

Michael Wächter
Chemie im Distanzunterricht, Band 2:
Elemente, Periodensystem, Atombau

Chemie im Distanzunterricht, Band 2
Elemente, Periodensystem, Atombau

Michael Wächter



Impressum

Texte: © Copyright by Michael Wächter

Umschlag: © Copyright by Michael Wächter

Verlag: Michael Wächter

Borsigweg 21a

48153 Münster

waechter.michael@t-online.de

Druck: epubli - ein Service der neopubli GmbH, Berlin

Inhaltsverzeichnis

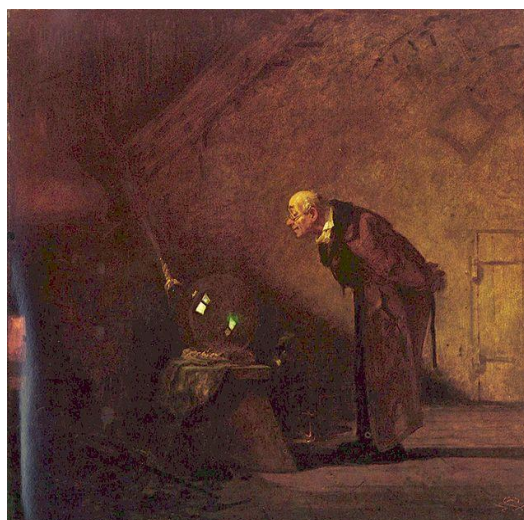
<u>Vorwort</u>	(Einführung in das Lernkonzept „Chemie im Distanzunterricht“)	S. 6
<u>Kap. 1: Elemente</u>		7
1.1	Unzerlegbare Reinstoffe (mit Lernzusammenfassung „Reaktionen“)	7
1.2	Lavoisiers Elemente-Begriff	15
1.3	Kleinstmögliche Stoffportionen – <i>Daltons Atomtheorie</i>	15
1.4	Atome und Atomverbände	24
1.5	Ein Modell vom Atom	26
1.6	Lernzusammenfassung „Teilchen“	26
1.7	Wiederholungsfragen und Aufgaben zum Thema Elemente und ihre Ordnung (I)	27
1.8	Lösungen zu den Aufgaben zum Thema Elemente und ihre Ordnung (I)	28
1.9	Lesetexte: Die Entdeckung der Gasteilchen (<i>Avogadros Moleküle</i>)	28
<u>Kap. 2: Elementfamilien</u>		31
2.1	Alkalimetalle	31
2.2	Halogene	34
2.3	Edelgase	38
2.4	Lernzusammenfassung „Elementfamilien“	40
2.5	Wiederholungsfragen und Aufgaben zum Thema Elemente und ihre Ordnung (II)	40
2.6	Lösungen zu den Aufgaben zum Thema Elemente und ihre Ordnung (II)	40
2.7	Lesetext: Die Entdeckung der Ordnung der Elemente	41
<u>Kap. 3: Periodensystem</u>		44
3.1	Atommassen und Periodizität	44
3.2	Elemente und ihre Ordnung – das PSE	44
3.3	Hauptgruppen und Nebengruppen (und das PSE als Datentabelle)	46
3.4	Lernzusammenfassung „Periodensystem“ (Elemente und ihre Ordnung)	53
3.5	Wiederholungsfragen und Aufgaben zum Thema Periodensystem	53
3.6	Lösungen zu den Aufgaben zum Thema Periodensystem	53
<u>Kap. 4: Atombau</u>		54
4.1	<i>Daltons</i> Vorstellung vom Atom	54
4.2	<i>Rutherfords</i> Atommodell: Isotope	54
4.3	Lesetext: Wie der Einblick in den Aufbau der Atomhülle entdeckt wurde	55
4.4	<i>Bohrs</i> Atommodell: Schalen in der Atomhülle	57
4.5	<i>Schrödingers</i> Atommodell: Wellenmechanik	59
4.6	Lernzusammenfassung: Atommodelle von Rutherford und Bohr (Atombau)	59
4.7	Ausblick: Weitere Lerninhalte, die auf PSE und Atombau aufbauen	63
<u>Anhang:</u>	Extraseiten: Erdöldestillation / Vielfalt der Chemieprodukte / Grundwissen Chemie	66
	Stichwortverzeichnis (Sachregister/ Fachbegriffe von A – Z, Lern- und Lesehinweise)	69

Vorwort

Einführung in das Lernkonzept „Chemie im Distanzunterricht“

Als die Corona-Pandemie ausbrach und Schulen geschlossen wurden, wurden Lernende plötzlich auf sich selbst gestellt. Das Gespräch mit der Lehrkraft ist spontan nicht mehr möglich wie im Präsenzunterricht, die Internetverbindung (das WLAN) kann aussetzen und Rückmeldung kann dauern. Distanzlernen in Homeschooling und Wechselunterricht ist schwierig. Also greift der/die Lernende zum Schulbuch. Chemie- und Lehrbücher bieten zwar auch Lehrtexte, gelegentlich sogar Übungsaufgaben, aber selten werden sie im Buch verständlich, kurz und knapp **erklärt**. Lösungshinweise und Lösungen zur Selbstkontrolle finden die Lernenden ebenfalls so gut wie gar nicht. Gerade zum Selbstlernen wären diese jedoch hilfreich, bei Hausaufgaben zum Präsenzunterricht ebenso wie beim Distanzlernen.

Die Reihe „**Chemie im Distanzunterricht**“ will diese Lücke schließen. Sie bietet hierzu kurze Arbeitshefte mit Erklärungen zu allen wichtigen Themenbereichen in der Chemie an – vom Anfangsunterricht (Band 1 und 2 dieser Reihe, etwa Klasse 7 bis 9) über Organische und Physikalische Chemie in Klasse 10 bis 13 bis hin zur Analytik und zur chemischen Technologie und ihren Produktionsverfahren. Das geschieht hier unabhängig von den unterschiedlichen und oft auch noch zu vollen Lehrplänen der einzelnen Bundesländer ihre jeweiligen, unterschiedlichen Schulformen. Hier wurde der Lernstoff reduziert, entwirrt und von der reinen Systematik des Faches her geordnet – orientiert am historischen Lernprozess der Forscher und Forscherinnen selbst (ähnlich wie im Buch „**Kleinen Entdeckungsgeschichte(n) der Chemie** im Kontext von Zeitgeschichte und Naturwissenschaften“ von Michael Wächter, Verlag Königshausen und Neumann, Würzburg 2018).



Ein Alchemist entdeckt Stoffumwandlungen in einer Glaskugel (Gemälde von Carl Spitzweg, Bildquelle: wikimedia commons, gemeinfrei).

Dieser zweite Band aus der Reihe „Chemie im Distanzunterricht“ befasst sich mit den Elementen und ihrer Ordnung, dem Periodensystem, und mit dem Atombau. Die Inhalte entsprechen den von den Richtlinien für den Chemieunterricht in Gymnasien vorgegebenen Lernfeldern (hier: Kernlehrplan für die Sekundarstufe I Gymnasium in Nordrhein-Westfalen, Ministerium für Schule und Bildung des Landes NRW von 2019 – von der Systematik des Faches Chemie her entsprechende Inhaltsfelder / Themen finden sich auch in den Lehrplänen der anderen Bundesländer).

Die Heftreihe „**Chemie im Distanzunterricht**“ enthält zu jedem wichtigen Themenbereich das Wichtigste: Kurze, leicht verständliche **Erklärungstexte** mit anschaulichen Abbildungen zum Selbstlernen und Übungsaufgaben mit Lösungen und Lernhilfen. Sie ist für Selbstlerner, Lehrende und Lernende im Distanz- und Wechselunterricht (Hybridunterricht) sowie Homeschooling geeignet. Zusätzlich hierzu bietet das Schüler(innen)-Taschenbuch „**Merksätze und Formeln CHEMIE**“ (M. Wächter, epubli 2019, schülerfreundlich für nur 8 € oder als ebook für unter 3€) eine kompakte Zusammenfassung der Merksätze dieser Reihe – das Grundwissen im Fach Chemie.

Kapitel 1: Elemente

1.1 Unzerlegbare Reinstoffe

In der Chemie gibt es chemisch unzerlegbare Reinstoffe. Diese Grundstoffe werden als „Elemente“ bezeichnet; sie sind von besonderer Bedeutung. Die folgenden Abschnitte erklären zunächst, wie man darauf kam.

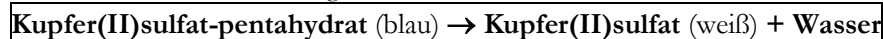
Kohle verbrennt zu Asche und Abgas, Eisen rostet, angebrannte Speisen verkohlen. Solche Stoffumwandlungen nennt man **Chemische Reaktionen**: Aus einem oder mehreren Ausgangsstoffen werden ein oder mehrere, völlig neue Stoffe – die Reaktionsprodukte.

Stoffumwandlungen (Chemische Reaktionen) kann man an zwei Merkmalen erkennen. Das erste Merkmal ist: Es findet eine **Stoffumwandlung** statt. Mindestens ein neuer Stoff entsteht, er ist an anderen Stoffeigenschaften erkennbar. Das zweite Merkmal ist die **Energieumwandlung**: Eine Energieform wird in eine andere Form umgewandelt. So wird z.B. Wärme in chemisch gespeicherte Energie umgewandelt, wenn etwas anbrennt oder verkohlt. Oder chemische Energie wird umgewandelt in Wärme, Licht, mechanische oder elektrische Energie (Abb. 1.1+2).

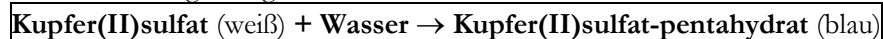
Stoffumwandlungen sind manchmal sogar umkehrbar. Wenn man z.B. im Reagenzglas blaues Kupfersulfat (chemischer Name auch: Kupfer(II)sulfat-pentahydrat) erwärmt (Wärmeenergie zuführt), dann wird das blaue Salz farblos und an der kalten Reagenzglaswand kondensiert Wasserdampf. Wenn umgekehrt das weiße Kupfersulfat (auch Kupfer(II)sulfat genannt) nach dem Abkühlen mit Wasser versetzt wird, dann entsteht wieder das blaue Kupfersulfat – und es wird wieder etwas wärmer. Die in den beiden Stoffen weißes Kupfersulfat und Wasser **chemisch gespeicherte Energie** wird wieder in Form von Wärmeenergie umgewandelt und nach außen abgegeben.

Die Reaktionsgleichungen zu diesen beiden Vorgängen in Worten sind:

Bei Zufuhr von Wärmeenergie:



Bei Wärmeenergie-Abgabe:



Der Vorgang, dargestellt nach dem Schema „Ausgangsstoffe → Produkte“, ist also „vorwärts“ und „rückwärts“ möglich. Er ist umkehrbar.

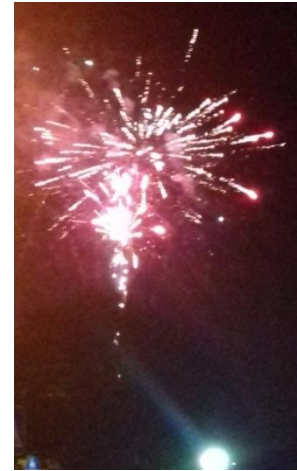


Abb. 1.1: Ein Feuerwerk – die chemisch im Schwarzpulver gespeicherte Energie wird in Wärme, Licht und mechanischer Energie (Gasdruck) umgewandelt (Eig. Foto).

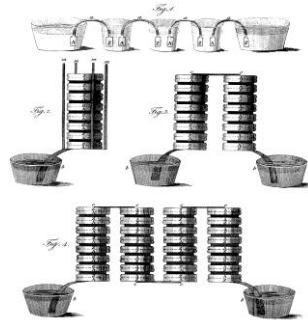
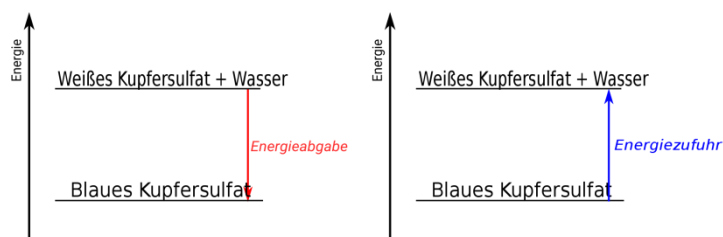


Abb. 1.2: „Batterien“ verwandeln chemische Energie in elektrische Energie – beim Aufladen auch umgekehrt. Links eine der ersten Batterien, die Volta'sche Säule (aus Kupfer, Eisen und Schwefelsäure). Sie war nur entladbar. Rechts eine ältere, wiederaufladbare Autobatterie mit einer Spannung von 12 V und Kapazität von 36 Ah (Frühere, offene Ausführung mit Blockdeckel, transparentem Gehäuse, Zentralentgasung und der Möglichkeit zum Nachfüllen von destilliertem Wasser nach dem Herausschrauben der sechs runden Stopfen) (Abb. gemeinfrei).



Abb. 1.3: Wasserzugabe zu getrocknetem und somit wasserfreiem Kupfer(II)sulfat – das weiße Salz wird wieder blau (Abb. gemeinfrei)

Der Gehalt an chemischer Energie kann in einem Diagramm dargestellt werden. Wenn das reagierende Stoffgemisch Wärme von außen aufnimmt und als chemische Energie speichert, wird seine Gehalt an chemischer Energie größer – eine Reaktion unter **Energiezufuhr** (Aufnahme von Wärmeenergie): Der Pfeil im Diagramm geht nach oben:



Eine Reaktion, die unter Energiezufuhr abläuft, nennt man **endotherm**.

Wird der Gehalt an chemischer Energie kleiner, weil die reagierenden Stoffe Wärme abgeben, so findet eine **Energieabgabe** statt. Eine solche Reaktion nennt man **exotherm** (Das heißt so viel wie: „nach außen Wärme abgebend“). Der Pfeil im Diagramm geht dann nach unten. Zu dieser Art von Reaktionen gehören z.B. die Verbrennung von Kraftstoffen wie Wasserstoffgas (Abb. 1.4), die Reaktion von weißem Kupfersulfat mit Wasser (Abb. 1.3) oder das Abbrennen von Schwarzpulver (Abb. 1.1).



Abb. 1.4: Eine Wasserstoff-Tankstelle. Die im Wasserstoffgas und im Luftsauerstoff gespeicherte Energie wird beim Verbrennen des Energieträgers zu Wasserdampf – eine Stoffvereinigung (Eig. Foto).

Chemische Reaktionen insgesamt kann man in zwei grundlegende Gruppen einteilen, wenn man auf die Art der Stoffumwandlung sieht: Aus einem Reinstoff können bei einer Stoffumwandlung mehrere Stoffe werden (**Stoffzerlegung**) – oder mehrere Stoffe reagieren zu einem neuen Stoff (**Stoffvereinigung**). Wenn z.B. das blaue Kupfersulfat erhitzt wird, zersetzt es sich zu weißem Kupfersulfat und Wasser – eine chemische **Stoffzerlegung** in zwei neue Stoffe (Schema: **Stoff AB → Stoff A + Stoff B**). Wenn weißes Kupfersulfat mit Wasser zu blauem Kupfersulfat reagiert, dann vereinigen sich zwei Stoffe zu einem neuen Stoff – eine **Stoffvereinigung** (Schema: **Stoff A + Stoff B → Stoff AB**). Auch Wasser kann zerlegt (Stoffzerlegung) und aus den Spaltprodukten Wasserstoff und Sauerstoff wieder hergestellt werden (Umkehrbare Reaktion).

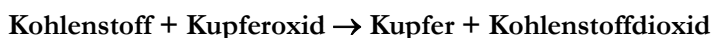
Reinstoffe wie Rost, Zucker, blaues Kupfersulfat und die Kunststoffe sind durch Stoffumwandlungen (chemische Reaktionen) **zerlegbar** – man kann jeden dieser Stoffe in mehrere, andere Stoffe umwandeln. So verkohlen z.B. Zucker und Kunststoffe beim Erhitzen (Schema: Zucker → Kohlenstoff + Wasser). Chemisch zerlegbare Reinstoffe werden als **chemische Verbindungen** bezeichnet. In ihnen haben sich andere Stoffe zu einem neuen Stoff vereinigt, einer chemischen Verbindung.

Einige Stoffe wie z.B. Kohlenstoff, Metalle wie Eisen, Kupfer und Gold, die Edelgase oder auch Schwefel können durch Stoffumwandlungen nicht weiter zerlegt werden. Reinstoffe, die chemisch nicht weiter zerlegt werden können, werden als **Elemente** bezeichnet. Elemente können chemisch immer nur in Form von Stoffvereinigungen reagieren. Das heißt, sie wandeln sich miteinander in chemische Verbindungen um, zum Beispiel bei der Vereinigung von Kupfer mit Schwefel oder der Verbrennung von Kohlenstoff an Luft zum Kohlendioxid. Die Reaktionsgleichungen dieser beiden Stoffvereinigungen sind:



Verbrennungen sind ein Beispiel dafür, wie die chemische Energie in den Brennstoffen und im Luftsauerstoff in Wärmeenergie umgewandelt und nach außen abgegeben wird.

Manchmal laufen Stoffvereinigungen und Stoffzerlegungen in einer Reaktion gleichzeitig ab, z.B. wenn man Kohlepulver mit Kupferoxid erhitzt: Das Kupferoxid wird vom Kohlenstoff zerlegt, weil dieser sich mit dem chemisch gebundenen Sauerstoff im Kupferoxid zu Kohlenstoffdioxid verbindet. Bei der Herstellung von Metallen aus ihren Oxiden und Kohle oder Kohlenstoff läuft eine Art Austausch ab:



Ähnliches geschieht, wenn man Kupfersulfid mit Eisenpulver erhitzt. Dann entstehen Kupfer und Eisensulfid: **Kupfersulfid + Eisenpulver → Kupfer + Eisensulfid**

Das Kupfersulfid wird in Kupfer und Schwefel zerlegt, das Eisenpulver verbindet sich mit Schwefel zum Eisensulfid.

Die Elemente werden in **Metalle** und **Nichtmetalle** unterteilt. Alle Metalle sind glänzend, verformbar und leiten die Wärme und den elektrischen Strom gut. Folgende fünf **Elemente** sind für den Anfang wichtig: Die Elemente Eisen und Kupfer sind zwei wichtige Metalle. Schwefel, Sauerstoff und Kohlenstoff drei wichtige nichtmetallische Elemente.

Eisen (Chemisches Symbol: **Fe**, von Latein *ferrum*) ist das wichtigste Gebrauchsmetall. Das Schwermetall schmilzt bei 1538 °C, hat eine Dichte von 7,87 g/cm³ und ist magnetisierbar, ebenso wie Kobalt und Nickel. Feines Eisenpulver ist brennbar und an feuchter Luft rostet es. **Kupfer (Cu)** ist ein Halbedelmetall: Es zersetzt sich an Luft kaum, schmilzt bei 1084 °C und hat eine Dichte von 8,92 g/cm³. Es ist rotglänzend und bildet bei chemischen Reaktionen viele, oft blaugüne Salze. Es zeigt nach Silber die zweithöchste Leitfähigkeit für Wärme und elektrischen Strom. Geschmolzenes Kupfer mit Zinn zu Bronze-, mit Zink zu Messing-, mit Nickel zu Kupfernickel- und mit Gold zu Rotgold-Legierungen zusammengeschmolzen.

Schwefel (Elementsymbol: **S**, Latein: *sulfur*) ist ein nichtmetallisches Element. Schwefel existiert als zitronengelbes Pulver und in Form von Kristallen, schmilzt bei 115 °C und hat eine Dichte von 2,07 g/cm³. Schwefel schmilzt gelblich, wird bei zunehmender Temperatur braun und zähflüssig und bildet ab 444 °C braune Dämpfe. In Gegenwart von Luft brennt er mit blauer Flamme, wobei ein stechend-säuerlich riechendes Gas frei wird (Schießpulvergeruch, Schießpulver ist schwefelhaltig).

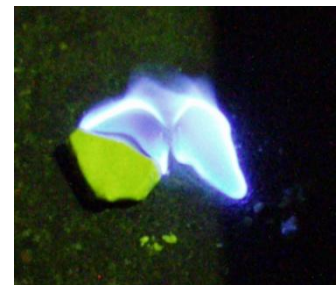


Abb. 1.5: Brennender Schwefel (Abb. aus wikimedia commons, GNU-Lizenz)

Sauerstoff (Elementsymbol: **O**, von lat. *Oxygenium*) ist ein farb- und geruchloses Gas. Es ist stark brandfördernd und seine Dichte beträgt bei 0°C nur 0,001429 g/cm³ (1 m³ Sauerstoffgas wiegt also 1,429 kg). **Luft** ist ein Gasgemisch, das etwa 21% Sauerstoff enthält. Es ist an vielen Verbrennungs- und Korrosionsvorgängen beteiligt. Tiere und Menschen benötigen Sauerstoff zum Leben. Unterhalb von -183 °C wird er zu einer bläulichen Flüssigkeit, unterhalb von -218,75 °C) erstarrt er zu blauen Kristallen. Er ist in Wasser wenig löslich. Die Wasserlöslichkeit des Gases steigt mit abnehmender Temperatur und zunehmendem Druck. Bei 0 °C lösen sich unter Normaldruck aus der Luft 14,16 mg in 1 L Wasser.

Kohlenstoff (C) ist ein weiteres, sehr wichtiges Nichtmetall. Er existiert mehreren Erscheinungsformen, z.B. als Graphit (pechschwarz, weich, Dichte 2,26 g/cm³) und Diamant (klar, extrem hart, 3,51 g/cm³). Kohlenstoff schmilzt nicht, er verdampft erst bei 3642 °C (Sublimationstemperatur). Er ist wie Schwefel brennbar.

Diese und andere Elemente können sich miteinander verbinden – bei chemischen Reaktionen. Bei solchen Stoffvereinigungen entstehen als neue Stoffe (Reaktionsprodukte) immer chemische Verbindungen.

Eine wichtige Stoffgruppe: Die Metalle

Als die ersten Menschen gelernt hatten Steinwerkzeuge herzustellen, Feuer zu machen und Öfen zu beizen, da fanden sie auf ihren Streifzügen durch die Landschaft glänzende Klumpen, die sich leichter als Stein bearbeiten und im Ofen schmelzen ließen: Die Metalle Kupfer, Silber und Gold. Sie entdeckten Gesteine, aus denen sie mit Hilfe von Kohle weitere Metalle herstellen konnten (Eisen, Blei und Zinn), und aus diesen formten sie Messer, Speerspitzen und Schmuck.



Abb. 1.6: Metalle (Eig. Foto)

Im Mittelalter, lange nach der Stein-, Bronze- und Eisenzeit, versuchten "Alchimisten" Gold herzustellen. Doch weil Gold ebenso wie alle **Metalle** ein Element ist, kann man es nicht herstellen, ohne bereits eine seiner Verbindungen zu besitzen und zu zerlegen. Bei der Entstehung von Metallen im Hochofen jedoch ist das Metall von Anfang an dabei: Als Metalloxid (Erz), dem der Sauerstoff durch die Kohle entzogen wird. Inzwischen kennt man über 110 Elemente - und fast alle sind Metalle.

Metalle bilden untereinander homogene Stoffgemische („**Legierungen**“). Bronze, Messing, Amalgam und Rotgold sind solche Beispiele, denn sie enthalten Metalle wie Kupfer, Zinn, Zink, Quecksilber, Silber und Gold. Man unterscheidet edle und unedle, Leicht- und Schwer-, Hart- und Weichmetalle sowie Eisenmetalle, Alkali-, Erdalkali-, Platin- und Buntmetalle.

Alle Metalle **leiten den elektrischen Strom**, ohne sich dabei zu zersetzen.. Sie sind Leiter. Auch **Wärme** wird von den Metallen viel schneller weitergeleitet als von Nichtmetallen. Zudem sind alle Metalle **gut verformbar** – im Gegensatz zu leicht zerbröselnden, zersplitternden oder spröden Stoffen wie Porzellan, Glas oder Gestein. Und falls man die Metalle nicht gerade zu einem staubfeinen Pulver zermahlen hat, so kann man sie auch an ihrem Aussehen erkennen: Alle Metalle zeigen einen **typischen Glanz**, sie "reflektieren" (spiegeln) das Licht.

Diese **vier metallischen Eigenschaften** (Gute Verformbarkeit, gute elektrische und thermische Leitfähigkeit, metallischer Glanz) kennzeichnen die Stoffgruppe der Metalle.

