolle.
Somit ist auch die 1. Ionisierungs-Energie – also die Entfernung eines / des ersten Elektrons aus der Hülle – für jedes Atom ermittelbar. Das bietet uns die Möglichkeit die Ionisierungs-Energie über das gesamte Periodensystem zu verfolgen.
Innerhalb der Perioden nimmt die Ionisierungs-Energie immer mehr zu. Es wird immer schwieriger ein Elektron aus dem Atom zu entfernen. Wir wissen ja auch schon, dass bei den Atomen der höheren Gruppen eher die Tendenz zu verzeichnen ist, ein Elektron aufzunehmen, da ist sehr viel Energie notwendig, um solchen Atomen ein Elektron zu entreißen. Die Elemente der niederen Gruppen haben von sich aus schon die Tendenz die wenigen Außen-Elektronen loszuwerden, um für sich eine energetisch günstigere Elektronen-Konfiguration zu erreichen.



Veränderung der 1. Ionisierungs-Energie im Kurzperiodensystem

In den höheren Perioden wird es immer einfacher, die weit von Kern entfernten Elektronen aus der Hülle zu entfernen. Innerhalb der Gruppen wird die dafür benötigte Energie immer kleiner werden. Also nimmt die Ionisierungs-Energie innerhalb der Gruppen immer ab.
Die Möglichkeit – ein Elektron aus der Hülle abzugeben – ist aber unter natürlichen Bedingungen (in der praktischen Chemie) nicht für jedes Atom realisierbar. Besonders die Elemente der VI. und VII. Hauptgruppe nehmen lieber Elektronen auf. Wenn man sich die Veränderung der Ionen-Radien im PSE anschauen will, dann muss man die wirkliche Ionen-Bildung mit beachten.
Trotzdem ergeben sich Tendenzen, die für die Kationen- bzw. Anionen-Bildner gelten, als auch solche die für beide Ionen-Arten unabhängig voneinander gelten. In jedem Fall nimmt die Ionen-Größe (Radius) innerhalb der Periode für eine Ionen-Art immer ab. Innerhalb der Gruppe gilt, dass die gleichartigen Ionen immer größer werden. Dies darf aber nicht darüber

hinwegtäuschen, dass viele Atome niemals Kationen bzw. andere keine Anionen bilden werden.

Ionen-Radius [pm]

HGr. / Per.	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	$_{1}$H							$_{2}$He
2	$_{3}$Li 74 (+)	$_{4}$Be 35 (2+)	$_{5}$B 23 (3+)	$_{6}$C 16 (4+)	$_{7}$N 16 (3+)	$_{8}$O 140 (2-)	$_{9}$F 131 (-)	$_{10}$Ne
3	$_{11}$Na 102 (+)	$_{12}$Mg 72 (2+)	$_{13}$Al 53 (3+)	$_{14}$Si 40 (4+)	$_{15}$P 44 (3+)	$_{16}$S 184 (2-)	$_{17}$Cl 181 (-)	$_{18}$Ar
4	$_{19}$K 138 (+)	$_{20}$Ca 99 (2+)	$_{31}$Ga 62 (3+)	$_{32}$Ge 53 (4+)	$_{33}$As 58 (3+)	$_{34}$Se 198 (2-)	$_{35}$Br 195 (-)	$_{36}$Kr
5	$_{37}$Rb 149 (+)	$_{38}$Sr 112 (2+)	$_{49}$In 81 (3+)	$_{50}$Sn 71 (4+)	$_{51}$Sb 76 (3+)	$_{52}$Te 221 (2-)	$_{53}$I 216 (-)	$_{54}$Xe
6	$_{55}$Cs 170 (+)	$_{56}$Ba 136 (2+)	$_{81}$Tl 150 (+)	$_{82}$Pb 118 (2+)	$_{83}$Bi 102 (3+)	$_{84}$Po 67 (6+)	$_{85}$At	$_{86}$Rn
7	$_{87}$Fr 180 (+)	$_{88}$Ra 143 (2+)						

Daten-Q: /17/

abhängig von der Größe der Ladung:
bei Kationen (selbst also positiv geladen) gilt:
je höher die Ladungs-Zahl, umso kleiner ist das Ion (/ der Ionen-Radius)

bei Anionen (selbst also negativ geladen) gilt:
je höher die Ladungs-Zahl, umso größer ist das Ion (/ der Ionen-Radius)

Ionen-Radius auch von der Koordinations-Zahl abhängig
je mehr

Kordinations-Zahl	8	6	4
Ionen-Radius	1,1	1,0	0,8

Elektronen-Affinität und Elektronegativität (→ 4.4.3.3. Elektronegativität (nach PAULING) und Elektronen-Affinität) sind weitere wichtige Kennzahlen, die Aussagen über das chemische Verhalten von Atomen bzw. Elementen machen.

Ionisierungs-Energien

			… Ionisierungs-Energie [eV]									
OZ	**Sym.**	**Elektronen-Konfiguration**	**1.**	**2.**	**3.**	**4.**	**5.**	**6.**	**7.**	**8.**	**9.**	**10.**
1	**H**	$1s^1$	**14**									
2	**He**	$1s^2$	25	55								
3	**Li**	$1s^2\ 2s^1$	**5**	75	122							
4	**Be**	$1s^2\ 2s^2$	**9**	**18**	154	218						
5	**B**	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$	**8**	**25**	**38**	260	340					
6	**C**	$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$	**11**	**24**	**48**	**65**	392	490				
7	**N**	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$	**15**	**30**	**47**	**78**	**98**	552	667			
8	**O**	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$	**14**	**35**	**55**	**77**	**114**	**138**	739	871		
9	**F**	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$	**17**	**35**	**63**	**87**	**114**	**157**	**185**	954	1100	
10	**Ne**	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$	22	41	64	97	126	158	207	238	1190	1350
11	**Na**	$[_{10}Ne]\ 3s^1$	**5**	47	72	99	139	172	208	264	300	1460
12	**Mg**	$[_{10}Ne]\ 3s^2$	**8**	**15**	80	109	141	187	225	166	328	367
13	**Al**	$[_{10}Ne]\ 3s^2\ 3p^1$	**6**	**19**	**28**	120	154	190	242	285	332	399
14	**Si**	$[_{10}Ne]\ 3s^2\ 3p^2$	**8**	**16**	**34**	**45**	167	205	246	303	349	407
15	**P**	$[_{10}Ne]\ 3s^2\ 3p^3$	**11**	**20**	**30**	**51**	**65**	220	263	309	380	433
16	**S**	$[_{10}Ne]\ 3s^2\ 3p^4$	**10**	**23**	**35**	**47**	**73**	**88**	281	329	379	459
17	**Cl**	$[_{10}Ne]\ 3s^2\ 3p^5$	**13**	**24**	**40**	**54**	**68**	**97**	**114**	348	399	453
18	**Ar**	$[_{10}Ne]\ 3s^2\ 3p^6$	16	28	41	60	75	91	124	144	434	494
19	**K**	$[_{18}Ar]\ 4s^1$	**4**	32	46	61	83	101	120	155	176	501
20	**Ca**	$[_{18}Ar]\ 4s^2$	**6**	**12**	51	67	84	111	127	151	189	211

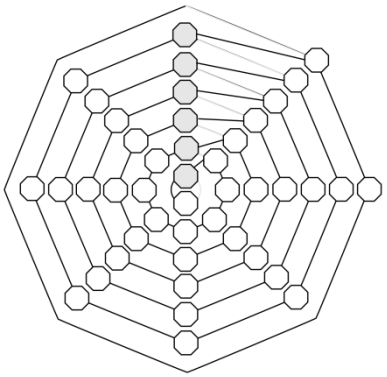
1 eV = 1,6 * 10^{-19} J = 0,16 aJ

Aufgaben:

1. *Geben Sie für die die einfach ionisierten (-1 Elektron) Elemente der 2. Periode die Elektronen-Konfiguration in der PAULING-Schreibweise an!*
2. *Stellen Sie die Elektronen-Konfigurationen in der vollständigen Text-Schreibweise für die einfach ionisierten Elemente der 3. Periode auf!*
3. *Berechnen Sie für Cohlenstoff, Aluminium, Chlor und Calcium alle Ionisierungs-Energie-Differenzen für benachbarte Ionisierungs-Energien!*
4. *Stellen Sie die Differenzen von Aufgabe 1 graphisch (gegen die Stufe) für jedes Element einzeln dar!*
5. *Interpretieren Sie die Kurven-Verläufe bzw. die Energie-Differenzen!*

für die gehobene Anspruchebene:

6. *Skizzieren Sie die Tendenzen der 1. Ionisierungs-Energie in ein radiales Kurz-Periodensystem ein! Erläutern Sie die Darstellungen!*



4.4.2.3. Wertigkeiten in Verbindungen

4.4.2.3.1. stöchiometrische Wertigkeit

Die stöchiometrische Wertigkeit eines Elementes gibt an, mit wievielen Atomen eines anderen Elements es sich binden kann. Da man festgestellt hat, dass Wasserstoff mit einer Wertigkeit von "Eins" praktisch die kleinste Wertigkeit hat, wird Wasserstoff als Referenz betrachtet.
Die Wertigkeit beschreibt die mögliche Elektronen-Aufnahme oder -Abgabe für ein Atom, also praktisch die Ionen-Bildung. Dabei werden aber nur die absoluten Ladungen betrachtet. Es interessiert nicht, ob die Elektronen aufgenommen oder abgegeben werden. Die Wertigkeit macht vielmehr eine Aussage darüber, wieviele Elektronen eines Atoms in Bindungen eingehen. Praktisch wird auch eine Aussage darüber gemacht, wieviele Elektronen abgegeben oder aufgenommen werden müssen, um die nächst günstigste Edelgas-Konfiguration zu erzielen.

Hauptgruppe	**I**	**II**	**III**	**IV**	**V**	**VI**	**VII**	**VIII**
Atom	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Ion	Li^{+}	Be^{2+}	B^{3+}	C^{4+}, C^{4-}	N^{3-}	O^{2-}	F^{-}	
Elektronen-Aufnahme od. -Abgabe	1	2	3	4	3	2	1	0
stöchiometrische Wertigkeit	**I**	**II**	**III**	**IV**	**III**	**II**	**I**	

Wenn wir also von der stöchiometrischen Wertigkeit sprechen meinen wir praktisch immer die Wertigkeit gegenüber Wasserstoff (→ Wertigkeit gegenüber Wasserstoff).
Im Prinzip könnte man natürlich bei jeder Verbindung eine spezielle Wertigkeit der Elemente untereinander ausmachen. Das macht aber wissenschaftlich nur selten Sinn.
Ein besonderen Fall haben wir noch bei Sauerstoff. Die Verbrennung / Oxidation von Stoffen / Elementen ist eine der ältesten chemischen Interessen. Deshalb wird die Wertigkeit gegenüber Sauerstoff gesondert betrachtet (→ Wertigkeit gegenüber Sauerstoff).

Definition(en): Wertigkeit
Die Wertigkeit eines Elementes gibt an, wieviele Wasserstoff-Atome es in einer Verbindung ersetzen würde.
wichtige Wertigkeiten: (Lernstoff!!!) ein-wertig I Wasserstoff, Chlor, Brom, Natrium, Kalium; (Nitrat-Ion) zwei-wertig II Sauerstoff, Magnesium, Calcium; (Sulfat-Ion, Sulfit-Ion) drei-wertig III Aluminium; (Phosphat-Ion)
Die Wertigkeit eines Elementes gibt an, mit wievielen ein-wertigen Atomen (üblich Wasserstoff oder Chlor) es sich binden kann.
Die Wertigkeit (Bindigkeit) eines Elementes gibt an, wieviele Atom-Bindungen das Element insgesamt eingehen kann. Bei Ionen-Bindungen entspricht die Bindigkeit der Größe der Ladung des Ions.

Betrachtet man in der nachfolgenden Tabelle die Wertigkeiten der Hauptgruppen-Elemente in den klassischen Verbindungs-Gruppen, dann sieht das Ganze recht geordnet und übersichtlich aus. Lediglich Blei ragt da etwas heraus. Da es ein sehr großes Atom ist, ergeben sich zwei verschiedene Ionen, die für sich gesehen, beide relativ gleich stabil sind. In der Natur ist die zwei-wertige Variante etwas stabiler, so dass die zwei-wertigen Verbindungen eher gebildet werden, als die vier-wertigen.

Trotzdem gibt es diversen Elementen auch andere – aber sehr seltene – Wertigkeiten. So kennt man von Chlor Verbindungen in denen es neben der üblichen Ein-Wertigkeit (**I**) auch zwei-, drei-, vier-, fünf-, sechs- und sieben-wertig auftritt. Diese Sonderfälle sollen uns in der Schulchemie aber weniger interessieren.

Element	**Wertig-keit**	**Oxid (II)**	**Hydroxid (I)**	**Chlorid (I)**	**Nitrat (I)**	**Sulfat (II)**
Hauptgruppen-Elemente						
H Wasserstoff	**I**	H_2O Wasser	HOH (H_2O) Wasser	HCl Chlorwasserstoff Salzsäure	HNO_3 Salpertersäure	H_2SO_4 Schwefelsäure
Na Natrium	**I**	Na_2O Natriumoxid	NaOH Natriumhydroxid	NaCl Natriumchlorid	$NaNO_3$ Natriumnitrat	Na_2SO_4 Natriumsulfat
K Kalium	**I**	K_2O Kaliumoxid	KOH Kaliumhydroxid	KCl Kaliumchlorid	KNO_3 Kaliumnitrat	K_2SO_4 Kaliumsulfat
Mg Magnesium	**II**	MgO Magnesiumoxid	$Mg(OH)_2$ Magnesiumhydroxid	$MgCl_2$ Magnesiumchlorid	$Mg(NO_3)_2$ Magnesiumnitrat	$MgSO_4$ Magnesiumsulfat
Ca Calcium	**II**	CaO Calciumoxid	$Ca(OH)_2$ Calciumhydroxid	$CaCl_2$ Calciumchlorid	$Ca(NO_3)_2$ Calciumnitrat	$CaSO_4$ Calciumsulfat
Al Aluminium	**III**	Al_2O_3 Aluminiumoxid	$Al(OH)_3$ Aluminiumhydroxid	$AlCl_3$ Aluminiumchlorid	$Al(NO_3)_3$ Aluminiumnitrat	$Al_2(SO_4)_3$ Aluminiumsulfat
Pb Blei	**IV (IIII)**	PbO_2 Blei(IV)-oxid	$Pb(OH)_4$ Blei(IV)-hydroxid	$PbCl_4$ Blei(IV)-chlorid	$Pb(NO_3)_4$ Blei(IV)-nitrat	$Pb(SO_4)_2$ Blei(IV)-sulfat
Pb Blei	**II**	PbO Blei(II)-oxid	$Pb(OH)_2$ Blei(II)-hydroxid	$PbCl_2$ Blei(II)-chlorid	$Pb(NO_3)_2$ Blei(II)-nitrat	$PbSO_4$ Blei(II)-sulfat
Nebengruppen-Elemente						
Cu Cupfer	**I**	Cu_2O Cupfer(I)-oxid	CuOH Cupfer(I)-hydroxid	CuCl Cupfer(I)-chlorid	$CuNO_3$ Cupfer(I)-nitrat	Cu_2SO_4 Cupfer(I)-sulfat
Cu Cupfer	**II**	CuO Cupfer(II)-oxid	$Cu(OH)_2$ Cupfer(II)-hydroxid	$CuCl_2$ Cupfer(II)-chlorid	$Cu(NO_3)_2$ Cupfer(II)-nitrat	$CuSO_4$ Cupfer(II)-sulfat
Fe Eisen	**II**	FeO Eisen(II)-oxid	$Fe(OH)_2$ Eisen(II)-hydroxid	$FeCl_2$ Eisen(II)-chlorid	$Fe(NO_3)_2$ Eisen(II)-nitrat	$FeSO_4$ Eisen(II)-sulfat
Fe Eisen	**III**	Fe_2O_3 Eisen(III)-oxid	$Fe(OH)_3$ Eisen(III)-hydroxid	$FeCl_3$ Eisen(III)-chlorid	$Fe(NO_3)_3$ Eisen(III)-nitrat	$Fe_2(SO_4)_3$ Eisen(III)-sulfat

Bei den Nebengruppen-Elementen treten fast immer mehrere Wertigkeiten auf. Man benötigt entweder Zusatz-Informationen oder ein gehöriges Maß chemische Erfahrung, um hier die richtigen / stabilsten / häufigsten Wertigkeiten anzuwenden. Welche Wertigkeit ein Element dann letztendlich in einer Verbindung einnimmt, hängt außer von den beteiligten Stoffen (Elementen) auch von den Reaktions-Bedingungen ab (z.B. pH-Wert). Einige der theoretisch möglichen Verbindungen sind auch im Labor eher die Ausnahme oder sehr instabil. Wo dies zutrifft, haben wir die Verbindungen gleich kursiv gesetzt.

Beim Osmium finden wir sogar acht-wertige Verbindungen. Das ist die absolute Ausnahme und auch die höchste beobachtete Wertigkeit. Andere Nebengruppen-Elemente mit vielen und hohen Wertigkeiten sind z.B. Mangan und Chrom.

Aufgaben:

1. Übernehmen Sie die folgende Tabelle und füllen Sie diese vollständig aus!

Element	**Wertig-keit**	**Oxid**	**Hydroxid**	**Chlorid**	**Nitrat**	**Sulfat**	**Phosphat**
Li							
Ba							
Zn							

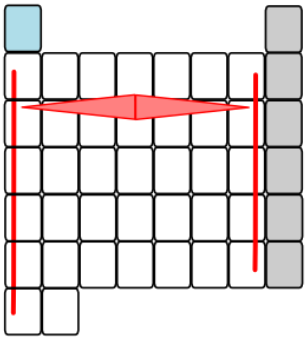
4.4.2.3.2. Wertigkeit gegenüber Wasserstoff

Bei den Reaktionen der Elemente binden sich diese immer in festen ganzzahligen Verhältnissen (→). Mit der Wertigkeit wird dieses Zahlen-Verhältnis für jede Element-Kombination charakterisiert. Dabei hat man schon sehr frühzeitig festgestellt, dass Wasserstoff sich immer mit einer Wertigkeit von I (römische Eins) bindet. Deshalb wird diese Wertigkeit auch als Basis benutzt. Trotzdem kann man für jede andere Element-Kombination völlig andere Wertigkeiten ermittel. Sehr häufig wird auch noch die Wertigkeit gegenüber Sauerstoff verwendet. Die Oxide waren ja schon bei den Alchemisten ein beliebter Forschungs-Gegenstand.

typisch ist eine Wertigkeit, die sich aus der kleinsten Elektronen-Differenz zum Erreichen einer vollen Valenz-Schale ergeben. Für die Elemente der Gruppen I bis III sind das die Abgabe von ein bis drei Außen-Elektronen. Somit entspricht deren Wertigkeit der Hauptgruppen-Nummer. Bei den Elementen der Gruppen V bis VII ist die Aufnahme von Elektronen günstiger. Hier ist die Wertigkeit gegenüber Wasserstoff deshalb die Differenz aus acht und der Gruppennummer. Die Halogene haben somit die Wertigkeit I, die Chalkogene die II und die Elemente der Stickstoff-Gruppe die Wertigkeit III.
Die Elemente der IV. Hauptgruppe können sowohl Elektronen aufnehmen, als auch abgeben, um eine volle Schale zu erreichen. Bei ihnen ist die Wertigkeit IV.
Für die Edelgase entfällt die Aufstellung einer Wertigkeit, da sie nicht mit Wasserstoff reagieren.
In der 2. Periode lassen sich die Wertigkeiten sehr schön an den Wasserstoff-Verbindungen zeigen:

Hauptgruppe	**I**	**II**	**III**	**IV**	**V**	**VI**	**VII**	**VIII**
H-Verb.	LiH	BeH_2	BH_3	CH_4	NH_3	H_2O	HF	
Name d. Verb.	Lithium-hydrid	Beryl-ium-hydrid	Borhy-drid	Methan	Ammoniak	Wasser	Fluorwas-serstoff	
Wertigkeit gegenüber H	**I**	**II**	**III**	**IV**	**III**	**II**	**I**	

Wiederholt man die Erarbeitung der Wertigkeit für die nächsten Perioden, dann findet man ein recht stabiles System. Die Wertigkeit steigt bis zur IV. Hauptgruppe, um dann wieder bis zur VII. Hauptgruppe abzunehmen.



Veränderung der Wertigkeit zu Wasserstoff im Kurzperiodensystem

die wichtigsten Elemente (der Schulchemie) mit ihren (wichtigsten) Wertigkeiten

Wertig-keit	I		II		III		IIII		V	
Ele-ment	H	Wasserstoff	O	Sauerstoff	Al	Aluminium	C	Cohlenstoff	P	Phosphor
	Cl	Chlor	Mg	Magnesium	N	Stickstoff	Si	Silicium		
	Br	Brom	Ca	Calcium						
	Na	Natrium	Ba	Barium						
	K	Kalium	Zn	Zink						
	Ag	Silber								
	Hg	Quecksilber								
	F	Fluor								
	I	Iod								
	Cu	Cupfer	Cu	Cupfer						
			S	Schwefel			S	Schwefel		
			Fe	Eisen	Fe	Eisen				

Wertig-keit	I		II		III		IIII		V	
zus.: Säure-Reste	NO_3^-	Nitrat	SO_4^{2-}	Sulfat	PO_4^{3-}	Phosphat				
	NO_2^-	Nitrit	SO_3^{2-}	Sulfit						
			S^{2-}	Sulfid						
			CO_3^{2-}	Carbonat						

Aufgaben:

1. Stellen Sie mit Hilfe der obigen Tabellen die Formeln zu den folgenden Stoffen auf!

a) Bariumfluorid
b) Calciumbromid
c) Silberchlorid
d) Silberiodid
e) Quecksilber(I)-chlorid
f) Blei(II)-nitrat
g) Silbernitrat
h) Magnesiumsulfat
i) Eisen(III)-chlorid
j) Zinn(II)-sulfat
k) Aluminiumphosphat
l) Calciumcarbonat
m) Quecksilber(I)-phosphat
n) Quecksilber(II)-phosphat
o) Kaliumoxid
p) Magnesiumcarbonat
q) Eisen(II)-sulfit
r) Cupfer()-phosphat
s) Eisen(III)-sulfid
t) Natriumcarbonat
u) Stickstoff(I)-oxid
v) Stickstoff(II)-oxid
w) Stickstoff(III)-oxid
x) Stickstoff(IV)-oxid
y) Stickstoff(V)-oxid
z) Gold(III)-chlorid
aa) Natriumnitrit
ab) Eisen(II,III)-oxid
ac) Kaliumsulfid
ad) Blei(II)-oxid
ae) Distickstoff(mon)oxid
af) Distickstoffdioxid
ag) Distickstofftrioxid
ah) Distickstofftetraoxid
ai) Distickstoffpentoxid
aj) Phosphoroxid
ak) Blei(II)-sulfit
al) Siliciumcarbid
am) Aluminiumnitrid
an) Blei(IV)-oxid

2. Ermitteln Sie die Wertigkeiten von …

a) Ca in CaO
b) C in CCl_4
c) Mn in MnO_2
d) H in H_2O
e) P in PCl_3
f) C in CO_2
g) O in H_2O
h) C in CO
i) O in H_2O_2
j) P in PCl_5
k) Cd in $Cd(NO_3)_2$
l) Ni in $NiSO_4$
m) Fe in Fe_2O_3
n) Mn in $Mn(SO_4)_2$
o) Ti in $TiCl_4$
p) Mn in $Mn_2(SO_4)_3$
q) Fe in Fe_3O_4
r) Mo in $Mo(OH)_3$

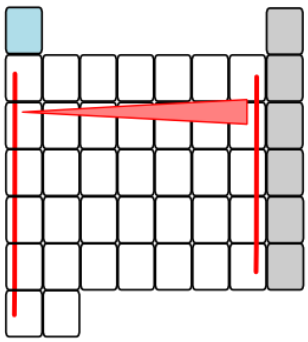
4.4.2.3.3. Wertigkeit gegenüber Sauerstoff

hier eignet sich die 3. Periode besser zur Darstellung der Gesetzmäßigkeiten, in der zweiten Periode gibt es einige Besonderheiten, die eine Erkennung der Gesetzmäßigkeiten etwas erschweren

Hauptgruppe	**I**	**II**	**III**	**IV**	**V**	**VI**	**VII**	**VIII**
höchstoxidierte Verb.	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7	
Name d. Verb.	Natriumoxid	Magnesiumoxid	Aluminium(III)-oxid	Siliciumdioxid	Phosphorpentoxid	Schwefeltrioxid	Dichlorheptoxid	
Wertigkeit gegenüber O	**I**	**II**	**III**	**IV**	**V**	**VI**	**VII**	

gegenüber Sauerstoff entspricht also die (größt-mögliche) Wertigkeit der Hauptgruppen-Nummer (Sauerstoff besitzt hier als Bezugs-System die (stöchiometrische) Wertigkeit: II (zwei)). Damit vermeidet man gebrochene Zahlen, wenn man z.B. Sauerstoff auf eine Wertigkeit von "Eins" setzen würde, bzw. veränderliche Wertigkeiten auch für Sauerstoff, wenn man immer das einfachste ganzzahlige Verhältnis nutzen würde.

bei Elementen höherer Gruppen gibt es auch Oxide mit geringerer Wertigkeit. Sie können mit weiterem Sauerstoff später noch weiter und höher oxidiert werden. maximal aber nur bis zur oben aufgezeigten Wertigkeit gegenüber Sauerstoff.
Betrachten wir zuerst ein einfaches Beispiel – die Oxide des Schwefel:



Veränderung der Wertigkeit zu Sauerstoff im Kurzperiodensystem

$$S + O_2 \longrightarrow \overset{\text{IV II}}{SO_2}$$
Schwefeldioxid

$$SO_2 + \tfrac{1}{2} O_2 \longrightarrow \overset{\text{VI II}}{SO_3}$$
Schwefeltrioxid