Wichtige Gebrauchsmetalle von A bis Z

Metalle sind wegen ihrer guten Verformbarkeit wichtige Werkstoffe. Ihr Glanz macht sie zu Schmuckstücken, ihre Leitfähigkeit ideal für elektrische Geräte. Es gibt insgesamt etwa 90 Metalle. Man teilt sie ein in Leicht- und Schwermetalle, Hart- und Weichmetalle, Halb- und Edelmetalle. Wichtige Gebrauchsmetalle und Stichworte hierzu sind:

Aluminium (Symbol: Al):

Schmelztemperatur $T=658^{\circ}\text{C}$, Dichte $\rho=2,7 \text{ g/cm}^3$; silberglänzendes Metall, recht gut leitfähig und witterungsbeständig, Dichteverhältnis im Vergleich zu Eisen 1:3, also leicht und recht zäh, daher als Bau- und Konstruktionsmetall verwendet – für Bauverkleidungen, Stromschienen, Reflektoren, Dosen und Drähte, Folien und Tuben.

Blei (Pb):

Schmelztemperatur $T=327,5^{\circ}\text{C}$, Dichte $\rho=11,34 \text{ g/cm}^3$, dunkelblaugraues, weiches Schwermetall, als Staub und Rauch giftig, wichtiges Gebrauchsmetalle für Gewichte und Dachabdeckungen, Autobatterien und als Strahlenschutz.

Chrom (Cr):

Schmelztemperatur $T=1903^{\circ}\text{C}$, Dichte $\rho=6,93 \text{ g/cm}^3$, silberglänzendes, zähes Schwermetall, Verwendung für Stoßstangen. Das Chromoxid Cr_2O_3 ist ein wichtiges, grünes Pigment.

Eisen (Fe):

Schmelztemperatur $T=1539^{\circ}\text{C}$, Dichte $\rho=7,87 \text{ g/cm}^3$, ist rein (unlegiert) gut magnetisierbar (wie Nickel und Kobalt auch), färbt sich an Luft und Wasser langsam braun (Rostbildung), bei weitem wichtigstes Gebrauchsmetall – fast alle großen Metallteile in unserer Umwelt sind aus Eisenmetallen (Stähle und Eisenlegierungen).

Am meisten produziert und preiswertestes Metall überhaupt:

Eisen wird in der Chemie- und Metallindustrie in gigantischen Mengen von vielen Millionen Tonnen pro Jahr hergestellt; waggonweise werden Eisenerze mit Koks in Hochöfen von „Stahlkochen“ zu Roheisen verschmolzen und zu Stählen legiert. Es gibt ein schwarzes Eisenoxid FeO und ein rotes Eisenoxid Fe_2O_3

Gold Au:

Schmelztemperatur $T=1064,4^{\circ}\text{C}$, Dichte $\rho=19,32 \text{ g/cm}^3$, weiches sehr dehnbares, gelbglänzendes Edel- und Schmuckmetall, in der Zahnmedizin legiert mit Platin

Kupfer Cu:

Schmelztemperatur $T=1083,4^{\circ}\text{C}$, Dichte $\rho=8,96 \text{ g/cm}^3$, rotglänzendes Buntmetall, wegen seiner hohen elektrischen Leitfähigkeit für Stromkabel verwendet, auch für Verkleidungen, Dächer, Brauereikessel und Kunstgegenstände, bildet nach jahrelanger Verwitterung Patina, einen hellgrünen Belag.

Große Bedeutung auch in Legierungen wie Rotgold (Kupfer mit Gold), Messing (mit Zink), Neusilber (mit Nickel und Aluminium), Zinn- und Aluminiumbronzen.

Magnesium Mg:

Leichtmetall wie Aluminium, brennt mit sehr heller und heißer Flamme, wird von Wasser angegriffen. Früher Verwendung als Blitzlichtpulver (im Gemisch mit einem sauerstoff-spendenden Salz wie Kaliumpermanganat)

Quecksilber Hg:

Schmelztemperatur $T = -38,87^{\circ}\text{C}$, Dichte $\rho = 13,55 \text{ g/cm}^3$, in Thermometern und in „Knopf-Zellen“ als



Abb. 1.7: Links Magnesiumband, rechts zwei Silbermünzen. Die linke, dunkle Silbermünze ist im Laufe der Zeit angelaufen: Aus Schwefel, der z.B. in Eiweiß und Schweiß vorkommt, und Silber hat sich schwarzes Silbersulfid gebildet (Eig. Fotos).

Mini-Stromquellen, Dämpfe giftig. Bildet mit Schwefel das Rotpigment „Zinnober“

Silber Ag:

Schmelztemperatur $T = 961,9^{\circ}\text{C}$, Dichte $\rho = 10,50 \text{ g/cm}^3$, hellglänzendes Edel- und Schmuckmetall z.B. für Münzen und Bestecke

Titan Ti:

Schmelztemperatur $T = 1677^{\circ}\text{C}$, Dichte $\rho = 4,506 \text{ g/cm}^3$, zähes Leichtmetall für den Flugzeug- und Raketenbau

Zink Zn:

Schmelztemperatur $T = 419,6^{\circ}\text{C}$, Dichte $\rho = 7,133 \text{ g/cm}^3$, dunkelgrau-glänzendes Schwermetall, Verwendung für Dachabdeckungen und als Schutzschicht auf Eisenteilen („Verzinkung“). Bildet mit Kupfer die Legierung Messing.

Zinn Sn:

Schmelztemperatur $T = 231,9^{\circ}\text{C}$, Dichte $\rho = 7,29 \text{ g/cm}^3$, weiches, dehnbares, hellglänzendes Schwermetall, früher Verwendung für Konservendosen, in Geschirr, Lötzinn und zum Verzinnen von Eisenblechen. Bildet mit Kupfer zusammen die Legierung Bronze.

Stoffnamen

Chemische Verbindungen bekommen neben Alltagsnamen wie Kochsalz, Kalk und Wasser Bezeichnungen, an denen man erkennt, aus welchen Elementen sie sich gebildet haben. Die **chemischen Namen** von Verbindungen aus zwei Elementen bildet man in der Chemie, indem man das erste Element nimmt, die lateinische Form des Namens des zweiten Elementes anhängt und die Endung **-id** hinzugügt.

Salze sind chemische Verbindungen aus einem Metall und einem nichtmetallischen Element. Man benennt sie, indem man hinter den Namen des Metalles den des nichtmetallischen Elementes sowie die Endung **-id** anhängt. Kochsalz entsteht, wenn das Leichtmetall Natrium mit Chlorgas reagiert – in der Chemie heißt dieser Reinstoff deshalb Natrium (Namensteile: Natrium-chlor-id). Die Schwefel-Verbindungen heißen Sulfide, und die des Luftsauerstoffes Oxide. Deshalb heißt die Verbindung von Kupfer und Schwefel Kupfersulfid, und die von Eisen und Sauerstoff heißt Eisenoxid.

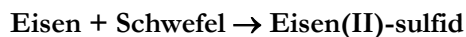


Abb. 1.8: Links reagiert ein Kupferblech mit heißem Schwefeldampf. Das Bild in der Mitte zeigt unten die neue, schwarze Verbindung von Kupfer und Schwefel, das Kupfersulfid. Rechts sind Schwefelpulver (links) und Quecksilber (mittig, im Thermometer) zu sehen. Rechts davon die Verbindung Quecksilbersulfid. Sie ist knallrot und wurde früher Zinnober genannt (Eig. Fotos).

Wenn drei Elemente zu einem Salz verbunden sind, mit Sauerstoff als drittem Partner, dann ist die Endung **–at**. Das schwarze Kupfersulfid ist also aus Kupfer und Schwefel gebildet worden, und das weiße Kupfersulfat aus Kupfer, Schwefel und Sauerstoff.

Allein die fünf Elemente Eisen, Kupfer, Schwefel, Sauerstoff und Kohlenstoff bilden zusammen über ein Dutzend chemische Verbindungen:

Schwefelverbindungen mit Metallen gehören zur Gruppe der **Sulfide**. Viele Sulfide kommen in der Natur in Form von Erzen und Mineralien vor. Das Mineral schwarze Kupferindig, auch Kovellin, Blaues Kupferglas oder **Kupfer(II)-sulfid** genannt, ist eine Verbindung aus Kupfer (Symbol: Cu) und Schwefel (Symbol S). Seine Dichte liegt bei 4,6 g/cm³. Das Mineral „Schwefeleisen“ (Pyrrhotin, **Eisen(II)-sulfid**) ist bronzegelb bis braun, bei der Herstellung aus Eisen- und Schwefelpulver auch schwarz:



in Formeln: $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$

Eisensulfid FeS setzt in Kontakt mit Säuren ein nach faulen Eiern riechendes Giftgas frei. Es gibt weitere Schwefelverbindungen mit diesen beiden Metallen. Das in würfelförmigen, glänzenden Kristallen auftretende Mineral **Pyrit** („Katzengold“) ist ebenfalls eine Eisen-Schwefel-Verbindung, und Kupferglanz (auch Chalkosin und **Kupfer(I)-sulfid** genannt) enthält auch Kupfer und Schwefel, jedoch in einem anderen Mengenverhältnis. Es entsteht, wenn man Kupferblech mit Schwefel im Reagenzglas erhitzt.



Abb. 1.9: Verbindungen einiger Metalle mit Schwefel, Sauerstoff und Chlor, von links nach rechts: Eisendisulfid, Zinksulfid, Molybdändisulfid, Quecksilberoxid, Quecksilberchlorid und Quecksilbersulfid (eig. Fotos).



Abb. 1.10: Kovellin – ein Kupfer-Schwefel-Erz (Abb. mit GNU-Lizenz)

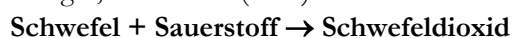


Abb. 1.11: Pyritkristalle sind würfelförmig (links), Kupferglanz nicht (Mitte, beide Abb. gemeinfrei). Rechts im Bild drei Kristalle: Links das Zink-Schwefel-Erz Sphalerit (es enthält oft Eisensulfid), mittig Pyritwürfel auf einem Gestein und rechts Kovellin (Abb. gemeinfrei).

Sauerstoff-Verbindungen heißen **Oxide**. Sie entstehen z.B. bei **Verbrennungen**.

Wichtige Metalloxide sind z.B. die beiden **Kupferoxide** (das Mineral Cuprit oder rotes Kupfer(I)-oxid, Dichte 6,1 g/cm³, und das Mineral Tenorit, schwarzes Kupfer(II)-oxid, 6,48 g/cm³) sowie die beiden **Eisenoxide** (Wüstit, schwarzes Eisen(II)-oxid, FeO, 5,7 g/cm³) und rotes Eisen(III)-oxid (das Mineral Hämatit oder „Blutstein“, 5,34 g/cm³, Formel: Fe₂O₃).

Auch **Nichtmetalle** können sich untereinander verbinden. Wenn Schwefel verbrennt, entsteht Schwefeldioxidgas, aus Kohlen(stoff) wird das Gas Kohlendioxid:



Kohlendioxid ist geruchlos, bildet in Wasser Kohlensäure und verfestigt sich unterhalb von -78°C zu einem Feststoff, dem „Trockeneis“ (eine Resublimation). Das Gas hat die Formel CO_2 und verursacht den Treibhauseffekt, durch den sich die Erdatmosphäre erwärmt. Pflanzen können Kohlendioxid und Wasser mit Hilfe von Sonnenlicht in Sauerstoff und Traubenzucker umwandeln (Photosynthese).



Manchmal bilden zwei Elemente sogar mehrere Verbindungen miteinander. Wenn zwei Elemente sich so verbinden, dass ein Element in einer Verbindung eine doppelt so große Stoffmenge beiträgt wie in einer anderen, dann wird die Silbe **-di-** hinzugefügt. Kohlenstoffdioxid und Kohlenstoffmonoxid sind ein solches Beispiel: Das oben genannte Gas Kohlendioxid ist ungiftig – man kann es in Wasser lösen und im Mineralwasser mittrinken. Aber das Gas **Kohlenmonoxid** – „mono“ heißt „eins“ – ist hochgiftig. Es entsteht bei unvollständiger Verbrennung von Kohlenstoff. Es ist farb- und geruchlos, brennbar und führt bei längerem Einatmen zum Tod.

Schwefeldioxid SO_2 wird schon bei $-10,05^{\circ}\text{C}$ flüssig. Es riecht säuerlich-stechend und löst sich in Wasser unter Bildung einer schwefligen Säure. Man verwendet es zum Konservieren von Lebensmitteln wie z.B. Rosinen und Wein. Zwei weitere Nichtmetalloxide aus dieser Stoffgruppe sind das weiße Pulver Schwefeltrioxid SO_3 („tri“ heißt drei) und das farblose Giftgas Kohlenmonoxid CO . Auch eine Verbindung Kohlenstoffdisulfid CS_2 ist bekannt – eine leicht entzündliche, giftige Flüssigkeit.

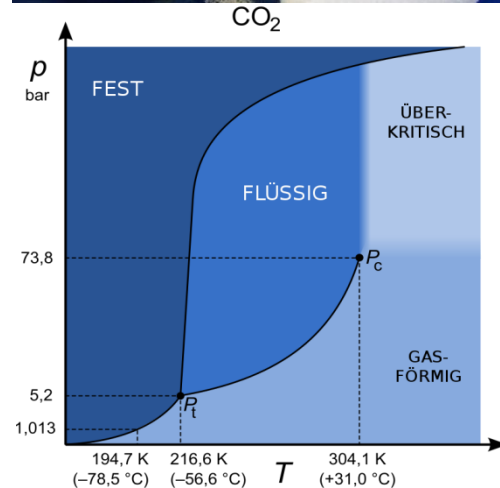


Abb. 1.12: Trockeneis (oben) ist festes Kohlendioxid (unterhalb -70°C) (Abb. oben, GNU-Lizenz). Das Druck/Temperatur-Diagramm darunter zeigt die Bereiche der Aggregatzustände von Kohlendioxid. Ein Bereich, in dem es flüssig sein kann, existiert nur oberhalb einem Druck von 5,2 bar (Druck/Temperatur- bzw. p/T -Diagramm rechts, Abb. gemeinfrei).

Lernzusammenfassung „Reaktionen“

Zusammenfassend kann man sagen:

- Die **Chemie** ist die Wissenschaft der Stoffe und Stoffumwandlungen.
- **Stoffe** sind an ihren **Eigenschaften** erkennbar.
- **Reinstoffe** sind physikalisch nicht weiter auftrennbar. Sie haben immer gleich bleibende Stoffeigenschaften. **Stoffgemische** können mit Hilfe von Stofftrennverfahren in Reinstoffe aufgetrennt werden, ohne dass diese in andere Stoffe umgewandelt werden.
- Chemische Vorgänge (**Reaktionen**) sind **Stoffumwandlungen**: es entstehen **neue Stoffe**, erkennbar an neuen Stoffeigenschaften.
- Bei einer **Stoffvereinigung** entsteht aus mindestens zwei Ausgangsstoffen A und B ein neuer Stoff, Reaktionsschema: $A + B \rightarrow AB$. Das Reaktionsprodukt AB ist eine chemische Verbindung.
- Bei einer **Stoffzerlegung** wird ein Reinstoff chemisch in mehrere, neue Stoffe zerlegt, Reaktionsschema: $AB \rightarrow A + B$. Eine Stoffzerlegung ist eine chemische Reaktion und nicht nur ein physikalisches Stofftrennverfahren für Stoffgemische.

Wichtig sind Kenntnisse über chemische Reaktionen ins Besondere bei Verbrennungen und bei der Gewinnung von Metallen (vgl. S.8 unten). Die hier unverzichtbaren Grundkenntnisse zum späteren Verständnis der Elemente und ihrer Ordnung sind auf der folgenden Seite (z.T. stichwortartig) zusammengefasst:

Chemische Reaktion:

- Stoffumwandlung,
- Energieumwandlung bei chemischen Reaktionen: chemische Energie, Aktivierungsenergie
- Chemische Reaktionen kann man an der Bildung von neuen Stoffen mit anderen Eigenschaften erkennen – es sind daher keine rein physikalischen Vorgänge
- Chemische Reaktionen kann man in Form von Reaktionsgleichungen (Reaktionsschemata in Worten) angeben
- Die Energieumwandlung der in den Stoffen gespeicherten Energie (chemische Energie) in andere Energieformen kann man beschreiben, z.B. bei Verbrennungsvorgängen, beim Verkohlen anbrennender Speisen oder bei Be- und Entladen von Batterien
- Die Bedeutung der Aktivierungsenergie zum Auslösen einer Reaktion liegt darin, dass die Teilchen der reagierenden Stoffe für die Reaktion bereit gemacht werden, z.B. durch Vereinzelung (Aufspaltung)

Verbrennung:

- Verbrennung als Reaktion mit Sauerstoff: Oxidbildung, Zündtemperatur, Zerteilungsgrad
- chemische Elemente und Verbindungen: Analyse, Synthese
- Nachweisreaktionen (Knallgas-, Glimmspan- und Kalkwasserprobe, Wassernachweis durch Blaufärbung mit weißem Kupfersulfat)
- Umkehrbarkeit chemischer Reaktionen: Wasser als Oxid
- Gesetz von der Erhaltung der Masse
- einfaches Atommodell
- Reinstoffe kann man in chemische Elemente und Verbindungen einteilen
- Die wichtigsten Bestandteile des Gasgemisches Luft sind Sauerstoff (unterhält Verbrennung und Atmung, Luft-Anteil ca. 21%), Stickstoff (wirkt erstickend, Anteil: ca. 78%) und die Edelgase (ca. 1%, nicht abtrennbar, nicht brandfördernd)
- Die Verbrennung ist eine chemische Reaktion mit Sauerstoff, es entstehen Sauerstoff-Verbindungen / Oxide. Die Oxide sind schwerer als die brennbaren Ausgangsstoffe, da die Sauerstoffteilchen aus der Luft hinzukommen.
- Die Stoffzerlegung von Wasser (Analyse, mit Hilfe von elektrischem Strom) und die Stoffvereinigung von Wasserstoff und Sauerstoff (Synthese von Wasser) sind ein Beispiel für die Umkehrbarkeit chemischer Reaktionen.
- Bei Verbrennungen bleiben nicht wägbare, gasförmige Produkte übrig (Kohlenstoffdioxid, Wasserdampf), weil bei chemischen Reaktionen die Gesamtmasse aller beteiligten Stoffe erhalten bleibt (Gesetz von der Erhaltung der Masse).
- Beim Umgang mit brennbaren Stoffen zur Brandvorsorge sowie mit offenem Feuer kann man zur Brandbekämpfung die Zufuhr von Brennstoff, Luft und/oder Wärme verhindern.

Metalle und Metallgewinnung:

- Zerlegung von Metalloxiden
- Sauerstoffübertragungsreaktionen
- edle und unedle Metalle, Metallrecycling
- Chemische Reaktionen, bei denen Sauerstoff abgegeben wird, sind Stoffzerlegungen von Oxiden.
- Metalle kann man auf Grund ihrer Reaktionsfähigkeit mit Sauerstoff in edle und unedle Metalle ordnen.
- Bei Sauerstoffübertragungsreaktionen gibt ein Stoff Sauerstoff ab (der Spender, Donor), der andere Stoff nimmt ihn auf (Akzeptor; Donator-Akzeptor-Konzept).
- Zur Herstellung von Metallen kann man daher Metalloxide mit brennbaren Stoffen sowie Kohlenstoff, Wasserstoff oder unedlen Metallen umsetzen – das Metalloxid wird so aufgespalten und es entsteht Metall. Die Gewinnung von Metallen war von hoher Bedeutung für die gesellschaftliche Entwicklung (Ende der Steinzeit, Beginn der Bronze- und Eisenzeit).
- Das Metallrecycling ist im Zusammenhang mit Ressourcenschonung und Energieeinsparung von hoher Bedeutung für den Umweltschutz
- Schlechte Maßnahmen zum Löschen von Metallbränden auf der Grundlage der Sauerstoffübertragungsreaktion sind das Löschen von Metallbränden mit Wasser oder Kohlendioxid-Löschern, da das unedle Metall Oxide zerlegen kann. Hier ist es besser, den Brand mit Sand zu ersticken.

1.2 Lavoisiers Elemente-Begriff

In der Antike vermuteten einige Philosophen, alles Sein würde in bestimmten Mischungsverhältnissen aus den vier Grundelementen „Erde“, „Wasser“, „Luft“ und „Feuer“ bestehen. Diese sollten als Prinzipien des Festen, Flüssigen, Gasförmigen und Glühend Verzehrenden so etwas wie „Essenzen“ oder „Wurzelkräfte“ sein (Abb. 1.13). Im Mittelalter versuchten die Alchimisten, durch eine bestimmten Mischung dieser „Grundelemente“ Gold herzustellen – doch all ihre Versuche misslangen.

Der Chemiker *Robert Boyle* kritisierte diese Vorstellungen und Versuche scharf. Er schrieb 1661 unter dem Titel *The Sceptical Chymist* ein Buch, in dem er die Vermutungen der Alchemie als unwissenschaftlich ablehnte. Für ihn waren Elemente einfache Grundstoffe, „die weder aus anderen Substanzen noch auseinander entstanden sind, sondern die Bestandteile bilden, aus denen gemischte Stoffe bestehen“. Der Chemiker *Antoine L. Lavoisier* beschrieb 1789 chemische Elemente als die Stoffe, die nicht in andere Substanzen zerlegt werden können: Stoffe sollten dann als elementar, d. h. als nicht zusammengesetzt gelten, solange keine Methoden zur weiteren chemischen Abtrennung einzelner Bestandteile gefunden wären. *Lavoisiers* genaue Beobachtungen und Messungen an chemischen und physikalischen Stoffumwandlungen führten ihn auch zu der Entdeckung, dass bei allen Stoffumwandlungen die Gesamtmasse der Stoffe erhalten bleibt. Er wog nach und bestimmte die genauen Massenverhältnisse, in denen reine Elemente miteinander reagieren.

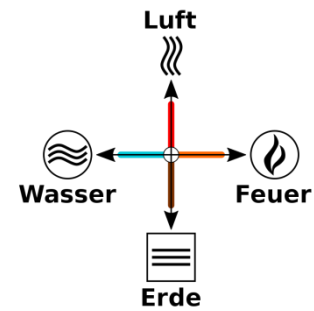


Abb. 1.13: In der Antike vermuteten Philosophen, es gebe vier Grundelemente des Seins: Wasser, Feuer, Luft und Erde (Abb. gemeinfrei).

Lernzusammenfassung „Elemente“

Zusammenfassend kann man sagen:

- Chemische Vorgänge (**Reaktionen**) sind **Stoffumwandlungen**: es entstehen **neue Stoffe**, erkennbar an neuen Stoffeigenschaften.
- Bei einer **Stoffzerlegung** wird ein Reinstoff chemisch in mehrere, neue Stoffe zerlegt, Reaktionsschema: $AB \rightarrow A + B$. Eine Stoffzerlegung ist eine chemische Reaktion und nicht nur ein physikalisches Stofftrennverfahren für Stoffgemische.
- Chemisch nicht weiter zerlegbare Reinstoffe werden **Elemente** genannt. Sie vereinigen sich bei chemischen Reaktionen immer mit anderen Stoffen so, dass chemische **Verbindungen** entstehen.
- Diese Vereinigung von Elementen zu Verbindungen erfolgt immer in bestimmten, gleich bleibenden Masseverhältnissen.

1.3 Kleinstmögliche Stoffportionen – Daltons Atomtheorie

Alles um uns herum besteht aus Stoffen: Schlüssel sind aus Eisen, Cent-Stücke aus Kupfer, Zahnstocher aus Holz und Autoreifen aus Gummi. Regentropfen sind aus Wasser und die Füllung von Luftballons aus Ballongas (Helium).

In der Chemie macht man sich Vorstellungen und Modelle davon, wie Stoffe aufgebaut sind und wie Stoffumwandlungen (Reaktionen) ablaufen.

Ein Volk besteht aus Menschen (Individuen), ein Mückenschwarm aus Mücken und Regen aus Regentropfen. Sand besteht aus Sandkörnern, ein Ameisenvolk aus Ameisen und Getreide aus Getreidekörnern. Das **Teilchenmodell** in der Chemie besagt: Auch bei den Stoffen gibt es kleinstmögliche, nicht weiter teilbare Einheiten – sie bestehen aus Teilchen.



Abb. 1.14: Gefrorenes Rauhref ist aus Wasser – Wasserdampf (gasförmig) aus der Luft kann im Winter direkt zu festen Eiskristallen „resublimieren“. Im Teilchenmodell erklärt man sich das so, dass die Wasserteilchen der Luftfeuchtigkeit in Kälte so langsam werden, dass ihre Anziehungskräfte die Eigenbewegung überwiegen – sie ziehen einander an und bilden Eiskristalle (Eig. Foto)

Das Teilchenmodell hilft, viele physikalische und chemische Vorgänge zu erklären. *John Dalton* entdeckte, dass es auch hilft zu erklären, was die chemischen Elemente sind. Wie er dabei die **Atomtheorie** entdeckte bzw. entwickelte, das erklärt das folgende Kapitel. Denn 1803 konnte *Dalton* den Element-Begriff wissenschaftlich dadurch begründen, dass er die Existenz unveränderlicher und unzerstörbarer kleinster Materieteilchen, der Atome, voraussetzte. Die Elemente sollten aus kleinstmöglichen Stoffportionen bestehen – den **Atomen** (Diese Annahme wird als die Atomhypothese bezeichnet. Seitdem wird ein Element als ein Stoff aus einer Sorte einheitlicher Atome verstanden, die sich nach festen Regeln mit anderen Atomen verbinden können, und das unterschiedliche Verhalten der Elemente wird dadurch erklärt, dass ihre Atomsorten sich in Masse, Größe und Bindungsmöglichkeiten zu anderen Atomen unterscheiden. Daraus entsteht auch die Möglichkeit, die relativen Massen der Atome der verschiedenen Elemente untereinander zu vergleichen und zu bestimmen. So wurden die Atome erstmals zum Gegenstand der experimentellen Naturwissenschaften.). Wie aber kam *Dalton* auf die Existenz der „Atome“?

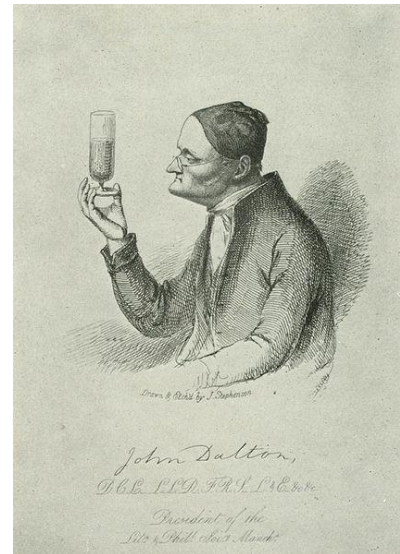


Abb. 1.15: *John Dalton* betrachtet ein Glas Wasser, in dem sich Luftblasen bilden. Er dachte viel über Gase nach – und über die Teilchen, aus denen sie bestehen (Historische Zeichnung, Abb. gemeinfrei).

Das **Teilchenmodell** kann viele stoffliche Erscheinungen und Vorgänge erklären – zum Beispiel die Zunahme des Druckes von Gasen, die in einem festen Behälter erwärmt werden (Abb. 1.16).

Das Teilchenmodell besagt:

1. Alle Stoffe sind aus sehr kleinen Teilchen aufgebaut.
2. Alle Stoffe bestehen aus kleinsten Teilchen, den Atomen oder Atomverbänden.
3. Zwischen diesen Teilchen ist leerer Raum.
4. Die Teilchen befinden sich in ständiger Bewegung.
5. Zwischen den Teilchen wirken anziehende bzw. abstoßende Kräfte.
6. Die Teilchen eines Reinstoffes sind in Masse und Größe gleich.
7. Die Teilchen unterschiedlicher Stoffe sind in Masse und Größe verschieden.

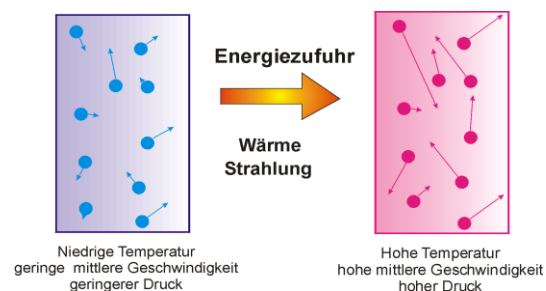


Abb. 1.16: Darstellung der bei Erwärmung zunehmenden Geschwindigkeit der Teilchen eines Stoffes

(Bildquelle: Benutzer:Rasi57, CC BY-SA 3.0 <<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/>>, via Wikimedia Commons)

Das Teilchenmodell erklärt das Verhalten von Stoffen. Es ist eine Vereinfachung der Wirklichkeit, aber mit seiner Hilfe kann man viele **Verhaltensweisen von Körpern und Stoffen deuten**, so z.B.:

1. die **Diffusion** (Das selbstständige Durchmischen von Stoffen kommt zustande, weil sich die Teilchen aller Stoffe bewegen. Diese Teilchen-Bewegung bewirkt die Diffusion von Stoffen; die kleinsten Teilchen eines gelösten Stoffes werden beim Verdünnen immer weiter voneinander getrennt),
2. Die **Bildung von Kristallformen**, die Wirkung von Klebstoffen und das Zurückschnellen einer Spiralfeder unter Wiederannahme der alten Form (durch die gegenseitigen Anziehungskräfte der Teilchen),
3. Die **Aggregatzustandsänderungen** (das Schmelzen und Erstarren, das Sieden und Kondensieren: Die Teilchen überwinden die gegenseitigen Anziehungskräfte, wenn ihre Bewegung mit steigender Temperatur zunimmt. Im Festkörper ziehen sie sich gegenseitig so fest an, dass eine regelmäßige Anordnung entsteht, z.B. ein Salzkristall oder eine Schneeflocke. Bei zunehmender Erwärmung bewegen sich die Teilchen heftiger, und schließlich geht die regelmäßige, kristalline Anordnung verloren. Der Körper verliert seine Form und wird flüssig. Bei noch stärkerer Erwärmung wird die Eigenbewegung der Teilchen so groß, dass sie ihre gegenseitige Anziehungskraft überwinden und in den freien Raum hinausschießen – die Flüssigkeit siedet und wird zum Gas).

Die Idee, dass Stoffe aus kleinsten Teilchen bestehen, ist sehr alt. Schon vor rund 2600 Jahren hatten griechische Naturphilosophen wie *Leukipp* und *Demokrit* wohl als Erste vermutet, dass Stoffe (die „Materie“) aus kleinstmöglichen, unveränderlichen und unteilbaren Teilchen bestehen würde (Abb. 1.17). „Unteilbar“ heißt auf Griechisch *ατομος* („*a-tomos*“), und so benannten sie sie „**Atome**“.

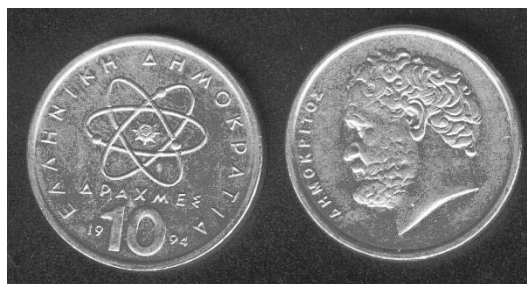


Abb. 1.17: Zehn Drachmen, *Demokrit* (eig. Foto)

Ein Jahrhundert später wurde ihre Lehre, die **Atomistik**, jedoch von *Aristoteles* abgelehnt. Auf der Basis von Vermutungen über den „Stein der Weisen“ und vier angebliche Grundstoffe (Elemente) Wasser, Feuer, Luft und Erde entwickelte sich hieraus die Lehre der „Alchimie“ - oft mit dem Ziel der Herstellung von Gold, Heil- und Wundermitteln. Diese Lehre galt, bis dass vor rund 360 Jahren Sir *Robert Boyle* sein satirisches Buch „Der skeptische Chemiker“ schrieb. Er rechnete gnadenlos mit der Alchimie ab und forderte, dass nur die Theorien gelten sollten, die sich **beweisen** lassen - und als Urstoff oder Element sollten daher auch nur Stoffe gelten, die sich als unzerstörbar und unherstellbar erwiesen haben (wie z.B. Gold.).

Auf der Basis dieser neuen Lehre gründete *John Dalton* für die damals schon bekannten vierzig Elemente dann 1808 eine erste **naturwissenschaftliche Atomtheorie**. Seine Erkenntnis: Jedes **Element** muss aus **Atomen einer bestimmten Art** bestehen. Diese kleinstmöglichen Stoffportionen der Elemente müssen sich voneinander durch ihre Größe und Masse unterscheiden, innerhalb eines Elementes aber voneinander ununterscheidbar sein und sich einander gleichen wie ein Ei dem anderen. *Dalton* und einige andere Chemiker konnten diese Theorie sogar schließlich beweisen, denn sie hatten die **Masseverhältnisse** bei chemischen Reaktionen untersucht. Aus *Demokrits* Atomhypothese ist so eine Atomtheorie geworden.

Daltons Atomtheorie lässt sich in vier Kernaussagen zusammenfassen:

1. Jeder Stoff besteht aus kleinsten, nicht weiter teilbaren kugelförmigen Teilchen, den Atomen.
2. Alle Atome eines bestimmten Elements haben das gleiche Volumen und die gleiche Masse. Die Atome unterschiedlicher Elemente unterscheiden sich in ihrem Volumen und in ihrer Masse.
3. Atome sind unzerstörbar. Sie können durch chemische Reaktionen weder vernichtet noch erzeugt werden.
4. Bei chemischen Reaktionen werden die Atome der Ausgangsstoffe nur neu angeordnet und in bestimmten Anzahlverhältnissen miteinander verbunden.

Wie aber konnte die Untersuchung der Masseverhältnisse bei chemischen Reaktionen beweisen, dass es diese unsichtbar kleinen Atome gibt? Auf den folgenden zwei Seiten wird kurz erzählt, wie das entdeckt wurde.

Es begann, indem Stoffportionen von miteinander reagierenden Stoffen abgewogen und untersucht wurden. Stoffgemische aus zwei Stoffen kann man in beliebigen Masseverhältnissen zusammenmischen – wie z.B. Haushaltszucker und Kochsalz oder Schwefelpulver und Kupferpulver: ihr Mischungsverhältnis kann jedes Mal unterschiedlich sein. Anders jedoch ist es, wenn sich zwei Stoffe wie z.B. Kupfer und Schwefel zu einem neuen Stoff vereinigen. Die im neuen Reinstoff, der chemischen Verbindung enthaltenen Elemente vereinigen sich bei der Reaktion immer nur **in ganz bestimmten, gleichbleibenden Masseverhältnissen** (Man nennt das übrigens das **Gesetz der konstanten Proportionen**: „Chemische Verbindungen entstehen aus Elementen oder deren Verbindungen immer nur in ganz bestimmten, gleichbleibenden Masseverhältnissen“. Es wird auch als das 2. Grundgesetz der Chemie bezeichnet – das erste Grundgesetz besagt, dass bei chemischen Reaktionen die Gesamtmasse aller beteiligten Stoffe gleich bleibt – es geht also nichts von der Masse reagierender Stoff verloren, und es kommt auch nichts aus dem Nichts hinzu).

Hier ein Beispiel zum zweiten Grundgesetz der Chemie: Bei der Reaktion von Kupfer mit Schwefel zu Kupfersulfid vereinigen sich die beiden Elemente Kupfer und Schwefel zur schwarzblauen Verbindung **Kupfer(I)-sulfid** immer ziemlich genau im Masseverhältnis **$m(\text{Kupfer}) : m(\text{Schwefel}) = 4 : 1$** .

Wenn also zum Beispiel 5 g Kupfer (Symbol: **Cu**) und 1 g Schwefel (Symbol: **S**) zur Reaktion gebracht werden, dann bleibt 1 g Kupfer Cu übrig. Bei der Reaktion von vier Gramm Kupfer und 4 g Schwefel entstehen 5 g Kupfer(I)-sulfid und 3 g Schwefel bleiben übrig. Die weitere Untersuchung der Massenverhältnisse bei dieser Reaktion liefert dann z.B. folgende Ergebnisse:

5 g Kupfer + 1 g Schwefel → 5 g Kupfer(I)-sulfid + 1 g Kupfer
4 g Kupfer + 4 g Schwefel (S) → 5 g Kupfer(I)-sulfid + 3 g S
8 g Kupfer + 1 g S → 5 g Kupfer(I)-sulfid + 4 g Kupfer
1 kg Kupfer + 1 kg S → 1,25 kg Kupfer(I)-sulfid + 750 kg S
10 mg Kupfer + 12,5 mg S → 12,5 mg Kupfer(I)-sulfid + 10 mg S.

Die Auswertung zeigt: Kupfer und Schwefel haben sich zum schwarzblauen Kupfer(I)-sulfid also immer genau in einem stets gleich bleibenden Masseverhältnis verbunden:

$$m(\text{Cu}) : m(\text{S}) = 4 : 1.$$

Die Untersuchung der Massenverhältnisse bei der Reaktion von Eisen mit Schwefel liefert ein anderes Ergebnis. Hier beträgt es:

$$m(\text{Fe}) : m(\text{S}) = 7 : 4.$$

Jede chemische Verbindung hat ihre ganz eigene Zusammensetzung.

Das gilt auch dann, wenn zwei Elemente A und B zwei verschiedene Verbindungen AB bilden können. Kupfer Cu und Schwefel S bilden miteinander **schwarzblaues Kupfer(I)-sulfid**. Es gibt aber auch eine weitere, tiefschwarze Kupfer-Schwefel-Verbindung, die **Kupfer(II)-sulfid** heißt. Diese Verbindung enthält die Elemente Kupfer Cu und Schwefel S immer im Massenverhältnis $m(\text{Cu}) : m(\text{S}) = 2 : 1$.

Hierin ist also die doppelte Menge an Kupfer enthalten, das heißt: in den beiden Verbindungen verhalten sich die Massenanteile von Kupfer Cu also zueinander genau wie 4 : 2 bzw. 2 : 1:

$$m(\text{Cu in Kupfer(I)-sulfid}) : m(\text{Cu in Kupfer(II)-sulfid}) = 2:1.$$

Wenn also zwei Elemente miteinander mehrere Verbindungen bilden, dann stehen die Masseverhältnisse dieses Elementes in den beiden Verbindungen zueinander **im Verhältnis kleiner, ganzer Zahlen**. Mathematisch formuliert:

$$\frac{m(\text{A in einer Verbindung AB})}{m(\text{A in weiterer Verbindung AB})} = a : b$$

mit: a und b = 1,2,3,4.

Das ist das **Gesetz der multiplen Proportionen** (Das dritte Grundgesetz der Chemie).

Aus diesem Gesetz (dem Verhältnis kleiner, ganzer Zahlen) folgt, dass chemische Verbindungen und Elemente aus einzelnen, kleinsten, unteilbaren Stoffportionen oder Einheiten bestehen müssen – den Atomen – so wie Kachelmustern aus einzelnen Kacheln oder Fliesen (Abb. 1.19).

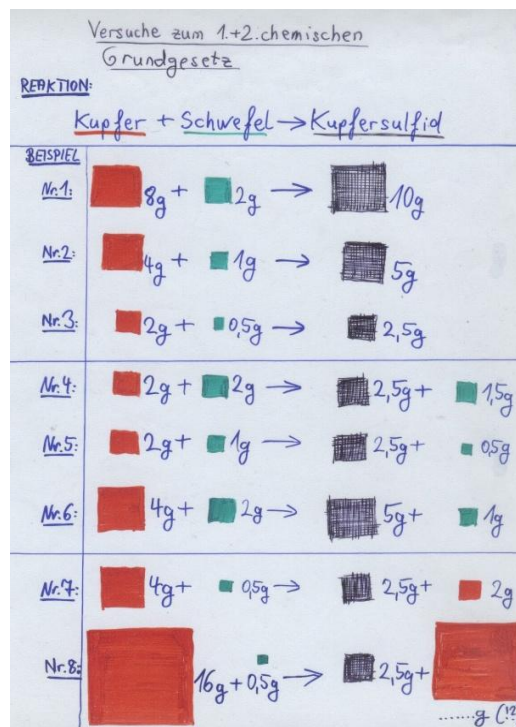


Abb. 1.18: Masseverhältnisse bei der Reaktion Kupfer + Schwefel → Kupfersulfid (Eig. Skizze)

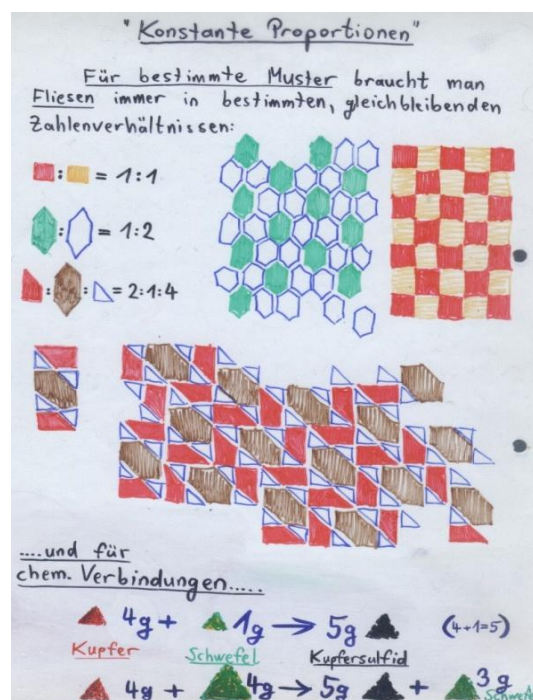


Abb. 1.19: Kachelmuster wie auch chemische Verbindungen bestehen aus kleinsten Einheiten – den Kacheln (Fliesen) bzw. Atomen (Eig. Skizze)

Kachelmuster bestehen aus einzelnen Kacheln in ganz bestimmten Mengenverhältnissen: Im Schachbrettmuster z.B. sind schwarze und weiße Kacheln im Verhältnis 1 : 1. Auch jedes weitere Muster hat ein anderes, ganz bestimmtes Mengenverhältnis – eben genau wie jede chemische Verbindung. Das ist der gleiche Grund: Kachelmuster und Verbindungen bestehen beide aus kleinsten Einheiten – die Kachelmuster aus den beteiligten Kacheln und die chemischen Verbindungen aus den Atomen der beteiligten Elemente. Und zwar in bestimmten Verhältnissen der Mengen bzw. Massen.

Für das „Muster“ der beiden Kupfer-Schwefel-Verbindungen heißt das:

Kupfer und Schwefel verbinden sich zu schwarzblauem Kupfer(I)-sulfid immer im Masseverhältnis

$$m(\text{Kupfer}) : m(\text{Schwefel}) = 4 : 1.$$

Eine weitere, tiefschwarze Kupfer-Schwefel-Verbindung, das Kupfer(II)-sulfid, enthält die Elemente Kupfer Cu und Schwefel S jedoch immer im Verhältnis

$$m(\text{Kupfer}) : m(\text{Schwefel}) = 2 : 1.$$

Der Anteil an Kupfer im Kupfer(II)-sulfid ist also halb so groß, denn in diesen beiden Verbindungen stehen die Massenanteile von Kupfer Cu also zueinander genau im Verhältnis 4 : 2 bzw. 2 : 1:

$m(\text{Cu in Kupfer(I)-sulfid}) : m(\text{Cu in Kupfer(II)-sulfid}) = 4 : 2 = 2 : 1$. Das heißt in Worten: Das Kupfer(I)-sulfid enthält eine doppelt so große Menge chemisch gebundenes Kupfer wie Kupfer(II)-sulfid. Durch solche Vergleiche kann man die **Menge** einer Stoffportion bestimmen – **Stoffmenge** und **Masse** ist ein wichtiger Unterschied.

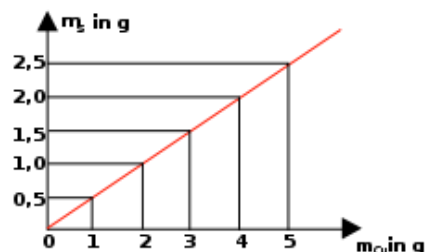


Abb. 2.14: Diagramm des Masseverhältnisses $m(\text{Cu}) : m(\text{S}) = 2 : 1$ im Kupfer(II)-sulfid (Abb. gemeinfrei)

Hierzu ein weiteres Beispiel: Eisen und Schwefel bilden zwei verschiedene Eisensulfide:



Die in goldglänzenden, würfelförmigen Kristallen existierende Verbindung **Pyrit** enthält ganz genau doppelt so viel Schwefel wie das schwarze **Eisen(II)-sulfid**. Das Verhältnis der Stoffmengen an Schwefel zueinander ist in diesen beiden Verbindungen nicht gleich dem Verhältnis der Masse der beiden Stoffe zueinander, wie die folgende Abbildung zeigt:

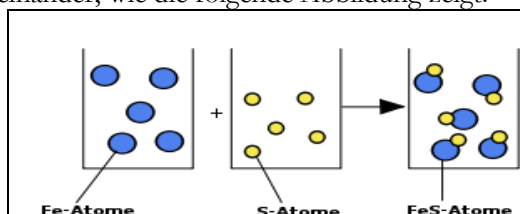


Abb. 1.20: Bildung von **Eisen(II)-sulfid** (Symbol: FeS) aus Eisen- und Schwefelteilchen im Masseverhältnis von: $m(\text{Fe}) : m(\text{S}) = 7:4$ (das entspricht einem Stoffmengenverhältnis von $n(\text{Fe}) : n(\text{S}) = 1:1$)

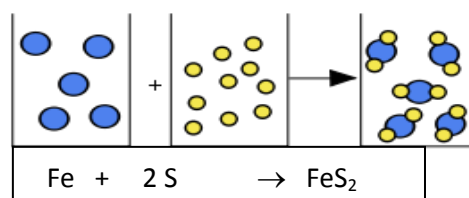


Abb. 1.21: Bildung von **Pyrit** FeS₂ aus Eisen- und Schwefelteilchen Fe + S im Masseverhältnis von: $m(\text{Fe}) : m(\text{S}) = 7:8$ (das entspricht einem Mengenverhältnis von $n(\text{Fe}) : n(\text{S}) = 1:2$)

Im Pyrit ist im Vergleich zum Eisen die doppelte Menge an Schwefel enthalten ist wie im Eisen(II)-sulfid. Wenn aber im Eisen(II)-sulfid die Stoffmengen, in denen sich Eisen und Schwefel vereinigen, gleich groß ist – Teilchenzahlen-Verhältnis 1 : 1 – dann muss ein Eisenatom 7 : 4 = 1,75 mal so schwer sein wie ein Schwefelatom. Die Masse der Atome ist auf diese Weise vergleichbar geworden.

1.3.1 Masse und Menge, Muster und Massenverhältnisse

Zehn Sumo-Ringer wiegen mehr als zehn Säuglinge, obgleich die Menschenmenge gleich groß ist: Es sind zehn Personen. Masse und Menge sind also zu unterscheiden. Das Symbol der Masse ist in den Naturwissenschaften m , das der Stoffmenge das n . Denn **Masse** m und **Stoffmenge** n ist auch in den Naturwissenschaften ein Unterschied – nicht nur bei Menschen.

Aus dem Gesetz der multiplen Proportionen (dem Verhältnis kleiner, ganzer Zahlen) folgt, dass chemische Verbindungen und Elemente aus **kleinsten, unteilbaren Stoffportionen**, Teilchen oder Einheiten bestehen – den **Atomen** (**Atomhypothese von Dalton**; es ist mit Verbindungen ähnlich wie

mit Kachelmustern: Auch sie bestehen aus einzelnen Kacheln in ganz bestimmten **Mengenverhältnissen**. Wenn es um die Masse geht, dann ist es jedoch, als würde man die Haufen der beteiligten Kacheln bzw. Atome nicht auszählen, sondern abwiegen. **Masse m** und **Menge n** sind zwei unterschiedliche Größen.

Auch in der Chemie muss man also zwischen Massen- und Stoffmengenverhältnissen unterscheiden. Das zeigt das Beispiel der oben genannten Kupfer-Schwefel- und Eisen-Schwefel-Verbindungen.

1.3.2 Die drei Grundgesetze der Chemie

Bei der Untersuchung chemischer Reaktionen und Verbindungen wurden drei grundlegende, chemische Naturgesetze entdeckt, aus denen sich folgern lässt, dass es kleinstmögliche Stoffportionen gibt, die Atome:

1 Das **Gesetz der Massenerhaltung**: Bei chemischen Reaktionen bleibt die Gesamtmasse m aller Ausgangsstoffe (Edukte) stets gleich (es geht keine Masse verloren):

$$m(\text{Edukte}) = m(\text{Produkte}) \quad (1. \text{ Grundgesetz der Chemie})$$

Wenn sich zum Beispiel 4,0 g Kupfer mit 1,0 g Schwefel verbinden, dann entstehen immer genau 5,0 g schwarzes Kupfer(I)-sulfid. Diese Verbindung besteht aus Kupfer und Schwefel, Reaktion: Kupfer + Schwefel $\rightarrow$ Kupfer(I)-sulfid, eine Stoffvereinigung.

2 Das **Gesetz der konstanten Proportionen**: Chemische Verbindungen entstehen aus Elementen oder deren Verbindungen immer nur in ganz bestimmten, gleichbleibenden Masseverhältnissen
(2. Grundgesetz der Chemie).