Die höchste auftretende Wertigkeit ist die VI (sechs) beim Schwefeltrioxid, welche genau der Hauptgruppen-Nummer entspricht..
Chlor bildet noch wesentlich mehr verschiedene Oxide:

$$Cl_2 + \tfrac{1}{2} O_2 \longrightarrow \overset{\text{I II}}{Cl_2O}$$
Dichlormonoxid

$$\overset{\text{I II}}{Cl_2O_6} + \tfrac{1}{2} O_2 \longrightarrow \overset{\text{II II}}{Cl_2O_2}$$
Dichlordioxid

$$\overset{\text{II II}}{Cl_2O_2} + \tfrac{1}{2} O_2 \longrightarrow \overset{\text{III II}}{Cl_2O_3}$$
Dichlortrioxid

$$\overset{\text{III II}}{Cl_2O_3} + \tfrac{1}{2} O_2 \longrightarrow \overset{\text{IV II}}{Cl_2O_4}$$
Dichlortetraoxid

$$\overset{\text{IV II}}{Cl_2O_4} + \tfrac{1}{2} O_2 \longrightarrow \overset{\text{V II}}{Cl_2O_5}$$
Dichlorpentoxid

$$\overset{V\ II}{Cl_2O_5} + \frac{1}{2}\,O_2 \longrightarrow \overset{VI\ II}{Cl_2O_6}$$

Dichlorhexoxid

$$\overset{VI\ II}{Cl_2O_6} + \frac{1}{2}\,O_2 \longrightarrow \overset{VII\ II}{Cl_2O_7}$$

Dichlorheptoxid

Aufgaben:

1. ***Stellen Sie eine Tabelle mit den Oxiden der 2. Periode auf! Beachten Sie dabei die gefundene Gesetzmäßigkeit aus der obigen Tabelle! Prüfen Sie mit Hilfe Ihres Tabellen-Buches / Ihrer Formel-Sammlung, ob es die entsprechenden Oxide gibt?***
2. ***Finden Sie die verschiedenen Oxide von Stickstoff! Geben Sie für jedes Oxid an, wie groß die Wertigkeit des Stickstoffs hier jeweils ist!***

4.4.2.3.4. Oxidationszahl

charakteristische (häufig vorkommende) Oxidationszahlen bei Hauptgruppen-Elementen

OZ	Symbol	+7	+6	+5	+4	+3	+2	+1	±0	-1	-2	-3
1	H							+1	±0	-1		
2	He								±0			
3	Li							+1	±0			
4	Be						+2		±0			
5	B					+3			±0			
6	C				+4		+2		±0			
7	N			+5	+4	+3	+2		±0	-1	-2	-3
8	O								±0	-1	-2	
9	F								±0	-1		
10	Ne								±0			
11	Na							+1	±0			
12	Mg						+2		±0			
13	Al					+3			±0			
14	Si				+4				±0			
15	P			+5		+3			±0			-3
16	S		+6						±0		-2	
17	Cl	+7		+5		+3		+1	±0	-1		
18	Ar								±0			
19	K							+1	±0			
20	Ca						+2		±0			
31	Ga					+3			±0			
32	Ge				+4				±0			
33	As			+5		+3			±0			-3
34	Se		+6		+4				±0		-2	
35	Br							+1	±0	-1		
36	Kr								±0			
37	Rb							+1	±0			
38	Sr						+2		±0			
49	In					+3			±0			
50	Sn				+4		+2		±0			
51	Sb			+5		+3			±0			-3
52	Te		+6		+4				±0		-2	
53	I	+7		+5				+1	±0	-1		
54	Xe		+6		+4		+2		±0			
55	Cs							+1	±0			
56	Ba						+2		±0			
81	Tl					+3		+1	±0			
82	Pb				+4		+2		±0			
83	Bi			+5		+3			±0			
84	Po		+6		+4		+2		±0		-2	
85	At								±0	-1		
86	Rn								±0			

charakteristische (häufig vorkommende) Oxidationszahlen bei Nebengruppen-Elementen

+8																	■										■				
+7					■											■									■						
+6				■	■										■									■							
+5			■											■									■								
+4		■			■								■				■	■	■			■				■	■	■			
+3	■			■		■	■				■							■										■		■	
+2				■	■	■	■	■	■	■									■		■								■		■
+1									■											■										■	■
±0																															
-1																															
-2																															
-3																															
Symbol	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn		Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg
OZ	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30		39	40	41	42	43	44	45	46	47	48		72	73	74	75	76	77	78	79	80

Definition(en):

4.4.3.3. Elektronegativität (nach PAULING) und Elektronen-Affinität

Unter der Elektro-Negativität (Abk.: EN; Formel-Zeichen: χ (chi)) versteht man das Maß für die Fähigkeit eines Atoms Bindungs-Elektronen (in einer Bindung) zu sich zu ziehen. Diese Eigenschaft ist von den Ladungen innerhalb des Atoms (Anzahl der Protonen), der Größe des Atoms und seiner Ionisierungs-Energie abhängig.
Die Elektronegativität nach Linus PAULING legt eine relative Skala an. Dabei erhält das elektronegativste Element Fluor den willkürlichen Wert 4,0 (exakt 3,98 (Referenzwert)). Je weniger die Elemente in Bindungen die Elektronen-Paare zu sich ziehen können, als umso elektropositiver gelten die Elemente. Die Elektronegativität lässt sich mit Hilfe einer Formel, die PAULING entwickelt hat, genau berechnen. In diese geht die Energie ein, die bei der Trennung der Bindung gebraucht wird (Bindungsdissoziations-Energie). Als Referenzwert dient – wie schon gesagt – das Element Fluor mit 3,98.
Die Elemente Cäsium und Franzium sind die elektropositivsten Elemente des PSE und besitzen den Wert 0,7.

Definition(en): Elektronegativität
Die Elektronegativität beschreibt das Maß für das Bestreben eines Atomes in einer Bindung, die Bindungs-Elektronen zu sich zu ziehen. Zumeist wird die Skalierung / Berechnung nach Linus PAULING verwendet (Fluor als Elektronen-negativstes Element erhält die 4,0 als Maximal-Wert).

Mit der Elektronegativität lässt sich die Art der Bindung zwischen zwei Atomen relativ einfach charakterisieren. Berechnet wird dazu die absolute Differenz zwischen den Elektronegativitäten der beiden Bindungs-Atome.

Δ EN = 0 → kovalente Bindung (Atom-Bindung) bzw. Metall-Bindung

0 < Δ EN < 1,7 → kovalente Bindung mit polarem Charakter (Atombindung mit Ionen-Charakter)

Δ EN ≥ 1,7 → polare Bindung (Ionen-Bindung, Ionen-Beziehung)

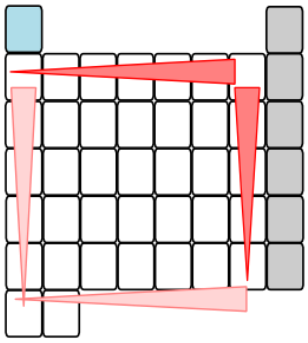
HGr. Per.	**I**	**II**	**III**	**IV**	**V**	**VI**	**VII**	**VIII**
1	$_{1}$H 2,1							$_{2}$He
2	$_{3}$Li 1,0	$_{4}$Be 1,5	$_{5}$B 2,0	$_{6}$C 2,5	$_{7}$N 3,0	$_{8}$O 3,5	$_{9}$F 4,0	$_{10}$Ne
3	$_{11}$Na 0,9	$_{12}$Mg 1,2	$_{13}$Al 1,5	$_{14}$Si 1,8	$_{15}$P 2,1	$_{16}$S 2,5	$_{17}$Cl 3,0	$_{18}$Ar
4	$_{19}$K 0,8	$_{20}$Ca 1,0	$_{31}$Ga 1,6	$_{32}$Ge 1,7	$_{33}$As 2,0	$_{34}$Se 2,4	$_{35}$Br 2,8	$_{36}$Kr
5	$_{37}$Rb 0,8	$_{38}$Sr 1,0	$_{49}$In 1,7	$_{50}$Sn 1,8	$_{51}$Sb 1,9	$_{52}$Te 2,1	$_{53}$I 2,5	$_{54}$Xe
6	$_{55}$Cs 0,7	$_{56}$Ba 0,9	$_{81}$Tl 1,8	$_{82}$Pb 1,8	$_{83}$Bi 1,9	$_{84}$Po 2,0	$_{85}$At 2,2	$_{86}$Rn
7	$_{87}$Fr	$_{88}$Ra						

EN	0,7	0,8 – 1,1	1,2 – 1,5	1,6 – 1,9	2,0 – 2,3	2,4 – 2,7	2,8 – 3,1	3,2 – 3,6	3,7 – 3,9	4,0

Zusammengefasst kann man die folgenden Gruppen mit charakteristischen Elektronegativitäts-Werten finden:

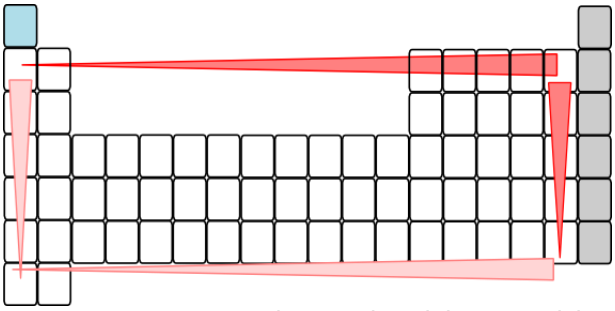
- Edelgase mit der EN = 0
- Alkali-Metalle mit einer EN ≤ 1
- alle anderen Metalle mit EN im Bereich von 1 bis 2,4
- Halb-Metalle mit EN im Bereich von 1,8 bis 2,4
- Nicht-Metalle mit einer EN ≥ 2,4 (bis max. 4,0)

Innerhalb der Hauptgruppen nimmt die Elektronegativität immer ab. Da die Atome immer größer werden, sinkt der Einfluss des Atom-Kerns auf die weiter außen liegenden Elektronen immer mehr ab. Der Effekt ist bei den höheren Gruppen wesentlich deutlicher als bei niedrigen.
Betrachtet man die Perioden mit (relativ) ähnlichen Atom-Größen, dann nimmt die Elektronegativität innerhalb der Periode immer zu. Wir haben ja schon bei den Atom-Radien festgestellt, dass dies im Wesentlichen mit der steigenden Ladung der Kerne zu tun hat.
Höhere Perioden zeigen – wegen der insgesamt größeren Atome – einen kleineren Anstieg der Elektronegativität.



Veränderung der Elektronegativität im Kurzperiodensystem

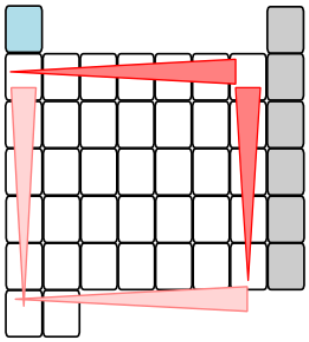
Wasserstoff nimmt eine Sonderstellung ein, wenn man es innerhalb der Gruppe oder Periode betrachtet. Betrachtet man es aber als Element auf einer Diagonalen von links oben nach rechts unten, dann nimmt es einen der dort typischen mittleren Werte ein.
Die besprochenen Tendenzen gelten fast uneingeschränkt auch für das gesamte PSE. Lediglich im Bereich der VIII. und der I. Nebengruppe (Spalten 8 -11) gibt es einen lokalen Anstieg. Diese sind bedingt durch Elektronen-Konfigurationen, denen nur wenige Elektronen fehlen, um besonders Energie-günstige Konfigurationen einzunehmen.
Andere Skalen der Elektronegativität (nach MULLIKEN, ALLRED und ROCHOW, ALLEN oder SANDERSON), die zumeist stärker physikalische Grund-Werte (Ionisierungs-Energie, Elektronen-Anziehungskräfte), unterscheiden sich praktisch nur geringfügig.



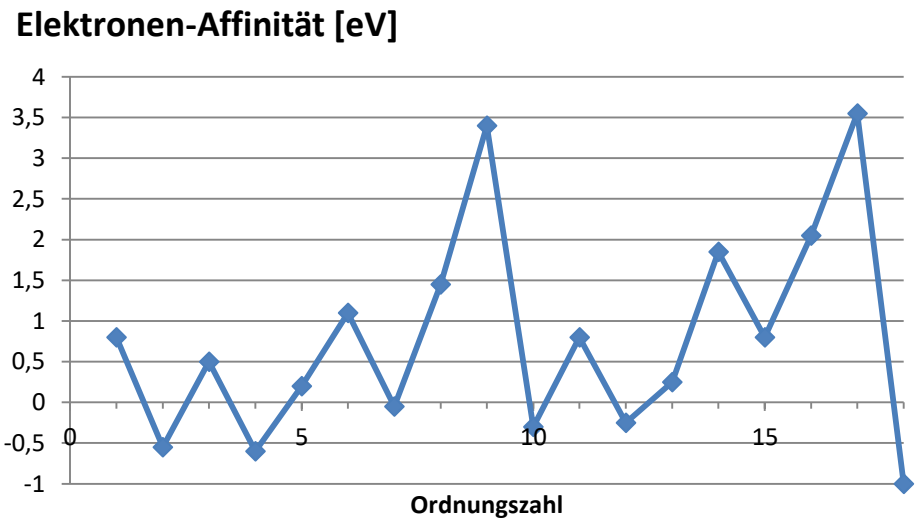
Tendenzen der Elektronegativität (nach PAULING) im Langperioden-System der Elemente

$$A^- \longrightarrow A + e^-$$

Unter der Elektronen-Affinität verstehen wir die Anziehungs-Kraft / die Vorliebe eines Atom für ein Elektron. Betrachtet werden dabei immer Atome im gasförmigen Zustand. Viele Elemente sind zum Auffüllen ihrer äußersten Elektronen-Schale sehr an Elektronen "interessiert".



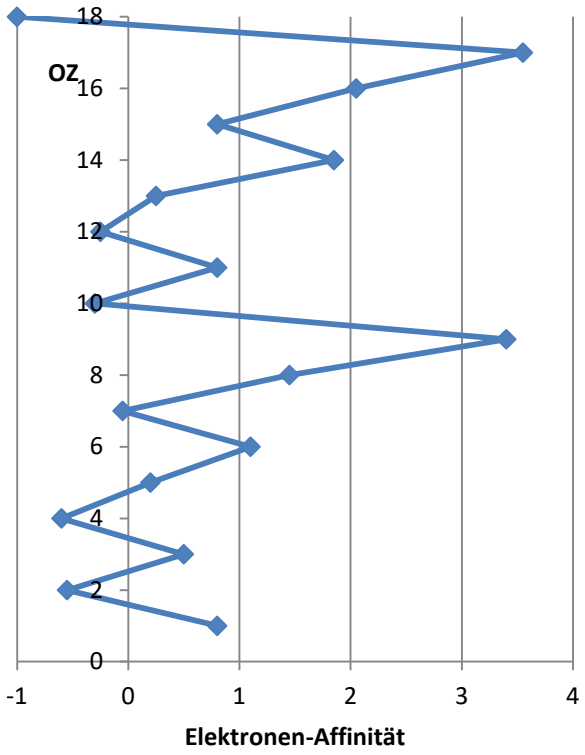
Veränderung der Elektronen-Affinität im Kurzperiodensystem



Definition(en): Elektronen-Affinität
Die Elektronen-Affinität ist die Energie, die erforderlich ist, damit sich aus einem einwertigen (atomaren) Anion ein Atom bildet.
Die Elektronen-Affinität ist die Energie, die erforderlich ist, um aus einem einwertigen (atomaren) Anion ein Elektron abzuspalten.
Die Elektronen-Affinität ist die Energie, die mit der Aufnahme eines Elektron's durch ein Atom (im gasförmigen Zustand) verbunden ist.

Aufgaben:

1. *Vergleichen Sie Elektronegativität und Elektronen-Affinität in einer geeigneten Tabelle!*
2.
3.



OZ	Außen-Elektronen(-Konfiguration)		
18	8	3s ↑↓	3p ↑↓ ↑↓ ↑↓
17	7	3s ↑↓	3p ↑↓ ↑↓ ↑
16	6	3s ↑↓	3p ↑↓ ↑ ↑
15	5	3s ↑↓	3p ↑ ↑ ↑
14	4	3s ↑↓	3p ↑ ↑
13	3	3s ↑↓	3p ↑
12	2	3s ↑↓	
11	1	3s ↑	
10	8	2s ↑↓	2p ↑↓ ↑↓ ↑↓
9	7	2s ↑↓	2p ↑↓ ↑↓ ↑
8	6	2s ↑↓	2p ↑↓ ↑ ↑
7	5	2s ↑↓	2p ↑ ↑ ↑
6	4	2s ↑↓	2p ↑ ↑
5	3	2s ↑↓	2p ↑
4	2	2s ↑↓	
3	1	2s ↑	
2	2	1s ↑↓	
1	1	1s ↑	

4.4.2.4. Metall- und Nichtmetall-Charakter

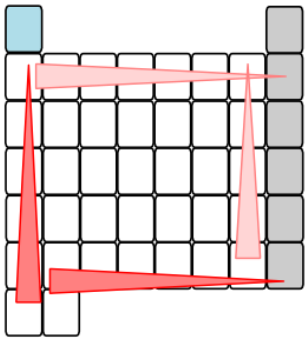
4.4.2.4.1. Metall-Charakter

ist durch die Neigung des Atoms geprägt, (Außen-)Elektronen bevorzug abzugeben (elektropositiver Charakter)
zu den Metall-Eigenschaften zählen (phänomenologisch):

- fester Aggregatzustand (Ausnahme: Quecksilber, kristalline Struktur
- metallischer Glanz
- graue bis silberne Farbe (wenige Ausnahmen: Cupfer, Gold)
- gute Wärme-Leitfähigkeit
- sehr gute elektrische Leitfähigkeit
- Duktilität (plastische Verformbarkeit (plastische Verformung vor Bruch); früher Synonym: Schmiedbarkeit)

Metall-Charakter nimmt bei den Hauptgruppen-Elementen innerhalb der Periode ab und innerhalb der Gruppe zu (metallischstes Element ist Francium)

damit assoziiert: Base-Charakter des Elementes / der Oxide (→ Säure- und Base-Charakter (der Oxide))

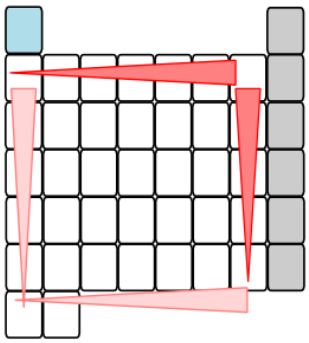


Veränderung der Metall-Charakters im Kurzperiodensystem

4.4.2.4.2. Nichtmetall-Charakter

ist die Neigung eines Atoms bevorzugt Elektronen abzugeben (elektronegativer Charakter)
typisch sind geringe oder fehlende elektrische Leitfähigkeit, geringe Wärme-Leitfähigkeit, eher farbig und selten glänzend, eher flüssig oder gasförmig, amorph
damit assoziiert: Säure-Charakter des Elementes / der Oxide (→ Säure- und Base-Charakter (der Oxide))

Nichtmetall-Charakter nimmt innerhalb der Periode zu und innerhalb der Gruppe ab (nicht-metallischtes Element ist Fluor)



Veränderung des Nichtmetall-Charakters im Kurzperiodensystem

HGr. Per.	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	$_{1}H$							$_{2}He$
2	$_{3}Li$	$_{4}Be$	$_{5}B$	$_{6}C$	$_{7}N$	$_{8}O$	$_{9}F$	$_{10}Ne$
3	$_{11}Na$	$_{12}Mg$	$_{13}Al$	$_{14}Si$	$_{15}P$	$_{16}S$	$_{17}Cl$	$_{18}Ar$
4	$_{19}K$	$_{20}Ca$	$_{31}Ga$	$_{32}Ge$	$_{33}As$	$_{34}Se$	$_{35}Br$	$_{36}Kr$
5	$_{37}Rb$	$_{38}Sr$	$_{49}In$	$_{50}Sn$	$_{51}Sb$	$_{52}Te$	$_{53}I$	$_{54}Xe$
6	$_{55}Cs$	$_{56}Ba$	$_{81}Tl$	$_{82}Pb$	$_{83}Bi$	$_{84}Po$	$_{85}At$	$_{86}Rn$
7	$_{87}Fr$	$_{88}Ra$						

Bor-Astat-Trennlinie

bei Einbeziehung der Halbmetalle als Übergangs-Klasse ergibt sich ein differenzierteres Bild mit der gleichen Grundtendenz

HGr. Per.	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	$_{1}H$							$_{2}He$
2	$_{3}Li$	$_{4}Be$	$_{5}B$	$_{6}C$	$_{7}N$	$_{8}O$	$_{9}F$	$_{10}Ne$
3	$_{11}Na$	$_{12}Mg$	$_{13}Al$	$_{14}Si$	$_{15}P$	$_{16}S$	$_{17}Cl$	$_{18}Ar$
4	$_{19}K$	$_{20}Ca$	$_{31}Ga$	$_{32}Ge$	$_{33}As$	$_{34}Se$	$_{35}Br$	$_{36}Kr$
5	$_{37}Rb$	$_{38}Sr$	$_{49}In$	$_{50}Sn$	$_{51}Sb$	$_{52}Te$	$_{53}I$	$_{54}Xe$
6	$_{55}Cs$	$_{56}Ba$	$_{81}Tl$	$_{82}Pb$	$_{83}Bi$	$_{84}Po$	$_{85}At$	$_{86}Rn$
7	$_{87}Fr$	$_{88}Ra$						

Bor-Astat-Trennlinie

4.4.2.5. Säure- und Base-Charakter (der Oxide)

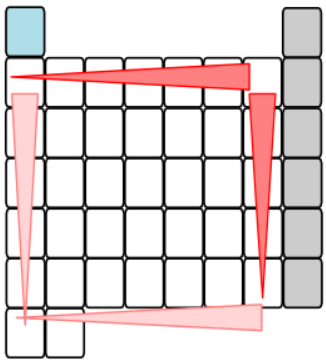
Lässt man die Oxide der verschiedenen Elemente mit Wasser reagieren, dann erhält man saure, neutrale oder basische Lösungen.

HGr. Per.	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	$_{1}H$							$_{2}He$
2	$_{3}Li$	$_{4}Be$	$_{5}B$	$_{6}C$	$_{7}N$	$_{8}O$	$_{9}F$	$_{10}Ne$
3	$_{11}Na$	$_{12}Mg$	$_{13}Al$	$_{14}Si$	$_{15}P$	$_{16}S$	$_{17}Cl$	$_{18}Ar$
4	$_{19}K$	$_{20}Ca$	$_{31}Ga$	$_{32}Ge$	$_{33}As$	$_{34}Se$	$_{35}Br$	$_{36}Kr$
5	$_{37}Rb$	$_{38}Sr$	$_{49}In$	$_{50}Sn$	$_{51}Sb$	$_{52}Te$	$_{53}I$	$_{54}Xe$
6	$_{55}Cs$	$_{56}Ba$	$_{81}Tl$	$_{82}Pb$	$_{83}Bi$	$_{84}Po$	$_{85}At$	$_{86}Rn$
7	$_{87}Fr$	$_{88}Ra$						

Charakter des Oxides:

sauer	neutral amphoter	basisch

4.4.2.5.1. Säure-Charakter der Oxide:



Veränderung des Säure-Charakter der Oxid im Kurzperiodensystem

nimmt innerhalb der Periode zu
innerhalb der Gruppen nimmt der Säure-Charakter ab
stärkste saure "Oxide" sind die des Fluor, diese sind aber laut Benennung-Regeln (IUPAC) als Sauerstofffluoride zu bezeichnen! bilden bei Kontakt mit Wasser sofort die giftige und stark ätzende Fluorwasserstoffsäure (Flußsäure)

$$\underset{\text{Nichtmetall}}{Nm} + n\,O_2 \longrightarrow \underset{\text{Nichtmetalloxid}}{NmO_x}$$

$$\underset{\text{Nichtmetalloxid}}{NmO_x} + H_2O \rightleftharpoons \underset{\text{Säure}}{H_yNmO_z}$$

$$\underset{\text{Säure}}{H_yNmO_z} + y\,H_2O \rightleftharpoons \underset{\text{Hydronium-Ion}}{y\,H_3O^+} + \underset{\text{Säurerest-Ion}}{NmO^{y-}}$$

Beispiele:

$$2\,F + \tfrac{1}{2}\,O_2 \longrightarrow OF_2$$

$$OF_2 + H_2O \rightleftharpoons 2\,HF + O_2$$

$$HF + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + F^-$$

$S + O_2 \longrightarrow SO_2$

$SO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2SO_3$
schweflige Säure

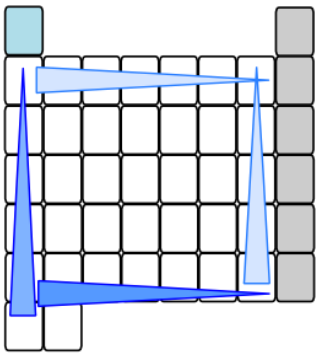
$H_2SO_3 + 2\,H_2O \rightleftharpoons 2\,H_3O^+ + SO_3^{2-}$

$S + 1\frac{1}{2}\,O_2 \longrightarrow SO_3$

$SO_3 + H_2O \rightleftharpoons H_2SO_4$
Schwefelsäure

$H_2SO_4 + 2\,H_2O \rightleftharpoons 2\,H_3O^+ + SO_3^{2-}$

4.4.2.5.2. Base-Charakter der Oxide:



Veränderung des Base-Charakter der Oxid im Kurzperiodensystem

nimmt innerhalb der Periode ab
innerhalb der Gruppen nimmt der Säure-Charakter zu
stärkstes basisches Oxid ist Franciumoxid

$M + O_2 \longrightarrow MO_x$
Metall → Metalloxid

$MO_x + n\,H_2O \rightleftharpoons M(OH)_y$
Metalloxid → Metallhydroxid

$M(OH)_y \rightleftharpoons M^{y+} + y\,OH^-$
Metallhydroxid → Metall-Ion (Baserest-Ion) + Hydroxid-Ion

Beispiele:

$Fr + O_2 \longrightarrow Fr_2O$

$Fr_2O + H_2O \rightleftharpoons 2\,FrOH$

$FrOH \rightleftharpoons Fr^+ + OH^-$

$Na + O_2 \longrightarrow Na_2O$

$Na_2O + H_2O \rightleftharpoons 2\,NaOH$

$NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$

$Mg + O_2 \longrightarrow MgO$

$MgO + H_2O \rightleftharpoons Mg(OH)_2$

$Mg(OH)_2 \rightleftharpoons Mg^{2+} + 2\,OH^-$

4.4.2.6. Schmelz- und Siede-Temperaturen

innerhalb einer Gruppe zumeist eindeutige Tendenz zu beobachten, deren Richtung aber scheinbar dreht
innerhalb einer Periode zeichnen sich aber keine eindeutigen Trends ab

Schmelz-Temperatur Fp [°C] (Flusspunkt, Erstarrungs-Temperatur)

HGr. Per.	**I**	**II**	**III**	**IV**	**V**	**VI**	**VII**	**VIII**
1	$_{1}$H							$_{2}$He -270
2	$_{3}$Li 180	$_{4}$Be	$_{5}$B	$_{6}$C	$_{7}$N	$_{8}$O	$_{9}$F -220	$_{10}$Ne -249
3	$_{11}$Na 98	$_{12}$Mg	$_{13}$Al	$_{14}$Si	$_{15}$P	$_{16}$S	$_{17}$Cl -101	$_{18}$Ar -189
4	$_{19}$K 64	$_{20}$Ca	$_{31}$Ga	$_{32}$Ge	$_{33}$As	$_{34}$Se	$_{35}$Br -7	$_{36}$Kr -157
5	$_{37}$Rb 39	$_{38}$Sr	$_{49}$In	$_{50}$Sn	$_{51}$Sb	$_{52}$Te	$_{53}$I 114	$_{54}$Xe -112
6	$_{55}$Cs 29	$_{56}$Ba	$_{81}$Tl	$_{82}$Pb	$_{83}$Bi	$_{84}$Po	$_{85}$At	$_{86}$Rn
7	$_{87}$Fr	$_{88}$Ra						

	T [°C]	T [K]	
	>1000	>1273	
	> 800 – 1000	>1073 – 1273	
	>600 – 800	>873 – 1073	
	>400 – 600	>673 – 873	
	>250 – 400	>523 – 673	
	> 100 – 250	>373 – 523	
	> 50 – 100	>323 – 373	
	> 0 – 50	>273 – 323	
	>-150 – 0	>123 – 273	
	-273 – -150	0 – 123	

Definition(en): Schmelz-Temperatur / Fluß-Punkt

Die Schmelz-Temperatur ist die Temperatur, bei der ein Stoff (unter ansonsten Standard-Bedingungen) jeweils zur Hälfte im festen und flüssigen Aggregat-Zustand vorkommt.