Beispiele hierzu finden sich in Kap. 2.4. Jede chemische Verbindung ihre ganz eigene Zusammensetzung – auch dann, wenn zwei Elemente A und B zwei verschiedene Verbindungen AB bilden können:

3 Das **Gesetz der multiplen Proportionen**: Wenn zwei Elemente miteinander mehrere Verbindungen bilden, dann stehen die Masseverhältnisse dieses Elementes in den beiden Verbindungen zueinander im Verhältnis kleiner, ganzer Zahlen:

$$m(\text{A in Verbindung AB}) : m(\text{A in weiterer Verbindung AB}) = a : b \quad \text{mit: } a \text{ und } b = 1,2,3,4$$

(3. Grundgesetz der Chemie)

1.3.3 Avogadros Gesetz

Menge und Masse ist ein Unterschied: Zwei Geldmengen von je vier Münzen können einmal 4 Cent und einmal 80 Cent betragen. Und zwei Menschenmengen von je 10 Personen können einmal 50 kg wiegen und einmal 1200 kg – je nachdem, ob es Säuglinge oder Sumo-Ringer sind. Ebenso haben auch gleiche **Stoffmengen n** unterschiedliche Massen – **Masse m** und **Menge n** ist ein Unterschied (vgl. oben):

Kupfer und Schwefel verbinden sich zu schwarzblauem Kupfer(II)-sulfid z.B. immer im Masseverhältnis $m(\text{Kupfer}) : m(\text{Schwefel}) = 2 : 1$. Vier Gramm Schwefel (4 g S) binden also 8 g Kupfer. Im Eisen(II)-sulfid binden sie 7 g Eisen, da das Masseverhältnis hier $m(\text{Fe}) : m(\text{S}) = 7 : 4$ beträgt.

4 g Schwefel S, 8 g Kupfer Cu und 7 g Eisen Fe sind also jeweils gleichgroße Stoffmengen n .

Der italienische Chemiker *Avogadro* entdeckte die Größe **Stoffmenge n** , als er Masse- und Volumenverhältnisse bei chemischen Reaktionen mit Gasen untersuchte. Ihm fiel auf, dass z.B. ein Liter Wasserstoffgas mit einem Liter Chlorgas nicht zu einem, sondern zu zwei Litern Chlorwasserstoffgas reagieren. Wenn aber, wie die Wissenschaftler vor ihm herausgefunden hatten, gleiche Raumteile RT Gas auch gleiche Anzahlen von Teilchen enthalten (d.h.: gleiche Stoffmengen n), dann konnte das nicht sein. Ein kleinstmöglicher Raumteil Wasserstoffgas und ein Raumteil Chlorgas mussten daher jeweils zwei **Gasteilchen** enthalten, damit zwei Raumteile bzw. Teilchen Chlorwasserstoffgas entstehen können.

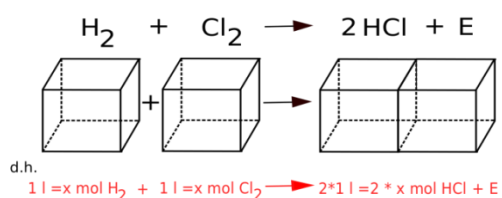
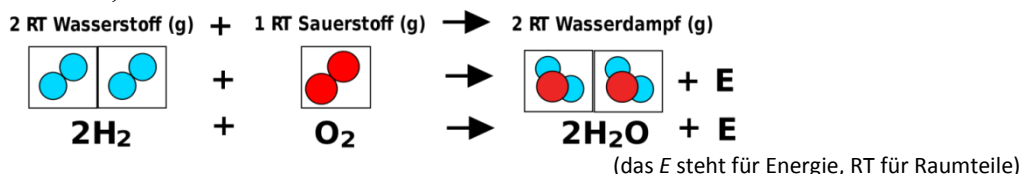


Abb. 1.22: Wasserstoffgas H_2 und Chlorgas Cl_2 reagieren zu Chlorwasserstoffgas HCl im Volumenverhältnis 1 : 1

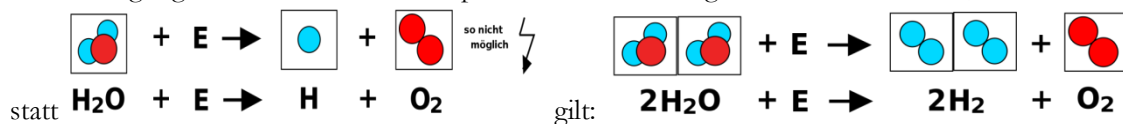
Wasserstoffgas und Chlorgas müssen jeweils zwei Teilchen enthalten, damit zwei Raumteile bzw. Teilchen Chlorwasserstoffgas entstehen können.

In den Elementen Wasserstoff, Symbol H, und Chlor Cl müssen die Gasteilchen also jeweils paarweise miteinander verbunden sein. *Avogadro* nannte sie *molecula*, kleinste Massen – die Moleküle: **Moleküle** sind Verbände aus den kleinsten Teilchen der Elemente. Die Atomverbände in diesen beiden Gasen erhielten daher die Formeln **H₂** (ein Molekül aus zwei Wasserstoffatomen H) und **Cl₂** (ein Chlormolekül aus 2 Cl-Atomen).

Ein Liter Sauerstoffgas bindet zwei Liter Wasserstoffgas. Dabei entsteht Wasserdampf – jedoch nicht drei Liter, sondern zwei Liter. Wenn zwei Liter Wasserstoffgas mit einem Liter Sauerstoff reagieren – Mengenverhältnis $n(\text{H}) : n(\text{O}) = 2 : 1$ – dann bindet eine Sauerstoffportion die doppelte Stoffmenge an Wasserstoff. Aber warum werden aus 3 L Gas hierbei 2 L Wasserdampf? Wie die H₂-Moleküle, so kann also auch das Sauerstoffgas nicht aus Einzelatomen bestehen, sondern aus Atomverbänden von je zwei Sauerstoffatomen O, den O₂-Molekülen:



Die Zerlegung von 2 L Wasserdampf liefert daher umgekehrt auch nicht 2, sondern 3 L Gas,



1.3.4 Stoffmengen – das „Mol“

Durch Vergleiche von Masse-, Volumen- und Stoffmengenverhältnisse bei chemischen Reaktionen wurde es möglich, auch die Masse der kleinsten Teilchen der jeweils reagierenden Stoffe miteinander zu vergleichen.

Hierzu ein Beispiel: Im Vergleich der Stoffmengen n im Kupfer(II)-sulfid und Eisen(II)-sulfid zeigte sich, dass 4 g Schwefel, 7 g Eisen und 8 g Kupfer gleichgroße Stoffportionen sind (vgl. S. 18+19). Sie enthalten gleich viele Teilchen (Da Kupfer, Eisen und Schwefel Elemente sind, heißen die kleinstmöglichen Stoffteilchen Atome, in Verbindungen sind es Verbände aus mehreren Atomen).

Die relativen Massen der Atome und Moleküle sind deshalb vergleichbar:

Im Gas Schwefeldioxid z.B. sind Schwefel (S) und Sauerstoff (O) im **Massenverhältnis**

$$m(\text{S}) : m(\text{O}) = 1 : 1$$

verbunden, aber das **Stoffmengenverhältnis** beträgt

$$n(\text{S}) : n(\text{O}) = 1 : 2.$$

(Das wird verdeutlicht, indem man in der Formel SO₂ für Schwefeldioxid eine kleine 2 hinter das Symbol O für Sauerstoff schreibt. Formeln geben also Stoffmengen- bzw. Atomzahlen-Verhältnisse wieder, wobei man in den Formelzeichen die Zahl 1 weglässt, also z.B. SO₂ schreibt – statt statt S₁O₂). Also sind in einem Schwefeldioxid-Molekül doppelt so viele Sauerstoff- wie Schwefelatome enthalten. Da das Massenverhältnis aber 1 : 1 beträgt, müssen die Schwefelatome doppelt so schwer sein wie die Sauerstoffatome.

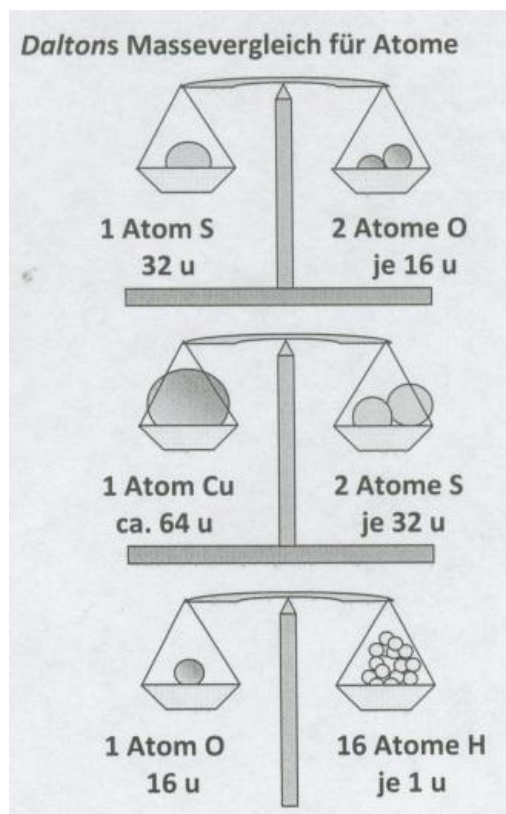


Abb. 1.23: Daltons Vergleich relativer Atommassen, hier in Einheiten, engl. „units“, Symbol: u; (Eig. Abb.)

Wenn Schwefelatome doppelt so schwer sein müssen wie Sauerstoffatome, dann sind Kupferatome wiederum etwa doppelt so schwer wie Schwefelatome, denn 4 g Kupfer Cu binden im Kupfer(I)-sulfid 1 g Schwefel S und im Kupfer(II)-sulfid 2 g S. Auch in den beiden Kupferoxiden binden 8 g Schwefel dementsprechend einmal ja nur ein Gramm Sauerstoff O (im roten Kupfer(I)-oxid) und einmal zwei Gramm O (im schwarzen Kupfer(II)-oxid) (Masseverhältnisse: 8 : 1 und 4 : 1; vgl. Abb. 3.23).

Dalton erkannte um 1808: Es ist gleichgültig, ob man jeweils eine Trilliarde von Atomen betrachtet oder nur einzelne Atome – deren Massen (Gewichte) lassen sich auf diese Weise vergleichen: So kann man berechnen **relative Atommassen**. Schließlich bezog man sich auf Kohlenstoff-Atome als Vergleichsmaßstab:

Die Stoffportion (Stoffmenge n), deren Teilchenzahl genau so groß ist wie die einer Stoffmenge von 12,0 g Kohlenstoff, wird ein **Mol** genannt: $n = 1,00$ mol.

Die Masse, die ein Mol eines Stoffes aufweist, wird **Molare Masse** genannt (Symbol: M).

Die **Molare Masse** M ist der Quotient aus der Masse m einer Stoffportion und der Stoffmenge n dieser Stoffportion: $M = m/n$ (ähnlich wie die Dichte ρ eines Stoffes der Quotient aus der Masse m einer Stoffportion und dem Volumen V dieser Stoffportion ist: $\rho = m/V$). Die Einheit der Molaren Masse ist Gramm pro Mol (g/mol).

Ein Mol eines Elementes wiegt genau so viel wie seine Atome in "u", der alten Einheit der relativen Atommassen (von engl. *unit*, Einheit). Zu Ehren von *Dalton* wurde diese Einheit für die Atommassen später auch „Dalton“ genannt: Ein Wasserstoffatom wiegt ein Dalton, ein Kohlenstoffatom zwölf und ein Schwefelatom 32 Dalton.

Einzelne Atome sind jedoch unvorstellbar klein. Sie sind nicht direkt abwiegbare. Daher bezieht man sich immer auf eine gleich große Anzahl von Atomen, das Mol. Ein Mol eines Stoffes ist wägbare – so lässt sich die Molare Masse M eines Reinstoffes auswiegen, wenn man dessen Zusammensetzung kennt, seine Formel.

Element	Relative Atommasse (gerundet)
Cu	64 Dalton
Fe	56 Dalton
S	32 Dalton
O	16 Dalton
C	12 Dalton
H	1 Dalton

Zusammenfassend kann gesagt werden:

1. Bei chemischen Reaktionen bleibt die Gesamtmasse m aller Ausgangsstoffe (Edukte) stets gleich (es geht keine Masse verloren): m (Edukte) = m (Produkte)
(**Gesetz der Massenerhaltung**, 1. Grundgesetz der Chemie)
2. Chemische Verbindungen entstehen aus Elementen oder deren Verbindungen immer nur in ganz bestimmten, gleichbleibenden Masseverhältnissen
(**Gesetz der konstanten Proportionen**, 2. Grundgesetz der Chemie).
3. Wenn zwei Elemente miteinander mehrere Verbindungen bilden, dann stehen ihre Masseverhältnisse zueinander sogar immer im Verhältnis kleiner, ganzer Zahlen zueinander – das dritte Grundgesetz der Chemie (**Gesetz der multiplen Proportionen**, 3. GG der Chemie)
4. Elemente bestehen aus Atomen, chemische Verbindungen aus Atomverbänden (*Avogadro*: Gase: aus Molekülen / **Atomhypothese** von *Dalton*).
5. Gleiche Rauminhalte (Volumina) verschiedener Gase enthalten bei gleichen Bedingungen (Temperatur, Druck) auch gleich große Anzahlen von Teilchen (**Satz von Avogadro**), allgemeiner: Gleichgroße Stoffmengen n enthalten gleichgroße Anzahlen von Teilchen.
6. Durch Vergleiche von Stoffmengenverhältnissen bei chemischen Reaktionen kann **die relative Masse von Atomen** ermittelt werden.
7. Die Stoffportion (Stoffmenge n), deren Teilchenzahl genau so groß ist wie die einer Stoffmenge von 12,0 g Kohlenstoff, wird ein **Mol** genannt: $n = 1,00$ mol. Die Masse, die ein Mol eines Stoffes aufweist, wird **Molare Masse** genannt (Symbol: M).
Die **Molare Masse** M ist der Quotient aus der Masse m einer Stoffportion und der Stoffmenge n dieser Stoffportion: $M = m/n$

1.3.5 Stoffmengenverhältnisse und Formeln

Die Stoffmengenverhältnisse der Elemente in chemischen Verbindungen nutzt man aus, um chemische Verbindungen in Form von Symbolen darzustellen. Chemische Formeln sind international vereinbarte Abkürzungen für Stoffe. Und: Chemische Formeln sind einfach. Es gibt Summenformeln und Strukturformeln:

- **Summenformeln** zeigen die Zusammensetzung von Verbindungen und Stoffmengenverhältnisse an,
- **Strukturformeln** den Aufbau ihrer Moleküle.

Summenformeln bestehen nur aus **Elementsymbolen** und **Zahlen**:

- Chemisch unzerlegbare Reinstoffe (Elemente) und deren kleinste Teilchen (Atome) werden mit **Elementsymbolen** abgekürzt. Die international festgelegten Symbole der zwölf wichtigsten chemischen Elemente (je 6 Metalle und Nichtmetalle; Metalle kursiv) sind z.B.:

Wasserstoff	H	Kohlenstoff	C	Sauerstoff	O	Stickstoff	N
Chlor	Cl	Schwefel	S	<i>Eisen</i>	<i>Fe</i>	<i>Aluminium</i>	<i>Al</i>
<i>Kupfer</i>	<i>Cu</i>	<i>Magnesium</i>	<i>Mg</i>	<i>Silber</i>	<i>Ag</i>	<i>Natrium</i>	<i>Na</i>

- Die **Stoffmengen- bzw. Atomzahlenverhältnisse** in den Atomverbänden ihrer Verbindungen werden in Form kleiner Zahlen hinter die Symbole der Elemente gesetzt.

Die Stoffmengenverhältnisse können aus den Masseverhältnissen berechnet werden, wenn man weiß, welche Masse jeweils ein Mol eines Stoffes auf die Waage bringt. Aus z.B. 4 g Kupfer- und 1 g Schwefelpulver werden 5 g Kupfer(I)-sulfid hergestellt. Das Massen-Verhältnis ist: $m(\text{Cu}) : m(\text{S}) = 4 : 1$

Die Berechnung der **Stoffmenge** n aus der Masse m erfolgt mit Hilfe der Molaren Masse $M = m/n$ (ähnlich der Berechnung des Volumens V aus der Masse m mit Hilfe der Dichte $\rho = m/V$):

1) Aus $M = m/n$ folgt $n = m/M$ (wie auch aus $\rho = m/V$ die Gleichung $V = m/\rho$ folgt).

2) Aus $M(\text{S}) = 32 \text{ g/mol}$ und $M(\text{Cu}) = 64 \text{ g/mol}$ berechnet man mit der Gleichung $n = m/M$

a) die Stoffmengen von Cu und S in 5 g Cu_2S (hergestellt aus 4 g Cu und 1 g S):

$$n(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Cu})}{M(\text{Cu})} = \frac{4 \text{ g}}{64 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,0625 \text{ mol} \quad \text{und:} \quad n(\text{S}) = \frac{m(\text{S})}{M(\text{S})} = \frac{1 \text{ g}}{32 \text{ g}} = 0,03125 \text{ mol} \quad \text{und}$$

b) damit dann das Atomzahlverhältnis bzw. das Verhältnis der Stoffmengen $n(\text{Cu})$ und $n(\text{S})$ in den 5 g Cu_2S (hergestellt aus 4 g Cu und 1 g S):

$$\frac{n(\text{Cu})}{n(\text{S})} = \frac{0,0625 \text{ mol}}{0,03125 \text{ mol}} = \frac{2}{1}$$

Das Stoffmengen- bzw. Atomzahlverhältnis in Kupfer(I)-sulfid ist also $n(\text{Cu}) : n(\text{S}) = 2 : 1$.

Die Formel ist also: **Cu_2S** . Die **(Summen-)Formel** einer Verbindung gibt also an, aus welchen Elementen und in welchem Stoffmengenverhältnis sie besteht. Sie gibt ebenso an, aus welchen **Atomsorten** ihre Atomverbände bestehen – und deren **Atomzahlverhältnisse** (Sie entsprechen den Stoffmengenverhältnissen, denn Stoffmengen geben Mengen von Teilchen an, nicht deren Masse; **Strukturformeln** deuten an, welche Atome miteinander verbunden sind).

Hierzu einige Beispiele:

Kupfer und Schwefel verbinden sich zu schwarzblauem **Kupfer(I)-sulfid** immer im Masseverhältnis $m(\text{Kupfer}) : m(\text{Schwefel}) = 4 : 1$, im Kupfer(II)-sulfid im Masseverhältnis $m(\text{Kupfer}) : m(\text{Schwefel}) = 2 : 1$. In Kupfer(I)-sulfid sind daher doppelt so viel Kupferatome enthalten wie in einer gleichgroßen Stoffmenge **Kupfer(II)-sulfid** – die Formeln sind **Cu_2S** für Kupfer(I)-sulfid (vgl. oben) und **CuS** für Kupfer(II)-sulfid.

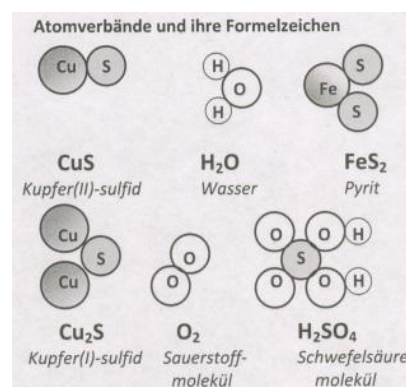


Abb. 1.24: Atomverbände und ihre Formelzeichen (Eig. Abb.)

Die Stoffmengen- bzw. Atomzahlenverhältnisse in den Atomverbänden sind 2 : 1 (im Cu_2S) und 1 : 1 (im CuS). Die Atomverbände im Kupfer(I)-sulfid Cu_2S bestehen also jeweils aus drei Atomen, im Kupfer(II)-sulfid CuS aus zwei Atomen.

Im **Eisen(II)-sulfid** binden vier Gramm Schwefel 7 g Eisen, da das Masseverhältnis hier $m(\text{Fe}) : m(\text{S}) = 7 : 4$ beträgt. 7 g Eisen enthalten also ebensoviel Teilchen wie 8 g Kupfer und 4 g Schwefel. Diese 4 g Schwefel S, 16 g Kupfer Cu und 7 g Eisen Fe sind also jeweils gleichgroße Stoffmengen n .

Im Eisen(II)-sulfid sind daher wie im Kupfer(II)-sulfid gleichviel Metall- und Schwefelatome:

$$n(\text{Metall}) : n(\text{Schwefel}) = 1 : 1.$$

Die Formel von Eisen(II)-sulfid ist also FeS bzw. **FeS** (da die Atomzahl 1 ja nicht ausgeschrieben wird).

Wasser hat als Wasserstoff-Sauerstoff-Verbindung die Formel H_2O , weil es aus Wasserstoff H und Sauerstoff O im Stoffmengenverhältnis $n(\text{H}) : n(\text{O}) = 2 : 1$ zusammengesetzt ist. Ein Wassermolekül besteht also aus zwei H-Atomen und einem O-Atom.

Schwefelsäure hat die Formel H_2SO_4 . Das Schwefelsäuremolekül besteht also aus sieben Atomen: einem Schwefel-, vier Sauerstoff- und zwei Wasserstoff-Atomen.

So kommt man auf **Formeln** und auf die **Zusammensetzung der Atomverbände**, die in den Formeln wiedergegeben wird.

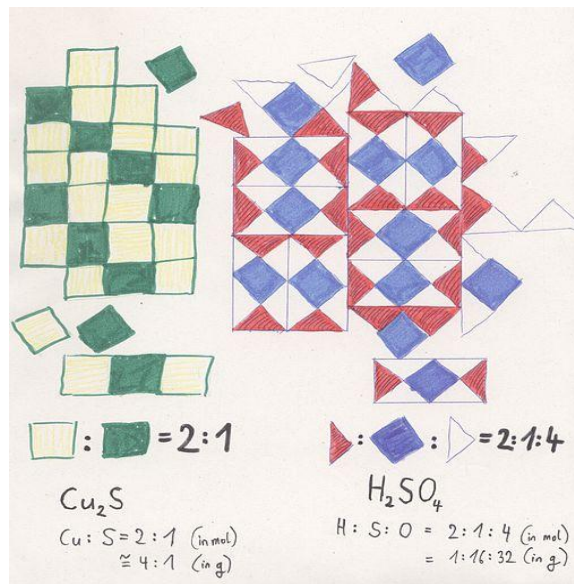


Abb. 1.25: Stoffmengenverhältnisse im Kupfer(I)-Sulfid Cu_2S und in der Wasserstoff-Schwefel-Sauerstoff-Verbindung Schwefelsäure H_2SO_4 , als Kachelmuster dargestellt (Eig. Abb.)

Im Vergleich der Stoffmengen im Kupfer (II)-sulfid und Eisen (II)-sulfid zeigte sich, dass 4 g Schwefel, 7 g Eisen und 8 g Kupfer gleichgroße Stoffportionen sind. Sie enthalten gleich viele Teilchen (Da es drei Elemente sind, heißen sie Atome). Die Formeln dieser beiden Verbindungen sind also CuS und FeS – die Stoffmengen- und Atomzahlenverhältnisse sind ja jeweils 1 : 1. In einer gleichgroßen Stoffportion Kupfer(I)-sulfid ist eine doppelt so große Stoffmenge bzw. Teilchenzahl an Kupferatomen enthalten (Sie wiegen zusammen 16g), also war die Formel hier Cu_2S . Und in einer gleich großen Stoffmenge Pyrit sind doppelt so viel Schwefelteilchen (8g). Somit hat die Eisen-Schwefel-Verbindung Pyrit die Formel FeS_2 .

1.4 Atome und Atomverbände

Elemente bestehen aus **Atomen**. Alle Atome eines Elementes gleichen einander in ihrer Fähigkeit, sich mit anderen Atomen zu verbinden. Das tun sie im Verhältnis kleiner, ganzer Zahlen. Sie bilden dabei Atomverbände (Moleküle), ähnlich wie Kacheln in bestimmten Mengenverhältnissen Muster bilden (Abb. 1.25). Die kleinsten Teilchen chemischer Verbindungen sind die **Atomverbände** (oft auch: Moleküle).

Genügend große Stoffportionen und ihre Eigenschaften können zwar wahrgenommen und gemessen werden, jedoch in kleinsten, atomaren Dimensionen, auf der Ebene der Teilchen, entziehen sich die Größenordnungen und Messwerte unserer Anschauungs- und Vorstellungskraft. Einzelne Atome kann man weder sehen noch auf einer Waage abwiegen.

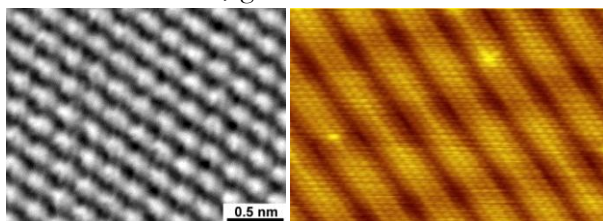


Abb. 1.26: Links die Rastertunnelmikroskopische Aufnahme einer Graphit-Oberfläche, gemessen bei Umgebungsbedingungen (Raumtemperatur, Luft). Zu sehen sind die Oberflächenatome, die kein unmittelbares Nachbaratom in der nächst unteren Graphitschicht besitzen. Rechts die entsprechende Aufnahme einer Goldoberfläche. Auch hier erkennt man einzelne Atome (Beide Abb. gemeinfrei).

Der Physiker *Heinz Haber* versuchte einmal, atomare Größen folgendermaßen zu veranschaulichen (in: *Der Stoff der Schöpfung*, Reinbek / Hamburg 1968): Die Strecke von der Siegessäule in Berlin zum Brandenburger Tor beträgt etwa einen Kilometer – also rund ein Hundertstel der Strecke von Kiel bis zur Nordsee. Ein Hundertstel dieser Strecke von einem Kilometer entspricht der Länge eines Hauses. Viele weitere Schritte in das hundertfach Kleinere sind zu vollziehen: Ein Dominostein ist 100 • kleiner als ein Haus, wiederum hundertfach kleiner ist ein Stecknadelkopf, wiederum ein Hundertstel der Strecke des Stecknadelkopf-Durchmessers ist ein Bakterium, nochmals ein Hundertstel davon ist die Wellenlänge der Lichtwellen und erst dann, wiederum zwei Zehnerpotenzen kleiner, sind Strecken, die atomaren Größen entsprechen. Das ist der Größenbereich der Moleküle, aus denen Stoffe wie Wasser, Kohlendioxid oder Chlorgas bestehen (Ein Chlormolekül z. B. weist eine Bindungs- „Länge“ von 199 pm auf – das sind $199 \cdot 10^{-12} \text{ m}$ – und die Bindung zwischen zwei Atomen beträgt $1,99 \cdot 10^{-10} \text{ m}$). Ein menschliches Haar hat demgegenüber einer Millionmal mehr).

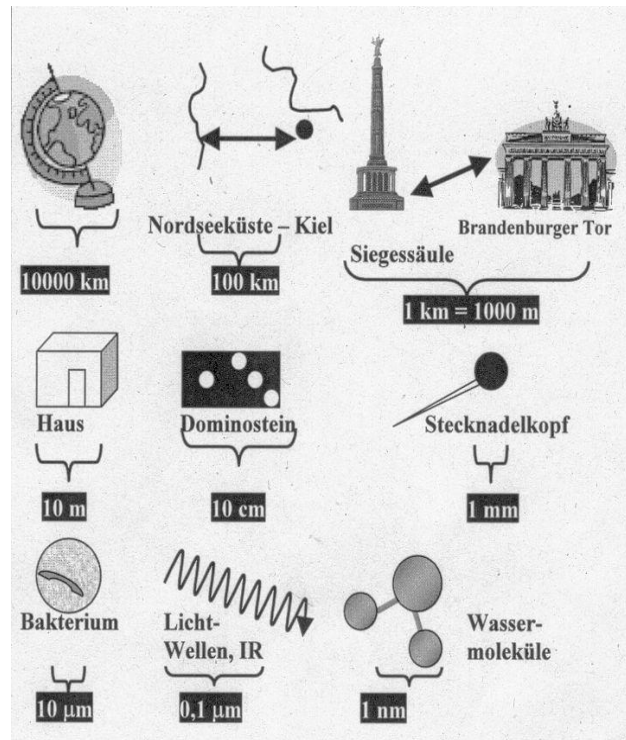


Abb. 1.27: Veranschaulichung der Größe von Atomen (Eig. Skizze)

Auch die oben genannte **Avogadro-Zahl** von **$6,023 \cdot 10^{23}$ Teilchen pro Mol** Stoff ist kaum vorstellbar: 6023000000000000000000000 Spielwürfel, also 602,3 Trilliarden bzw. 1 mol, würden unseren Planeten mit einer rund 10 km hohen Schicht bedecken – weltweit.

Die genaue Untersuchung vieler chemischer Reaktionen ermöglichte es den Forschern schließlich, die relative Masse der Atome für alle 92 in der Natur vorkommenden Atomsorten durch Wägungen und Vergleiche zu berechnen. Sie ermittelten die Stoffmengen- und Massenverhältnisse etlicher chemischer Verbindungen. Und als die damals bekannten Elemente dann ihrer Atommasse nach aufgereiht wurden (1817 waren es schon über 50 Stück), entdeckten die Chemiker *Lothar Meyer* und *Dimitri Mendelejew* im Jahre 1869 schließlich, wie sich die Elemente in einer Art Tabelle so ordnen ließen, dass sich bestimmte chemische Eigenschaften in dieser Aufreihung periodisch wiederholen. Diese Tabelle wird als das **Periodensystem der Elemente (PSE)** bezeichnet und in Kapitel 3 erklärt.

1.5 Ein Modell vom Atom

Sir Rutherford war es, der 1912 ein **erstes Modell vom Atom** entwickelte, das auch Vorstellungen über das Innere eines Atoms aufwies, seinem Aufbau. In einem Versuch mit radioaktiven Teilchenstrahlen hatte er eine hauchdünne Goldfolie beschossen (Abb. 1.28). Zu seinem Erstaunen gingen fast alle Strahlen ungehindert hindurch. Nur etwa jedes zehntausendste α -Teilchen wurde von den Goldatomen der Folie abgelenkt, - gerade so, als ob man mit einer Schrotflinte auf eine Wand aus Pappkartons zielt, die einige, wenige Murmeln enthalten. Seine Erklärung - sein Atommodell - war klar: Die Atome (Kartons) mussten fast ganz leer sein, nur sehr kleine, massive "Kerne" (Murmeln) konnten in den leeren Hüllen (Kartons) enthalten sein.

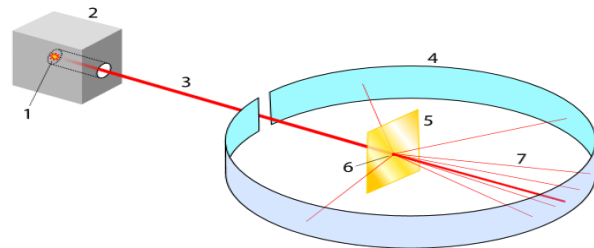


Abb. 1.28 Rutherfords Streuversuch: Die Atome erwiesen sich als fast leer. Nur sehr wenig Strahlen (3) wurden abgelenkt (7) – der Strahl hatte in der Goldfolie (5) einen Atomkern getroffen. Die anderen Strahlen gingen ohne Richtungsänderung durch die fast leere Atomhülle hindurch (Abb. gemeinfrei)

Atome bestehen also fast ganz aus leerem Raum - der **Atomhülle** - und zu nur einem kleinen, zentralen Teil aus dem **Atomkern** (Abb. 1.29). Dieser beinhaltet aber über 99% der Atommasse, und an ihm prallten die positiv geladenen α -Strahlen ab.

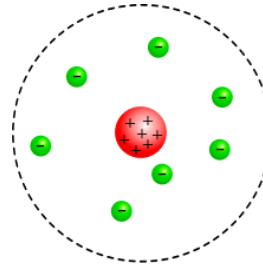


Abb. 1.29: Das Atommodell nach Rutherford, hier für ein Stickstoffatom: Außen in der Hülle sind negative Ladungen („Elektronen“), innen sitzt ein Atomkern (Abb. gemeinfrei).

1.6 Lernzusammenfassung „Teilchen“

Zusammenfassend kann man sagen:

- **Stoffe** bestehen aus kleinstmöglichen Stoffportionen / Teilchen (Teilchenmodell, -hypothese).
- Elemente nehmen in chemischen Verbindungen feste Masseverhältnissen in kleinen, ganzen Zahlen ein. Daraus folgt, dass die chemischen Verbindungen und Elemente aus kleinsten, unteilbaren Stoffportionen oder Einheiten bestehen müssen, ähnlich wie Kachelmuster aus Kacheln oder Fliesen in ganz bestimmten Mengenverhältnissen (auch wenn die Kacheln unterschiedlich viel wiegen sollten: Auch in der Chemie muss man also zwischen Massen- und Stoffmengenverhältnissen unterscheiden.).
- Elemente bestehen aus **Atomen**. Alle Atome eines Elementes gleichen einander in ihrer Fähigkeit, sich mit anderen Atomen zu verbinden. Das tun sie im Verhältnis kleiner, ganzer Zahlen. Atome verschiedener Elemente bilden bei Stoffvereinigungen miteinander **Atomverbände** (Moleküle).
- Atome bestehen fast ganz aus leerem Raum - der **Atomhülle** - und zu nur einem kleinen, zentralen Teil aus dem **Atomkern** (Atommodell von Rutherford).
- Die **relative Masse der Atome** kann durch Vergleiche von Stoffmengenverhältnissen bei chemischen Reaktionen ermittelt werden („Atomgewichte“, relative Atommasse).

1.7 Wiederholungsfragen und Aufgaben zum Thema Elemente und ihre Ordnung (Teil I)

1) Erkläre folgende Fachbegriffe in je einem Satz: Chemische Reaktion, Stoffzerlegung, Element, Atom, Gesetz der gleichbleibenden Massenverhältnisse (multiple Proportionen), Stoffmenge, Mol, Molare Masse.

2) Fülle die Lücken in folgendem Lückentext zu Elementen, ihren kleinsten Teilchen und den Grundgesetzen der Chemie aus:

1. Chemische Vorgänge (Reaktionen) sind _____: es entstehen _____, erkennbar an neuen Stoffeigenschaften.
2. Bei einer _____ wird ein Reinstoff chemisch in mehrere, neue Stoffe zerlegt, Reaktionsschema: $AB \rightarrow A + B$. Eine Stoffzerlegung ist eine chemische Reaktion und nicht nur ein physikalisches Stofftrennverfahren für Stoffgemische.
3. Chemisch nicht weiter zerlegbare Reinstoffe werden _____ genannt. Sie vereinigen sich bei chemischen Reaktionen mit anderen Stoffen so, dass chemische _____ entstehen.
4. Diese Vereinigung von Elementen zu Verbindungen erfolgt immer in bestimmten, gleich bleibenden _____.
5. Elemente bestehen aus _____. Sie gleichen in einem Element einander alle in ihrer Fähigkeit, sich mit anderen _____ zu verbinden. Das tun sie im Verhältnis kleiner, ganzer Zahlen.
6. Die _____ Masse der Atome kann durch Vergleiche von Stoffmengenverhältnissen bei chemischen Reaktionen ermittelt werden („Atomgewichte“, relative Atommasse).
7. Bei chemischen Reaktionen bleibt die _____ m aller Ausgangsstoffe (Edukte) stets gleich (es geht keine Masse verloren): $m(\text{Edukte}) = m(\text{Produkte})$ (1. Grundgesetz der Chemie)
8. Chemische Verbindungen entstehen aus Elementen oder deren Verbindungen immer nur in ganz bestimmten, gleichbleibenden Masseverhältnissen (Gesetz der _____).
9. Wenn zwei Elemente miteinander mehrere Verbindungen bilden, dann stehen ihre Masseverhältnisse zueinander sogar immer im Verhältnis _____ (Gesetz der multiplen Proportionen)
10. Gleiche Rauminhalte (Volumina) verschiedener Gase enthalten bei gleichen Bedingungen (Temperatur, Druck) auch gleich große Anzahlen von _____ (Satz von *Avogadro*).
11. Die Stoffportion (Stoffmenge n), deren Teilchenzahl genau so groß ist wie die einer Stoffmenge von 12,0 g Kohlenstoff, wird ein _____ genannt: $n = 1,00 \text{ mol}$.
12. Die Masse, die ein Mol eines Stoffes aufweist, wird _____ genannt (Symbol: M). Sie ist der Quotient aus der Masse m einer Stoffportion und der Stoffmenge n dieser Stoffportion: $M = m/n$

3) Fülle die Lücken auch in folgendem Lückentext zu chemischen Reaktionen aus:

- Chemische Reaktionen kann man an der Bildung von _____ mit anderen Eigenschaften erkennen.
- Die Bedeutung der Aktivierungsenergie zum Auslösen einer Reaktion liegt darin, dass die _____ der reagierenden Stoffe für die Reaktion bereit gemacht werden, z.B. durch Vereinzelung (Aufspaltung)
- Reinstoffe kann man in chemische Elemente und Verbindungen einteilen
- Die wichtigsten Bestandteile des Gasgemisches Luft sind _____ (unterhält Verbrennung und Atmung, Luft-Anteil ca. 21%), _____ (wirkt erstickend, Anteil: ca. 78%) und die _____ (ca. 1%, nicht abtrennbar, nicht brandfördernd)
- Die Verbrennung ist eine chemische Reaktion mit _____, es entstehen Sauerstoff-Verbindungen. Sie werden _____ genannt und sind schwerer als die brennbaren Ausgangsstoffe, da die _____ aus der Luft hinzukommen.
- Die Stoffzerlegung von Wasser (Analyse, mit Hilfe von elektrischem Strom) und die Stoffvereinigung von _____ und Sauerstoff (Synthese von _____) sind ein Beispiel für die Umkehrbarkeit chemischer Reaktionen.
- Bei chemischen Reaktionen bleibt die Gesamtmasse aller beteiligten _____ erhalten (Gesetz von der _____).

- Metalle kann man auf Grund ihrer Reaktionsfähigkeit mit Sauerstoff in _____ und _____ Metalle ordnen.
- Bei _____-Übertragungsreaktionen gibt ein Stoff Sauerstoff ab (der Spender, Donor), der andere Stoff nimmt ihn auf (Akzeptor; Donator-Akzeptor-Konzept).
- Zur Herstellung von _____ kann man Metalloxide mit brennbaren Stoffen sowie Kohlenstoff, Wasserstoff oder _____ umsetzen – das Metalloxid wird so aufgespalten und es entsteht _____. Die Gewinnung von Metallen war von hoher Bedeutung für die gesellschaftliche Entwicklung (Ende der Steinzeit, Beginn der Bronze- und Eisenzeit).
- Das Metallrecycling ist von hoher Bedeutung für _____
- Schlechte Maßnahmen zum Löschen von Metallbränden auf der Grundlage der Sauerstoffübertragungsreaktion sind das Löschen von Metallbränden mit _____ oder Kohlendioxid-Löschern, da das _____ Oxide zerlegen kann. Hier ist es besser, den Brand mit Sand zu ersticken.

1.8 Lösungen zu den Aufgaben zum Thema Elemente und ihre Ordnung (I)

Die Definitionen und die Lösungen zu den Lückentexten finden sich bei den Lernzusammenfassungen auf folgenden Seiten:

Elemente Seite 15, Grundgesetze der Chemie S.22 und Teilchen (Atome) S. 26

1.9 Zwei Lesetexte zur Entdeckung der Gasteilchen (Avogadros Moleküle)

1811, entdeckte der Italiener Amadeo Avogadro eine Gesetzmäßigkeit, die den direkten Vergleich der Masse von Atomen erlaubte. Nach Dalton sollten die kleinstmöglichen Stoffportionen chemischer Verbindungen wie Wasser ja aus Atomverbänden bestehen, aus Molekülen, die bestimmte Anzahlen von Atomen der Elemente enthielten, aus denen sie entstanden waren (bei Wasser also: Aus Wasserstoff- bzw. H- und Sauerstoff- bzw. O-Atomen). Es war jedoch noch nicht möglich zu entscheiden, ob sich diese Atome - um beim Beispiel der nur aus 2 Atomsorten bestehenden, „binären“ Verbindung Wasser zu bleiben - im Wassermolekül im Verhältnis 1:1 (also: Formel HO) oder 2:1 (also: H₂O) oder 1:2 (also: HO₂) oder gar 4:5 verbinden. Bei Habers Ammoniak (NH) wäre es das Verhältnis 1:3 gewesen.

Avogadro fand nun heraus, dass gleiche Volumina verschiedener Gase bei identischen Bedingungen (Temperaturen und Drücke) - zum Beispiel in Gasflaschen - immer chemisch gleichwertige („äquivalente“) Stoffmengen, also Anzahlen von Teilchen enthalten. Die der Stoffmenge von 1 g Wasserstoff oder 12 g Kohlenstoff entsprechende Menge nennt man seither „Äquivalentmasse“, oder wie Avogadro auf italienisch: ein „Mol“ *. Dabei muss stets bedacht werden, dass Stoffmenge n und Masse m nicht das gleiche sind - ähnlich wie auch 1 kg Kleingeldmünzen nicht identisch ist mit 1 kg Kleingeldmünzen: Auf Wert und Währung der einzelnen Geldstücke kommt es an - ebenso wie bei den Atomen auf ihre chemische Wertigkeiten und Äquivalentmassen).

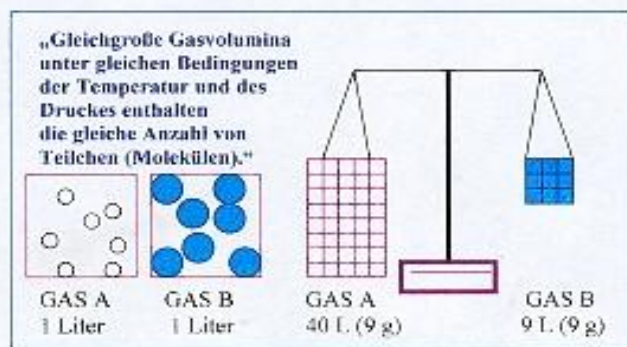
Das war gerade nun genau die Gesetzmäßigkeit, die Dalton zum Beweis seiner Atomhypothese noch gefehlt hatte: Nun brauchte man nur noch je einen Liter Wasserstoff- und Sauerstoffgas abzuwiegen, und schon konnte man messen, dass Sauerstoffatome sechzehn mal schwerer sind als Wasserstoffatome. Und da sich Wasserstoff und Sauerstoff in ihrer chemischen Verbindung Wasser stets in einem Masseverhältnis von $m_H : m_O = 1:8$ vereinigen, konnte es nur so sein, dass ein Sauerstoffatom im Wassermolekül gleich mit zwei H-Atomen verbunden ist.

Von Avogadro stammt daher übrigens auch unser Name für die kleinstmöglichen Teilchen chemischer Verbindungen: das italienische „molecula“ heißt „kleinste Masse“. Und es war für Avogadro und Dalton der schönste Beweis ihrer Theorien, dass bei der elektrolytischen Zerlegung von Wasser in seine Elemente stets doppelt so viele Wasserstoff- wie Sauerstoffvolumina entstanden - im Wassermolekül musste das Verhältnis der Atomzahlen H : O = 2 : 1 sein. Daher auch die Formel H₂O.

Der „Satz von Avogadro“: Mithilfe von Avogadros Entdeckung wurde es möglich, Anzahlen von Atomen in Gasportionen zu vergleichen und ihre Masse zu bestimmen, ohne einzelne Atome erfassen zu können (Bild). Später entdeckte man dann, dass ein Mol immer rund $6,023 \cdot 10^{23}$ Teilchen enthält - nicht nur bei Gasen, seien es nun 12 g Kohlenstoff, 199 g Golddampf oder 4 g Heliumgas. Zu Ehren von Avogadro wurde diese Zahl „**Number Avogadro**“ getauft (Abkürzung: N_A). Mit ihrer Hilfe können Sie nun auch die Masse eines einzelnen Kohlenstoffatoms berechnen - denn 12 g Kohlenstoff sind ein Mol. Die einem Mol eines Elementes entsprechende Masse einer chemischen Verbindung in Gramm nennt man „**molare Masse**“ - sie entspricht immer der Masse von $6,023 \cdot 10^{23}$ Molekülen bzw. Teilchen einer Verbindung.



Avogadro-Briefmarke



Die Masse für alle 92 in der Natur vorkommenden Atomsorten wurde somit über stöchiometrische Berechnungen (also von Massebilanzen und -verhältnissen chemischer Reaktionen) durch direkte Wägungen bestimmbar. Als die damals bekannten Elemente ihrer Atommasse nach aufgereiht wurden, da entdeckten die Chemiker L. Meyer und D. Mendelejeff 1869 schließlich, dass bestimmte chemische Eigenschaften sich in dieser Aufreihung periodisch wiederholten: Das periodische System der Elemente (PSE) war geboren – ein Hilfsmittel, dass Generationen von Chemikern half, grundlegende Eigenschaften der kosmischen Materie zu verstehen.

Der folgende, zweite Textabschnitt ist zitiert aus: M. Wächter: Kleine Entdeckungsgeschichte(n) der Chemie im Kontext von Zeitgeschichte und Naturwissenschaften, Verlag Königshausen und Neumann, Herbst 2018, ISBN: 978-3-8260-6510-1:

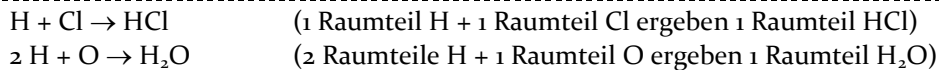
Avogadros Molekularhypothese (1811)

Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro (1776-1856) war Sohn einer Juristenfamilie. Er hatte zunächst auch Rechte studiert, holte dann aber im Jahr 1800 ein Studium der Mathematik und Physik nach und wurde 1809 Professor für Naturphilosophie am *Real Collegio* in Vercelli. Er hatte das Ziel, die chemischen Eigenschaften der Verbindungen durch physikalische Eigenschaften zu beschreiben, und beschäftigte sich mit dem 1808 von Gay-Lussac veröffentlichten Gasgesetz. Dann kam 1811 das Jahr, in dem Davy Chlor als Element erkannte und Berzelius die Formelschreibweise für chemische Elemente entwickelte. ... Avogadro kam in diesem Jahr zu der Vermutung, dass ideale Gase in Form zweiatomiger Teilchen vorliegen müssten. ... Dieses Grundgesetz der Chemie und Physik der Gase wurde nach ihm benannt:

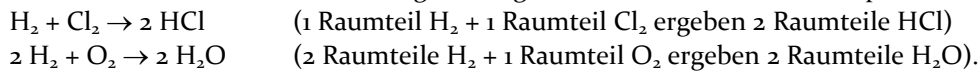
Gleiche Volumina verschiedener idealer Gase enthalten bei gleicher Temperatur und gleichem Druck die gleiche Anzahl von Teilchen.
(Satz von Avogadro)

Er hatte die Volumenverhältnisse bei chemischen Reaktionen von Gasen untersucht. Dabei konnte er feststellen, dass ein Raumteil (RT) von z. B. einem Liter Wasserstoffgas und einem RT bzw. Liter Chlorgas zu zwei RT bzw. Litern Chlorwasserstoffgas reagierten (nach der Chlorknallgasexplosion und entsprechender Wiedereinstellung des anfänglichen Gasdruckes und der ursprünglichen Temperatur). Aber wenn jedes Gasteilchen den gleichen Rauminhalt beanspruchte, dürfte aus einem Liter Wasserstoff und einem Liter Chlor doch eigentlich nur ein Liter Chlorwasserstoffgas entstehen. Ein ähnliches Problem gab es auch bei anderen Gasreaktionen, z. B. bei der Synthese von Wasser aus den Elementen.

Die Gleichung passte auch hier nicht zum experimentellen Befund, denn die beiden Reaktionsgleichungen lauteten:



Zur Erklärung der Tatsache, dass zwei Raumteile bzw. Liter Wasserstoffgas und ein Liter Sauerstoffgas nach der Knallgasexplosion jedoch zwei Liter Wasserdampf geben (statt drei Liter) stellte er sich die elementaren Gase daher aus Molekülen von zwei Atomen aufgebaut vor. Ihre Formeln mussten also H_2 , O_2 und Cl_2 lauten, so würden die Reaktionsgleichungen mit den Befunden übereinpassen:



Aber seine These stand in Widerspruch zu der Auffassung von *Berzelius*, und *Berzelius* galt schließlich als der Experte der Chemie.

Erst fünf Jahre nach *Avogadros* Tod, konnte *Stanislao Cannizzaro*, einer von *Avogadros* Schülern, erreichen, dass sich *Avogadros* Molekularhypothese ... durchsetzte. *Cannizzaro* konnte zeigen, wie sich viele widersprüchliche Versuchsergebnisse erklären lassen. *Avogadros* Satz löste zahlreiche Widersprüche in den Begriffen des Atoms, des Moleküls und des Äquivalents auf. *Avogadro* wurden 1909 geehrt, indem man eine Naturkonstante nach ihm benannte, die *Number Avogadro* N_A . Der Weg zu ihrer Bestimmung ging über die Forschungsarbeit von *Loschmidt*, und ihr Zahlenwert beträgt rund 602 Trilliarden mol^{-1} (oder, wissenschaftlich ausgedrückt, $N_A = 6,022140858 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$).