Siede-Temperatur Kp [°C] (Kochpunkt, Kondensations-Temperatur)

HGr. Per.	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	$_{1}$H							$_{2}$He -269
2	$_{3}$Li 1330	$_{4}$Be	$_{5}$B	$_{6}$C	$_{7}$N	$_{8}$O	$_{9}$F -188	$_{10}$Ne -246
3	$_{11}$Na 892	$_{12}$Mg	$_{13}$Al	$_{14}$Si	$_{15}$P	$_{16}$S	$_{17}$Cl -35	$_{18}$Ar -186
4	$_{19}$K 760	$_{20}$Ca	$_{31}$Ga	$_{32}$Ge	$_{33}$As	$_{34}$Se	$_{35}$Br 58	$_{36}$Kr -152
5	$_{37}$Rb 688	$_{38}$Sr	$_{49}$In	$_{50}$Sn	$_{51}$Sb	$_{52}$Te	$_{53}$I 183	$_{54}$Xe -108
6	$_{55}$Cs 690	$_{56}$Ba	$_{81}$Tl	$_{82}$Pb	$_{83}$Bi	$_{84}$Po	$_{85}$At	$_{86}$Rn
7	$_{87}$Fr	$_{88}$Ra						

Definition(en): Siede-Temperatur / Koch-Punkt

Die Siede-Temperatur ist die Temperatur, bei der ein Stoff (unter ansonsten Standard-Bedingungen) jeweils zur Hälfte im flüssigen und gasförmigen Aggregat-Zustand vorkommt.

interessante Links:

http://www.webelements.com diverse Tabellen und Übersichten rund um das PSE

Legende

Ordnungszahl — Symbol — Name — Atomgewicht — Elektronen-konfiguration — Serie

1 H
Wasserstoff
1,0079
1

Ordnungszahl
schwarz = nicht radioaktiv
gelb = radioaktiv

Symbol
schwarz = Feststoff
rot = Gas
blau = Flüssigkeit

Serie
- Alkalimetalle
- Erdalkalimetalle
- Übergangsmetalle
- Lanthanoide
- Actinoide
- Metalle
- Halbmetalle
- Nichtmetalle
- Halogene
- Edelgase

durchgehend = natürliches Element
schraffiert = künstliches Element

Gruppe / **Periode**

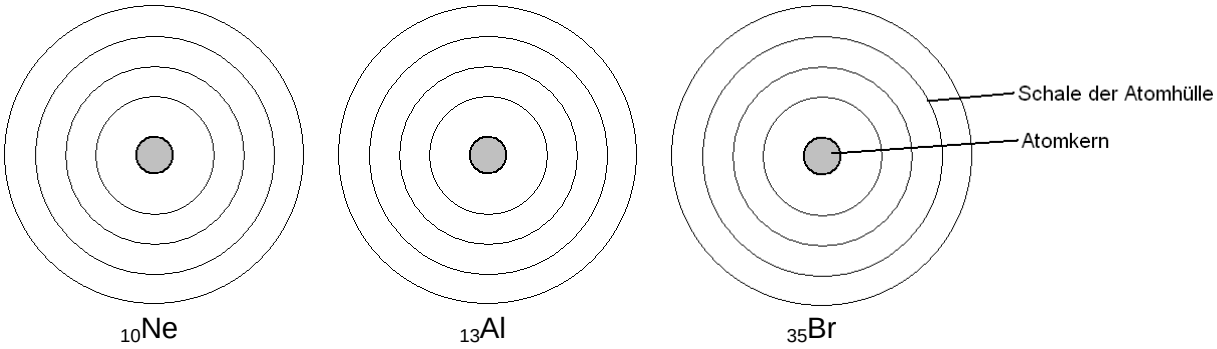
Periode	Ia	IIa	IIIb	IVb	Vb	VIb	VIIb	VIIIb	VIIIb	VIIIb	Ib	IIb	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa
1	1 H Wasserstoff 1,0079 1																	2 He Helium 4,0026 2
2	3 Li Lithium 6,941 2/1	4 Be Beryllium 9,0122 2/2											5 B Bor 10,811 2/3	6 C Kohlenstoff 12,011 2/4	7 N Stickstoff 14,007 2/5	8 O Sauerstoff 15,999 2/6	9 F Fluor 18,988 2/7	10 Ne Neon 20,180 2/8
3	11 Na Natrium 22,990 2/8/1	12 Mg Magnesium 24,305 2/8/2											13 Al Aluminium 26,982 2/8/3	14 Si Silicium 28,086 2/8/4	15 P Phosphor 30,974 2/8/5	16 S Schwefel 32,065 2/8/6	17 Cl Chlor 35,453 2/8/7	18 Ar Argon 39,948 2/8/8
4	19 K Kalium 39,098 2/8/8/1	20 Ca Calcium 40,078 2/8/8/2	21 Sc Scandium 44,956 2/8/9/2	22 Ti Titan 47,867 2/8/10/2	23 V Vanadium 50,942 2/8/11/2	24 Cr Chrom 51,996 2/8/13/1	25 Mn Mangan 54,938 2/8/13/2	26 Fe Eisen 55,845 2/8/14/2	27 Co Cobalt 58,933 2/8/15/2	28 Ni Nickel 58,693 2/8/16/2	29 Cu Kupfer 63,546 2/8/18/1	30 Zn Zink 65,38 2/8/18/2	31 Ga Gallium 69,723 2/8/18/3	32 Ge Germanium 72,64 2/8/18/4	33 As Arsen 74,922 2/8/18/5	34 Se Selen 78,96 2/8/18/6	35 Br Brom 79,904 2/8/18/7	36 Kr Krypton 83,798 2/8/18/8
5	37 Rb Rubidium 85,468 2/8/18/8/1	38 Sr Strontium 87,62 2/8/18/8/2	39 Y Yttrium 88,906 2/8/18/9/2	40 Zr Zirconium 91,224 2/8/18/10/2	41 Nb Niob 92,906 2/8/18/12/1	42 Mo Molybdän 95,96 2/8/18/13/1	43 Tc Technetium 98,91 2/8/18/13/2	44 Ru Ruthenium 101,07 2/8/18/15/1	45 Rh Rhodium 102,91 2/8/18/16/1	46 Pd Palladium 106,42 2/8/18/18	47 Ag Silber 107,87 2/8/18/18/1	48 Cd Cadmium 112,41 2/8/18/18/2	49 In Indium 114,82 2/8/18/18/3	50 Sn Zinn 118,71 2/8/18/18/4	51 Sb Antimon 121,76 2/8/18/18/5	52 Te Tellur 127,60 2/8/18/18/6	53 I Iod 126,90 2/8/18/18/7	54 Xe Xenon 131,29 2/8/18/18/8
6	55 Cs Cäsium 132,91 2/8/18/18/8/1	56 Ba Barium 137,33 2/8/18/18/8/2	57-71 siehe unten	72 Hf Hafnium 178,49 2/8/18/32/10/2	73 Ta Tantal 180,95 2/8/18/32/11/2	74 W Wolfram 183,84 2/8/18/32/12/2	75 Re Rhenium 186,21 2/8/18/32/13/2	76 Os Osmium 190,23 2/8/18/32/14/2	77 Ir Iridium 192,22 2/8/18/32/15/2	78 Pt Platin 195,08 2/8/18/32/17/1	79 Au Gold 196,97 2/8/18/32/18/1	80 Hg Quecksilber 200,59 2/8/18/32/18/2	81 Tl Thallium 204,38 2/8/18/32/18/3	82 Pb Blei 207,2 2/8/18/32/18/4	83 Bi Bismut 208,98 2/8/18/32/18/5	84 Po Polonium 209,98 2/8/18/32/18/6	85 At Astat (210) 2/8/18/32/18/7	86 Rn Radon (222) 2/8/18/32 18/8
7	87 Fr Francium (223) 2/8/18/32/18/8/1	88 Ra Radium 226,03 2/8/18/32/18/8/2	89-103 siehe unten	104 Rf Rutherfordium (261) 2/8/18/32/32/10/2	105 Db Dubnium (262) 2/8/18/32/32/11/2	106 Sg Seaborgium (263) 2/8/18/32/32/12/2	107 Bh Bohrium (262) 2/8/18/32/32/13/2	108 Hs Hassium (265) 2/8/18/32/32/14/2	109 Mt Meitnerium (266) 2/8/18/32/32/15/2	110 Ds Darmstadtium (269) 2/8/18/32/32/17/1	111 Rg Röntgenium (272) 2/8/18/32/32/18/1	112 Cn Copernicium (277) 2/8/18/32/32/18/2	113 Uut Ununtrium (287) 2/8/18/32/32/18/3	114 Uuq Ununquadium (289) 2/8/18/32/32/18/4	115 Uup Ununpentium (288) 2/8/18/32/32/18/5	116 Uuh Ununhexium (289) 2/8/18/32/32/18/6	117 Uus Ununseptium (293) 2/8/18/32/32/18/7	118 Uuo Ununoctium (294) 2/8/18/32 32/18/8

Lanthanoide	57 La Lanthan 138,91 2/8/18/18/9/2	58 Ce Cer 140,12 2/8/18/19/9/2	59 Pr Praseodym 140,91 2/8/18/21/8/2	60 Nd Neodym 144,24 2/8/18/22/8/2	61 Pm Promethium 146,90 2/8/18/23/8/2	62 Sm Samarium 150,36 2/8/18/24/8/2	63 Eu Europium 151,96 2/8/18/25/8/2	64 Gd Gadolinium 157,25 2/8/18/25/9/2	65 Tb Terbium 158,93 2/8/18/27/8/2	66 Dy Dysprosium 162,50 2/8/18/28/8/2	67 Ho Holmium 164,93 2/8/18/29/8/2	68 Er Erbium 167,26 2/8/18/30/8/2	69 Tm Thulium 168,93 2/8/18/31/8/2	70 Yb Ytterbium 173,05 2/8/18/32/8/2	71 Lu Lutetium 174,97 2/8/18/32/9/2
Actinoide	89 Ac Actinium (227) 2/8/18/32/18/9/2	90 Th Thorium 232,04 2/8/18/32/18/10/2	91 Pa Protaktinium 231,04 2/8/18/32/20/9/2	92 U Uran 238,03 2/8/18/32/21/9/2	93 Np Neptunium 237,05 2/8/18/32/22/9/2	94 Pu Plutonium (244,10) 2/8/18/32/24/8/2	95 Am Americium (243,10) 2/8/18/32/25/8/2	96 Cm Curium (247,10) 2/8/18/32/25/9/2	97 Bk Berkelium (247,10) 2/8/18/32/25/10/2	98 Cf Californium (251,10) 2/8/18/32/28/8/2	99 Es Einsteinium (254,10) 2/8/18/32/29/8/2	100 Fm Fermium (257,10) 2/8/18/32/30/8/2	101 Md Mendelevium (258) 2/8/18/32/31/8/2	102 No Nobelium (259) 2/8/18/32/32/8/2	103 Lr Lawrencium (260) 2/8/18/32/32/9/2

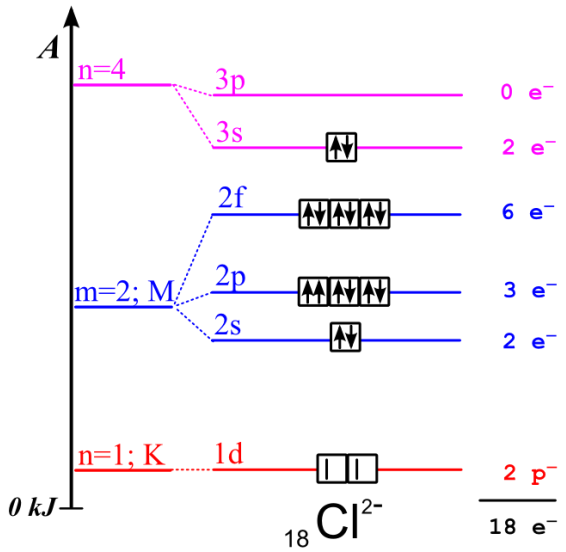
Q: de.wikipedia.org (Dr.cueppers et al.; geänd. dre)

Aufgaben (für Wiederholungen, Übungen und z.B. zur Vorbereitung auf Kontrollen)

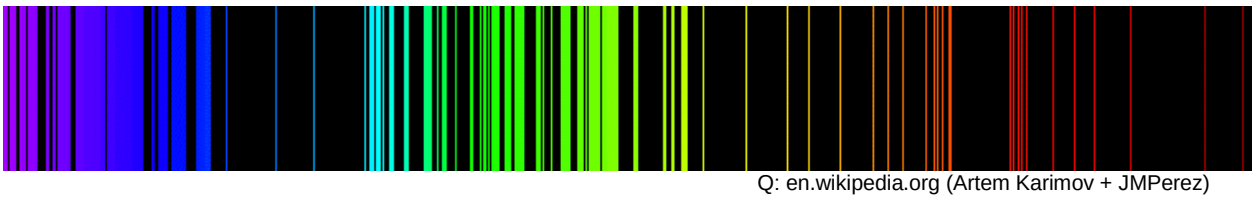
1. Erläutern Sie den Aufbau des Periodensystems der Elemente! Welche Prinzipien wurden für den Aufbau benutzt?
2. Skizzieren Sie ein Atom (Modell nach BOHR) und benennen Sie die Teile!
3. Zeichen Sie in die folgenden Skizzen die Elektronen-Anordnung entsprechend dem BOHRschen Atom-Modell für die angegebenen Elemente ein!



4. Erläutern Sie, was man in der Chemie unter der Oktett-Regel versteht!
5. Geben Sie für die folgenden Elemente die vollständige Elektronen-Konfiguration in der Textschreibweise an!
   a) $_{3}$Li b) $_{12}$Mg c) $_{13}$Al d) $_{7}$N e) $_{8}$O f) $_{36}$Kr
6. Wie lautet die Elektronen-Konfiguration für die folgenden Elemente in der vollständigen PAULING-Schreibweise?
   a) $_{14}$Si b) $_{35}$Br c) $_{47}$Ag
7. Stellen Sie für die folgenden Elemente für jeweils ein Atom das Energieniveau-Schemata auf!
   a) $_{1}$H b) $_{4}$Be c) $_{6}$C d) $_{18}$Ar
8. Was versteht man unter einem Absorptions-Spektrum? Wie entsteht so etwas? Erläutern Sie kurz!
9. Ein Mitschüler hat das nebenstehende Schema für das Chlorid-Ion in seinem Hefter. Finden Sie mindestens 10 Fehler und berichtigen Sie diese!



10. Von einem Experiment ist das folgende Spektrum liegen geblieben. Um welche Art Spektrum handelt es sich? Begründen Sie Ihre Meinung! Wie könnte das Spektrum entstanden sein?



Q: en.wikipedia.org (Artem Karimov + JMPerez)

11. Stellen Sie für die folgenden Elemente eine verkürzte Elektronen-Konfiguration sowohl für das Atom als auch für das typische Ion auf!
Geben Sie die chemische Gleichung für die Ionen-Bildung mit an!
a) $_{3}Li$ b) $_{12}Mg$ c) $_{13}Al$ d) $_{8}O$

12. Was versteht man unter der Elektronegativität (nach PAULING)? Wie verändert sich die Elektronegativität innerhalb des Periodensystems der Elemente?

<u>für die gehobene Anspruchsebene:</u>

?. Vergleichen Sie die Elektronen-Konfiguration der folgenden Stoffe! Erläutern Sie, warum diese so sein müssen!
^{12}C ^{14}C

?. Die Physiker kennen derzeit 118 Elemente im PSE. Nicht alle in der letzten Periode sind wirklich beständig und in mehr als ein paar Atomen hergestellt worden. Nun suchen die Wissenschaftler nach dem Element 119. Welcher besonderer Sachverhalt wäre mit der Entdeckung von Element 119 verbunden? Erläutern Sie auch damit zusammenhängende Sachverhalte aus dem Atom-Bau und dem Aufbau des PSE!

4.5. chemische Bindung und Bindungs-Arten

Eine der wichtigsten Grundfragen in der Chemie ist Klärung des inneren Zusammenhaltes der verschiedenen Stoffe. Wieso verbinden sich Elemente zu – teilweise unterschiedlichen – Stoffen. Wie hält diese Verknüpfung (/ Verbindung)? Warum können manche Verbindungen leicht getrennt werden, während andere unverwüstlich erscheinen? Wie bilden sich die Verknüpfungen?

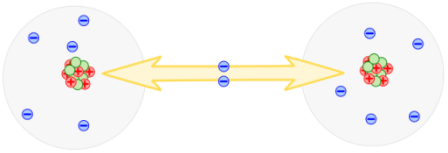
auf Grund verschiedener Stoff-Eigenschaften schließen die Chemiker heute auf verschiedene Arten von Bindungen. Besonders die Schmelz- und die Siede-Temperatur, aber auch die Wasser-Löslichkeit oder die elektrische Leitfähigkeit werden zur phänomenologischen Unterscheidung verschiedener Bindungen herangezogen. Die unterschiedlichen Stoff-Eigenschaften lassen auf verschiedene Bau-Typen schließen. Für vergleichende Betrachtungen hinsichtlich des Baus werden die Stoffe in den festen Zustand gebracht bzw. gedacht. Dabei entstehen zumeist sehr geordnete Systeme, die in Anlehnung an die typischen Salz-Strukturen Kristalle genannt werden.
In der nachfolgenden mehrseitigen Tabelle sind die verschiedenen Bau-Typen von Stoffen zusammengestellt. Beachten Sie aber unbedingt, dass zuerst zwar die gasförmigen und flüssigen Zustände beschrieben werden, diese aber nicht repräsentativ für einen "Kristall" sind. Da aber viele Stoffe bei Zimmer-Temperatur als Flüssigkeit oder Gas vorkommen, sind diese Zustände mit aufgeführt. Prinzipiell kann man sich den entsprechenden Stoff mehr oder weniger stark abgekühlt als Feststoff vorstellen oder auch herstellen.
Wegen der Übersichtlichkeit sind die Teilchen selbst nur zwei-dimensional und auch die Aufenthalts-Räume ist nur als Fläche dargestellt. Der "Raum" für den gasförmigen Zustand müsste deutlich größer sein, wenn man gleiche Druck-Verhältnisse unterstellt.
Die verschiedenen Bau-Typen lassen sich nur durch einen unterschiedlichen inneren Bau erklären. Da der Wechsel des Aggregatzustandes nicht den Stoff an sich ändert, müssen viele Stoff-Eigenschaften aus dem Bau der Bau-Elemente oder deren Verknüpfungen untereinander resultieren. Die Verknüpfung von Atomen oder Ionen werden chemische Bindungen genannt. Durch Bindungen entstehen neue Stoffe – Verbindungen genannt – mit neuen Eigenschaften. Eine gewisse Ausnahme davon können Stoffe sein, die nur aus einer Art Atome bestehen, aber molekular gebaut sind. Dies sind die molekular-vorkommende Elemente.
Derzeit postulierte Bindungs-Arten sind:

- Atom-Bindung bzw. kovalente Bindung bzw. homöopolare Bindung
- Ionen-Bindung bzw. Ionen-Beziehung bzw. ionische (polare) Bindung
- polare Atom-Bindung bzw. Atom-Bindung mit teilweisen Ionen-Charakter
- Metall-Bindung bzw. metallische Bindung
- koordinative bzw. dative bzw. Komplex-Bindung (zwischen-molekulare Wechselwirkungen)

basieren auf verschiedenen Erklärungs-Modellen. Allgemein entstehen durch Bindungen energetisch stabilere (Energie-ärmere) Zustände, als wenn die Bindungs-Elemente alleine vorkommen würden. Dabei werden u.U. immer andere Atom-Eigenschaften in den Vordergrund gestellt. Durch diverse quantitative oder berechnete Atom-Eigenschaften werden die verschiedenen Modell-Vorstellungen dann bestätigt.

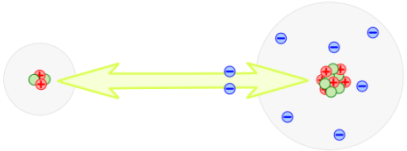
Atom-, Ionen- und Metall-Bindung werden als starke Wechselwirkungs-Kräfte verstanden
die Koordinations-Bindung entspricht schwachen Wechselwirkungs-Kräften

Bindungen können gerichtet sein, wie wir es z.B. bei der Atom-Bindung und der polaren Atom-Bindung vorfinden. Hier gibt es eine ausgeprägte Bindungs-Achse, die zwischen den Bindungs-Partnern existiert und von den beteiligten Orbitalen gebildet wird



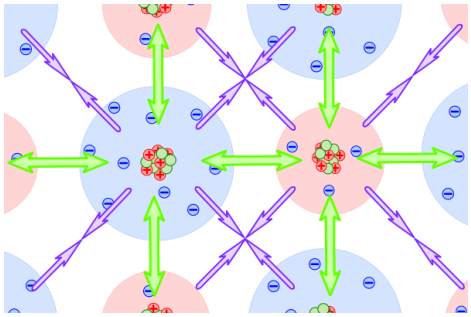
Atom-Bindung (gerichtete Bindung)

"Koordination-Zahl" entspricht der Anzahl der Bindungen, üblich sind 1 bis 4
es ergeben sich zumeist abgeschlossene Moleküle



polare Atom-Bindung (gerichtete Bindung)

Andere Bindungen sind ungerichtet. Beispiele hierfür sind die Ionen-Bindung und die Metall-Bindung.
Teilchen (Ionen, Protonen oder Elektronen) sind hier als Ganzes geladen, die Polarität strahlt in alle Richtungen gleichmäßig aus
es ergeben sich drei-dimensionale unendliche Strukturen → Kristalle
Koordinationszahl – also die Anzahl der unmittelbaren Nachbarn im Kristall – ist nicht primär von der Ladung-Zahl abhängig, sondern von der Polarität und der Größe beider Ionen, üblich sind 6 und 8



Ionen-Bindung (ungerichtete Bindung)
mit **Anziehungs**- und **Abstoßungs**-Kräften,

Modell der Elektronegativität nach PAULI ist praktisches Hilfsmittel, um Art der Bindung zu bestimmen

Δ EN = 0 → kovalente Bindung bzw. Metall-Bindung

0 < Δ EN < 1,7 → kovalente Bindung mit polarem Charakter

Δ EN ≥ 1,7 → ionische (polare) Bindung

Merksatz zur Bindungs-Energie
Beim Bilden einer Bindung wird immer Energie frei. Der gleiche Energie-Betrag wird für das Lösen der Bindungen benötigt und muss dementsprechend zugeführt werden.

Aufgaben:

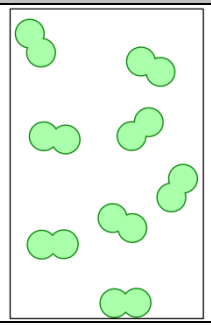
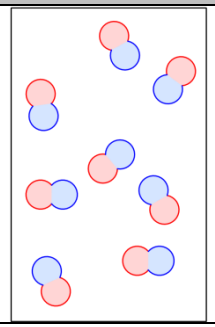
1. *Vergleichen Sie in einer geeigneten Tabelle die gerichtete und die ungerichtete Bindung!*
2.