5.1.4 Loschmidt – Moleküle werden zählbar (1865)

Der Wiener Realschullehrer *Johann Josef Loschmidt* (1821-1895) schaffte es eine Generation nach *Avogadro*, zum ersten Mal die Größe der Luftmoleküle auf gaskinetischer Grundlage zu bestimmen. Er war zunächst Arbeiter in einer Stahlfabrik, später in einer Kaliumnitrat-Fabrik. Als diese bankrott ging, wechselte er 1856 als Lehrer an eine Wiener Realschule. Hier, ein Jahr vor seinem Wechsel an die Universität Wien, fand er die Zeit, sich mit der Kinetik von Gasen zu beschäftigen. ... Die kinetische Gastheorie ... erklärte die Gasgesetze, also ihren Druck, ihre Temperatur, Wärme und weitere Eigenschaften, mit der Vorstellung, dass die Gasteilchen in ständiger Bewegung sind. Die kinetische Gastheorie geht für „ideale“ Gase von folgenden Hypothesen aus:

1. Die Teilchen eines Gases sind punktförmig (von vernachlässigbarer Größe) und ständig in regelloser, statistisch erfassbarer Bewegung.
2. Sie bewegen sich zwischen ihren Zusammenstößen gleichförmig und unabhängig voneinander (ohne Bevorzugung einer Richtung).
3. Die Teilchen üben keine Kräfte aufeinander aus, solange sie sich nicht gegenseitig berühren.
4. Zusammenstöße der Teilchen untereinander und Stöße mit der Gefäßwand erfolgen elastisch.

Die entsprechenden, gaskinetischen Formeln für Druck, Wärme, Schallgeschwindigkeit, Wärmeleitung und innere Reibung gaben die Beobachtungen an idealen Gasen gut wieder. Sie führten ihn zur ersten Bestimmung der Größe, Anzahl und Masse der Atome bzw. Moleküle ... *Loschmidt* konnte über diese kinetische Gastheorie nach Bestimmung der Größe der Luftmoleküle auch deren etwaige Anzahl in einem Kubikmeter Luft berechnen. Er kam auf etwa 26,87 Trilliarden Gasteilchen pro Kubikmeter (der Wert der *Loschmidt'schen* Zahl N_L beträgt unter genormten Bedingungen $n_0 = 2,6867811 \cdot 10^{25} \text{ m}^{-3}$, nach heutiger Messgenauigkeit).

Loschmidt schrieb 1866, wie er die später nach ihm benannte *Loschmidt'sche* Zahl berechnet hatte. In dem Artikel „Zur Grösse der Luftmoleküle“ definierte er die „Anzahl der in der Volumeinheit enthaltenen Luftmoleküle“. Einen Zahlenwert hierfür gab er aber nicht an. Ziel seiner Arbeit war eine vorläufige Annäherung der „Größe des Durchmessers der Luftmoleküle“ unter Normalbedingungen, ... – eine statistisch-rechnerische Meisterleistung. ...

Kapitel 2: Elementfamilien

2.1 Alkalimetalle

Das Guinnessbuch der Rekorde nennt den Inhaber des Weltrekordes für das leichteste Leichtmetall der Welt. Es handelt sich um das Metall Lithium, und es ist ein Stoff mit wirklich ungewöhnlichen Eigenschaften. **Lithium**, Symbol **Li**, schwimmt nicht nur auf dem Wasser (Dichte unter 1 g/cm^3) und in Paraffinöl, es ist auch so weich, dass man es mit dem Messer schneiden kann. Man sieht dann eine glänzende Schnittfläche. Aber es ist auch so empfindlich (reaktionsfreudig), dass es von Wasser und Luft angegriffen wird. Deshalb kommt es auch in der Natur nicht als Metall vor und muss zum Schutz vor Oxidation durch Luft und Wasser unter Paraffinöl aufbewahrt werden (Abb. 2.1 oben).



Abb. 2.2: Brennendes Lithium (Abb. gemeinfrei/public domain)

Gold rostet nicht. Eisen rostet langsam – es ist kein Edelmetall. Lithium jedoch ist chemisch äußerst reaktionsfreudig – ein gefährlicher Stoff: Beim Anzünden verbrennt es mit grell leuchtender Flamme zu Lithiumoxid, und an Luft bildet es innerhalb von

Minuten eine Kruste, die neben weißem Lithiumoxid auch grauschwarzes Lithiumnitrid enthält, denn Lithium kann sich chemisch nicht nur mit Luftsauerstoff, sondern auch mit Stickstoffgas verbinden:

Lithium + Sauerstoff → Lithiumoxid

Lithium + Stickstoff → Lithiumnitrid.

Wenn **Lithiummetall in Wasser** gegeben wird, dann löst es sich auf. Gasbläschen bilden sich, und das schwimmende Metall gerät in Bewegung und zischt über die Wasseroberfläche. Das entstehende Gas kann aufgefangen werden. Es ist leichter als Luft, und es ist brennbar: **Wasserstoff** ist entstanden. Die Flüssigkeit ist nach der Reaktion ätzend, und man kann nachweisen, dass das vorherige Wasser

nun zu einer ätzenden Lauge geworden ist. Wenn das Wasser verdampft wird, bleibt der entstandene, lösliche Feststoff zurück. Er heißt **Lithiumhydroxid** und kann Kohlendioxid aus der Luft chemisch binden (Der Bau eines mit Lithiumhydroxid arbeitenden Kohlendioxid-Filter hat den Apollo-13-Astronauten auf ihrem Rückweg zur Erde das Leben gerettet, Abb. 2.3). Lithium reagiert also mit Wasser zu Lithiumhydroxid und Wasserstoffgas:



Wenn man Lithium-Verbindungen wie z.B. Lithiumoxid, Lithiumhydroxid oder das Salz Lithiumchlorid in eine Flamme hält, färbt diese sich rot (Auch Kochsalz, chemischer Name: Natriumchlorid, kann die Flamme färben – doch sie wird orangegelb.). Und wenn man Lithiumverbindungen schmilzt und unter Luftausschluss mit Hilfe von elektrischem Strom zerlegt, dann kann man aus der Schmelze Lithiummetall gewinnen – die Verbindung wird dabei in ihre Elemente zerlegt.



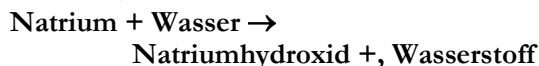
Abb. 2.1: Oben Lithiumstücke in Paraffin (Abb. gemeinfrei), darunter eine Lithiumionen-Batterie

(Bildquelle Von Ansgar Hellwig - Eigenes Werk, CC BY-SA 2.0 de, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=242430>)



Abb. 2.3: Links die Verbindung Lithiumhydroxid, hergestellt aus etwas Lithiummetall und einem Tropfen Wasser, rechts der Lithiumhydroxid-Luftfilter auf Apollo 13 (von den Astronauten gebauter, provisorischer CO₂-Absorberfilter in Betrieb, Bildquelle: NASA / beide Abb. gemeinfrei)

Es gibt ein weiteres, metallisches Element, das dem Lithium sehr ähnelt: Das Leichtmetall **Natrium**, Symbol: **Na**. Auch Natrium ist brennbar, schwimmt auf Wasser und reagiert mit Wasser zu Wasserstoffgas und einer Lauge, der Natronlauge (die Lösung von Natriumhydroxid in Wasser):



Natriumhydroxid ist wie Lithiumhydroxid stark ätzend, es wird daher auch als Ätznatron bezeichnet. Es ist in alkalischen WC-Reinigern enthalten („Abflussfrei“ u.ä.). Natrium reagiert noch heftiger als Lithium mit Wasser. Es entsteht so viel Wärme dabei, dass das Leichtmetall schmilzt. Wenn die Natriumkugel am Gefäßrand kleben bleibt, kann sie sich sogar entzünden und das Metall verbrennt mit einer orangegelben Stichflamme. Diese kann das Wasserstoffgas sogar entzünden, welches dann zu Wasserdampf verbrennt oder mit Luft gebildetes Knallgas explodieren lässt. Natriummetall reagiert auch mit Chlorgas – dabei entsteht Kochsalz (Natriumchlorid, Formel: NaCl).

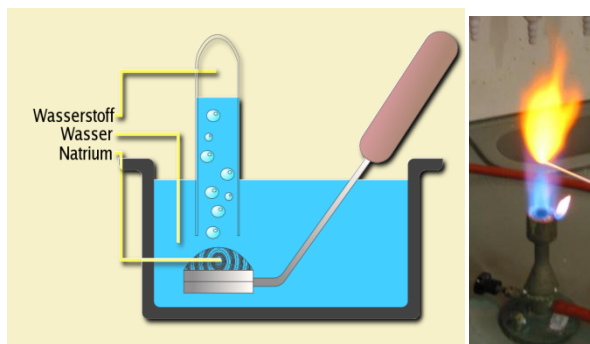


Abb. 2.4: Apparatur zur Durchführung der Reaktion von Natrium mit Wasser unter Auffangen des gasförmigen Reaktionsproduktes: Ein umgekehrter Drahtlöffel hält das Natrium davon ab, an die Oberfläche zu gleiten und sich an der Luft zu entzünden. Das Gas sammelt sich unter dem zu Beginn wassergefüllten Reagenzglas in der pneumatischen Wanne. (Bildquelle: von FischX über: <https://commons.wikimedia.org/wiki/File:NatriumWasserstoff.png> ; GNU-Lizenz/ CC BY-SA 3.0). Rechts daneben die Flammfärbung durch Kochsalz. (Abb. gemeinfrei)

Ein weiteres Leichtmetall, das **Kalium K**, reagiert mit Wasser sogar so heftig, dass sich bei Wasserkontakt sofort eine rosaviolette Stichflamme bildet. Es entstehen Wasserstoff und Kalilauge, die Lösung von Kaliumhydroxid (Ätzkali): **Kalium + Wasser → Kaliumhydroxid + Wasserstoff**

Auch Kalium bildet an Luft sofort eine Kruste aus Kaliumoxid oder in Chlorgas das Salz Kaliumchlorid. Das Metall ist noch weicher als Natrium, und noch leichter schmelzbar (Schmelztemperatur um 60°C)..

Die drei Leichtmetalle Lithium, Natrium und Kalium sind einander so ähnlich, dass sie zu einer Gruppe von Elementen zusammengefasst werden, der Elementfamilie der **Alkalimetalle**. Auch die Elemente Rubidium Rb und Caesium Cs gehören dazu (Abb. 2.5). Sie entzünden sich an Luft und reagieren explosionsartig mit Wasser. Kaliumverbindungen färben die Flamme rosaviolett, Rubidiums Salze rot und Caesiumsalze blau.



Abb.2.5: Vier Alkalimetalle (von links nach rechts: Lithium Li, Natrium Na, Kalium K und Rubidium Rb; im Periodensystem von oben nach unten stehend, zunehmend leicht schmelzbar und reaktiv, eig. Foto)

Die Eigenschaften der Alkalimetalle lassen sich zusammenfassen:

a) Physikalische Eigenschaften: Alle Alkalimetalle sind metallisch glänzende, silbrig-weiße (Ausnahme: Caesium hat bei geringster Verunreinigung einen Goldton), weiche Leichtmetalle. Sie sind mit dem Messer schneidbar. Alkalimetalle haben eine geringe Dichte. Sie sind kleiner als die von Wasser: Sie schwimmen.

b) Chemische Eigenschaften: Alkalimetalle reagieren mit vielen Stoffen, so beispielsweise mit Wasser, Luft oder Halogenen teilweise äußerst heftig unter starker Wärmeentwicklung. Insbesondere die schwereren Alkalimetalle können sich an der Luft selbst entzünden. Daher werden sie unter Schutzflüssigkeiten, wie Paraffin oder Petroleum (Lithium, Natrium und Kalium), bzw. unter Luftabschluss in Ampullen (Rubidium und Caesium) aufbewahrt.

Mit Sauerstoff reagieren alle Metalle unter Bildung fester, weißer Alkalimetalloxide (z.B. Lithium- und Natriumoxid). Alkalimetalle reagieren heftig mit Wasser (Natrium reagiert mit Wasser so heftig, dass das Metall schmilzt; Kalium bildet in Kontakt mit Wasser rotviolette Stichflammen; bei Rubidium und Caesium ist die Reaktion explosionsartig!). Die Reaktion mit Wasser zu Alkalimetallhydroxiden erfolgt

unter Freisetzung von Wasserstoff und Bildung von ätzenden Hydroxiden (Lösung in Wasser: Laugen). Alkalimetall-Salze zeigen charakteristische **Flammenfärbungen**. Über diese können sie nachgewiesen werden („Qualitative Analyse“): Lithium färbt die Flamme Karminrot, Natrium gelb, Kalium violett, Rubidium rotviolett und Caesium blauviolett.

Zusammengefasst kann gesagt werden:

Die chemischen Elemente Lithium Li, Natrium Na, Kalium K, Rubidium Rb, Caesium Cs und Francium Fr werden als Alkalimetalle bezeichnet (das kommt von dem arabischen Wort القلية / *al-qalya* für „Pottasche“, aus der man das Alkalimetall Kalium herstellen kann. Kalium heißt auf Englisch daher „Potassium“, und die aus Alkalimetallen und Wasser entstehenden Laugen bezeichnet man auch als „alkalische“ Lösungen). Alle Alkalimetalle stehen in der 1. Hauptgruppe des Periodensystems der Elemente, also ganz links, weil diese Elementfamilie typische Eigenschaften zeigt:

Die Elemente der 1. Hauptgruppe sind sehr reaktionsfreudige Metalle. Alle Metalle leiten Strom und Wärme, glänzen und sind verformbar. Alkalimetalle sind zudem brennbar, reagieren mit Wasser zu Laugen und Wasserstoffgas und mit Säuren zu Salzen und Wasser. Alkalimetall-Salze färben die Flamme. Alkalimetalle weisen recht niedrige Schmelzpunkte auf und eine Dichte von unter 1 g/cm³.

Zusatzinfo: Die Flammenfärbung kommt dadurch zu Stande, dass die Atome in der Flamme so viel Wärmeenergie aufnehmen, dass die Elektronen in der Atomhülle in höhere „Umlaufbahnen“ angehoben werden (Aufnahme von Energie, „Absorption“). Kurz danach geben sie genau diese Energiemenge wieder ab, und das geschieht in Form eines Lichtstrahls bestimmter Wellenlänge bzw. Farbe („Emission“). Aus der Farbe („Spektrallinie“) können Chemiker dann darauf geschlossen werden, welche Atome vorliegen (Methoden der so genannten Spektralanalyse, Atomabsorptionsspektroskopie AAS und Atomemissionsspektroskopie AES genannt).

Alkalimetall	Schmelzpunkt (K)	Siedepunkt (K)	Dichte (g/cm ³)
Lithium	453	1615	0,534
Natrium	370	1156	0,968
Kalium	336	1032	0,89
Rubidium	312	961	1,532
Caesium	301	944	1,93

(Hinweis: Die Temperaturen in Kelvin K zeigen Zahlenwerte, die im Vergleich zur Celsiuskala um 273 Grad höher liegen – Wasser schmilzt also bei 273 K und siedet bei 373 K.)

In der Reihenfolge steigender Atommasse vom Lithium zum Caesium steigt die Reaktionsfreudigkeit stark an; ab dem Kalium erfolgt Selbstentzündung in Kontakt mit Wasser. Die Alkalimetallhydroxide sind farblose Feststoffe, die sich in Wasser unter starker Erwärmung leicht lösen und dabei stark basisch reagieren. Die Hydroxide und ihre Lösungen wirken stark ätzend.

Alkalimetall + Sauerstoff → Alkalimetalloxid, Beispiel in Formeln: $4 \text{Li} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Li}_2\text{O}$
 Alkalimetalloxid + Wasser → Alkalimetallhydroxid $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{LiOH}$
 Alkalimetall + Wasser → Alkalimetallhydroxid + Wasserstoff $\text{Li} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{LiOH} + \text{H}_2\uparrow$

Mit Halogenen reagieren die Alkalimetalle zu den salzartigen Alkalimetallhalogeniden.

Zusatzinfo: Es gibt eine weitere Elementfamilie, die den Alkalimetallen ähnelt. Sie wird als 2. Hauptgruppe oder als Erdalkalimetalle bezeichnet. Auch diese Metalle reagieren mit Wasser zu Laugen und Wasserstoff, jedoch weniger heftig. Außerdem bilden die Erdalkalimetalle im Unterschied zu den Alkalimetallen auch wasserunlösliche Verbindungen wie z.B. Kalk, Gips und Schwespat (auch Bariumsulfat oder Malerweiß genannt), und ihre Dichte ist größer als 1 g/cm³. Die Erdalkalimetalloxide fühlen sich „erdig“ an, daher die Bezeichnung Erdalkalimetalle.



Abb. 2.6: Die Alkalimetalle und ihre Symbole (Bildquelle: Von Tomihahndorf, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=1740883>)

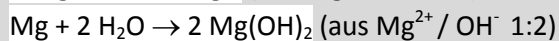
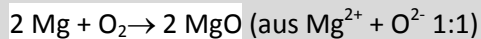
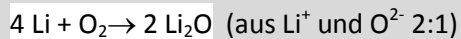


Abb. 2.7: Erdalkalimetalle und ihre Symbole (Bildquelle: Von User Tomihahndorf on de.wikipedia - Foto aus meiner Elementesammlung, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=1328500>)

Für Fortgeschrittene:

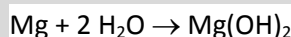
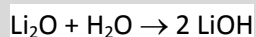
Lernzusammenfassung zur 1. + 2. Hauptgruppe:

Die Elemente der 1. Hauptgruppe im Periodensystem: **Alkalimetalle** (ohne Wasserstoff in „Vorperiode“, von arab. „*al kalja*“ = Asche, aus Asche u. ähnl. herstellbar) und der 2. Hauptgruppe: **Erdalkalimetalle** (Oxide „erdig“) sind alle metallisch (Leichtmetalle), sehr empfindlich (unedel) und brennbar: sie reagieren mit Luftsauerstoff (O_2) zu **Oxiden** (Anion O^{2-}) und mit Wasser zu **Laugen** (**Hydroxiden**, Anion OH^-) und Wasserstoffgas (H_2). Beispiele:



Ihre Oxide bilden **Laugen** (= Lösungen der Hydroxide in Wasser, $pH > 7$;

Laugen sind „basisch“, von: „die Basis von Salzen“). Beispiele:



Salze sind Verbindungen von **Metallen** mit **Nichtmetallen** und entstehen auch aus der Reaktion von Laugen mit Säuren zu Salz und Wasser (Neutralisation),

Erdalkalimetalle reagieren nicht ganz so heftig wie Alkalimetalle.

Alkalimetall-Salze sind **wasserlöslich**. Bei den Erdalkalisalzen sind Hydroxide kaum und Carbonate und Sulfate überhaupt nicht wasserlöslich (Ausnahme: $MgSO_4$).

Beispiele: Löslich sind $NaCl$, KCl , $LiOH$, KOH , Na_2S , Na_2SO_4 , $MgSO_4$ usw.,

unlöslich sind: $CaSO_4$ (Gips), $SrSO_4$, $BaSO_4$, $CaCO_3$ (Kalk), $SrCO_3$, $BaCO_3$, $Ca(OH)_2$ (kaum lösl.)

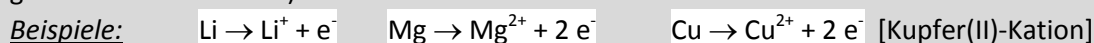
Alkali- und Erdalkali-Atome (außer Mg) nehmen in Flammen (Wärme-)Energie auf (**Absorption**) und geben sie als Licht(-energie) wieder ab (**Emission**). Das Licht kommt, wenn nach außen „angehobene“ Außenelektronen in der Atomhülle wieder „zurückspringen“ (Einstein: „**Quantensprung**“).

Weil jedes Atom anders aufgebaut ist, sendet es andere Energieportionen / Lichtstrahlen anderer Wellenlängen (Farben) aus. Man erkennt daher das Atom an der jeweiligen **Flammfärbung** (im Spektroskop noch besser: an den **Spektrallinien** im (Regenbogen-) Spektrum, das vom Prisma erzeugt wird – eine Nachweisreaktion, Spektroskopie).

Alle Metalle sind chemisch nicht weiter zerlegbar (Elemente).

Wenn Metalle chemisch reagieren (sich mit anderen Stoffen vereinigen / verbinden), dann geben ihre Atome Außenelektronen aus der Atomhülle ab. Besonders groß ist das Bestreben zur Elektronenabgabe bei den Alkalimetall-Atomen, sehr gering bei den Edelmetall-Atomen.

Bei dieser **Elektronenabgabe** (**Oxidation**, ox) entstehen aus Metallatomen immer **Kationen** (positiv geladene Atomteilchen):

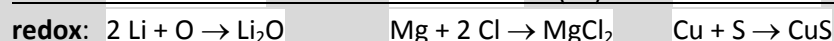


Nichtmetall-Atome nehmen Elektronen auf (**Reduktion**, red).

Sie werden zu Anionen (negativ geladene Teilchen):



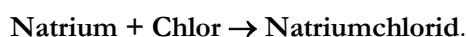
Kationen und Anionen bilden unter Abgabe von Energie Salzkristalle.



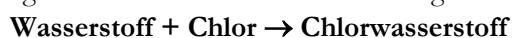
Aber: Gase sind oft molekular (zweiatomig), daher z.B.: $Mg + Cl_2 \rightarrow MgCl_2$ / $4 Li + O_2 \rightarrow 2 Li_2O$

2.2 Halogene

Im Schwimmbad ist das Wasser mitunter zu stark gechlort und Augenreizungen treten auf: Die Augen werden rot und schmerzen. Der Grund kann ein zu hoher Gehalt an Chlorgas sein, das dem Wasser zur Desinfektion zugesetzt wird: **Chlor** tötet Bakterien und Viren ab – und in zu hoher Konzentration in der Atemluft kann das ätzende, grünliche Giftgas auch auf Menschen tödlich wirken. Chlor, Symbol: Cl, ist wasserlöslich, ätzend und greift Metalle an, wobei es mit diesen Salze bildet (die Chloride). Mit dem Metall Natrium bildet es Kochsalz:



Chlor gehört zu einer Elementfamilie, die als die **Halogene** bezeichnet wird – auch als 7. Hauptgruppe des Periodensystems. Auch Fluor, Symbol F, Brom Br und Iod I gehören zu dieser Elementfamilie. Sie wird als Halogene oder Salzbildner deshalb bezeichnet, weil sie alle mit Metallen **Salze** bilden, und Salz heißt auf griechisch *halys*. Die Halogene sind neben Sauerstoff, Wasserstoff und Schwefel wichtige nichtmetallische Elemente. Diese Nichtmetalle stehen im Periodensystem in der siebten Spalte, gleich neben den Edelgasen (ganz rechts, 8. Hauptgruppe). Im Unterschied zu den Edelgasen sind die Halogene farbig, giftig und sehr reaktionsfreudig, da sie Metalle unter Bildung von Salzen angreifen und mit Wasserstoffgas z.T. explosionsartig zu Säuren reagieren können. Chlor reagiert mit Wasserstoff z.B. zu Salzsäuredämpfen (Chlorwasserstoffgas, auch Hydrogenchlorid oder Wasserstoffchlorid genannt):



In den Elementen sind die Atome der Halogene miteinander zu **Molekülen** verbunden (Abb. 2.10, vgl. Kap. 1.3.3 auf S.20/21), ähnlich wie Atome anderer Gase (Sauerstoffmoleküle O₂, Wasserstoffmoleküle H₂ usw.). Gasförmige Halogene reizen die Schleimhäute stark und können über einen langen Zeitraum des Einatmens sogar tödlich wirken (s.o.): Sie töten Mikroorganismen und können zur Desinfektion eingesetzt werden, Chlor im Trinkwasser, Iod bei Wunden.

a) Physikalische Eigenschaften der Halogene:

Halogen Eigenschaft	Fluor	Chlor	Brom	Iod
Farbe	blassgelb	grüngelb	rotbraun	schwarz
Schmelzpunkt	-220 °C	-101 °C	-7 °C	+114 °C
Siedepunkt	-188 °C	-34 °C	+59 °C	+185 °C

b) Chemische Eigenschaften der Halogene:

Halogene verbinden sich chemisch mit Metallen und mit Wasserstoffgas. Die **Halogenide** (Metall-Halogen-Verbindungen, ionische Halogenverbindungen wie z. B. die Fluoride, Chloride, Bromide und Iodide) sind salzartige Stoffe. Dementsprechend haben sie hohe Schmelzpunkte, sind spröde und elektrische Nichtleiter außer in Schmelze und Lösung. Die meisten Halogenide sind wasserlöslich (wie z. B. Kochsalz, Natriumchlorid; wasserunlöslich sind nur die Blei-, Quecksilber- und Silberhalogenide sowie Kupfer(I)-halogenide. Viele Halogenide kommen in der Natur in Form von Mineralien vor. Halogene reagieren heftig mit Wasserstoff unter Bildung von **Halogenwasserstoffen**, die, in Wasser gelöst, mehr oder weniger starke **Säuren** sind. Auch die Heftigkeit dieser Reaktion nimmt in der Reihenfolge von Fluor zu Iod ab.