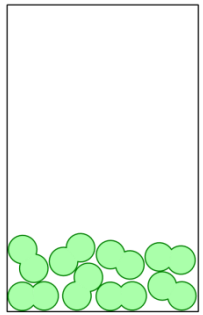
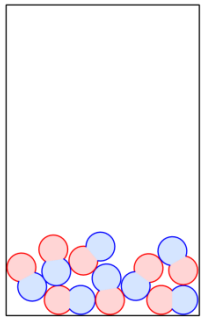
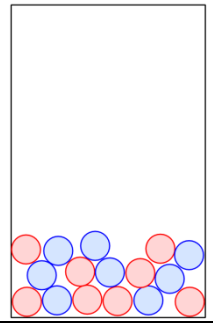
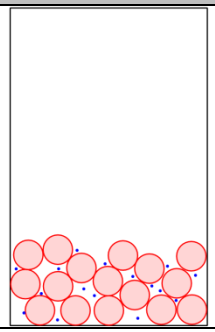
Definition(en): (chemische) Bindung
Die chemische Bindung ist ein chemisch-physikalisches Phänomen, dass die Koppelung von zwei Atomen zu einer Einheit beschreibt. Das Phänomen wird durch den energetischen Vorteil für beide Atome in der Konstellation verursacht. Jedes Atom in der Konstellation kann u.U. weitere Bindungen (zu weiteren Atomen) eingehen.

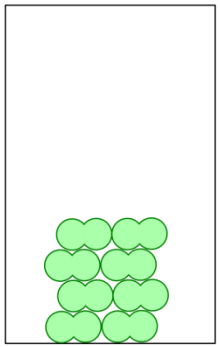
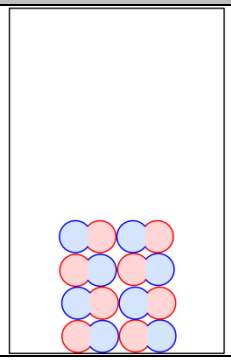
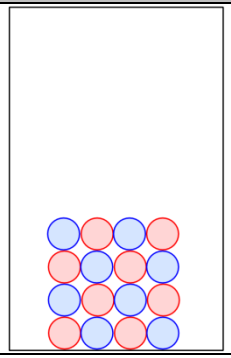
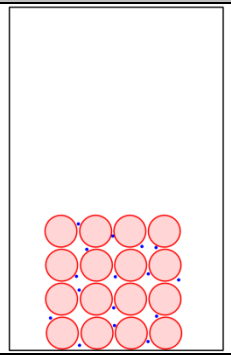
Definition(en): Koordinations-Zahl
Die Koordninations-Zahl gibt die Anzahl unmittelbarer (/ nächsten) Nachbarn eines Atoms od. Ions an.

Bindungs-Art	Bindungs-Länge [nm]	Bindungs-Stärke [kJ / mol]			
		im Vakuum	in Wasser		
kovalent	0,10	377	377		
ionisch	0,25	335	3		
Wasserstoff-Brücke	0,17	4	1		

Q: ALBERTS et.al.: Essential Cell Biology – 4. Edit.; Garland Science; S. 48

Stoff-Art / Kristall-Art	Atom-Kristall	Molekül-Kristall	Ionen-Kristall	Metall-Kristall	
im gasförmigen Zustand					
typischer Bau	Atome oder ein-elementige Moleküle	mehr-elementige Moleküle			
typische Vertreter (bei Zimmertemperatur)	Sauerstoff (molekular) Wasserstoff (molekular) Stickstoff (molekular)	Chlorwasserstoff Bromwasserstoff Ammoniak			
typische Vertreter (nach Erhitzen)	Iod (molekular) Schwefel (molekular) Phosphor (molekular)	Wasser			
Kräfte zwischen den Teilchen	VAN-DER-WAALS-Kräfte sehr gering	elektrostatische und VAN-DER-WAALS-Kräfte gering			
typische Eigenschaften	• (nicht elektrisch leitfähig) • nicht Wasser-löslich • (sehr niedrige Schmelz-Temperatur) • sehr niedrige Siede-Temperatur	• (nicht elektrisch leitfähig) • Wasser-löslich • (niedrige Schmelz-Temperatur) • niedrige Siede-Temperatur			

Stoff-Art / Kristall-Art	Atom-Kristall	Molekül-Kristall	Ionen-Kristall	Metall-Kristall	
im flüssigen Zustand					
typischer Bau	Atome oder ein-elementige Moleküle, freibeweglich	mehr-elementige Moleküle, freibeweglich	freibewegliche Ionen (Kationen u. Anionen)	freibewegliche Metall-Ionen (/ -Kationen) und freibewegliche Elektronen (Elektronen-Gas)	
typische Vertreter (bei Zimmertemperatur)	Brom (molekular)	Wasser	Kaliumnitrat Natriumchlorid Magnesiumbromid Calciumhydroxid	Quecksilber	
typische Vertreter (nach Erhitzen)	Schwefel			Zinn Blei Eisen	
Kräfte zwischen den Teilchen	VAN-DER-WAALS-Kräfte gering	elektrostatische und VAN-DER-WAALS-Kräfte mittelstark	elektrostatische Kräfte stark	elektrostatische Kräfte stark	
typische Eigenschaften	• nicht elektrisch leitfähig • nicht Wasser-löslich • niedrige Schmelz-Temperatur • niedrige Siede-Tempera	• nicht oder wenig elektrisch leitfähig • Wasser-löslich • niedrige Schmelz-Temperatur • niedrige Siede-Temperatur	• elektrisch leitfähig • Wasser-löslich • hohe Schmelz-Temperatur • sehr hohe Siede-Temperatur	• elektrisch leitfähig • nicht Wasser-löslich • hohe Schmelz-Tempe • sehr hohe Siede-Temperatur	•

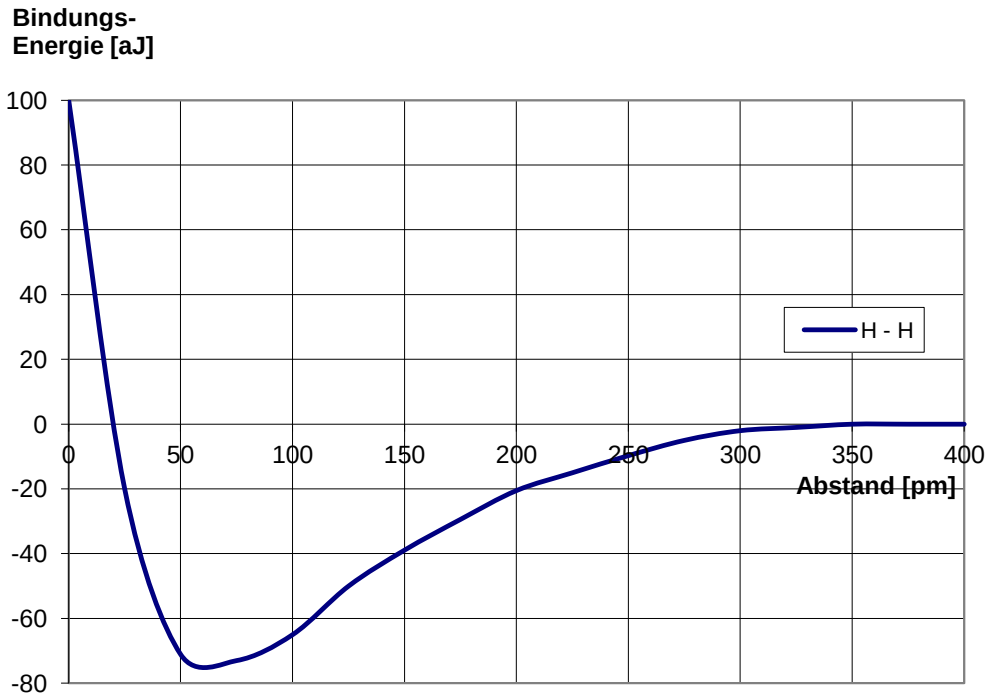
Stoff-Art / Kristall-Art	Atom-Kristall	Molekül-Kristall	Ionen-Kristall	Metall-Kristall	
im festen **Zustand** ***(Kristall-Definitions-Zustand)***					
typischer Bau	Atome oder ein-elementige Moleküle	mehr-elementige Moleküle	Ionen (Kationen u. Anionen)	Metall-Ionen (/ -Kationen) und freibewegliche Elektronen (Elektronen-Gas)	
typische Vertreter bei Zimmertemperatur	Phosphor Iod		Natriumchlorid (Kochsalz) Natriumhydroxid	Aluminium Eisen Cupfer	
Kräfte zwischen den Teilchen	VAN-DER-WAALS-Kräfte gering	elektrostatische und VAN-DER-WAALS-Kräfte mittelstark	elektrostatische Kräfte stark	elektrostatische Kräfte stark	
typische Eigenschaften	• nicht elektrisch leitfähig • nicht Wasser-löslich • niedrige Schmelz-Temperatur • niedrige Siede-Temperatur • plastisch verformbar (duktil)	• nicht elektrisch leitfähig • Wasser-löslich • niedrige Schmelz-Temperatur • niedrige Siede-Temperatur • eher nicht plastisch verformbar (eher spröde, wenig duktil)	• nicht elektrisch leitfähig • Wasser-löslich • hohe Schmelz-Temperatur • sehr hohe Siede-Temperatur • nicht plastisch verformbar (spröde)	• elektrisch leitfähig • nicht Wasser-löslich • hohe Schmelz-Temperatur • sehr hohe Siede-Temperatur • plastisch verformbar (duktil) • • löslich in flüssigen Metallen oder Metall-Schmelzen	•
zugehörige Bindungs-Art	**Atom-Bindung**	**polare Atom-Bindung**	**Ionen-Bindung**	**Metall-Bindung**	**koordinative Bindung**

4.5.1. Atom-Bindung

kovalente Bindung, Elektronen-Paar-Bindung, homöpolare Bindung

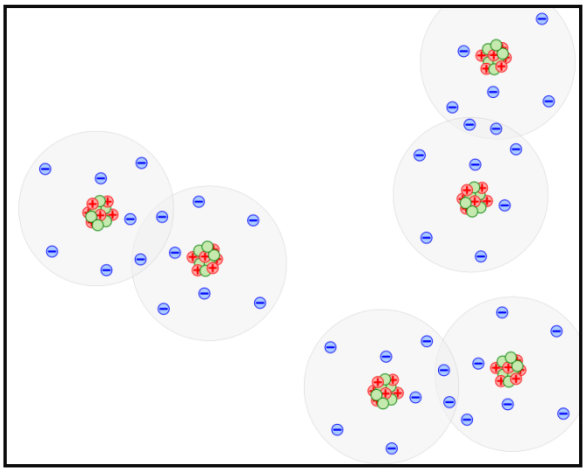
Ziel ist das Erreichen einer Edelgas-Konfiguration. Ermöglicht durch gemeinsame Nutzung von Elektronen, Energie-armer / -ärmerer Zustand, keines der an der Bindung beteiligten Atome kann die Bindungs-Elektronen vollständig für sich beanspruchen (Atome haben eine zu geringe eigene Elektronegativität bzw. beide zueinander eine zu geringe Differenz der Elektronegativität)
bei solchen Atomen möglich, die über einzelne Elektronen auf Neben-Orbitalen verfügen (s.a. HUNDsche Regel (Elektronen-Konfiguration))
aus zwei einzeln besetzten Atom-Orbitalen der Atome werden doppelt besetzte Molekül-Orbitale, diese stellen Energie-ärmere Zustände der Atom-Hülle dar und werden deshalb von den Atomen bevorzugt

Treffen zwei Atome aufeinander, dann beeinflussen sich die Kerne und Elektronen immer mehr. Bei einem sehr dichten Abstand kommt es zu massiven Abstoßungen der Kerne untereinander (s. a. u. Abb.: Situation **A**), wie auch der Elektronen untereinander. Entfernen sich die Atome wieder etwas voneinander, dann tritt u.U. eine besonders Energie-arme Situation auf (Situation **B**). Im Fall von Wasserstoff hat scheinbar jedes Atom die bindenden Elektronen für sich zur Verfügung. Die Abstoßung der Kerne ist bei diesem Abstand dazu noch relativ gering. Die Wasserstoff-Atome können nun scheinbar eine stabile Edelgas-Konfiguration (He) einnehmen und stabilisieren sich in dieser Situation. Somit liegt eine Bindung zwischen den Atomen vor. Nimmt der Abstand der Atome – z.B. durch Energie-Zufuhr – wieder zu, dann verringern sich die Chancen für die gemeinsame Nutzung der Elektronen (Situation **C**). Der Zustand wird energetisch ungünstiger und es liegt praktisch keine Bindung mehr vor.
Beim weiteren Entfernen verringert sich die Chance der gemeinsamen bzw. teilweisen Nutzung des fremden Elektrons. Dies entspricht energetisch dann der Nicht-Bindung der beiden Atome (Situation **D**).



Situation: **A** **B** **C** **D**

Atom-Bindungen sind nur bei Nichtmetall-Elementen bekannt. Es handelt sich ausschließlich um Element-Verbindungen. Diese bestehen jeweils nur aus einem einzigen Element. Neben Wasserstoff tritt Atom-Bindung bei allen gasförmigen Elementen auf. Bekannte Beispiele sind Sauerstoff, Stickstoff, Fluor und Chlor. Hier sind es fast ausschließlich zweiatomige (binäre) Moleküle (O_2, N_2, F_2 und Cl_2), die gebildet werden. Sauerstoff bildet unter hochenergetischen Bedingungen ein Molekül mit einer recht selten ternären Struktur – das Ozon (O_3).
Brom – das ebenfalls zweiatomige Moleküle (Br_2) bildet – ist die einzige Element-Flüssigkeit mit Atom-Bindung. Schwefel, Phosphor und Iod bilden z.T. sehr hochatomige Moleküle.


Atom-Bindung (schematisch)

Bei ihnen handelt es sich deshalb auch um feste Stoffe (Elemente).
Bei z.B. Cohlenstoff und Phosphor taucht noch ein weites Phänomen auf. Es gibt verschiedene stoffliche Darstellungen in der Natur. Cohlenstoff kann z.B. als Graphit aber auch als Diamant vorkommen. Beim Element Phosphor kennen wir die weiße, rote, violette und schwarze Form. Gibt es von einem Element verschiedene Formen, dann sprechen wir von **Modifikationen**. Wenn sich die Eigenschaften der verschiedenen Modifikationen z.T. deutlich unterscheiden (weißer Phosphor z.B. giftig, roter nicht), dann müssen die Ursachen im unterschiedlichen atomaren Bau zu suchen sein. Unterschiedliche Atom-Arten (also Isotope) kommen dabei nicht in Frage und konnten als Ursache auch ausgeschlossen werden. Also bleiben nur verschiedene Bindungen zwischen den Atomen als Erklärung übrig.

bei Atom-Bindung kleine Koordinations-Zahlen, da hier die über Elektronen-Paare realisierten Bindungen weitesgehend die Koordinations-Zahl bestimmen

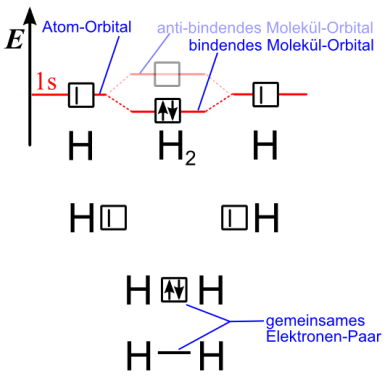
Beispiel (Formel)	**Struktur Molekül-Form**	**Anzahl Bindungen eines Atoms**	**Koordinations-Zahl**		
O_2		2	1		
S_8	Ring	2	2		
P_4	Tetraeder	4	3		
C (Diamant)	Tetraeder	4	4		

Elektronen-Schreibweise nach LEWIS (LEWIS-Formel, LEWIS-Struktur, Elektronen-Formel) konzentriert sich auf die Außen-Elektronen (Valenz-Elektronen), jedes Elektron wird als Punkt geschrieben, man beginnt zuerst mit einzelnen Punkten (→ ungepaarte Elektronen auf Unter-Orbitalen)

in der Valenz(-Strich)-Schreibweise werden dann die Elektronen-Paare (-vor allem die bindenden -) als Strich geschrieben

Zeichen	Beschreibung	Bedeutung	Beispiel
X•	Punkt(e)	bindungsfähige(s) Atom-Orbitale (reaktionsfähiges) Radikal	H• Na•
•X• •X• •X•	… 2 Außen-Elektr. … 3 Außen-Elektr. … 4 Außen-Elektr.	*weitere Außen-Elektronen werden zuerst einzeln und dann doppelt um das Symbol herum geschrieben* *ab fünf Außen-Elektronen kommt es zur Dopplung der Punkte* *zwei (gepaarte) Elektronen werden üblicherweise zusammengefasst → siehe nächste Zeile*	•Be• •Mg• •B• •Al• •C• •Si•
|X|	anliegende(r) (trennende(r)) Strich(e)	nicht-bindungsfähige(s) Atom-Orbital(e)	|Ne| •N•
X – X	zwischenliegende(r) (verbindende(r)) Strich(e)	(bindendes) Molekül-Orbital	H – H
⊕ ⊖	plus und minus	positive und negative Ladung (wegen der Verwechslungsgefahr eines einfachen waagerechten Striches (nicht-bind. AO bzw. bind. MO) mit einem (einfachen) Minus-Zeichen werden die Ladungen eingekreist)	|Cl|⊖

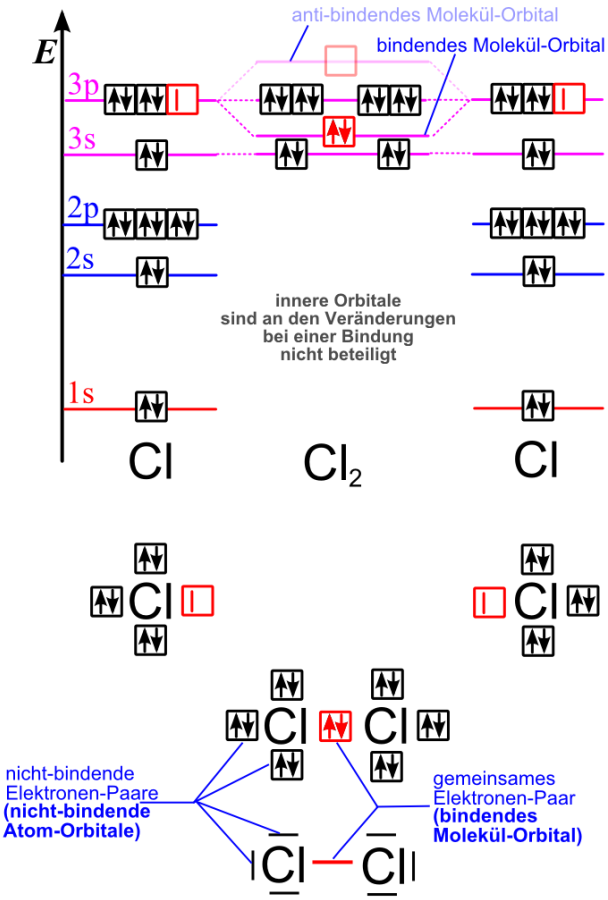
Warum Atome miteinander Verbindungen eingehen, wird vielleicht klar, wenn man sich das Energieniveau-Schema einer solchen Bindung ansieht. Das gemeinsam genutzte Elektronen-Paar liegt energetisch günstiger (niedriger) als die einzeln besetzten Atom-Orbitale. Wir sprechen in so einem Fall von einem bindendes Elektronen-Paar auf einem gemeinsamen Orbital (Bindungs-Orbital, σ-Orbital (σ … sigma)). Die beiden Atom-Orbitale (bei Wasserstoff $1s^1$) verschmelzen also zu einem Hantel-förmigen energetisch bevorzugten Molekül-Orbital.
Für die neu entstandenen Molekül-Orbitale gilt ebenfalls das PAULI-Prinzip. Die beiden bindenden Elektronen haben einen entgegengesetzten Spin.
In der LEWIS-Schreibung wird das bindende Molekül-Orbital als Bindestrich zwischen den beiden Bindungs-Partnern dargestellt.



Bei der Bildung des (bindenden) Molekül-Orbitals entsteht parallel ein weiteres Molekül-Orbital. Dieses liegt energetisch höher – also ungünstiger. Wir sprechen hier von einem anti-bindenden Molekül-Orbital. Es ist gewissermaßen eine energetische Verbotszone für die Außen-Elektronen des Wasserstoffs. In anderen Atom-gebundenen Molekülen können die anti-bindenden Molekül-Orbitale aber über die Raumstruktur mitbestimmen. Bei kovalenten Bindungen sind hier keine Elektronen zu finden, so dass man diese Orbitale nicht beachten muss. Die anti-bindenden Orbitale stellen in Metallen die frei-beweglichen Elektronen. Diese werden in für die gute elektrische Leitfähigkeit verantwortlich gemacht.

Betrachten wir nun die Verhältnisse im Chlor-Molekül. Mit seinen sieben Außen-Elektronen ist das Chlor-Atom schon kurz vor der Edelgas-Konfiguration (hier wäre es [$_{18}$Ar]). Es fehlt lediglich ein Elektron zur großen Glückseligkeit (→ Oktet-Regel). Einem zweiten Chlor-Atom geht es genauso. Beide vereinen nun ihre einzeln besetzten p-Orbitale zu einem doppelt besetzten Molekül-Orbital. Dieses ist energetisch gegenüber den einfachen p-Orbitalen bevorzugt. Die anderen Orbitale (der äußeren Schale (3s und 3p)) nehmen nicht an einer Bindung teil.

Exakterweise muß festgestellt werden, dass auch die anderen Außen-Orbitale sich zu bindenden und anti-bindenden Orbitalen differenzieren. Da sich der energetische Vorteil des einen mit dem energetischen Nachteil des anderen Orbitals ausgleichen, betrachten wir diese als unveränderlich. Sie bringen keinen Bindungs-Effekt. Unter bestimmten Bedingungen können auch sie noch Beziehungen zu anderen Stoffen aufnehmen (→ 0.3.4.5. koordinative Bindung).



Praktisch entsteht nur ein gemeinsam genutztes Elektronen-Paar, was dem bindenden Molekül-Orbital entspricht. In der LEWIS-Formel von Chlor taucht deshalb auch nur ein Bindestrich zwischen den Chlor-Atomen auf. Die nicht-bindenden Elektronen-Paare stellen wir bei Bedarf als anliegende Striche dar.

Ähnlich, wie bei Chlor, sind auch die Bindungs-Verhältnisse im Brom-Molekül. Es ist das einzige flüssige Element, dessen Atome paarweise mit Atom-Bindung koordiniert sind. Als Basis für das Bindungs-Orbital wird hier jeweils eines der 4p-Orbitale benutzt. Der flüssige Aggregatzustand lässt sich über die recht große Atom-Masse von 79,9 u erklären. Die Moleküle sind relativ schwer (159,8 u), da aber zwischen den Molekülen keine sehr starken Anziehungskräfte wirken, ist es leicht aus der Flüssigkeit verdampfbar.

Iod ist ein Beispiel für eine feste Verbindung mit Atom-gebundener Struktur. Seine Atome sind nochmals deutlich schwerer (126,9 u). Sie bilden Moleküle, bei denen jeweils ein 5p-Orbital zum bindenden Molekül-Orbital zusammentreten.

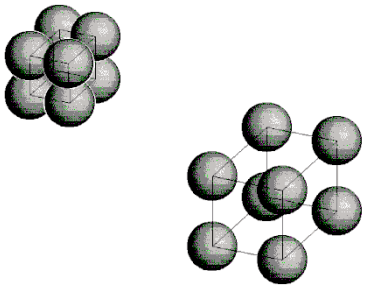
Das zwischen den Einzel-Molekülen auch im Kristall-Gitter nur geringe Anziehungs-Kräfte wirken, kann man u.a. daran erkennen, dass Iod schon bei relativ geringen Temperaturen (186 °C) sublimiert – also direkt vom festen in den gasförmigen Zustand übergeht.

Aufgaben

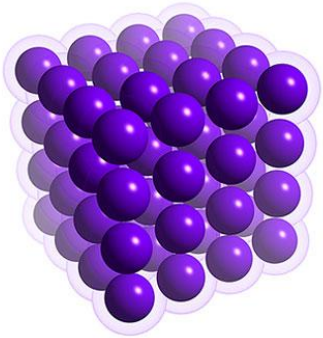
1. *Stellen Sie für Brom ein vollständiges Energie-Niveau-Schemata für die Einzel-Atome und das Molekül (wie oben für Chlor) auf!*
2. *Zeichnen Sie ein verkürztes Energie-Niveau-Schemata für die Außen-Elektronen von Iod in den Einzel-Atomen und im Molekül!*

Die Molekularität der gasförmigen Nichtmetalle gehört zum Grundwissen der Chemie. Sie kann zwar jederzeit aus den Molekülorbital- und Energie-Niveau-Schemata abgeleitet werden. Dies ist für die praktische Arbeit aber zu aufwendig. Die Kenntnis und Verwendung der entsprechenden Formeln (H_2, N_2, O_2, F_2, Cl_2, Br_2) ist deshalb als obligatorisch anzusehen!!!

bei festen Stoffen findet man ein Molekül-Gitter, sehr große – ev. polymere – Molekül-Strukturen
gleichartige und gleichgerichtete Ausrichtung der Moleküle
Zusammenhalt über VAN-DER-WAALSsche Kräfte



abgeleitete Eigenschaften von Stoffen mit Atom-Bindung
molekulare Bau, meist gasförmig oder flüssig, selten fest
relativ geringe Schmelz- und Siede-Temperaturen
elektrische Leitfähigkeit sehr gering (Nichtleiter)
löslich vorrangig in unpolaren Lösungsmitteln
eher geringe Löslichkeit in polaren Lösungsmitteln
geringe Wärme-Leitfähigkeit
geringe Festigkeit

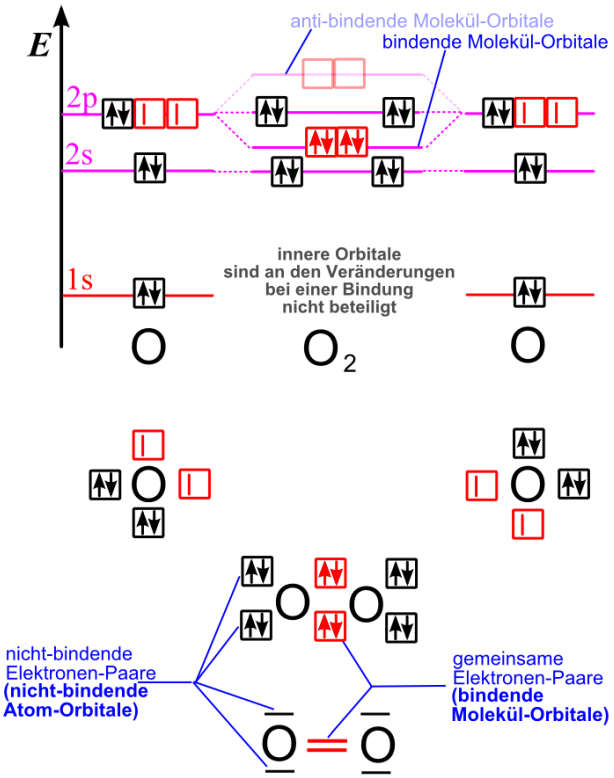


Q: www.3dchem.com

Definition(en):

4.5.1.1. Mehrfach-Bindungen

Den Elementen (z.B. Sauerstoff, Schwefel) aus der VI.-Haupt-Gruppe fehlen aber zwei Elektronen zum Erreichen einer Edelgas-Konfiguration. Sie besitzen zwei einzelne Elektronen auf den äußeren p-Orbitalen.
Nunmehr müssen sich die Sauerstoff-Atome jeweils zwei Elektronen vom anderen ausborgen. Das klappt auch wechselseitig, weil das andere Atom das gleiche "Problem" hat.
Somit bilden sich zwei bindende Molekül-Orbitale. Die anderen Elektronen des äußeren s- und p-Orbitale bleiben von der Bindungs-Erstellung unberührt.
Ganz exakt muss hier gesagt werden, dass die äußeren s- und p-Orbitale hybridisieren (verschmelzen) und vier sp^3-Hybrid-Orbitale bilden, die alle das gleiche energetische Niveau zwischen dem s- und dem p-Orbital-Niveau besitzen. Zwei dieser Orbitale sind dann jeweils nur mit einem Elektron besetzt. Sie bilden dann die bindenden Molekül-Orbitale. Die nicht-bindenden Elektronen-Paare haben das gleiche Energie-Niveau. Der Einfachhalt halber bleiben wir bei unserem Schema mit der Betonung auf die wesentlichen Veränderungen.



Aufgaben:

1. Warum haben die Atome der Elemente in der VI.-Hauptgruppe des PSE eigentlich zwei ungepaarte Elektronen in den p-Orbitalen? Sollten die nicht besser als ein Paar vorliegen?
2. Haben eigentlich alle Elemente der VI-Hauptgruppe p-Orbitale als äußere Orbitale? Erklären Sie, warum das so ist bzw. wie es ev. anders ist!
3. Stellen Sie ein Schema (wie oben) für die Bildung eines hypothetischen Schwefel-Moleküls (S_2) auf! Überlegen Sie sich, wie die Bindungen in einem S_8-Molekül aussehen müssten. Woran könnte es liegen, dass es keine S_2-Moleküle gibt?
4. Entwickeln Sie eine Schema (analog zu oben) für die Bindung in einem Stickstoff-Molekül!

Methode: Molekül-Orbital-Modell

Strategie zum Bestimmen von Molekül-Orbitalen

1. aufstellen der LEWIS-Formeln

2. abschätzen des Bindungs-Winkels nach dem Elektronen-Paar-Abstoßungs-Modell

3. schlussfolgern der Hybridisierung aus dem (beobachteten) Bindungs-Winkel
   109° → sp^3 120° → sp^2 180° → sp

4. aufstellen der Elektronen-Konfiguration (im Grund- bzw. Normal-Zustand)

5. IST die Zahl einfach besetzter Orbitale geringer als die Anzahl der Bindungen dieses Atoms DANN muss vor der Hybridisierung (→ 6.) eine Promotion (Anregung, Aktivierung) erfolgen

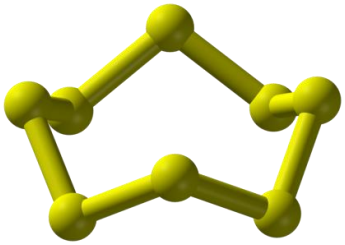
6. Hybridisierung (Gleichmachung) der Unter-Orbitale auf ein mittleres Energie-Niveau

4.5.1.2. Element-Verbindungen mit kovalenter Bindung

α-Schwefel S_8

natürlich vorkommende Form
ringförmige Moleküle

bei veränderten Temperaturen oder dem Umschmelzen bilden sich auch andere Moleküle (z.B. S6)
bei einem Schmelzen und einem nachfolgenden schnellen Abkühlen z.B. durch eingießen in Wasser entsteht ein Schrauben-förmiges (helikales) Makro-Molekül

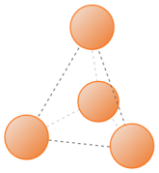


S_8-Molekül (Cyclooctaschwefel)
Q: de.wikipedia.org (Benjah-bmm27)

Phosphor

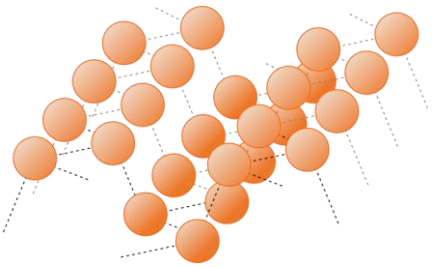
kommt in mehreren Modifikationen als weißer, schwarzer, roter und violetter Phosphor vor
unterscheiden sich sehr stark im Molekül-Bau und in ihren physikalischen, chemischen und biologischen Eigenschaften

weißer Phosphor P_4
Moleküle haben Tetraeder-Form, an jeder Ecke befindet sich ein Phosphor-Atom
hochgiftig, weil sehr reaktiv ist und stark reduzierend wirkt



Struktur von weißem Phosphor

schwarzer Phosphor
polymere Struktur
jeweils zwei Reihen von Phosphor-Atomen bilden Berg bzw. Tal der wellenförmigen polymeren Struktur, liegen immer abwechselnd in der einen oder anderen Reihen , Zickzack-artig mit jeweils einer Atom-Bindung verbunden, die dritte Bindung geht hinunter zum Tal bzw. hinauf zum Berg
ungiftig



Struktur von schwarzem Phosphor

roter Phosphor
Mischung aus verschiedenen Molekül-Strukturen
amorph ()
ungiftig

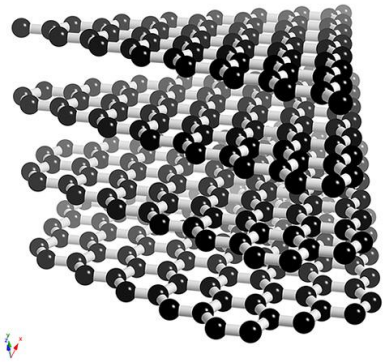
α-Selen Se_8

gibt es in den Modifikationen schwarz, grau und rot

Q:

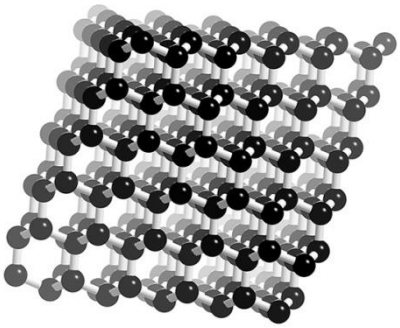
Cohlenstoff

Die Modifikationen von Cohlenstoff (Graphit, Diamant und Fullerene) werden ausführlicher im Skript zur organischen Chemie besprochen.

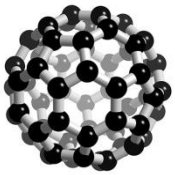


Graphit
Q: www.3dchem.com

mehrere ineinander geschachtelte Fullerenen (Buckminster-Fullerene, Bucky-Balls)
Q: www.3dchem.com



Diamant
Q: www.3dchem.com



Fullerene
Q: www.3dchem.com

Exkurs: Theorie der Molekül-Orbitale

Die Bildung von Molekül-Orbitalen aus Atom-Orbitalen folgt dem Regelwerk:

- Die Anzahl der neu gebildeten (kombinierten) Molekül-Orbitale ergibt sich aus der Summe der beteiligten Atom-Orbitale.
- Die mittlere Energie der Molekül-Orbitale ist genauso groß, wie die mittlere Energie der (ursprünglichen) Atom-Orbitale.
- Es kombinieren sich vorrangig solche Orbitale, die vergleichbare Energie-Zustände besitzen.
- Es gilt das Energie-Prinzip (Zuerst werden immer die Energie-ärmeren Orbitale besetzt.).
- Es gilt das PAULI-Prinzip (Es können höchstens zwei Elektronen auf einem Orbital angeordnet sein. Beide haben einen entgegengesetzten Spin.).
- Es gilt die HUNDsche Regel (Orbitale des gleichen Energieniveaus werden zuerst einzeln und dann gepaart besetzt.).
- Nur solche Atom-Orbitale, die sich überlappen, können Molekül-Orbitale ausbilden.
- Die Anzahl und die Intensität der Überlappung der Atom-Orbitale bestimmt die Festigkeit der Bindung (Stabilität der Molekül-Orbitale).

Halogen	Kp [°C]		Molekül-Oberfläche	VdW-Kräfte	Dipol-Kräfte	
F_2	-188					
Cl_2	-34					
Br_2	59					
I_2	186					

VdW-Kräfte .. VAN-DER-WAALS-Kräfte

Methode: Aufstellen einer LEWIS-Formel

Strategie zum Aufstellen von Formeln in Valenz-Strich- bzw. LEWIS-Schreibweise

1. die Summe der Valenz-Elektronen / Außen-Elektronen aller Atome bestimmen

2. korrigieren der Summe der Valenz-Elektronen für Molekül-Kationen bzw. –Anionen
   (bei Kationen wird die Ladung von der Summe abgezogen; bei Anionen hinzugezählt)

3. Bedarf an Elektronen für jedes Atom berechnen (Oktet-Bedarf für Wasserstoff 2 Elektronen, für die anderen Elemente 8)

4. berechnen der gemeinsamen Elektronen-Paare über:

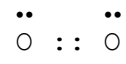
$$N_{EP} = \frac{\sum Oktet\text{-}Bedarf - \sum Valenz\text{-}Elektronen}{2}$$

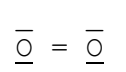
5. Wasserstoff bindet vorrangig an Sauerstoff

6. mit den freien Elektronen die Oktette ergänzen

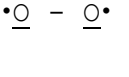
Grenzen der LEWIS-Formeln

z.B. Sauerstoff O_2
Brauchbare und häufig verwendete Formeln sind:

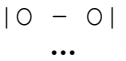




Diese beschreibt aber alle Elektronen als gepaart. Beim Abgleich mit anderen physikalischen Eigenschaften taucht aber ein Problem auf. Sauerstoff ist paramagnetisch, was bedeutet, es besitzt ungepaarte Elektronen.
Etwas besser geeignet wäre danach eine Formel mit freien Elektronen. Die trägt aber nicht der beobachteten Bindungs-Art und -Stärke Rechnung.

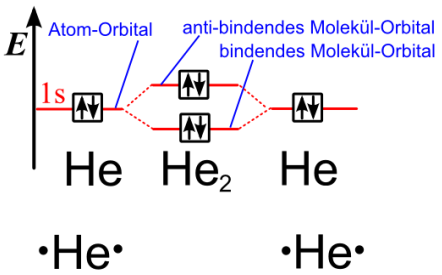


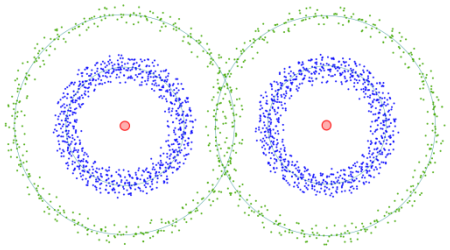
In der Fach-Literatur wird als Kompromiß z.B. die folgende Formel angeboten:



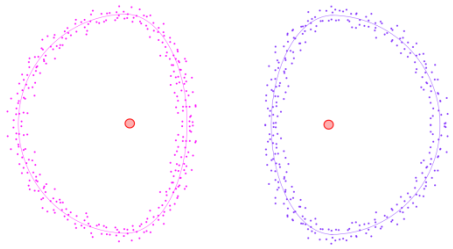
4.5.1.3. anti-bindende Molekül-Orbitale

Da uns hier nur die Bindungen zwischen den Teilchen interessieren, haben wir die anti-bindenden Molekül-Orbitale – noch dazu da sie zumeist unbesetzt waren – einfach weggelassen. Die anti-bindenden Molekül-Orbitale können aber auch gut zur Erklärung von nicht erfolgenden Bindungen zwischen zwei Atomen dienen.
Nehmen wir hier eines der einfachsten Beispiele, um das Prinzip zu verdeutlichen. Eigentlich könnte Helium doch als Gas auch molekular vorkommen. Warum kommt es hier nicht zur Ausbildung irgendeiner Bindung?
Wie beim Wasserstoff können wir hier leicht die beiden (bindendes und anti-bindendes) Molekül-Orbital in einem Energieniveau-Schema einzeichnen. Beide Orbitale sind mit Elektronen der 1s-Orbitale der Atome belegt. Der energetische Vorteil des bindenden Molekül-Orbitals wird durch den gleichgroßen Nachteil des anti-bindenden aufgehoben.
Ein energetischer Vorteil entsteht dabei also nicht. Damit gibt es für die Helium-Atome auch keinen Grund in der Verbindung He_2 zu bleiben.

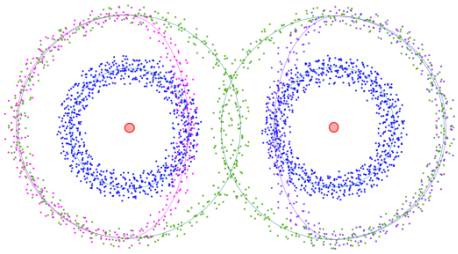




bindendes Molekül-Orbital (grün)
(für das theoretische He_2)



antibindendes Molekül-Orbital
(für das theoretische He_2)



kombinierte Molekül-Orbitale
(für das theoretische He_2)

Bindung	Kern-Abstand		Bindungs-Energie [kJ/mol]	
	[pm]	[Å]		
H – H	74		436	
F – F	142	1,43	159	$-2{,}64*10^{-19}$ J (pro Molekül)
Cl – Cl	199	2,00	242	
Br – Br	228	2,28	193	
I – I	267	2,67	151	
O = O	120	1,21	497	$-8{,}97*10^{-19}$ J (pro Molekül)
S = S				
>N – N<	146			$-2{,}72*10^{-19}$ J (pro Molekül)
- N = N -	125			$-6{,}97*10^{-19}$ J (pro Molekül)
N ≡ N	110	1,10	945	$-15{,}7*10^{-19}$ J (pro Molekül)
C – C	154		413	
C = C	134		348	
C ≡ C	120		614	

Daten-Q: /18, S. 78; 3, S. 155; 16, S. 44/

Aufgaben:

1. Stellen Sie die Struktur-Formeln in LEWIS-Schreibweise für die folgenden Stoffe auf!

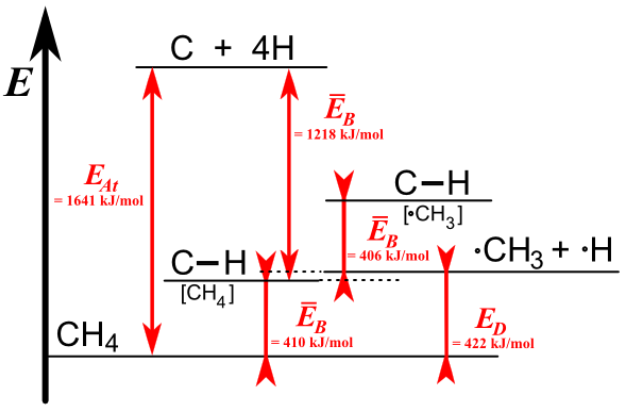
a)	F_2	b)	Brom	c)	HF
d)	Wasser	e)	Schwefelwasserstoff	f)	CH_4
g)	Ammoniak	h)	SF_2	i)	Difluoroxid
j)	Phosphortrichlorid	k)	$AsCl_3$	l)	CBr_4
m)	C_2H_6	n)	C_2H_4	o)	SO_2
p)	SO_3	q)	CO	r)	N_2O_5
s)	N_2S_3	t)	NO_3^-	u)	SO_4^{2-}
v)	Ameisensäure	w)	Ethanol	x)	Phosphat-Ion
y)	Ammonium-Ion	z)	CO_3^{2-}		

E_{At} Atomisierungs-Energie → vollständige Zerlegung von Methan in die Atome

E_B mittlere Bindungs-Energie (für Methan [CH_4] bzw. Methyl [·CH_3])

E_D Dissoziations-Energie → Ablösung eines Wasserstoff-Atoms

Herauslösen ist Energie-aufwändiger als die mittlere Bindungs-Energie



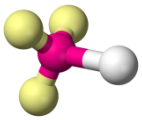
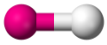
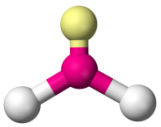
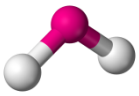
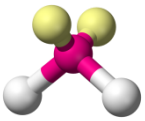
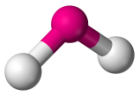
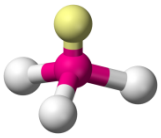
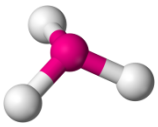
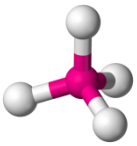
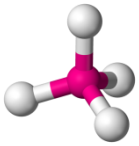
Atomisierungs- Dissoziations- und Bindungs-Energien im Methan-Molekül und im Methyl-Radikal
nach: /22, S. 102/

4.5.1.4. die Raum-Struktur von Atom-Bindungen – das VSEPR-Modell

Die räumliche Struktur der besprochenen Moleküle haben wir meist intuitiv oder pauschal abgeleitet. Es bleibt natürlich die Frage, ob die Anordnung nicht auch wissenschaftlich erklärbar ist?
Die englischen Chemiker NYHOLM und GILLESPIE stellten in den 60iger Jahren des 20. Jahrhunderts das – ursprünglich VEPR-Theorie genannte – Erklärungs-Modell auf. VEPR ist dabei die Abkürzung zur englischen Bezeichnung valence electron pair repulsion (Valenz-Elektronen-Paar-Abstoßung). Heute findet man allgemein die Bezeichnungen GILLESPIE-NYHOLM-Modell, Elektronenpaar-Abstoßungs-Modell oder VSEPR-Modell. Die Abkürzung VSEPR steht dabei für valence shell electron pair repulsion (Valenzschalen-Elektronen-Paar-Abstoßung).
Im deutschen Wissenschafts-Bereich findet man auch die Abk. EPA für Elektronen-Paar-Abstoßung.
Mit wenigen Regeln werden nun Aussagen zur Anordnung der Bindungen und der freier Elektronen-Paare gemacht, um dann die Raumstruktur der Moleküle zu charakterisieren.

1. die Elektronen-Paare eines / des (zentralen) Atoms ordnen sich so an, dass ihr räumlicher Abstand möglichst groß ist
2. freie Elektronen-Paare beanspruchen mehr Platz als bindende Elektronen-Paare (erhöhter Raum-Bedarf) – dies bewirkt eine Weitung des Winkels zwischen der Bindung und der Lage-Achse des freien Elektronen-Paares
3. stärke polare Bindungen (höhere Differenz der Elektronegativität) vermindern den Raum-Bedarf (/ den Winkel zu freien Elektronen-Paaren oder anderen Bindungen)
4. Mehrfach-Bindungen beanspruchen mehr Platz als einfache Bindungen; für die Raumstruktur wird die Mehrfach-Bindung als eine Bindung gesehen (praktisch wird nur die σ-Bindung gezählt, die π-Bindungen spielen nur für den Raum-Bedarf eine Rolle)
5. einzelne freie Elektronen (in Radikalen) beanspruchen weniger Platz als freie Elektronen-Paare
6. größere Liganden beanspruchen mehr Platz, als kleinere (→ größere sterische (räumliche) und elektrostatische Abstoßung)

Einige häufig vorkommende Molekül-Strukturen sind umseitig dargestellt.

Bind.	Anzahl freie e^--Paare	freie e^- einzeln		Raumstruktur	Winkel	Beispiele
1			linear	linear	180°	H_2
1	3		 tetraedrisch	 linear	180°	HCl
2			linear	linear	180°	$BeCl_2$ CO_2
2	1		 trigonal planar	 gewinkelt	≈115°	SO_2 O_3 NO_2^-
2	2		 tetraedrisch	 gewinkelt	≈104°	H_2O
3	1		 tetraedrisch	 trigonal pyramidal	≈107°	NH_3
4			 tetraedrisch	 tetraedrisch	109,5°	CH_4 SO_4^{2-} PO_4^{3-} ClO_4^-

alle Bilder: Q: de.wikipedia.org (Benjah-bmm27)

Aufgaben:

1. Ordnen Sie die folgenden Moleküle obigen Strukturen zu!

a)	F_2	b)	Brom	c)	SO_3
d)	CH_3Cl	e)	Schwefelwasserstoff	f)	N_2O_3
g)	Difluoroxid	h)	SF_2	i)	CH_3-CH_2OH

2. Welche Bindungs-Winkel erwarten Sie für die nachfolgenden Strukturen? Begründen Sie Ihre Meinung!

a)
```
      Cl
      |
Cl - C - H
      |
      H
```

b)
```
        O
       //
H - C
       \
        H
```

c)
```
        O
       //
H - C
       \
        O - H
```

d)
```
H - C ≡ C - H
```

e)
```
H   H
|   |
C = C
|   |
H   H
```

f)
```
CH3 - CO - CH3
```

für die gehobene Anspruchsebene:

3. Überlegen Sie sich, wie die Raumstruktur von Schwefelhexafluorid aussehen müsste!

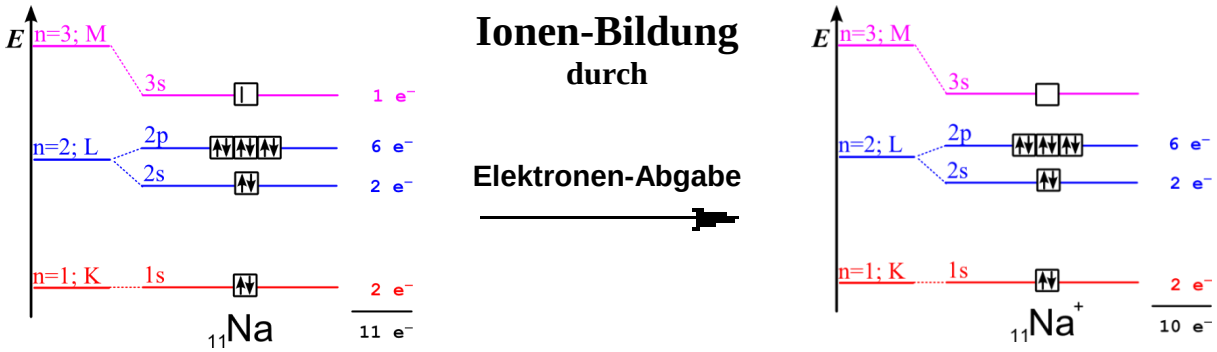
Molekül		Atomisierungs-Energie E_{At} [kcal/mol]	mittl. Bindungs-Energie E_{Diss} [kcal/mol]	Dissoziation	
Formel	Bezeichnung / Name			Bindung R'–R''	mittl. Dissoziations-Energie E_{Diss}[R'–R''] [kcal/mol]
CO_2	Cohlendioxid	381,5	190,8	OC–O	125,7
CS_2	Schwefelcohlenstoff	272,0	136,0	SC–S	96,2
NO_2	Stickstoffdioxid	221,8	110,9	ON–O	71,8
SO_2	Schwefeldioxid	253,0	126,5	OS–O	129,4
H_2O	Wasser	219,4	109,7	HO–H	118,0
H_2S	Schwefelwasserstoff	172,1	86,1	HS–H	90,7
BF_3	Bortrifluorid	452,8	150,9	F_2B–F	133,0
NH_3	Ammoniak	276,8	92,3	H_2N–H	104,0
ClF_3	Chlortrifluorid	120,8	40,3	F_2Cl–F	17,7
CH_4	Methan	392,1	98,0	H_3C–H	101,0
CF_4	Tetrafluormethan	462,2	115,6	F_3C–F	118,0
CCl_4	Tetrachlormethan	308,0	77,0	Cl_3C–Cl	66,0
XeF_4	Xenontetrafluorid	114,5	28,6		
PF_5	Phosphorpentafluorid	305,1	61,0		
SF_6	Schwefelhexafluorid	460,9	76,8		
H_2O_2	Wasserstoffperoxid	252,3	-	HO–OH	49,6
				HOO–H	87,3
N_2O	Distickstoffmonoxid	263,7	-	NN–O	38,7
				ON–N	113,7
N_2O_4	Distickstofftetraoxid	456,5	-	O_2N–NO_2	12,8
				O_2N_2(O)–O	75,0

Daten-Q: /22, 102/

4.5.2. Ionen-Bindung (Ionen-Beziehung)

ionische (polare) Bindung
zu beachten ist, dass der Begriff polare Bindung nicht nur für Ionen-Bindung zutreffend ist, sondern auch für eine – noch zu besprechende – Übergangs-Form zwischen Atom- und Ionen-Bindung (→ 3.4.3. Atom-Bindung mit teilweisen Ionen-Charakter (polare Atom-Bindung)).