Abb. 2.8: Navy-Trainig zum Umgang mit dem Giftgas Chlor (Bildquelle: US Navy, Abb. gemeinfrei)

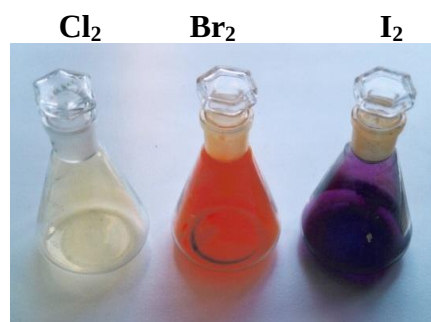


Abb.2.9: Drei Halogene (7. Hauptgruppe, von links nach rechts: Hellgrünes Chlorgas, brauner Brom- und dunkelvioletter Ioddampf, im PSE von oben nach unten zunehmend farbintensiv; eig. Foto).

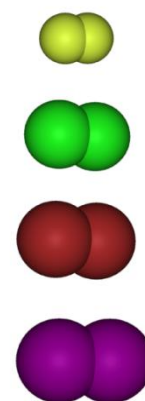


Abb. 2.10: Modell der paarweise verbundenen Halogenatome – von oben nach unten Moleküle von Fluorgas F₂, Chlorgas Cl₂, Bromdampf Br₂ und unten Ioddampf I₂ (Abb. gemeinfrei)

Die chemische Eigenschaften der Halogene sind also:

- 1) Halogene reagieren mit Metallen unter Bildung von **Salzen**, was ihnen ihren Namen einbrachte.
Beispiel: Bildung von Kochsalz (NaCl) nach: $2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl}$
- 2) Halogene reagieren exotherm mit Wasserstoff unter Bildung von **Halogenwasserstoffen**, die, in Wasser gelöst, mehr oder weniger starke Säuren sind. Die Heftigkeit der Reaktion nimmt von Fluor zu Iod ab.
Beispiel: Chlorknallgasreaktion $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{HCl}$
- 3) Die Wasserlöslichkeit der Halogene nimmt von Fluor zu Iod ab, wobei Fluor mit Wasser unter Bildung von Fluorwasserstoff und Sauerstoff reagiert: $2 \text{F}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{HF} + \text{O}_2$
- 4) **Metall-Halogen-Verbindungen** (Ionische Halogenverbindungen wie z. B. die Fluoride, Chloride, Bromide und Iodide) sind **salzartige Stoffe**. Dementsprechend haben sie hohe Schmelzpunkte, sind spröde und elektrische Nichtleiter außer in Schmelze und Lösung. Die meisten **Halogenide** sind wasserlöslich (wie z. B. Kochsalz, Natriumchlorid); wasserunlöslich sind Blei-, Quecksilber- und Silberhalogenide (vgl. Salzsäuregruppe) sowie Kupfer(I)-halogenide. Viele Halogenide kommen in der Natur in Form von Mineralien vor.
- 5) Jeder **Halogenwasserstoff** kann durch direkten Kontakt von Wasser mit dem entsprechenden Halogen hergestellt werden: $\text{H}_2 + \text{X}_2 \rightarrow 2 \text{H-X}$. Alle Halogenwasserstoffe sind sehr gut wasserlöslich. Die Lösungen heißen: Flusssäure HF, Salzsäure HCl, Bromwasserstoff- und Iodwasserstoffsäure HBr, HI.
- 6) Da Chlor eine größere Reaktivität hat als Brom und Iod, werden Halogenide im Labor dadurch nachgewiesen, dass man Bromid- oder Iodidlösungen (z. B. Magnesiumbromid und -iodid) mit Chlorwasser und Hexan schüttelt. Dabei entsteht Chlorid (also ein neues Salz) und Brom oder Iod

Zusatzinfo: Wasserstoffgas entzündet sich in Kontakt mit Fluorgas spontan und explosionsartig, selbst bei sehr tiefen Temperaturen. Die Reaktion von Wasserstoffgas mit Chlor muss zwar durch Belichten oder Erwärmen gestartet werden, aber auch sie ist extrem heftig (Gemische von Chlorgas und Wasserstoff sind explosiv). Brom reagiert weniger heftig und im Falle des Iod läuft die Reaktion nicht mehr vollständig ab. Aber alle Halogenwasserstoffe außer Fluorwasserstoff HF sind bei Raumtemperatur farblose, ätzende Gase. Die Siedepunkte von HCl (-85°C), HBr (-67°C) und HI (-35°C) liegen erheblich niedriger als der von HF (+19,5°C). Alle Halogenwasserstoffe sind sehr gut wasserlöslich. Die Lösungen heißen: Flusssäure, Salzsäure, Bromwasserstoffsäure und Iodwasserstoffsäure. HCl, Chlorwasserstoffgas, löst sich in Wasser unter Bildung einer starken Säure (Salzsäure). Der Siedepunkt von Chlorwasserstoffgas ist -85 °C, Löslichkeit um 320 L pro L Wasser!



Abb. 2.12: Die Halogene und ihre Elementsymbole (Bildquelle: Von Tomihahndorf, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=1740927>)

Halogenide werden im Labor dadurch nachgewiesen, dass man Bromid- oder Iodidlösungen (z. B. Magnesiumbromid und -iodid) mit Chlorwasser und Hexan schüttelt, so z.B. zum Nachweis von Bromid in Natriumbromidlösung:

Natriumbromid + Chlor → Natriumchlorid + Brom.

Chlor als das reaktionsfreudigere Halogen verbindet sich also mit dem Natrium in der Bromverbindung – das weniger reaktionsfreudige Halogen wird aus seinem Salz verdrängt. Dabei entsteht in diesem Fall also Chlorid (als ein neues Salz) und Brom oder auch Iod, denn Chlorwasser (die Lösung von Chlor in Wasser) reagiert mit Bromid- bzw. Iodidlösungen zu Brom bzw. Iod. Brom und Iod sind farbig und lösen sich in Hexan viel besser als in Wasser. Im Hexan nehmen sie eine braunorange Farbe an (Brom) bzw. rosaviolett (Iod). Der entsprechende Farbton beweist also, dass zuvor Bromid, Iodid oder Chlorid vorlag (Chlor in Hexan ist fast farblos, konzentriert auch gelbgrün).



Abb. 2.13: Halogenidnachweis mit Chlorwasser und Hexan (Eig. Fotos)

Zusammengefasst kann gesagt werden:

Die Elemente der 7. Hauptgruppe sind sehr reaktionsfreudige Nichtmetalle, ins Besondere das Fluorgas. Es kann auch ohne Zündvorgänge unter Feuererscheinung reagieren. Halogene sind farbig und reagieren mit Metallen zu Salzen (Namensherkunft „Salzbildner“) und mit Wasserstoff zu Halogenwasserstoffen (gasförmige Säuren).

7. Hauptgruppe im Periodensystem: **Halogene** (von griech. „halos“ = Salz und „genein“ = bilden, herstellen) – Salzbildner (reagieren mit Metallen zu Salzen): F, Cl, Br, I (+At)
Beispiele: $2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl}$ (Redoxreaktion: Na-Atom gibt e^- an Chloratom ab)
 $\text{Mg} + \text{I}_2 \rightarrow \text{MgI}_2$ (Magnesiumiodid: Mg-Atom gibt seine 2 Außen- e^- an I ab)
 $\text{Pb} + \text{I}_2 \rightarrow \text{PbI}_2$ (Blei(II)-iodid, gelb, Pb-Atom gibt 2 e^- an je ein Iodatom ab)
 Bei dieser Elektronenabgabe (Oxidation, ox) entstehen aus den Metallatomen immer Kationen (positiv geladene Atomteilchen), die Nichtmetall-Atome nehmen Elektronen auf und werden zu Anionen (negativ geladene Teilchen): F^- , Cl^- , Br^- , I^- (**Halogenid-Anionen**).
 Kationen und Anionen bilden unter Abgabe von Energie die Salzkristalle (Halogenide).
- Alle Halogene sind farbig, giftig, ein wenig wasserlöslich und sehr gut löslich in Flüssigkeiten wie Öl, Hexan und Benzin (unpolare, nicht mit Wasser mischbare Flüssigkeiten).
 Sie haben niedrige Schmelz- und Siedetemperaturen. Sie sind daher **molekular** (zweiatomig) wie Gase, d.h. sie bilden F_2 , Cl_2 , Br_2 und I_2 -Moleküle.
- Alle Halogene reagieren mit Metallen zu Salzen (s.o.) und mit **Wasserstoffgas** zu Halogenwasserstoffen, die ätzend sind und mit Wasser **Säuren** bilden.
Beispiele: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{HCl}$
 $\text{H}_2 + \text{F}_2 \rightarrow 2 \text{HF}$ (HF = Fluorwasserstoff / Flusssäure, Salze: Fluoride)
 Halogenwasserstoffe bilden in Wasser Säuren. Dichte, Schmelz- und Siedetemperatur der Halogenwasserstoffe nehmen in Reihenfolge steigender Atommasse zu (Ausnahme: HF, siehe Tabelle unten). Sie greifen unedle Metalle an (Ätzworgang, Korrosion) und bilden dabei Salze (Metall-Halogenide) und Wasserstoffgas.
Beispiel: $\text{Mg} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$
- Die Reaktionsfähigkeit der Halogene nimmt im PSE von unten nach oben stark zu. Fluor F_2 ist das reaktionsfähigste Element. Es entzündet Kunststoffe, setzt auch viele Metalle in Brand und reagiert mit Wasserstoffgas auch unterhalb von -200°C noch explosionsartig. Es zersetzt sogar Wasser.
- Metall-Halogenide sind wasserlöslich (Ausnahmen: AgHal wie z.B. AgCl , PbHal_2 wie z.B. PbI_2). Halogenid-Anionen geben e^- an reaktionsfähigere Halogenatome (im PSE weiter oben) ab.
Beispiele: $2 \text{Br}^- + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{Cl}^- + \text{Br}_2$ (**Nachweisreaktion für Bromid**, Br_2 in Hexan orangebraun)
 $2 \text{I}^- + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{Cl}^- + \text{I}_2$ (**Nachweisreaktion für Iodid**, I_2 in Hexan rosaviolett, in H_2O braun)
- Halogenid-Anionen werden daher mit **Chlorwasser und Hexan** nachgewiesen ($\text{pH} < 7$), Iodid-Anionen alternativ auch mit **Blei(II)-Salzlösungen**: $\text{Pb}^{2+} + 2 \text{I}^- \rightarrow \text{PbI}_2 \downarrow$ (gelb, s.o.)
- Nachbargruppe der Halogene ist die 6. Hauptgruppe. Diese Elemente bilden mit Metallen kalkähnliche Oxide (Kalkbildner, **Chalkogene**, von griech. „chalkos“ = Kalk und „genein“ = bilden, herstellen): Sauerstoff O, Schwefel S, Selen Se, Tellur Te;
Beispiele: $\text{O} + 2 e^- \rightarrow \text{O}^{2-}$, $\text{S} + 2 e^- \rightarrow \text{S}^{2-}$ (Oxid-, Sulfid-Anion).

Halogenwasserstoff	Schmelztemperatur	Siedetemperatur	Dichte bei 15°C	Wasserlöslichkeit
Fluorwasserstoff HF	-83°C	$+20^\circ\text{C}$	$0,958 \text{ g/cm}^3$	448 L Gas/kg
Chlorwasserstoff HCl	$-114,2^\circ\text{C}$	-85°C	$0,00154 \text{ g/cm}^3$	532,1 L Gas/kg
Bromwasserstoff HBr	-86°C	-66°C	$0,00340 \text{ g/cm}^3$	Ca. 600 L Gas/kg
Iodwasserstoff HI	-51°C	$-35,4^\circ\text{C}$	$0,00579 \text{ g/cm}^3$	

2.3 Edelgase

Die Alkalimetalle und die Edelgase sind zwei Elementfamilien mit sehr reaktionsfreudigen Elementen. Es gibt auch eine Elementfamilie, die im Gegensatz dazu aus Elementen besteht, die chemisch extrem reaktionsträge sind – sie verbinden sich nicht mit anderen Stoffen: Die Edelgase (die 8. Hauptgruppe im Periodensystem). Sie wurden entdeckt, als man die Luft näher untersuchte, denn das Gasgemisch Luft enthält neben dem reaktionsfreudigen Sauerstoff O_2 (ca. 21 Volumen-%) und Stickstoffgas N_2 (ca. 78 Vol-%) auch einige Edelgase.

Ein brennendes Teelicht kann durch Überstülpen mit einem Glas gelöscht werden – die Flamme erstickt, sobald der Sauerstoff für den Verbrennungsvorgang verbraucht worden ist. Wenn man einen ähnlichen Versuch mit Stahlwolle macht, indem man sie in einem umgekehrten, luftgefüllten Reagenzglas rusten statt verbrennen lässt, dann steigt der Wasserspiegel: Die Stahlwolle reagiert beim Rusten mit Sauerstoff und Wasser zu Rust – das Volumen des Gasgemisches Luft wird kleiner, weil Sauerstoffgas verbraucht wird und das Produkt Rust kein Gas ist.

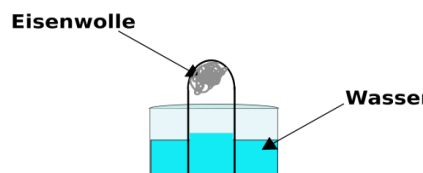


Abb. 2.14: Eisenwolle rustet in einer pneumatischen Wanne – der Wasserspiegel im umgestülpten Reagenzglas in der Wasserwanne steigt an (Bildquelle: Von Sundance Raphael 18:37, 4. Dez. 2006 (CET) - „own work“; <https://de.wikibooks.org/w/index.php?curid=35562>)

Wenn man das Erdalkalimetall Magnesium in einem abgeschlossenen Volumen von z.B. 100 mL Luft verbrennt, dann wird nicht nur der Sauerstoffanteil der Luft chemisch gebunden, denn es reagiert dabei auch mit Stickstoff. Es entstehen also Magnesiumoxid und Magnesiumnitrid. Ein kleiner, nicht reaktionsfähiger Luft-Rest bleibt jedoch immer noch übrig – die Edelgase. Die Chemiker *Henry Cavendish* und *William Ramsay* schafften es 1894 als Erste, durch Reaktion mit Magnesium den Stickstoff aus einer Luftprobe vollständig zu entfernen und diese unbekannte, reaktionsträge Gasmenge zu isolieren und darin ein neues Element darin nachzuweisen. Sie benannten es nach dem griechischen Wort *αργός* *argos* für „träge“. Das Edelgas **Argon** (Symbol: Ar). Später wurden weitere, reaktionsträge Gase entdeckt. Sie alle sind farb- und geruchlos, nicht brennbar und können bei Unterdruck und unter Einwirkung von Strom zum Leuchten gebracht werden (Abb. 2.15).



Abb. 2.15: Gasentladungsröhren, mit Edelgasen gefüllt, mit den Elementsymbolen der Edelgase: He, Ne, Ar, Kr, Xe (Bildquelle: Von New work Alchemist-hp (talk) www.pse-mendelejew.de; original single images: Jurii, <http://images-of-elements.com>. - Original: Jurii.; CC BY 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=7630223>)

Die **Edelgase** bilden eine eigene Stoffgruppe. Sie alle sind farb- und geruchlos, ungiftig, nicht brennbar und nehmen an chemischen Reaktionen nicht teil – sie bilden keine chemischen Verbindungen. Selbst ihre kleinsten Stoffportionen bestehen nicht – wie bei anderen Gasen – aus Molekülen, sondern aus einzelnen Atomen. Sie sind als Spurengase in der Luft enthalten (Abb. 2.16).

Auffällig ist: Die Dichte ρ der Edelgase steigt mit zunehmender Atommasse in der Reihenfolge vom leichten Helium He über Neon Ne, Argon Ar und Krypton Kr bis hin zum relativ schweren Xenon Xe an. Auch der Siedepunkt (Symbol in der folgenden Tabelle: T_{Schmp} , Angabe in $^{\circ}\text{C}$), der Schmelzpunkt T_{Sdp} und die Wasserlöslichkeit L (in L Gas/kg Wasser) steigen in dieser Reihenfolge an:

Gas	Symbol	T_{Schmp}	T_{Sdp}	Dichte ρ	L
Helium	He	-271	-287	0,167	0,008
Neon	Ne	-249	-246	0,842	0,010
Argon	Ar	-190	-185	1,669	0,034
Krypton	Kr	-157	-153	3,507	0,059
Xenon	Xe	-112	-108	5,517	0,108

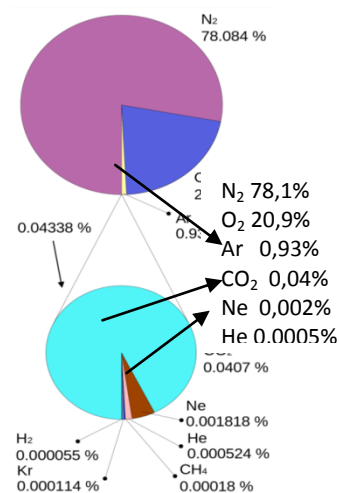


Abb. 2.16: Zusammensetzung der Luft (Bildquelle: Von Mysid - Vectorized version of www.imageatmosphere.com gas proportions.gif (originally by Brockert), gemeinfrei, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=823817>, gemeinfrei)

Helium He wird vornehmlich aus Erdgas gewonnen, die anderen Edelgase durch eine Tieftemperatur-Destillation aus der Luft. Es ist fast so leicht wie Wasserstoff und wird daher für Ballons und Luftschiffe genutzt. Und es ist ein

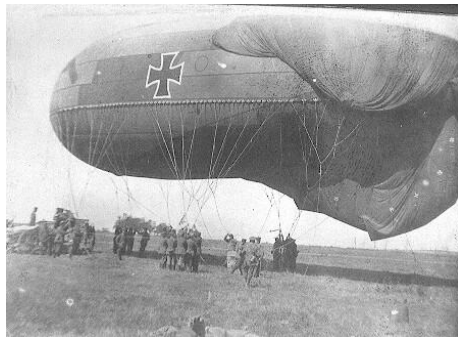


Abb. 2.17: Luftschiffe (Zeppeline), gefüllt mit Wasserstoff- (links, historisch) und Helium-Gas (rechts,

Bildquellen: Abb. links: Familienbesitz / eigenes Foto, rechts gemeinfrei)

Weltrekord-Halter: Kein Stoff auf der Welt hat eine niedrigere Schmelz- oder Siedetemperatur als Heliumgas.

Argon Ar als das häufigste und billigste Edelgas ist das ideale **Schutzgas** schlechthin. Es wird zum Befüllen von Glühlampen, Leuchten und Lampen genutzt, aber auch als Schutzgas bei der Stahlerzeugung. Große LZAs könnender Luft sogar die schwereren Edelgase **Krypton Kr** und **Xenon Xe** entziehen. Aufgrund ihrer Seltenheit - 1000 L Luft enthalten nur 0,08 mL Xenongas - sind sie jedoch recht teuer.

Neon Ne kann ebenfalls aus Luft gewonnen werden. Auch flüssiges Neon ist ein Tieftemperatur-Kühlmittel. In der Beleuchtungstechnik dienen Edelgase zum Schutz von Glühfäden sowie in Leuchtmitteln („Neonröhren“, Abb. 2.18).



Abb. 2.18: Gasentladungsröhre in Form des Elementsymbols von Neongas (Bildquelle: Von Pslawinski, CC BY-SA 2.5, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=381579>)

Diese Edelgase sowie weitere Gase sind Bestandteile der **Erdatmosphäre**. Sie ist die Lufthülle um unseren Planeten, die Erde. Sie wird von der Erdschwerkraft am Entweichen in den Weltraum gehindert. Bis zu einer Höhe von ca. 90 km ist die Zusammensetzung der Luft fast stabil. Allerdings betreffen diese Prozentsätze eine trockene Atmosphäre (Abb. 2.16). Luft kann aber, je nach Bedingungen, auch bis zu 4% Wasserdampf beinhalten. Wasserdampf „speichert“ die Wärme der Sonneneinstrahlung auf die Erdatmosphäre. Das wird als **Treibhauseffekt** bezeichnet.

Wasserdampf kondensiert beim Abkühlen zu Niederschlag (Regen, u.U. auch Hagel oder Schnee) und ist der Hauptverursacher des Treibhauseffektes. Andere „**Treibhausgase**“ wie z.B. das durch Verbrennung entstehende **Kohlendioxid CO₂**, das Sumpfgas Methan und technisch erzeugte Gase wie Schwefelhexafluorid und die Fluorkohlenwasserstoffe FCKW erhöhen den Treibhauseffekt sogar so stark, dass sich die Erdatmosphäre gefährlich erwärmt und ein weltweiter **Klimawandel** eintritt. Dieser führt nachweisbar zum Abschmelzen des Eises am Nordpol und in den Gletschern, zum Anstieg der Meeresspiegel, zu Überschwemmungen, kräftigeren Unwettern wie z.B. Wirbelstürmen, zu Dürre- und Hungerkatastrophen, Flüchtlingsbewegungen und weiteren, bedrohlichen Katastrophen.

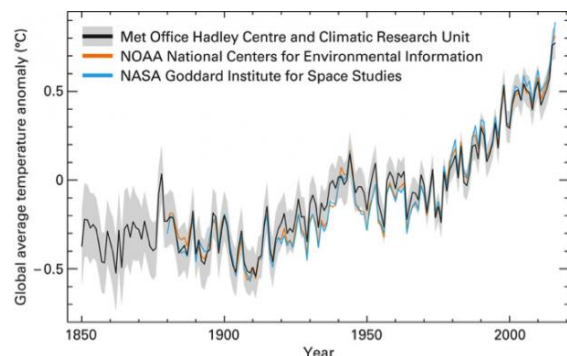


Abb. 2.19: Temperatur/Zeit-Diagramm zum weltweiten Anstieg der Durchschnittstemperatur auf der gesamten Erde seit 1850 (Abb. gemeinfrei).

2.4 Lernzusammenfassung „Elementfamilien“

Zusammenfassend kann man sagen:

- Viele Elemente bilden **Elementfamilien**. Das sind Stoffgruppen, deren Mitglieder sehr ähnliche Eigenschaften aufweisen.
- Die Elemente **Lithium Li**, **Natrium Na** und **Kalium K** gehören zu den Alkalimetallen. Diese Elemente der 1. Hauptgruppe sind sehr reaktionsfreudige Metalle. Alle Metalle leiten Strom und Wärme, glänzen und sind verformbar. Doch die Alkalimetalle sind zudem brennbar, reagieren mit Wasser zu Laugen und Wasserstoffgas und mit Säuren zu Salzen und Wasser. Alkalimetall-Salze färben die Flamme. Alkalimetalle weisen recht niedrige Schmelzpunkte auf und eine Dichte von unter 1 g/cm^3 .
- Die Elemente der 7. Hauptgruppe heißen **Halogene** (Salzbildner) und sind sehr reaktionsfreudige Nichtmetalle, ins Besondere das **Fluor** F_2 . Es kann auch ohne Zündvorgänge unter Feuererscheinung reagieren. Auch **Chlor** Cl_2 , **Brom**, Br_2 und **Iod** I_2 gehören zu dieser Elementfamilie. Alle Halogene sind farbig und reagieren mit Metallen zu Salzen (Namensherkunft „Salzbildner“). Die Dichte und die Schmelz- und Siedetemperatur der Halogenwasserstoffe nehmen in Reihenfolge steigender Atommasse von Fluor nach Iod zu. Halogene reagieren mit Wasserstoffgas zu Halogenwasserstoffen (gut in Wasser lösliche Gase, bilden mit Wasser ätzende Säuren). Auch bei den Halogenwasserstoffen nehmen Dichte, Schmelz- und Siedetemperatur in Reihenfolge steigender Atommasse zu (Ausnahme: HF).
- Die **Edelgase** (8. Hauptgruppe) **Helium He**, **Neon Ne**, **Argon Ar**, **Krypton Kr** und **Xenon Xe** sind farb- und geruchslos, ungiftig, nicht brennbar und nehmen an chemischen Reaktionen nicht teil – sie bilden keine chemischen Verbindungen. Selbst ihre kleinsten Stoffportionen bestehen nicht – wie bei anderen Gasen – aus Molekülen, sondern aus einzelnen Atomen. Sie sind als Spurengase in der Luft enthalten. Die Dichte ρ der Edelgase steigt mit zunehmender Atommasse in der Reihenfolge vom leichten Helium He über Neon Ne, Argon Ar und Krypton Kr bis hin zum relativ schweren Xenon Xe an. Auch der Siedepunkt, der Schmelzpunkt und die Wasserlöslichkeit dieser Gase (eher gering) steigen in dieser Reihenfolge an.