Atome sind bestrebt für ihre äußere Elektronen-Schale eine stabile Edelgas-Konfiguration zu erreichen, diese ist besonders stabil – weil Energie-arm
dabei kommt es u.U. zur Ionen-Bildung
besonders ausgeprägt ist die Ionen-Bildung bei den Elementen der I. und II. sowie der VI. und VII. Hauptgruppe.
Die Elemente der I. und II. Hauptgruppe bilden, wie die anderen Metalle auch, einfach oder mehrfach positiv geladene Ionen (Kationen). Bei ihnen liegt also eine Tendenz vor, äußere Elektronen abzugeben. Sie erreichen so am einfachsten eine Edelgas-Konfiguration. Es handelt sich dabei um die Konfiguration, die dem Edelgas mit der nächstniederen Ordnungszahl entspricht.



$$Na \longrightarrow Na^+ + e^-$$

Für das Natrium wäre dies die Neon-Konfiguration:

$$_{11}Na:\ [_{10}Ne]\ 3s^1 \longrightarrow {}_{11}Na^+:\ [_{10}Ne] + e^-$$

Die Elemente der VI- bzw. VII. Hauptgruppe erreichen eine stabile Achterschale (Edelgas-Konfiguration) durch Aufnahme von Elektronen.

$$Cl + e^- \longrightarrow Cl^-$$

Das bedeutet, dass immer die nächsthöhere Edelgas-Konfiguration erreicht wird. Beim Chlor ist das Argon.

$$_{17}Cl:\ [_{10}Ne]\ 3s2\ 3p5 + e^- \longrightarrow {}_{17}Cl^-:\ [_{18}Ar]$$

Der jeweilige energetische Vorteil ist für die betroffenen Elemente besonders stark, so dass eine starke Tendenz zur Ionen-Bildung vorliegt. In der Chemie merken wir dies meist daran, dass diese Stoffe sehr reaktiv sind.
Die Bildung der beiden Ionen wird dadurch möglich, dass quasi gleichzeitig das Natrium-Atom sein eines Außen-Elektron abgibt (doniert, spendet), während ein Chlor-Atom das Elektron sofort aufnimmt (akzeptiert, sich einverleibt).

Na	$\longrightarrow$	$Na^+ + e^-$	Elektronen-Abgabe
$Cl + e^-$	$\longrightarrow$	Cl^-	Elektronen-Aufnahme

Die Teil-Gleichungen lassen sich zu einer Reaktions-Gleichung zusammenfassen:

$$Na + Cl + e^- \longrightarrow Na^+ + e^- + Cl^-$$

Die auf beiden Seiten vorkommenden Elektronen können dann "gekürzt" werden:

$$| \; Na + Cl \longrightarrow NaCl \; |$$ ***!!! chemische Gleichung noch nicht richtig!***

Da Chlor nur molekular (zwei-atomig) vorkommt, müssen die Teil-Reaktionen doppelt ablaufen.

$2\,Na$	$\longrightarrow$	$2\,Na^+ + 2\,e^-$	Elektronen-Abgabe
$Cl_2 + 2\,e^-$	$\longrightarrow$	$2\,Cl^-$	Elektronen-Aufnahme
$2\,Na + Cl_2$	$\longrightarrow$	$2\,NaCl$	Gesamt-Reaktion

Ob man die Teil-Gleichungen zuerst richtig stellt – also hinsichtlich der Elektronen-Zahl ausgleicht oder z.B. wegen der Molekularität eines Stoffes korrigiert – oder ob man dies erst vor der Erstellung der Stoff-Gleichung tut, ist Geschmacks-Sache! Nur vergessen darf man es am Ende nicht!

Bei molekularen Stoffen darf übrigens auch mit (ganzzahligen) Brüchen bei der Stoffmenge gearbeitet werden. Damit wäre auch die folgende Gleichung richtig:

$$Na + \tfrac{1}{2}\,Cl_2 \longrightarrow NaCl$$ Gesamt-Reaktion

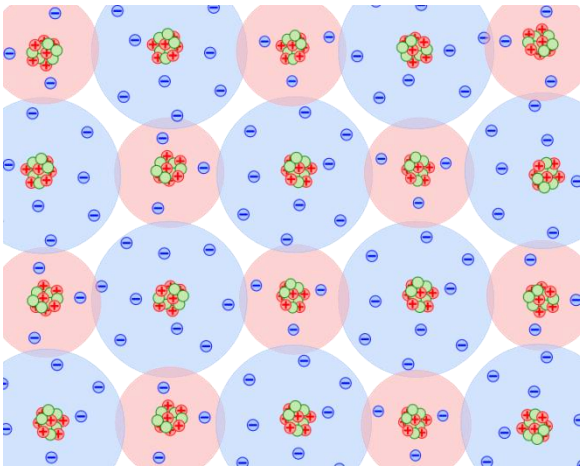
Diese Stoff-Gleichung hat zudem den Vorteil, dass sie direkt aus den Teil-Gleichungen abgeleitet werden kann. Man spart sich also das Extra-Schreiben von erweiterten Teil-Gleichungen.

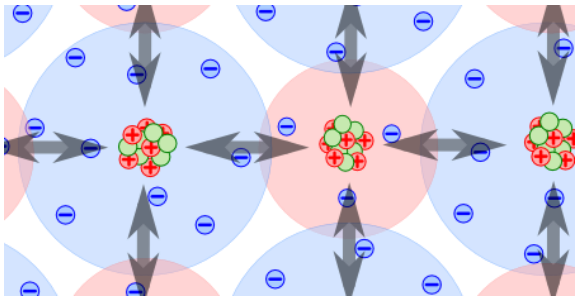
Aufgaben:

1. ***Weisen Sie durch saubere mathematische Additionen und Term-Umformungen der chemischen Teil-Gleichungen nach, dass die oben angegebene chemische Summen-Gleichung für die Bildung von Natriumchlorid richtig ist! (Der Reaktionspfeil ist ein chemisches Gleichheitszeichen!)***

   (ev. ist es eine Hilfe, die chemischen Gleichungen (z.B. Cl + e⁻ ⟶ Cl⁻) zuerst in typische Variablen-Gleichungen umzuwandeln, z.B.: a + b = c und diese dann später zurückzuübersetzen)
2. ***Stellen Sie die Reaktions-Schemas (Teil- und Gesamt-Reaktionen) für die nachfolgen Reaktionen auf!***
   a) Kalium + Chlor
   b) Magnesium + Brom
   c) Aluminium + Fluor
   d) Eisen + Schwefel
   e) Bildung von Lithiumoxid

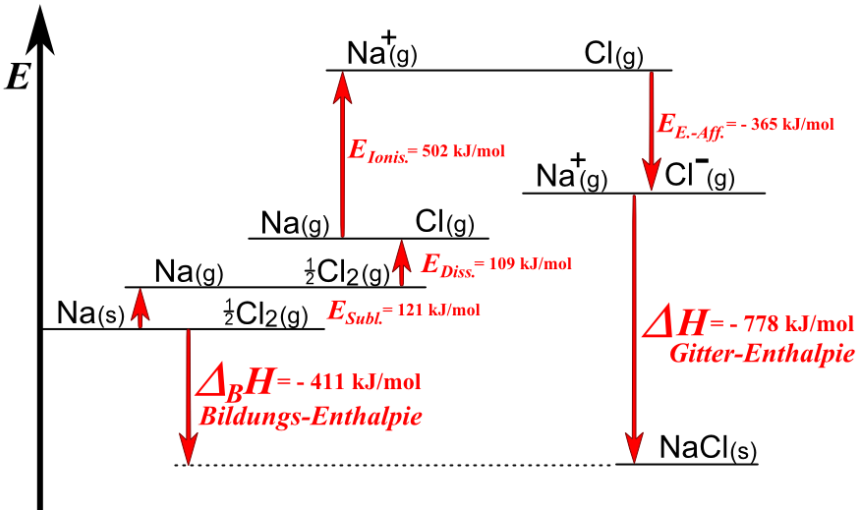
Nach der **Ionen-Bildung** folgt nun die (Ionen-)**Paar-Bildung**. Jedes Ion ist so stark geladen, dass es sich sofort mit einem anderen – entgegengesetzt geladenen – Ion paart. Die elektrostatischen Kräfte bewirken eine feste Bindung der beiden Ionen aneinander. Es liegt eine Ionen-Bindung vor. Diese ist eine sehr starke Bindung.
Die elektrostatischen Kräfte wirken aber auch in die anderen Raum-Richtungen. Andere Ionen-Paare lagern sich nach und nach an und stabilisieren die stark polaren Ionen im Zentrum von drum herumliegenden anders geladenen Ionen.
Gelangen dagegen gleich-geladene Ionen aneinander dann stoßen sich diese ab.
Durch die (abwechselnde) regelmäßige Anordnung ergeben sich elektrostatisch sehr stabile Gebilde – die Ionen-Kristalle oder Ionen-Gitter.
Den Entstehungs-Vorgang bezeichnen wir auch als **Ionen-Kristall-Bildung**.
Ionen-Bildung, die Paar-Bildung und letztendlich die Kristall-Bildung sind unmittelbar aufeinanderfolgende Einzel-Prozesse, die immer zusammengehören und zusammen ablaufen.


Ionen-Bindung (schematisch)



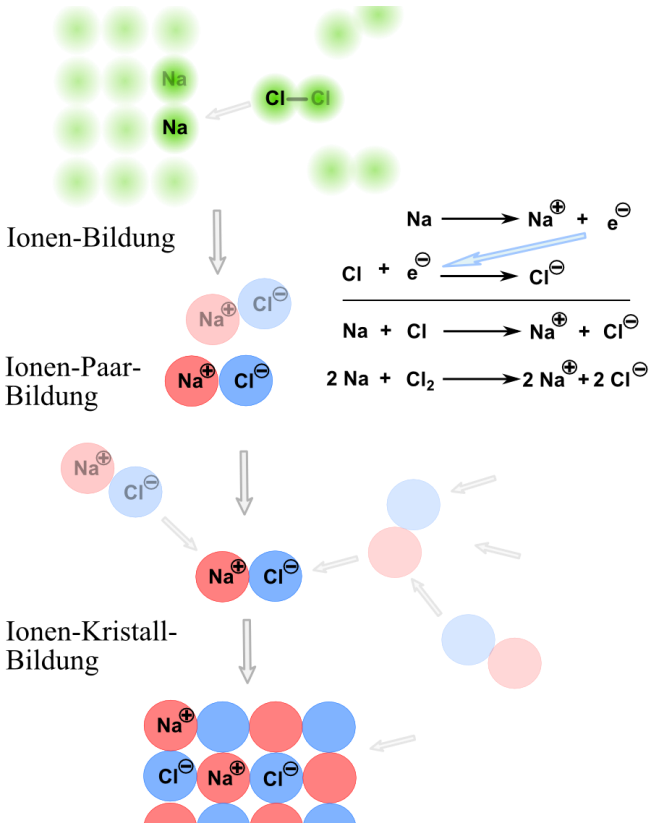
Die resultierenden Salze / Salz-artigen Verbindungen sind nicht etwa dadurch so stabil, dass sie aus Ionen mit Edelgas-Konfiguration bestehen, sondern durch die Gitter-Energie, die erst durch die Zusammenlagerung der verschiedenen Ionen frei wird.

Graphisch und energetisch lässt sich dieser Sachverhalt im sogenannten BORN-HABER-Kreis-Prozess darstellen und erklären. Sinn dieses Schemas ist die Erschließung von energetischen Größen, die experimentell nicht oder nur sehr schwer zugänglich sind. Vielfach ist dies z.B die Elektronen-Affinitäts-Energie $E_{E.Aff.}$.
Der BORN-HABER-Kreis-Prozess ist eine praktische Anwendung des Satz von HESS.



BORN-HABER-Kreis-Prozess für die Bildung von NaCl aus den Elementen

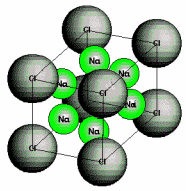
Neutrale Chlor-Moleküle treffen auf Natrium-Atome in einem Metall-Gitter (→ Metall-Bindung). Die Elektronen-liebenden Chlor-Atome interagieren mit dem Natrium, welches eine geringere Elektronegativität hat. Die Chlor-Atome entziehen den Natrium-Atomen ihre einzelnen Außen-Elektronen, wodurch diese eine Edelgas-Konfiguration ([Ne]) erreichen. Die Chlor-Atome aus dem Molekül füllen mit diesen Elektronen ihre Lücke zur Edelgas-Konfiguration ([Ar]) auf.
Das negativ geladene Chlorid-Ion paart sich sofort mit einem positiv geladenen Natrium-Ionen. Im Ionen-Paar bleibt jedes Ion aber eigenständig. Die fehlenden bzw. überschüssigen Elektronen werden nicht angeglichen, da dies eine Verschlechterung der energetischen Situation jedes Teilchen bedeuten würde. Die Beziehung (Bindung) zwischen den beiden Ionen basiert nur auf elektro-statischen Kräften (COULOMBsche Kräfte).
Die elektro-statischen Kräfte wirken bei jedem Ion in alle Richtungen. Dadurch werden auch andere Ionen-Paare angezogen.
Nach und nach lagern sich immer mehr Ionen-Paare zu einem Ionen-Kristall zusammen. Hierin besteht der eigentliche energetische Gewinn der Reaktion. Durch Zusammenlagern der Ionen wird eine gewaltige Gitter-Enthalpie frei.

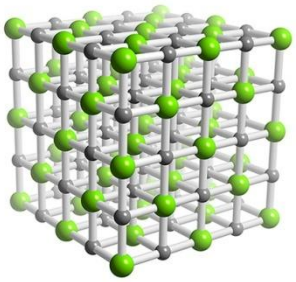


Definition(en): Gitter-Energie

Die Gitter-Energie ist die Energie, die bei der Bildung eines Ionen-Gitters aus seinen Ionen in der Gas-Phase frei wird.

Definition(en): Koordinations-Zahl
Die Koordinations-Zahl gibt für ein Struktur-Element (hier: Ion) die Anzahl nächster Nachbarn im (Ionen-)Gitter an.





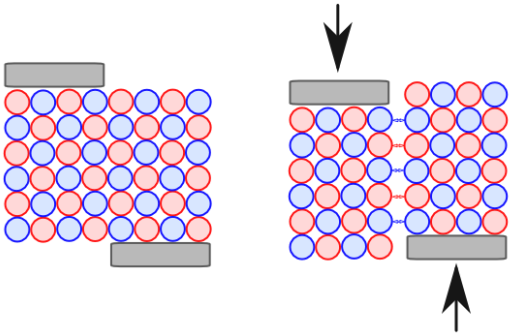
Q: www.3dchem.com

bei Ionen-Bindung meist sehr hohe Koordinations-Zahlen, da sich die Ionen rundherum mit anders geladenen Teilchen umgeben

Beispiel (Formel)	**Zentral-Ion**	**Partner-Ion**	**Koordinations-Zahl**		
CsCl	Cs^+	Cl^-	8		
	Cl^-	Cs^+	8		
NaCl	Na^+	Cl^-	6		
	Cl^-	Na^+	6		
CaF_2	Ca^{2+}	F^-	8		
	F^-	Ca^{2+}	4		

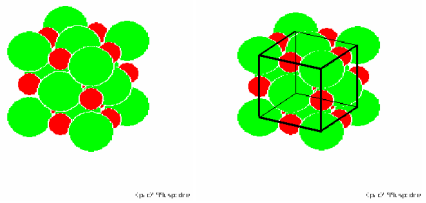
4.5.2.1. Verbindungen mit ionischer Bindung

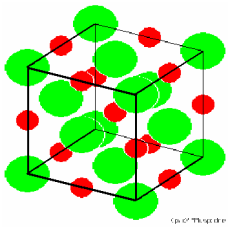
resultierende / abgeleitete / charakteristische Eigenschaften:
(sehr) hohe Schmelz- und Siede-Temperaturen, bei Zimmer-Temperatur immer Feststoffe
große Härte
allgemein sehr gut löslich in polaren Lösungsmitteln
im festen Zustand nicht elektrisch leitend
in der Schmelze oder in der Lösung dienen die Ionen als frei bewegliche Ladungs-Träger, Schmelzen und Lösungen sind daher elektrisch leitend; Leitfähigkeit nimmt mit steigender Temperatur zu (zum Vergleich: bei Metallen ab)
beim Stromfluss kommt es auch zur Elektrolyse, d.h.
wegen der starken Abstoßungs-Kräfte gleichgeladener Teilchen kommt es bei äußeren Krafteinwirkungen zum spröden Bruch



die Anordnung der Ionen kann relativ unterschiedlich erfolgen
Man unterscheidet verschiedene Koordinationszahlen. Diese beschreiben die Anzahl der entgegengesetzt geladenen Ionen mit denen sich ein (als zentral angesehenes) Ion umgibt.

Natriumchlorid (Kochsalz)





Aufgaben:

1. Informieren Sie sich über den Bau der folgenden ionischen Verbindungen!

Natriumchlorid, Aluminiumnitrid, Cäsiumchlorid, Magnesiumbromid, Zinksulfid (Zinkblende), Blei(II)-chlorid (Bleidichlorid)

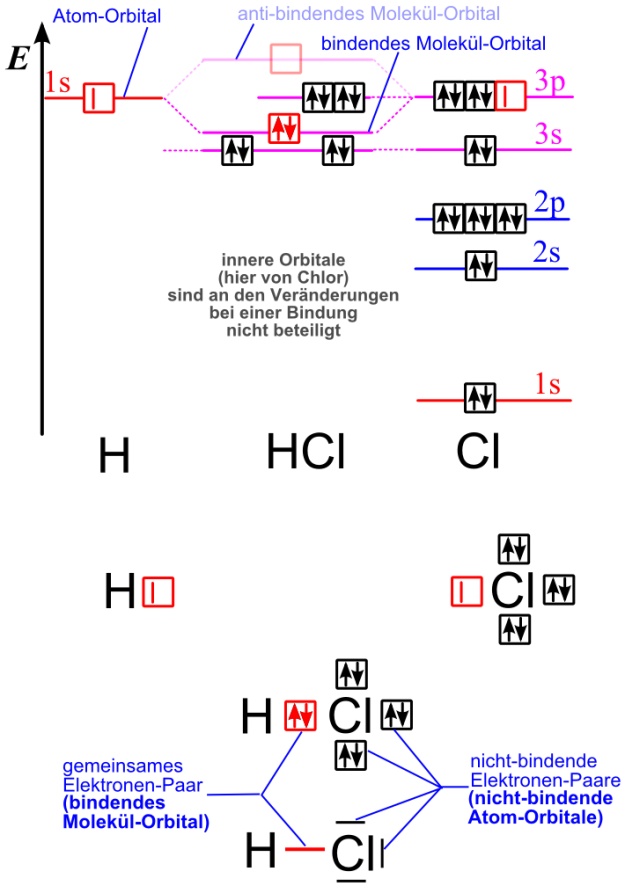
2. Stellen Sie die Formeln auf bzw. suchen Sie diese aus Tafelwerken heraus!

3. Bestimmen Sie die vorliegenden Koordinations-Zahlen!

4. Ordnen Sie die Verbindungen nach folgenden Kriterien!

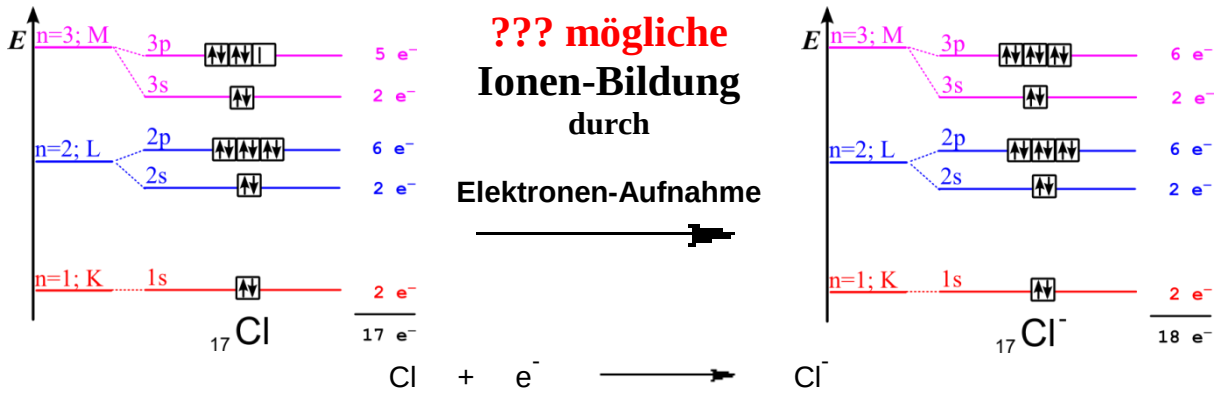
a) Ladung der Kationen
b) Ladung der Anionen
c) Ionen-Radien der Kationen
d) Ionen-Radien der Anionen
e) Koordinationszahl für die Kationen
f) Koordinationszahl für die Anionen
g) Schmelz-Temperatur
h) Siede-Temperatur

4.5.3. Atom-Bindung mit teilweisen Ionen-Charakter (polare Atom-Bindung)

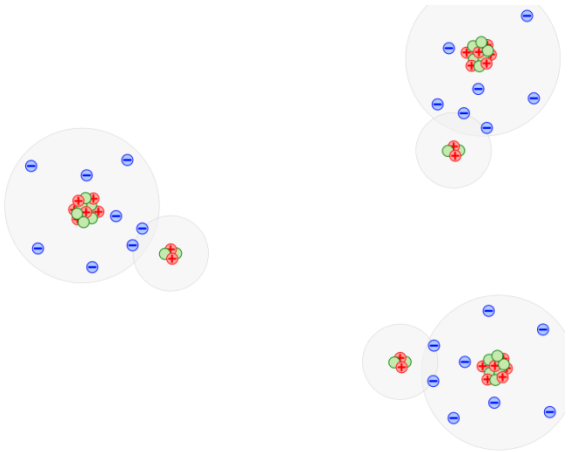


Manche Bindungen in Molekülen, wie z.B. bei Chlorwasserstoff (HCl) oder Wasser (H_2O) können keine reinen Atom-Bindungen sein, obwohl wir nach unserem Molekül-Orbital-Modell eine solche erwarten könnten. Für eine Atom-Bindung sprechen z.B. die niederen Siede-Temperaturen und dazu passend ein flüssiger oder gasförmiger Aggregatzustand. Gegen eine Atom-Bindung sprechen einige andere beobachtbare Eigenschaften. So lösen sie sich (sehr) gut in polaren Lösungsmitteln (z.B. Wasser) und zeigen auch sonst sehr häufig polare Eigenschaften. Reine Atom-gebundene Moleküle sind immer unpolar. Läßt man von den genannten Substanzen einen dünnen Strahl durch ein elektrisches Feld fließen, dann wird der Strahl abgelenkt.
Aus dem nebenstehenden Energie-Niveau-Schema ließe sich für Chlorwasserstoff eigentlich eine Atom-Bindung ableiten.
Weitere Stoffe, in denen ebenfalls keine reine Atom-Bindung vorliegt, sind beispielsweise Bromwasserstoff (HBr), Ammoniak (NH_3) und Schwefeldioxid (SO_2).
Dies bedeutet, dass der Stoff irgendwelche Ladungen oder Ladungs-Anteile enthalten muss. Die Moleküle richten sich im Feld aus (Influenz) und werden alle zur stärkeren Seite hingezogen. Letztendlich wird der gesamte Stoff bewegt.
Alternativ versuchen wir nun die Bindung im Chlorwasserstoff als Ionen-Bindung zu erklären.

$$H \longrightarrow H^+ + e^-$$



Scheinbar funktioniert das Ionen-Modell ebenfalls zur Erklärung einer möglichen Bindung im Chlorwasserstoff-Molekül.
Aber auch hier spricht die Praxis wieder z.T. dagegen, da z.B. der erwartete Ionen-Kristall nicht entsteht. Somit können nicht wirklich Ionen in der Verbindung enthalten sein. Unsere untersuchten Stoffe sind alle durchweg leicht verdampfbar – haben also einen eher geringen Siedepunkt. Auch das passt nicht zu einer Ionen-Bindungen. Gut passen würde das Ionen-Modell dagegen zur guten Löslichkeit in polaren Lösungsmitteln, wie z.B. Wasser.
Eine sinnvolle Lösung der "Widersprüche" ist eine neue Bindungs-Art, die sowohl Aspekte einer Atom-Bindung enthält, wie auch solche einer polaren / ionischen Bindung.
Diese neue Bindungs-Art heißt polarisierte Atom-Bindung (polare Atom-Bindung) oder auch Atom-Bindung mit teilweise Ionen-Charakter.
Die Bindungs-Partner verfügen nur über eine kleine Kraft, die Elektronen an sich zu binden (geringere Elektronegativität). Keiner der beiden Bindungs-Atome ist so stark, die Bindungs-Elektronen ganz auf seine Seite zu ziehen und ein echtes Ion zu bilden.
Ein Blick ins PSE zeigt für Wasserstoff eine Elektronegativität von 2,1 und für Chlor von 3,0. Das Chlor ist also in dieser Verbindung der elektro-negativere Partner.
Es kommt also nicht zur Ionen-Bildung, wie es ja z.B. für Chlor gut möglich wäre. Stattdessen bilden die Bindungs-Partner eine Atombindung, die zum elektro-negativen Partner verlagert / verschoben ist.
Häufig benutzt man einen Bindungsstrich mit veränderlicher Dicke (im Prinzip ein Dreieck), um die Verlagerung des / der bindenden Elektronen-Päarchen zum elektronegativeren Partner anzudeuten.



polare Atom-Bindung (schematisch)

H ◄ Cl

In der Konsequenz besitzt der elektro-negativere Partner mehr Elektronen als ihm zustehen, aber noch nicht genug um ein echtes Ion zu bilden. Wir sprechen hier von einer teilweisen od. partiellen Ladung. Als Symbol verwendet man den kleinen griechischen Buchstaben σ (s .. sigma). Die Ladungs-Richtung wird direkt hinter das Zeichen geschrieben. Der elektro-positivere Bindungs-Partner verliert fast sein / seine Bindungs-Elektronen. Er wird dadurch teilweise positiv geladen. Wir haben es hier dann mit einer positiven Partial-Ladung zu tun.

σ+ σ–
H ◄ Cl

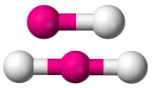
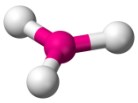
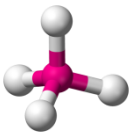
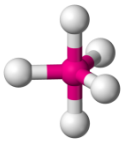
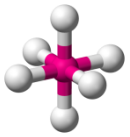
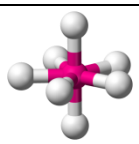
Die Partial-Ladungen an einem Molekül werden "partiell positiv" bzw. "partiell negativ" oder auch "sigma plus" bzw. "sigma minus" gelesen.

ist die Differenz der EN <0,4 dann wird Molekül / Bindung als unpolar eingestuft
die Verschiebung der bindenden Elektronen-Paare ist so gering, dass sie praktisch keine Rolle spielt

Über ⊿EN > 1,7, dann Ladungs-Trennung in Ionen

Molekül-Bau

Da die Elektronen / Elektronen-Paare alle eine gleichartige Ladung besitzen, kommt es zu maximalen Abstoßungen. Diese fundamentale Erkenntnis / Regel verdanken wir dem britischen Chemiker Ronald James GILLESPIE (1924 -). Er entwickelte das Elektronenpaar-Abstoßungs-Modell (VSEPR-Modell, Valence Shell Electron Pair Repulsion Model)

Zahl der Elektronen -Paare	Anordnung / Raum-Struktur	Raum-Winkel	Skizze(n)	
2	linear, Linie	180°		
3	trigonal, planar, (gleichseitiges) Dreieck	120°		
4	tetraedrisch, Tetraeder (Dreiecks-Pyramide)	109,5°		
5	trigonal bipyramidal, trigonale Bipyramide	90°, 120°		
6	oktaedrisch, Oktaeder	90°		
7	pentagonal bipyramidal, pentagonale Bipyramide	72°, 90°		

Bilder-Q: de.wikipedia.org (Benjah-bmm27)

freie Elektronen / Elektronen-Paare (F) stoßen benachbarte bindende (B) stärker ab als gleichartige dies untereinander tun

F – F > F – B > B – B

daraus ergeben sich Abweichungen von den optimalen (theoretischen) Bindungs-Winkeln um einige Grad (bis zu 6°)

von Mehrfach-Bindungen (Dreifach-Bindung (D), Zweifach-Bindung (Z)) gehen stärkere Abstoßungen aus, als von Einfach-Bindungen €; (vorrangig nur beim gleichen Element vergleichbar!)

D > Z > E

werden die resultierenden (Raum-)Winkel zwischen den Bindungen / freien Elektronen / Elektronen-Paaren größer als 120°, dann können sie vernachlässigt werden

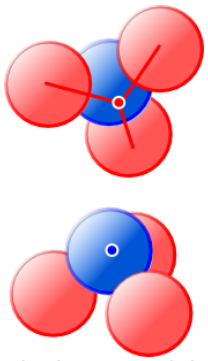
Bindung Atom-Gruppe	Dipol-Moment µ [D]
C – C	0,0
C – H	0,2 – 0,4
| – C – H |	0,31
| – C – N< |	0,4
P – H	0,4
H = C< H	0,63
S – H	0,7
| – C – O – |	0,9
≡ C – H	1,05
C – F	1,4
N – H	1,4 – 1,6
O – H	1,5
C – Cl	1,5 – 2,0
C – Br	1,5 – 2,0
C – I	1,8
>C = O	2,5
– C ≡ N|	3,3

rote Einträge nur zum Vergleich

Stoff		Dipol-Moment µ [D]	
Aceton	H_3C-CO-CH_3	2,88	
Ammoniak	NH_3	1,47	
Benzen	C_6H_6	0	
Benzonitril	C_6H_5-C≡N	4,39	
Bortrifluorid	BF_3	0	
Bromwasser	HBr	0,79	
Chloroform	$HCCl_3$	1,02	
Chlorwasserstoff	HCl	1,03	
Cohlendioxid	CO_2	0	
Cohlenmonoxid	CO	0,11	
Ethan	H_3C-CH_3	0	
Ethanol	H_3C-CH_2OH	1,7	
Fluorwasser	HF	1,98	
Iodwasserstoff	HI	0,38	
Methan	CH_4	0	
Methylchlorid	H_3CCl	1,87	
Nitrobenzen	C_6H_5-NO_2	3,8	
Phosphorpentafluorid	PF_5	0	
Schwefelcohlenstoff	CS_2	0	
Schwefeldioxid	SO_2	1,63	
Schwefeltrioxid	SO_3		
Stickstofftrifluorid	NF_3	0,2	
Tetrachlormethan	CCl_4	0	
Tetrafluormethan	CF_4	0	
Wasser	H_2O	1,85	

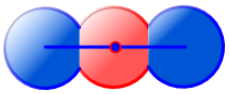
abgeleitete / resultierende Eigenschaften:

molekularer Bau,
häufig Dipole
meist gute Löslichkeit in Wasser (Wasser ist selbst auch ein Stoff mit zwei polaren Atom-Bindungen)
relativ geringe Siede-Temperaturen, aber meist deutlich höher als vergleichbare / ähnliche gleichatomige Moleküle (ohne Partial-Ladungen)



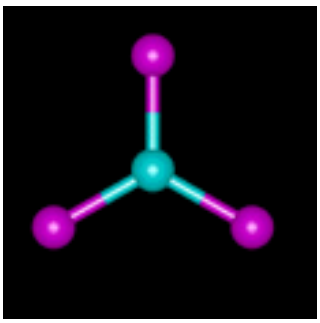
Dipol: Ammoniak

Dipolmomente nicht bei symmetrischen Molekülen wie CO_2, BF_3
CO_2 ist ein lineares Molekül, die beiden außen liegenden negativen Partial-Ladungen haben ihren Ladungs-Schwerpunkt genau im Cohlenstoff-Atomkern, dort hat auch das Cohlenstoff-Atom seinen positiven Ladungs-Schwerpunkt (positive Partial-Ladung)
häufig gasförmig, bilden aber auch Cluster (Flüssigkeiten) oder Kristalle (Feststoffe), vor allem Dipole



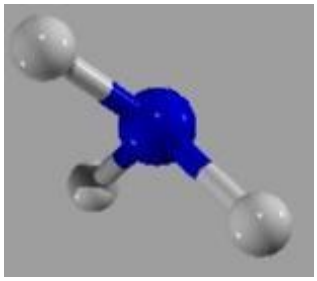
kein Dipol: Cohlendioxid

BF_3 ist planar-sternförmig, Ladungs-Schwerpunkte ähnlich wie bei CO_2, zentrales Bor-Atom hat positiven Ladungs-Schwerpunkt, die drei Fluor-Atome haben resultierenden Schwerpunkt genau im Kern des zentralen Bor-Atoms



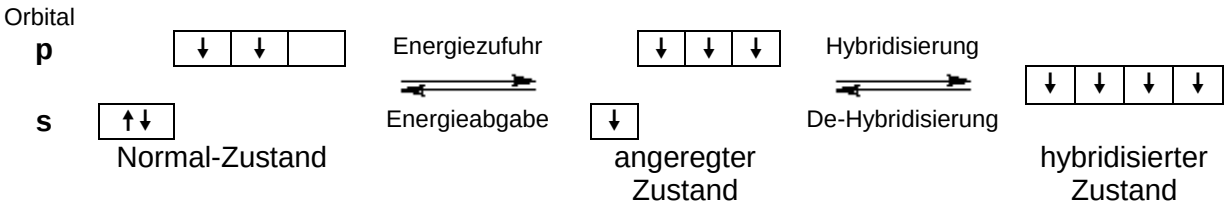
Borfluorid-Molekül
Q: www.zum.de

Ausgeprägt bei unsymmetrischen Molekülen wie H_2O, NH_3

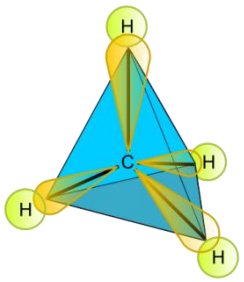


Ammoniak-Molekül
Q: www.reciprocalnet.org (geänd. dre)

Bei einigen Stoffen, wie z.B. Methan CH4 sollte man ebenfalls unsymetrische Moleküle erwarten. Der Wasserstoff müsste über zwei unterschiedliche Bindungen (2x an s-Elektronen und 2x an p-Elektronen) am Cohlenstoff hängen. Beide Bindungs-Arten sollte unterschiedlich lang und stark sein. In der Praxis beobachtet man bei Methan sehr symmetrische Moleküle mit vier gleichartigen Bindungen.
Um diesen Effekt zu erklären, passte man das traditionelle Molekül-Orbital-Modell um eine sogenannte Hybridisierung (Gleichmachung) an.
Bei der sogenannte Promotion erhält das Atom durch Energie-Übertragung von außen (z.B. Nachbar-Atome oder externe Energie-Zufuhr) einen angeregten Zustand, bei dem alle Orbitale der 2. Schale (2s und 2p) jeweils einfach besetzt sind. Ein Elektron ist durch Energie-Absorption in eine höhere Unterschale gesprungen.



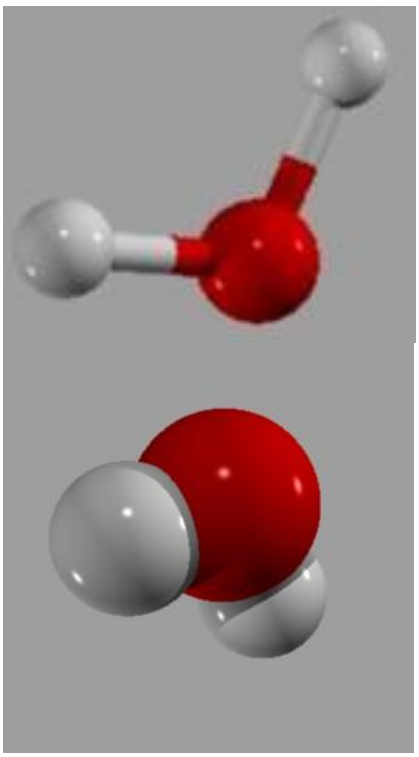
Dieser angeregte Zustand stabilisiert sich nun durch Symmetrie. Alle vier Orbitale haben nun das gleiche Energie-Niveau. Es liegt energetisch zwischen dem 2s- und dem 2p-Orbitalen. Räumlich entstehen vier Keulen-förmige Hybrid-Orbitale, die sich durch die elektrischen Abstoßungen maximal voneinander entfernen. Es entsteht eine Tetraeder-Raum-Form.



4.5.3.1. Verbindungen mit polarer Atom-Bindung / teilweiser Ionenbindung / Atombindung mit teilweisen Ionen-Charakter

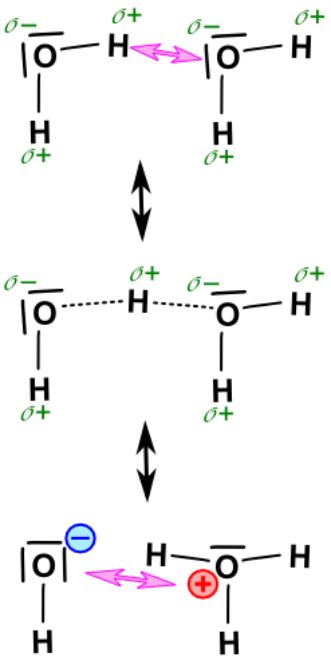
Wasser

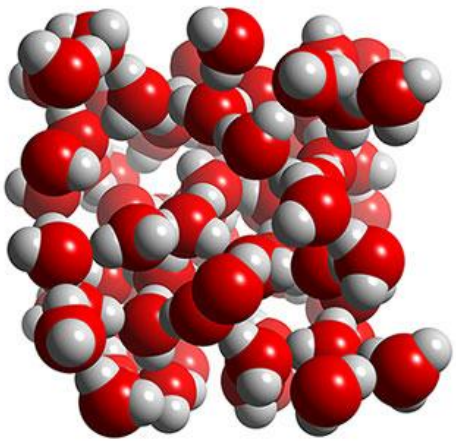
Biologisch, chemisch und trophologisch gesehen ist Wasser wohl einer der wichtigsten Stoffe.



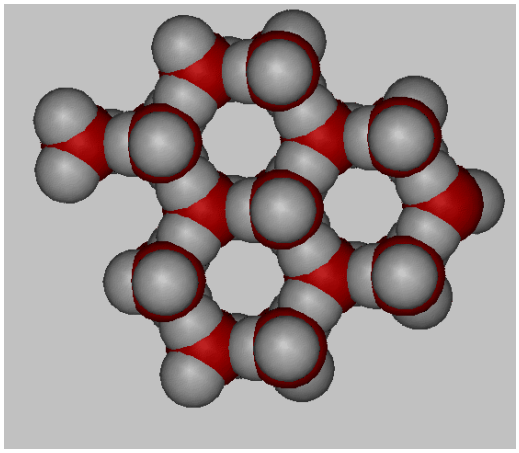
Wasser-Moleküle (gasförmiges Wasser)
in verschiedenen Modell-Arten
Q: www.reciprocalnet.org (leicht geänd. dre)

Wasserstoff-Brücken-Bindung (WBB)





Wasser-Cluster (flüssiges Wasser)
Q: www.3dchem.com



Wasser-Kristall (festes Wasser (Eis))
Q: www.nyu.edu (leicht geänd. dre)

Halogenwasserstoffe (Wasserstoffhalogenide)

Halogenid	Kp [°C]	⊿EN		Bindung	Molekülo-berfläche	VdW-Kräfte	Dipol-Kräfte	WBB	
HF	19	1,9		ionisch					
HCl	-85	0,9		polar					
HBr	-67	0,7		polar					
HI	-35	0,4		unpolar					

VdW-Kräfte .. VAN-DER-WAALS-Kräfte; WBB .. Wasserstoff-Brücken-Bindung

Bindung	Kern-Abstand		Bindungs-Energie [kJ/mol]	Dipol-Moment [10^{-30} Cm]=[D]		
	[pm]	[Å]				
H – F		0,92	567	6,47		
H – Cl		1,28	431	3,60		
H – Br		1,42	366	2,60		
H – I		1,62	298	1,4		
H – C	109,2		413	1,33		
H – S				2,27		
H – O	97		463	5,04		
H – N			391	4,37		
C – H	109,2		413	1,33		
C – O	143		358	2,47		
C – S				3,00		
C – F			489	4,70		
C – Cl			339	4,87		
C – Br			285	4,60		
C – I			218	3,97		
C = O	122		745	7,67		
C = S				8,67		
C = N				11,68		
N = O			607	6,67		
C ≡ N		1,16	891			
C ≡ O		1,13				

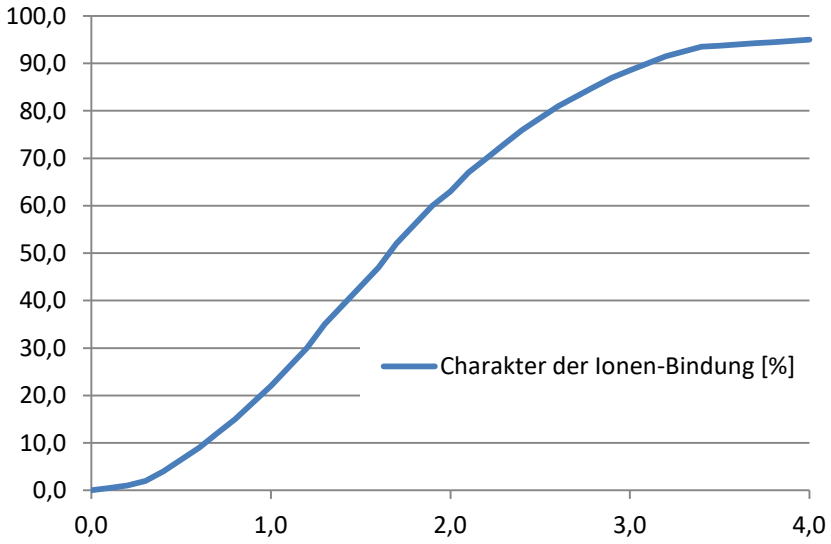
Daten-Q: /18, S. 78/; /21, S. 41/

Molekül		betrachtete Bindungs-Reihe	theoretischer Bindungs-Winkel	experimentell gefundene Bin-dungs-Winkel
Formel	Name			
H_2O	Wasser	H – O – H		105°
Cl_2O	Dichlormonoxid	Cl – O – Cl		116°
F_2O	Difluormonoxid	F – O – F		100°
H_2S	Schwefelwasserstoff	H – S – H		92°20'
NH_3	Ammoniak	H – N – H		108°
CH_4	Methan	H – C – H		
SCl_2	Schwefeldichlorid	Cl – S – Cl		102°
PCl_3	Phosphortrichlorid	Cl – P – Cl		101°
$AsCl_3$	Arsentrichlorid	Cl – As – Cl		103°
$SbCl_3$	Antimontrichlorid	Cl – Sb – Cl		104°
PF_3	Phosphortrifluorid	F – P – F		104°
PBr_3	Phosphorbromid	Br – P – Br		100°
PI_3	Phosphoriodid	I – P – I		98°

Daten-Q: /18, S. 103/

Formel	Name	Kern-Abstand r_0		theoretisches Dipol-Moment er_0 [D]	gemessenes Dipol-Moment μ [D]	Ionen-Charakter μ/er_0 [-]	ionischer Charakter der Bindung [%]
		[nm]	[Å]				
H – F	Fluorwasserstoff		0,92	4,42	1,98	0,45	45
H – Cl	Chlorwasserstof		1,28	6,07	1,03	0,17	17
H – Br	Bromwasserstoff		1,42	6,82	0,79	0,12	12
H – I	Iodwasserstoff		1,62	7,74	0,38	0,05	5

1 D (DEBYE) = 10^{-18} Fr * cm = 10^{-18} elektrostatische CGS-Einheiten = 3,334 * 10^{-30} Cm
(Fr … ; CGS … Zentimeter-Gramm-Sekunde-Einheitensystem; Cm … COLOUMB * Meter (Coloumbmeter))



Aufgaben:

1. *Begründen Sie mit Hilfe des obigen Diagramm's die Festlegung, dass bei einer Differenz der Elektronegativität (zwischen den beiden Bindungs-Partnern) von über 1,7 eine polare Bindung vorliegt! Bei einer Differenz unter 1,7 soll die Bindung eher kovalent sein. Was wäre eigentlich, wenn die Differenz genau 1,7 betragen würde?*

Bindungs-Enthalpie $\Delta_B H$ [kJ / mol] (Einfach-Bindungen)

	H	B	C	N	O	F	Si	P	S	Cl	Se	Br	I
H	436	372	413	391	463	567	323	327	361	431		366	298
B	372	310	352	(500)	(540)	646			(400)	444		269	269
C	413	352	348	305	358	489	306	264	289	339		285	218
N	391	(500)	305	163	201		335	290		193		159	
O	463	(540)	358	201	146	214	444	407		206		(239)	(201)
F	567	646	489		214	159	595	496	368	256		280	
Si	323		306	335	444	595	302		226	398		329	234
P	327		264	290	407	496		205	(285)	328		264	184
S	361	(400)	289			368	226	(285)	268	272			
Cl	431	444	339	193	206	256	398	328	272	242		218	
Se													
Br	366	269	285	159	(239)	280	329	264		218		193	
I	298	269	218		(201)		234	184					151

Atom-Bindung polare Atom-Bindung Ionen-Bindung

Daten-Q: /21, S. 41/

Bindungs-Enthalpie $\Delta_B H$ [kJ / mol] (Mehrfach-Bindungen)

		C:	C:•	N:	N:•	O:	Si	P	S	Se		
C:		614				745						
C:•			839		891							
N:				418		607						
N:•			891		945							
O:		745		607		498						
Si												
P												
S												
Se												

Atom-Bindung polare Atom-Bindung Ionen-Bindung

Daten-Q: /21, S. 41/

Einfachbindungen

Mittlere Bindungsenergien bei 298 K in kJ/mol[1]

	H	B	C	Si	N	P	O	S	F	Cl	Br	I
I	298	269	214	234	-	184	(201)		-	211	179	151

Mehrfachbindungen

Aufgaben:

1. Notieren Sie die folgenden Stoffe die chemischen Formeln!

Brom, Aluminiumchlorid, Wasser, Ethen, Stickstoff, Siliciumcarbid, Ammoniak, Cohlendioxid, Kaliumiodid, Monosilan (Silan), Phosgen

2. Schreiben Sie die Formeln in vollständiger LEWIS-Schreibweise!

3. Vereinfachen Sie die Formeln in der LEWIS-Schreibweise so, dass nur noch die Bindungen zu sehen sind!

4. Geben Sie für jedes Element in der Formel an, welche Ladung es als gedachtes Ion hätte! Nutzen Sie dazu eine Schreibung in der folgenden Form!

+1 -1	±0	±0 ±0
NaCl	Cl_2	bzw. Cl - Cl

5. Vergleichen Sie die Bindungs-Verhältnisse im Ammoniak mit denen im (Mono-)Phosphan und im Phosgen!

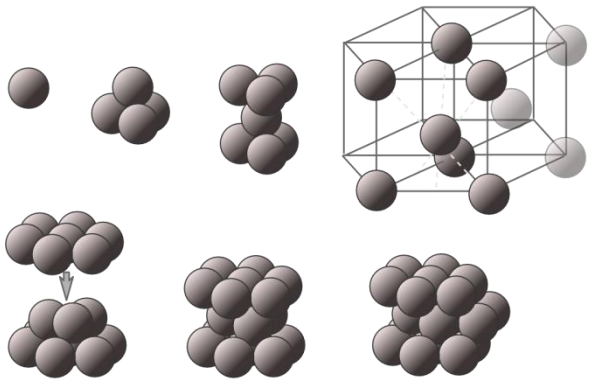
für die gehobene Anspruchebene:

6. Welche Aussagen zur wirklichen chemischen Bindung lassen sich wie ableiten?

4.5.4. Metall-Bindung

hohe Packungs-Dichten der Atom-Rümpfe, Koordinations-Zahlen für die Metall-Ionen liegen entweder bei 8 oder 12
zwei Anordnungen (Kristall-Gitter) mit Koordinations-Zahl 12 möglich:

- hexagonal dichteste Kugel-Packung
- kubisch dichteste Kugel-Packung



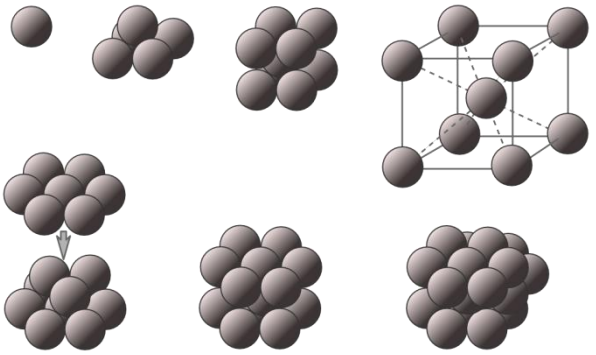
hexagonal dichteste Kugel-Packung

beim

- kubisch-raumzentrierten Gitter

Atome mit Koordinations-Zahl 8

hohe Koordinationszahlen deuten auf ungerichtete Bindungs-Verhältnisse also der Ionen-Bindung scheinbar sehr ähnlich



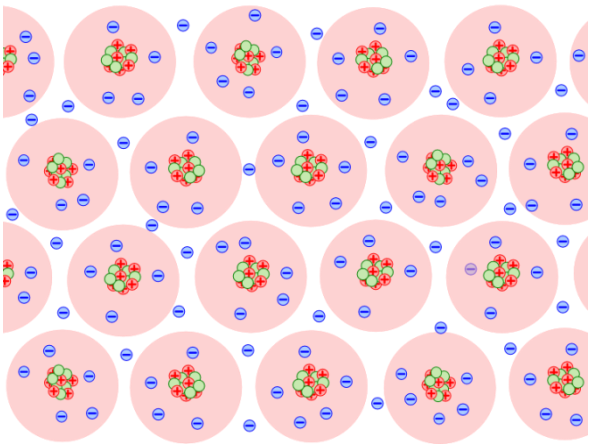
kubisch raumzentrierte Kugel-Packung

Lithium Koordinations-Zahl 14 (kubisch raumzentriert)

besteht aus positiv geladenen Metall-Ionen (häufig auch als Atom-Rümpfe bezeichnet) und delokalisierten / frei-beweglichen Elektronen, diese werden gewissermaßen von den Metall-Ionen gemeinsam benutzt, daneben werden auch Metall-Atome gefunden, die Elektronen bewegen sich in den Zwischenräumen zwischen den Metall-Ionen und Atomen (Elektronen-Gas)

$$\underset{\text{Metall}}{M} \longrightarrow M^{x+} + x\,e^{-}$$

Elektronen-Gas-Modell von RIECKE (1898)



Metall-Bindung (schematisch)

die Elektronen für die Gegen-Ladung im Kristall und für die elektrische Leitfähigkeit stammen besonders aus nicht-bindenden Molekül-Orbitalen
sie bringen keinen energetischen Vorteil, ganz im Gegenteil, sie verringern den Gewinn aus bindenden Molekül-Orbitalen sogar, die "Ablösung" aus dem Atom bringt also praktische Vorteile

wie stark die Herauslösung der Elektronen aus den Atomen vonstatten gegangen ist, lässt sich u.a. an der besseren oder schlechten elektrischen Leitfähigkeit erkennen. Metalle mit einer guten elektrischen Leitfähigkeit müssen über mehr frei beweglichen Elektronen in viel-

leicht größeren Zwischenräumen verfügen. Da die Elektronen dann sehr frei in ihrer Bewegung sind, können sie dem angelegten elektrischen Feld besser in Richtung Plus-Pol folgen (physikalische Strom-Richtung).
Beachten Sie dass der Strom in technischen Wissenschaften aus historischen Gründen immer von plus nach minus fließt (technische Strom-Richtung)!

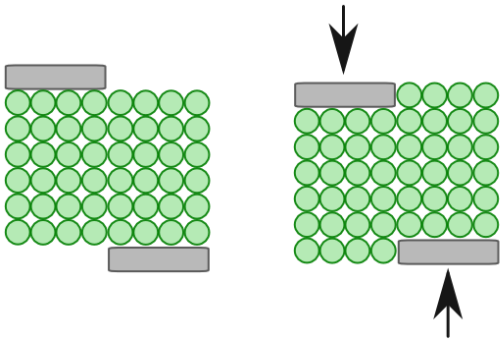
Beispiel (Formel)			**Koordinations-Zahl**		
Mg			12		
Al			12		
Fe			8		

sehr hohe Koordinations-Zahl

4.5.4.1. Element-Verbindungen mit Metall-Bindung

abgeleitete / resultierende / charakteristische Eigenschaften
fester Aggregat-Zustand (Ausnahme: Quecksilber)
die freien Elektronen sind für die gute elektrische Leitfähigkeit und die gute Wärme-Leitfähigkeit verantwortlich, sowohl im festen als auch im flüssigen (geschmolzenen) Zustand, Leitfähigkeit nimmt mit steigender Temperatur ab (zum Vergleich: bei Schmelzen und Lösungen von ionischen Verbindungen nimmt Leitfähigkeit zu)
beim Anlegen eines elektrischen Feldes bleiben Metalle unverändert, es kommt nicht zur Elektrolyse
unedle Metall reagieren mit Wasser, lösen sich aber im klassischen Sinne nicht darin

plastische Verformbarkeit – sie sind duktil (besonders hoch bei kubisch dichtester Gitter-Anordnung)
metallischer Glanz
lassen sich legieren, verlieren dabei die elektrischen Eigenschaften nicht
Schmelz-Temperatur mittel bis hoch
Löslichkeit nur in flüssigen Metallen oder Metall-Schmelzen
in fast allen anderen Stoffen nicht löslich
große Dichte der meisten Metalle (Ausnahmen sind die kleinatomigen Hauptgruppen-Metalle der zweiten und dritten Periode

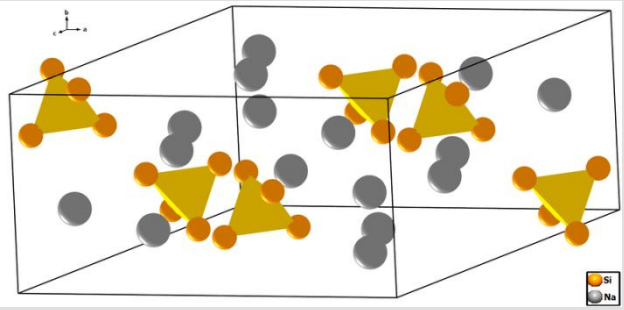


besondere Gruppe sind die Halb-Metalle
z.B. Silicium, Germanium
Gitter ähnelt eher dem Diamant, Bindung eher unpolare Atom-Bindung, relativ wenige freie Elektronen, im Gitter gibt es (meist durch Verunreinigungen oder Dotierungen) Störstellen (Atome mit zusätzlichen freien oder "fehlenden" Elektronen)
geringere elektrische Leitfähigkeit, beruht auf Stör-Stellen-Leitung, die elektrische Leitfähigkeit steigt aber bei höherer Temperatur, es nehmen die Stör-Stellen zu und damit sind mehr Ladungsträger verfügbar

elektrische Leitfähigkeit wird teilweise über die nicht-bindenden (anti-bindenden) Molekül-Orbitale erklärt, die Elektronen auf diesen Orbitalen sind gewissenmaßen frei – weil auf energetisch ungünstigen Positionen – und können gut durch elektrische Felder beeinflusst werden.

Exkurs: "Gibt es negative Metall-Ionen?" ODER Was sind "ZINTL-Ionen"?

im Verbund mit elektro-schwachen Metallen bilden einige Elemente der III. bis VI. Hauptgruppe (13. – 16. Gruppe) negativ geladene Poly-Anionen
diese werden zur Ehrung von Eduard ZINTL (1898 – 1941) entsprechend benannt
ZINTL und KLEMM haben sich mit dem Bau und den Bindungs-Verhältnissen in intermetallischen Verbindungen beschäftigt



Struktur von NaSi mit Si_4^--Tetraedern / -ZINTL-Ionen
Q: de.wikipedia.org (Muskid)

4.5.5. koordinative Bindung

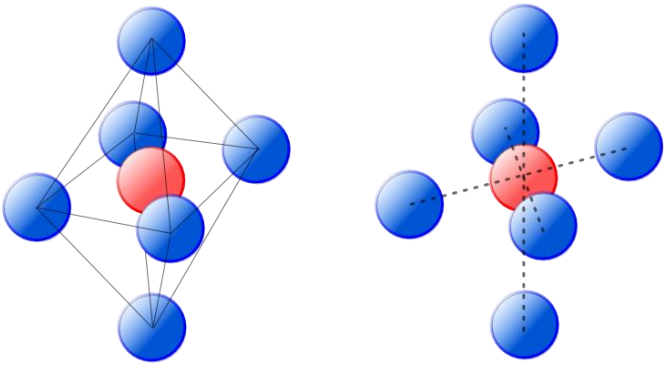
veraltet: dative Bindung

Bindungs-Elektronen stammen nur von einem Partner, Verwendung von nicht-bindenden Atom-Orbitalen

kommt besonders bei Ionen vor, die selbst keine stabile Edelgas-Konfiguration erreichen können, erst mit (freien) Elektronen-Paaren von anderen Stoffen werden stabile Schalen erreicht

Bau:
Zentral-Atom, Zentral-Teilchen, Zentral-Ion
umgeben von Liganden

kann zwischen neutralen Molekülen (z.B. NH_3 und BF_3) aber auch zwischen neutralen Molekülen und Ionen (zumeist Ionen der Nebengruppen-Elemente)
ein Partner fungiert als Elektronen-Donator (Spender), der andere als Elektronen-Akzeptor (Aufnehmer); man spricht auch von LEWIS-Säure und LEWIS-Base



hexagonaler Komplex
(links Raum-Körper; rechts Bindungs-Linien

es entsteht kein Molekül-Orbital, sondern energetisches Gewinn durch energetisch günstige Anordnung der Struktur-Elemente
teilweise gemeinsame Nutzung der Elektronen / Elektronen-Paare, ähnelt einer polaren Atom-Bindung
z.B. Hexamincobalt(III)-Ion $[Co(NH_3)_6]^{3+}$

$$Co^{3+} + \overline{N}H_3 \longrightarrow Co^{3+} | NH_3 \rightleftharpoons Co^{3+} \cdots NH_3$$

*Das freie Elektronen-Päarchen (**rot**) des Stickstoff (aus dem Ammoniak) wird vom positiv geladenen Cobalt-Ion angezogen. Es kommt quasi zu einer gemeinsamen Nutzung der Elektronen. Mit fünf weiteren Stickstoff-Elektronen-Päarchen kann das Cobalt-Ion die stabile Elektronen-Konfiguration von [$_{36}$Kr] erreichen.*

es bilden sich recht große Ionen
als Komplex beschrieben

übliche Schreibweise mit eckigen Klammern; Ladungen von Zentral-Teilchen und den Liganden werden zu Gesamt-Ladung zusammengefasst, oft ist eine Lokalisierung der Ladung nicht möglich. es scheint so als wenn das gesamte Objekt geladen ist bzw. als wenn die Ladung innerhalb des Gesamt-Teilchens beweglich ist, es lassen sich theoretische Einzelzustände notieren, die mal die Ladung auf das eine Atom, mal auf ein anderes zuordnen (mesomere Zustände), Gesamt-Ladung außerhalb der Klammer (die Einzel-Ladungen werden nicht mitgeschrieben)

Komplex	Zentral-Teilchen	Ligand(en) bzw. Gegen-Ion	Name
	kationisch		
$[Cu(H_2O)_4]^{2+}$	Cu^{2+}	H_2O	Tetraaquacupfer(II)-Ion
$[Cu(NH_3)_4]^{2+}$	Cu^{2+}	NH_3	Tetraamincupfer(II)-Ion
$CuCl_2*2H_2O$ $[Cu(H_2O)_2]Cl_2$ $[CuCl_2(H_2O)_2]$	Cu^{2+}	H_2O; Cl^-	Cupfer(II)-chlorid (mit Kristallwasser)
$[Fe(H_2O)_6]^{3+}$	Fe^{3+}	H_2O	Hexaaquaeisen(III)-Ion
$[Fe(H_2O)_5OH]^{2+}$	Fe^{3+}	H_2O, OH^-	
$[Fe(CN)_6]^{4-}$	Fe^{3+}	CN^-	
$K_4[Fe(CN)_6]$	Fe^{3+}	CN^-, K^+	Kaliumhexacyanoferrat gelbes Blutlaugensalz
	neutral		
	anionisch		

Komplex-Reaktionen sind vorrangig Liganden-Austausch-Reaktionen

Metall-Komplexe bestehen im Allgemeinen aus Nebengruppen-Elementen (-Metalle)
bei ihnen werden die d-Orbitale mit Elektronen aufgefüllt, zusätzlich noch s-Orbital der höheren Haupt-Quantenzahl mit ein oder zwei Elektronen belegt
sowohl die d- als auch die s-Orbitale können sich an Bindungen beteiligen, energetisch sehr dichte Lage ermöglich einfache Verschiebung / Neuanordnung der Elektronen auf den Orbitalen z.B. um sehr stabile halb-besetzte Energie-Niveaus zu erreichen (HUNDsche Regel als Energie-Prinzip)
gleiches Prinzip bei den Lanthaniden und Actiniden, hier werden die nach und nach zu besetzenden f-Orbitale von s- und p-Orbitalen der nächsten Haupt-Quantenzahlen begleitet / abgeschirmt
dadurch vielfach auch mehrere verschiedene Ionen oder Oxidations-Stufen möglich

resultierende / abgeleitete Eigenschaften

Verbindungen vielfach farbig, meist mehrere Farben in Abhängigkeit von der Oxidations-Stufe / Ionen-Ladung
koordinative Bindungs-Elektronen besonders gut anregbar → Farbigkeit

hier nur kurze Vorstellung einer Komplex-Ionen bzw. Komplexe, die in Biologie und Ernährungslehre eine Rolle spielen
nicht vollständig oder erschöpfend

Liganden (in der anzuführenden Reihenfolge)

Formel	Name
H^-	hydrido
Cl^-	chloro
NO_2^-	nitro
ClO^-	hypochlorito
CN^-	cyano
S^{2-}	thio
SO_4^{2-}	sulfato
OH^-	hydroxo

Formel	Name
O^{2-}	oxo
O_2^{2-}	peroxo
N^{3-}	azido
NH_2^-	amido
CH_3O^-	methoxo
CH_3COO^-	acetato
H_2O	aqua
NH_3	ammin

Zentral-Teilchen (Anion)

Formel	Name
Pb	plumbat
Au	aurat
Cu	cuprat
Ag	argentat
Al	aluminat
Sn	stannat

Formel	Name
Fe	ferrat
C	carbonat
S	sulfat
N	nitrat
Cl	chlorat
P	phosphat

4.5.5.1. Verbindungen mit koordinativer Bindung

Cupfer-Komplexe

Tetraaquacupfer(II)-Ion

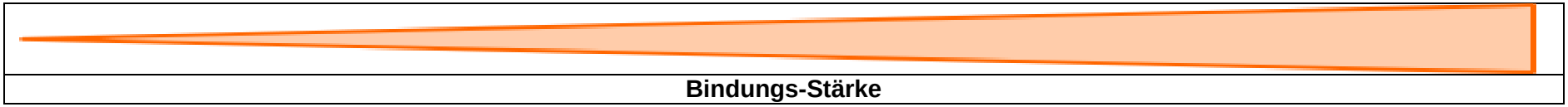
Teraamincupfer(II)-Ion

Chelate

ausgewählte Bindungs-Arten im Vergleich

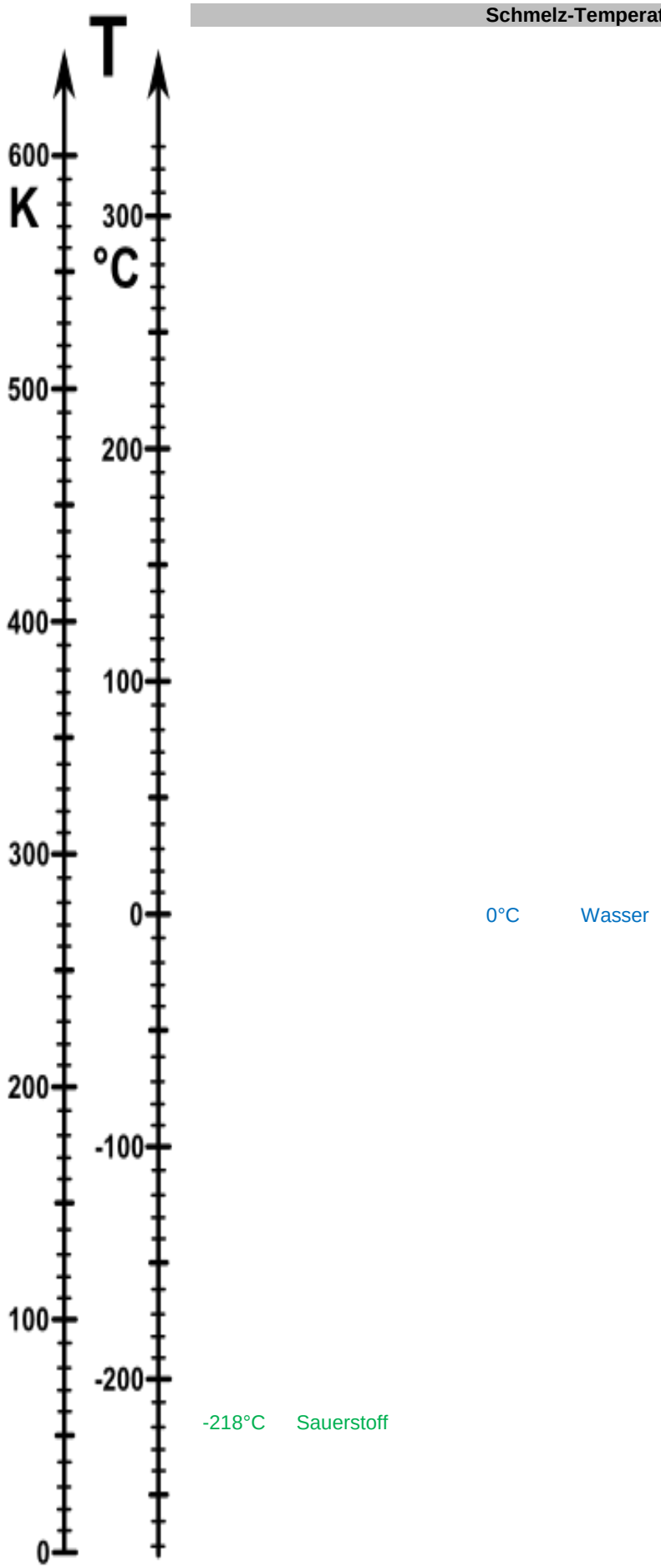
Merkmal / Kriterium	Atom-Bindung	polare Atom-Bindung	Ionen-Beziehung	Metall-Bindung

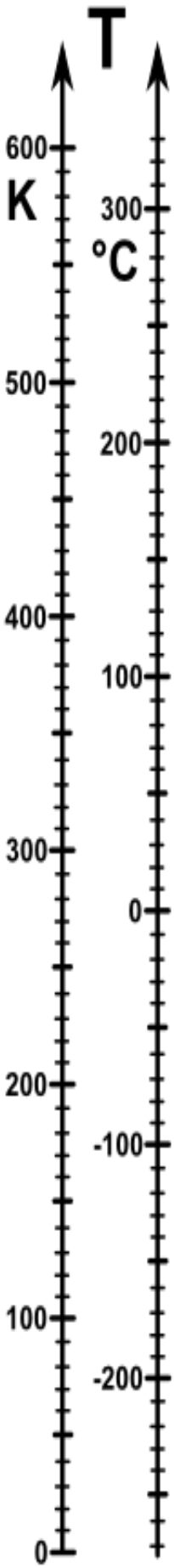
	VAN-DER-WAALS-Kräfte	◀	Dipol-Dipol-Kräfte	◀	Wasserstoff-Brücken-Bindung	◀	Ionen-Bindung	◀	Atom-Bindung
Bind.-Länge [nm]	0,35				0,3		0,25		0,15
Bind.-Stärke [kJ / mol]	0,4				4		12 – 350		380
Stärke-Verhältnisse	1 **1**	:		:	(10) **10**	:	(30 – 900) **>100**	:	(950) **1000**



(c,p) 2009-2022 lsp: dre

Schmelz-Temperatur (Fp)





Siede-Temperatur (Kp)

1465°C	Natriumchlorid		
186°C	Iod		
		100°C	Wasser
59°C	Brom		
		20°C	Fluorwasserstoff
-35°C	Iodwasserstoff		
		-67°C	Bromwasserstoff
		-85°C	Chlorwasserstoff
-34°C	Chlor		
-183°C	Sauerstoff		
-188°C	Fluor		

Aufgaben:

1. Chlorwasserstoff- (Hyrogenchlorid) und Iod-Moleküle haben ungefähr die gleiche Molekül-Oberfläche. Damit gelten sie als vergleichbare Moleküle. Trotzdem unterscheiden sich die Siedepunkte deutlich. Erklären Sie dieses Phänomen!
2. Bestimmen Sie die Polarität der Bindung(en) in den folgenden Verbindungen!

a)	H_2O	b)	H_2S	c)	MgO
d)	SO_2	e)	SO_3	f)	HF
g)	NaF	h)	$MgCl_2$	i)	$AlCl_3$
j)	SiCl4	k)	SiO_2	l)	PCl_3
m)	Cl_2	n)	Na_2O	o)	SiO_2
p)	NaCl	q)	Ammoniak	r)	CO_2
s)	CH_4	t)	C_2H_6	u)	FeS
v)	CCl_4	w)	$Mg_3(PO_4)_2$	x)	Essigsäure
y)	$NaHSO_3$	z)	Ammoniumchlorid		

3.

für die gehobene Anspruchsebene:

Aufgaben (für Wiederholungen, Übungen und z.B. zur Vorbereitung auf Kontrollen)

1. Bestimmen Sie die Polarität der Bindung(en) in den folgenden Verbindungen!

a)	F_2	b)	Brom	c)	HF
d)	Wasser	e)	Schwefelwasserstoff	f)	CH_4
g)	Ammoniak	h)	SF_2	i)	Difluoroxid
j)	Phosphortrichlorid	k)	$AsCl_3$	l)	CBr_4
m)	C_2H_6	n)	C_2H_4	o)	SO_2
p)	SO_3	q)	CO	r)	N_2O_5
s)	N_2S_3	t)	NO_3^-	u)	SO_4^{2-}
v)	Ameisensäure	w)	Ethanol	x)	Phosphat-Ion
y)	Ammonium-Ion	z)	CO_3^{2-}		

2. Vergleichen Sie zwei selbstgewählte Arten der Bindung (außer koordinative) miteinander!

2. Prüfen Sie, welche Art der Bindung in den folgenden Stoffen vorliegt! Begründen Sie Ihre Wahl! Geben Sie für Atom- oder Ionen-Bindungen passende Energieniveauschema oder Elektronen-Konfigurationen an! Für polare Atom-Bindungen geben Sie sowohl den Nachweis einer möglichen Atom-Bindung als auch den für eine mögliche Ionen-Bindung an!

a) H_2 b) HBr c) Al d) Ar e) KCl

3. Eine Stoff-Probe zeigt die folgenden Eigenschaften:

- beim Schlag mit einem Hammer auf die feste Probe kommt es zu einer plastischen (bleibenden) Verformung

- die Stoff-Probe leitet den elektrischen Strom

Um welche Art von Stoffen handelt es sich bzw. welche Art Bindung liegt wahrscheinlich in diesem Stoff vor? Begründen Sie Ihre Voraussage!

4. Durch welche beobachtbaren Eigenschaften zeichnen sich Stoffe mit Atom-Bindung aus? Erläutern Sie aus Bau- und Bindungs-Merkmalen heraus, warum dies so ist!

für die gehobene Anspruchsebene:

Literatur und Quellen:

/1/ WÜNSCH, Prof. Dr. Karl-Heinz; MIETCHEN, Doz. Dr. Ralf; EHLERS, Dr. Dieter:
Organische Chemie – Grundkurs.- Berlin: Dt. Verl. d. Wissenschaften; 1986; 5. bericht. Aufl.
ISSN 0233-0806

/2/ FITTKAU, Dr. Siegfried:
Organische Chemie.-Jena: G. Fischer Verl.; 1984; 5., überarb. Aufl.

/3/ BOTSCH, Walter; HÖFLING, Erich; MAUCH, Jürgen:
Chemie ind Versuch, Theorie und Übung.- Frankfurt am Main: Verl. M. Diesterweg; Aarau, Frankfurt am Main, Salzburg: Verl. Sauerländer; 1984; 2., neubearb. Aufl.
ISBN 3-425-95421-0
ISBN 3-7941-2522-3

/4/ HÄUSLER, Karl:
Chemie kompakt – Formeln, Regeln, Gesetze.-München: R. Oldenburg Verl.; 1994; 1. Aufl.
ISBN 3-486-88567-7

/5/ SCHLEIP, Alfred; KÖHLER, Georg:
Fundamentum CHEMIE – Sekundarstufe I – Lehr- und Arbeitsbuch.-Bonn: Ferd. Dümmlers Verl.; 1994
ISBN 3-427-43101-0

/6/ LÜTHJE – GALL - REUBER:
Verf:: THOMAS, Dr. Wolfgang; QUANTE, Marion; QUANTE, Uwe; HEFELE, Gerd:
Lehrbuch der Chemie – Organische Chemie.-Frankfurt am Main: Verl. M. Diesterweg; 1983
ISBN 3-425-050496-6

/7/ WHITE, Emil H.:
Grundlagen der Chemie für Biologen und Mediziner.-Stuttgart: Kosmos – Gesell. d. Naturfreunde; Franckh'sche Verlagshandlung; 1973.- 3. verbesserte Aufl.
ISBN 3-440-03981-1

/8/ Chemie – Lehrbuch für Klasse 9
(TEICHMANN, Jochen; OBST, Heinz; ARNDT, Barbara); Hrsg.: TEICHMANN;
Berlin: Volk u. Wissen Verl.; 1980; 11. Aufl.

/9/ Chemie – Lehrbuch für Klasse 8
(ARNDT, Barbara; LANGE, Peter; OBST, Heinz; TEICHMANN, Jochen);
Berlin: Volk u. Wissen Verl.; 1985; 6. Aufl.

/10/ Organische Chemie – Lehrbuch für die Oberschule 9. und 10. Klasse
(HRADETZKY, Albert; WOLFFGRAMM, Horst; RENNEBERG, Werner);
Berlin: Volk u. Wissen Verl.; 1967

/11/ Schüler-DUDEN: Die Chemie
Mannheim: Bibliogr. Inst. & F. A. Brockhaus; überarb. Aufl.
ISBN

/12/ HAFNER, Lutz:
Biochemie – Materialien für den Sekundarbereich II – Chemie.-Hannover: Schroedel Schulbuchverl.; 1993
ISBN 3-507-10604-3

/13/ HAFNER, Lutz:
Einführung in die Organische Chemie – Unter besonderer Berücksichtigung der Biochemie – Materialien für den Sekundarbereich II – Chemie.-Hannover: Schroedel Schulbuchverl.; 1976; 2. Aufl.
ISBN 3-507-10600-0

/14/ OEHMICHEN, Jobst:
Chemie für Landwirte.-Alfeld-Hannover: Verl. M. & H. Schaper; 1989.-2. überarb. u. erw. Aufl.
ISBN 3-7944-0147-6

/15/ ANDERS, A.; DEIBNER, H.; PAAR, F.; SCHWARZER, J.; SINDEL, G.:
Chemie – Fachschule Technik.-Troisdorf: Bildungsverl. EINS (Stam); 1994.-2. Aufl.
ISBN 3-8237-0039-1

/16/ HACKL, Manfred; VOLKMANN, Hans; …:
Chemie für Fachoberschulen – Ausgabe B.-Stuttgart, Dresden: Klett Verl. f. Wissen u. Bildung; 1993.-1. Aufl.
ISBN 3-12-804300-0

/17/ JÄCKL, Manfred; RISCH, Karl (Hrsg.):
Chemie heute – Sekundarbereich II.-Hannover: Schroedel Schulbuchverl.; 1991
ISBN 3-507-10618-3

/18/ HABERDITZL, W.:
Bausteine der Materie und chemische Bindung.-Berlin: Verl. d. Wiss.; 1972.-Studienbücherei "Ausgewählte Lernabschnitte der Chemie"

/19/ BLASCHETTE, Armand:
Allgemeine Chemie II – Chemische Reaktionen.- Heidelberg, Wiesbaden: Quelle & Meyer; 1993.-3. durchges. Aufl.
ISBN 3-494-02195-3 (UTB: 3-8252-1713-2)

/20/ LATSCHA, Hans Peter; MUTZ, Martin:
Chemie der Elemente – Chemie-Basiswissen IV.-Berlin, Heidelberg, Dordrecht, London, New York: Springer Verl.; 2011
ISBN 978-3-642-16914-4

/21/ KIRSCH, Wolfgang; MANGOLD, Marietta; SCHLACHTER, Brigitte; TSCHIEDEL, Martina:
Abitur clever vorbereitet – Chemie.-Potsdam: Tandem Verl. / BSV.-Schülerhilfe
ISBN 978-3-8427-0361-2

/22/ GROßMANN, Gisbert; FABIAN, Jürgen; KAMMER, Hans-Werner:
Struktur und Bindung – Atome und Moleküle.-Leipzig: Dt. Verl f. Grundstoffindustrie; 1973.-1. Aufl.
Lehrwerk Chemie Bd. 1

/2/ :

ISBN 978-3-

/2/ :

ISBN 978-3-

/A/ Wikipedia
http://de.wikipedia.org

Die originalen sowie detailliertere bibliographische Angaben zu den meisten Literaturquellen sind im Internet unter http://dnb.ddb.de zu finden.

Abbildungen und Skizzen entstammen den folgende ClipArt-Sammlungen:

/A/ 29.000 Mega ClipArts; NBG EDV Handels- und Verlags AG; 1997

/B/

andere Quellen sind direkt angegeben.

Alle anderen Abbildungen sind geistiges Eigentum:

/I/ lern-soft-projekt: drews (c,p) 2006-2022 lsp: dre

verwendete freie Software:

Programm	Hersteller:
Inkscape	inkscape.org (www.inkscape.org)
CmapTools	Institute for Human and Maschine Cognition (www.ihmc.us)
ChemSketch	ACD Labs (Advanced Chemistry Development, Inc.) (www.acdlabs.com)

⊞- (c,p)1998 - 2022 lern-soft-projekt: drews -⊟
⊞- drews@lern-soft-projekt.de -⊟
⊞- http://www.lern-soft-projekt.de -⊟
⊞- 18069 Rostock; Luise-Otto-Peters-Ring 25 -⊟
⊞- Tel/AB (0381) 760 12 18 FAX 760 12 11 -⊟