2.5 Wiederholungsfragen und Aufgaben zum Thema Elemente und ihre Ordnung (II)

- 1) Zähle vier Elementfamilien (Hauptgruppen) auf und nenne je Elementfamilie auch mindestens zwei Elemente mit deren Elementsymbole.
- 2) Zähle auf, welche Stoffeigenschaften alle Stoffe aus folgenden Stoffgruppen gemeinsam haben:
a) Salze, b) Halogene, c) Alkalimetalle, d) Edelgase
- 3) Welche chemischen Eigenschaften hat der Stoff „Natrium“? Welche Verbindungen bildet er?
- 4) Gib an, wie man folgende Ionen nachweist:
a) Kaliumion (in dem Salz KI),
b) Iodidionen (in einem Gemisch aus NaCl und KI).

2.6 Lösungen zu den Aufgaben zum Thema Elemente und ihre Ordnung (II)

Die Lösungen zu den Aufgaben finden sich auf folgenden Buchseiten:

Zu Nr.1 siehe oben (diese Seite), zu Nr. 2: a) S.37, Punkt 4 oben, b+c+d) oben auf dieser Seite, zu Nr.3: S.33 + S.35 oben, zu Nr.4: a) Flammfärbung, auf S. 32+33, b) Nachweis mit Chlorwasser und Hexan, S. 37 unten.

2.7 Ein Lesetext: Wie die Ordnung der Elemente entdeckt wurde

Zitiert aus: M. Wächter: **Kleine Entdeckungsgeschichte(n) der Chemie im Kontext von Zeitgeschichte und Naturwissenschaften**, Verlag Königshausen und Neumann, Herbst 2018, ISBN: 978-3-8260-6510-1:

1864 gab es in Englands Zuckerindustrie einen Industriechemiker, der ein Problem hatte. Er hatte sich, wie man sagte, lächerlich gemacht. Der Zuckerchemiker behauptete, er habe das „Gesetz der Oktaven“ entdeckt, als er die damals rund 60 bekannten Elemente nach steigender Atommasse angeordnet hat. Ihre chemischen Eigenschaften, so *John A. R. Newlands* (1837-1898), würden sich in jeder achten Position wiederholen, wie die bei den Tönen in den Oktaven der Musik. Seine Zeitgenossen fanden das lächerlich, und seine Anordnung enthielt auch noch Fehler wie den, dass er zum Beispiel Eisen in gleiche Gruppe wie Sauerstoff und Schwefel eingeordnet hatte. Fünf Jahre später kamen Nachrichten aus Russland und Deutschland, die seine Kritiker verstummen ließen.

In Russland behauptete ein Chemiker, der im Auftrag der Regierung Ölfelder in Aserbaidschan besichtigte, er habe bei der Beschäftigung mit den chemischen Elementen eine „periodische Gesetzmäßigkeit“ entdeckt und eine Vorhersage von drei neuen Elementen gemacht. Dieser *Dmitri Iwanowitsch Mendelejew* (russ.: Дмитрий Иванович Менделѣев, *Dmitrij Ivanovič Mendeleev*, 1834-1907) war ein Mann, der sich, so sein Kollege *Paul Walden*, der ihn in St. Petersburg kennengelernt hatte, „in allem als ein betonter Kernrusse“ gab, „mit einem Vollbart und langem Haupthaar bei einer gedrungenen Gestalt und stoßweisen Sprechart“ wie ein Pope, brüsk gegenüber jüngeren Kollegen und leidenschaftlich in seiner Kritik an dem aus Deutschland kommenden chemischen Gedankengut (er hatte bei *Bunsen* studiert), ins Besondere an der der zeitgenössischen neueren Chemie von *Ostwald*, *Arrhenius* und *van't Hoff*. Zum Friseur ging er einmal pro Jahr.

Mendelejew hatte es nicht leicht. Der heute als (Mit-)Entdecker des **Periodischen Systems** der Elemente (PSE) bekannte Sohn eines erblindeten, sibirischen Lehrers kam 1834 als jüngstes von insgesamt 14 oder 17 Kindern der Familie auf die Welt. Der Vater starb früh, Mutter *Maria Dmitrijewna Mendelejewa* (geb. *Korniljewa*) kam in Geldnot und führte dann eine Glasfabrik ihrer Familie. Das Elternhaus wurde zum geistigen Zentrum der Stadt. Hier trafen sich viele nach Sibirien verbannte Intellektuelle. *Mendelejew* war als Kind frühbegabt und ging 1841 bis 1849 zum Gymnasium in Tobolsk. Seine Noten waren miserabel, ins Besondere in Fremdsprachen und Latein, und zur Abiturfeier verbrannte er mit Klassenkameraden seine Lateinbücher.

Es ging nach Petersburg, danach wurde er Oberlehrer in Simferopol auf der Krim und, als die Schule wegen des Krimkrieges dicht gemacht wurde, nach Odessa. Zurück in Petersburg wurde er 1857 Privatdozent und konnte 1860/61 mit einem Auslandsstipendium nach Heidelberg.

Hier traf er *Bunsen* und *Kirchhoff* und hörte auf dem Chemikerkongress 1860 in Karlsruhe, dass *Stanislaw Cannizzaro* seine Ideen zu Atomgewichten bekannt machte. Auch *Lothar Meyer* (1830-1895) hörte davon. Sowohl *Meyer* als auch *Mendelejew* fingen Feuer. Begeistert befasste sich *Mendelejew* mit der Bestimmung von Atomgewichten und ließ sich in die Spektroskopie einführen. Aber er blieb ein Eigenbrötler: Seine empfindlichen Experimente wollte er nicht in dem mit anderen geteilten Labor von *Bunsen* ausführen, ihn störten die giftigen Dämpfe. Also notierte er Elementnamen, Atomgewichte und weitere, bekannte Eigenschaften auf Kärtchen. Irgendwann nach seinem langwierigen Puzzelspiel mit diesen Kärtchen kam dann im Schlaf der zündende Einfall: Bei jedem einwertigen Element (sie bilden Oxide mit der Summenformel R_2O) begann er eine neue Tabellenzeile. Nun standen alle Elemente mit ähnlichen Eigenschaften direkt untereinander. Die periodische Wiederholung der Elementeigenschaften fand sich übersichtlich in einer Tabelle wieder.



Abb. 67: *Mendelejew* in seinem Arbeitszimmer

Zu Ehren des Entdeckers wird das Periodensystem in Russland noch heute als „*Tabliza Mendelejewa*“ bezeichnet (Zudem wurde er 1955 im Periodensystem selbst verewigt: Element Nr. 101 erhielt den Namen Mendelevium (Md). Es ist allerdings derart radioaktiv, dass die Hälfte einer Probe des langlebigsten Isotops ²⁵⁸Md bereits nach 51,5 Tagen zerstrahlt ist).

Von den 1940er Jahren an analysierte *B. M. Kedrov* (1903-1985) die umfangreichen Archivmaterialien *Mendelejews* und veröffentlichte sie 1958 in seinem Buch „Der Tag der großen Entdeckung“. *Kedrov* schrieb, das Periodensystem sei ihm am 17. Februar 1869 als plötzlicher Einfall gekommen. Andere Geschichtsschreiber halten es für eine Entwicklung, die schon in früheren Arbeiten von *Mendelejew* begonnen hatte.

Reihen	Gruppe I. R ² O	Gruppe II. RO	Gruppe III. R ² O ³	Gruppe IV. RH ⁴ RO ²	Gruppe V. RH ³ R ² O ⁵	Gruppe VI. RH ² RO ³	Gruppe VII. RH R ² O ⁷	Gruppe VIII. RO ⁴
1	H=1							
2	Li=7	Be=9,4	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19	
3	Na=23	Mg=24	Al=27,3	Si=28	P=31	S=32	Cl=35,5	
4	K=39	Ca=40	—=44	Ti=48	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=56, Co=59, Ni=59, Cu=63
5	(Cu=63)	Zn=65	—=68	—=72	As=75	Se=78	Br=80	
6	Rb=85	Sr=87	?Yt=88	Zr=90	Nb=94	Mo=96	—=100	Ru=104, Rh=104, Pd=106, Ag=108
7	(Ag=108)	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb=122	Te=125	J=127	
8	Cs=133	Ba=137	?Di=138	?Ce=140	—	—	—	—
9	(—)	—	—	—	—	—	—	—
10	—	—	?Er=178	?La=180	Ta=182	W=184	—	Os=195, Ir=197, Pt=198, Au=199
11	(Au=199)	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208	—	—	—
12	—	—	—	Th=231	—	U=240	—	—

Abb. 68: *Mendelejews* Periodensystem – in Gruppe 8 finden sich Eisen- und Platinmetalle. Die Gruppe der Edelgase war noch unbekannt. (Bildquellen Abb. 67+68: *Mendelejew* in seinem Arbeitszimmer https://de.wikipedia.org/wiki/Dmitri_Iwanowitsch_Mendelejew#/media/File:%D0%94%D0%BC%D0%B8%D1%82%D1%80%D0%B8%D0%B9_%D0%98%D0%B2%D0%B0%D0%BD%D0%BE%D0%B2%D0%B8%D1%87_%D0%9C%D0%B5%D0%BD%D0%B4%D0%B5%D0%BB%D0%B5%D0%B5%D0%B2_5.gif; *Mendelejews* Periodensystem: https://de.wikipedia.org/wiki/Dmitri_Iwanowitsch_Mendelejew#/media/File:Periodensystem_Mendelejews.jpg)

Mendelejew sammelte auch Mineralien und versuchte, die von seiner Theorie vorhergesagten, neuen Elemente zu entdecken. Sie sollten dem Aluminium und dem Silizium ähneln und Atomgewichte zwischen 65 und 75 aufweisen. Die Entdeckung dieser beiden Elemente „Eka-Aluminium“ und „Eka-Silizium“ gelang jedoch erst 1875 und 1886. Sie wurden Gallium und Germanium genannt.

Mendelejew wandte sich 1872 einem neuen Forschungsgebiet zu, den physikalischen Eigenschaften von Gasen. Er gilt zudem als Vater der russischen Ölindustrie und war 1876 reiste er im Auftrag der russischen Regierung in Pennsylvania, USA. Er suchte Verbesserungen im Bergbau (Kohle im Donezbecken, Eisenerz im Ural) und kam so mit den *Nobel*-Brüdern in Kontakt. Anders als bei seinen Kollegen waren in seinen Vorlesungen seit den 1860er Jahren auch Frauen zugelassen. Er förderte die erste Doktorandin in Chemie und tritt mit der zaristische Bürokratie gegen politische Repressionen. Auf Bahnreisen reiste er stets dritter Klasse und trat 1890 als Professor aus Protest gegen die Einschränkung der universitären Autonomie zurück. 1893 wurde er Direktor des Russischen Amts für Maße und Gewichte. Er führte in Russland das metrische System ein und empfahl dem Kriegs- und Marineministerium die Einführung des rauchlosen Schießpulvers (ein von ihm erfundenes Pyrocollodium).

Der deutsche Arzt *Julius Lothar Meyer* (1830-1895) gilt als Mitbegründer des Periodensystems. 1860 nahm er am ersten großen Chemikertreffen in Karlsruhe teil. Er erfuhr von wichtigen Grundbegriffen der Chemie, wie Atom und Molekül. Daraufhin verfasste er 1864 sein Buch „Die modernen Theorien der Chemie“ als Lernhilfe für die Studenten.

1869 erfuhr er von *Mendelejew*s Idee und ordnete die Elemente der heutigen Hauptgruppen in Perioden zu sechs Gruppen an, sortiert nach Atomgewicht und Wertigkeit. 1882 erhielt er dafür die *Davy-Medaille* der britischen *Royal Society*, zusammen mit *Dmitri I. Mendelejew*.

Die Ordnung der Elemente im Periodensystem (PSE) wurde 1913 als richtig bewiesen. *H. G. J. Moseley* entdeckte einen Zusammenhang zwischen der Ordnungszahl des jeweiligen Elementes im PSE und der Frequenz einer Spektrallinie seiner charakteristischen Röntgenstrahlung. Das *Moseley'sche Gesetz* zeigte sogar, dass eigentlich nicht die Atommasse, sondern die Ordnungszahl (Kernladungszahl) der Elemente die richtige Reihenfolge der Elemente im PSE herstellt. Argon musste mit Kalium, Cobalt mit Nickel sowie Tellur mit Iod die Platzierung gegenüber der Massenreihenfolge tauschen – *Moseley* konnte die Reihenfolge experimentell festlegen und gleichzeitig die exakte Anzahl der damals noch bestehenden Lücken im PSE vorhersagen: Die noch unbekannten Elemente wurden allesamt später entdeckt (Auch spätere Erkenntnisse der atomaren Strukturen wie „*Pauli-Prinzip*“ und „*Orbitalmodell*“ lieferten weitere Beweise für die Periodizität. ...).

	I	II	Nebengruppenelemente (Gruppen: IIIA bis IIA)										III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H	← "s-Block"		↓ "d-Block"										"p-Block" →				He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	*↓f-Block										Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac*	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og

*Lanthanoide/Actinoide (Seltene Erden)

Abb. 69: Das Periodensystem (PSE) in heutiger Form (Symbole der instabilen Elemente in grau).

Folgende Grundregeln gelten in der Chemie in Bezug auf die Elemente und das PSE:

1. Die nach der Kernladungs- bzw. Ordnungszahl im Periodensystem der Elemente PSE aufgereihten Elemente zeigen eine Periodizität in ihren Eigenschaften und ihrem Verhalten.
2. Die Anordnung der Elemente oder Gruppen von Elementen entspricht ihrer chemischen Wertigkeit

(Die Fachbegriffe aus diesem Lesetext zur Geschichte der Chemie werden in den folgenden Kapiteln 3 und 4 erklärt, ebenso wie folgende, in den Lehrplänen und Richtlinien vorgegebenen Lerninhalte 3+4)

Zusatzinfo: Zum Thema Elemente und ihre Ordnung vom Lehrplan vorgegebene Lerninhalte sind z.B.:

- 1) Chemische Elemente und ihrer Verbindungen kommen in Alltag und Umwelt vor und werden entsprechend ihren Eigenschaften genutzt (z.B. Sauerstoff, Kohlenstoff und Edelmetalle sowie Verbindungen wie Wasser, Kohlendioxid, Kochsalz und Metalloxide). Wegen der begrenzten Verfügbarkeit einiger chemischer Elemente bzw. ihrer Verbindungen sollte man daher ein ressourcenschonendes Konsumverhalten einüben.
- 2) Chemische Elemente kann man anhand ihrer Eigenschaften bestimmten Stoffgruppen, den Elementfamilien zuordnen.
- 3) Aus dem Periodensystem der Elemente kann man wichtige Informationen zum Atombau der Hauptgruppenelemente ableiten (z.B. die Elektronenkonfiguration und die Atommasse). Die Eigenschaften von Alkalimetallen, Halogenen und Edelgasen kann man daher mit Hilfe ihrer Stellung im Periodensystem begründet vorhersagen.
- 4) Auf der Grundlage von Experimenten, Beobachtungen und Schlussfolgerungen z.B. aus dem Rutherford'schen Streuversuch und der Flammfärbung und Spektralanalyse kann man ein differenzierteres Kern-Hülle-Modell des Atoms beschreiben (verschiedene Kern-Hülle-Modelle).

(Beispiel hier: Lehrplan für Nordrhein-Westfalen):

Kapitel 3: Das Periodensystem der Elemente

3.1 Atommassen und Periodizität

3.1.1 Relative und absolute Atommassen

Die **relative Masse von Atomen** (das „Atomgewicht“) lässt sich berechnen, wie in Kap. 1.3 auf S. 19-22 erklärt wurde. Um die inzwischen über 100 bekannten chemischen Elemente zu ordnen, kann man sie deshalb nach steigendem Atomgewicht anordnen. Beginnend mit dem Element mit der niedrigsten Atommasse, dem Wasserstoff H, ergibt sich dann folgende Reihe (den Elementen wurden hierbei so genannten Ordnungszahlen zugeordnet, beginnend mit Ordnungszahl 1 für die leichteste Atomsorte, den Wasserstoff. Die Ordnungszahlen werden im folgenden Unterkapitel 3.2.1 näher erklärt):

Anordnung der 21 leichtesten chemischen Elemente in Reihenfolge steigender Atommasse bzw. Ordnungszahl:																				
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21
H	He	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	K	Ca	Sc

(Hinweis: Die Elemente wurden hier in Form ihrer Elementsymbole geschrieben.
Bei den beiden Elementen Ar und K gibt es eine Ausnahme, sie wurde hier korrigiert, sie wird später erklärt)

Die absolute Masse der einzelnen Atome wird berechenbar, wenn man die Masse von einem Mol Stoff in Gramm nimmt (vgl. Kap. 1.3.4, S. 22) und durch die Anzahl der Teilchen pro Mol teilt (Ein Mol Stoff sind immer rund $6,023 \cdot 10^{23}$ Teilchen, s.o. S. 22). Bei gasförmigen Elementen muss man zusätzlich durch 2 teilen, da sie – mit Ausnahme der Edelgase – in Form zweiatomiger Moleküle vorliegen (siehe S. 20+21). Wenn also 1 mol Wasserstoffgas H_2 rund 2 g wiegt, dann wiegt ein Wasserstoffatom H etwa

$$\frac{2 \text{ g}}{2 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}} = \text{ca. } 0,116 \cdot 10^{-23} \text{ g.}$$

Zusatzinfo: Auf diese Weise lassen sich auch die Atommassen anderer, schwererer Elemente berechnen. Die **Atommasse** kann wie jede Masse in der Einheit Kilogramm (kg) angegeben werden, wird aber in der Regel in atomaren Masseinheiten ausgedrückt. Die atomare Masseneinheit **u** ist ein Zwölftel der Masse eines ^{12}C -Kohlenstoff-Atoms. In bestimmten Bereichen wird die atomare Masseneinheit auch als **Dalton** bezeichnet (Einheitenzeichen: **Da**), benannt nach dem englischen Naturforscher *John Dalton* (siehe S.17).

3.1.2 Periodizität von Eigenschaften

Bei der Anordnung der Elemente in Folge steigender Atommasse bzw. Ordnungszahl fällt etwas Besonderes auf: Zu Beginn der Reihe ist jedes achte Element ein Edelgas, und die Reihenfolge **Halogen/Edelgas/Alkalimetall** wiederholt sich regelmäßig, **periodisch**:

Periodische Wiederholung der Halogene , Edelgase und Alkalimetalle in dieser Anordnung:																				
H	He	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	K	Ca	Sc

Die Eigenschaften der Elemente in dieser Anordnung wiederholen sich periodisch, in einem Muster – sie zeigen eine erstaunliche **Periodizität** in ihren Elementeigenschaften. Lange wurde gerätselt, woher das kommt. Die Ursache liegt im Aufbau der Atome (Kap. 4).

3.2 Elemente und ihre Ordnung – das Periodensystem

Wenn man diese reihenförmige Anordnung der Elemente nun so ändert, dass man nach jedem Edelgas eine neue Reihe beginnt (eine neue Periode), dann kommen die Mitglieder einer Elementfamilie untereinander zu stehen (Tabelle rechts). Diese Anordnung nennt man das **Periodensystem der Elemente PSE**.

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	1-7	Zeile ("Periode")
1	H							He	I-VIII	Spalte (Hauptgruppenzahl)
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne		
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar		
4	K	Ca*	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		
5	Rb	Sr*	In	Sn	Sb	Te	I	Xe		
6	Cs	Ba*	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn		

* Hier wurden einige Elemente, die so genannten "Nebengruppen" weggelassen

Die Zeilen im Periodensystem werden **Perioden** genannt (oder auch Elementperioden), denn hier wiederholen sich die Elementeneigenschaften in jeder Reihe, und die Spalten heißen **Hauptgruppen** (auch Elementfamilien oder Elementargruppen, Abb. 3.1).

Die Elemente werden dabei der Reihe nach durchnummeriert. Zu Beginn machte man das in der Reihenfolge der steigenden Atommasse. Doch diese als Ordnungszahl zu nehmen, das schien willkürlich zu sein, denn es gab Stellen, wo das Schema nicht passte: Argonatome sind etwas schwerer als Kaliumatome, doch der Reihenfolge nach musste erst das Alkalimetall Kalium.

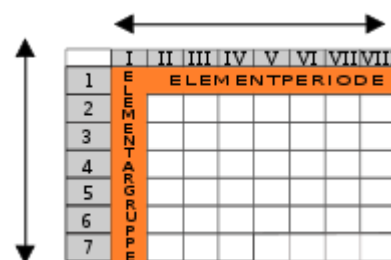


Abb. 3.1: Ordnungsprinzipen im PSE (Abb. gemeinfrei)

Edelgas Argon kommen, danach das

Der Physiker *Henry Moseley* konnte das Problem lösen. Er experimentierte mit Röntgenstrahlen. So wie die Alkalimetalle Flammen färben, weil ihre Atome dort Wärmeenergie aufnehmen und Lichtenergie in bestimmten Wellenlängen (Farben) abgeben (s. S.32+33), so können Atome auch Strahlungsenergie aus Röntgenstrahlen aufnehmen und wieder abgeben. *Moseley* fand heraus, dass jedes Atom das kann – und dass die Wellenlänge dieser Röntgenstrahlung in Zusammenhang steht mit der Ladungszahl der Atomkerne des Elementes (Das nennt man das „*Moseley'sche Gesetz*“). Jedes Atom besteht aus Atomkern und Atomhülle, und jede Atomsorte unterscheidet sich von den anderen Atomsorten durch die Anzahl der positiven Ladungen im Atomkern (das Atommodell von *Rutherford*, siehe S.26, Abb. 1.29). Diese **Kernladungszahl** ist über die Wellenlänge dieser Röntgenstrahlung messbar, und sie entspricht der Position des jeweiligen Elementes im Periodensystem. Die Kernladungszahl wurde daher an Stelle der Atommasse (Massenzahl) als **Ordnungszahl** des jeweiligen Elementes im PSE genommen:



Abb. 3.2: Henry Moseley (Oxford 1910, Abb. gemeinfrei).

Die Ordnungszahl des Elementes entspricht der Kernladungszahl der jeweiligen Atomsorte – sie ist das Ordnungsprinzip der Elemente im PSE.

Die Kernladungszahl gibt nicht nur die Anzahl der elektrischen Ladungen im Atomkern an, sie entspricht auch der Protonenzahl des Atoms. Denn Atome bestehen aus drei Arten von **Elementarteilchen** (Tabelle rechts). Sie sind aus **Elektronen** aufgebaut, die sich in der Atomhülle befinden und elektrisch negative Ladungen tragen (vgl. Abb. 1.29). Ihr Symbol ist **e⁻**. Atome bestehen weiterhin aus den **Nukleonen**. Das sind die Elementarteilchen, aus denen die Atomkerne bestehen. Es gibt zwei Arten von Atomkernbausteinen: Die positiv geladenen Elementarteilchen, **Protonen** genannt (Symbol **p⁺**), und die elektrisch neutralen Elementarteilchen, Neutronen genannt (Symbol: **n**).

Elementarteilchen	Symbol	Ladung	Masse in u*	Masse in 10 ⁻²⁷ kg	Ort im Atom
Proton	p⁺	+	1,0073	1,67	Atomkern
Neutron	n	0	1,0087	1,009	Atomkern
Elektron	e⁻	-	0,00055	0,0009	Atomhülle

* u ist die atomare Masseneinheit (*atomic mass unit*), 10⁻²⁷ g sind 21 trilliardstel Milligramm, also= 0,000000000000000000000001 g

Das kleinste Atom, Kernladungszahl 1, ist das **Wasserstoffatom**. Es besitzt ein Proton im Kern und ein Elektron in der Hülle. Da das Proton rund 2000 Mal mehr Masse hat als das Elektron ist also nahezu die gesamte Atommasse im Atomkern – die Hülle ist fast leer (Abb. 3.3). Schwerere Atome haben mehrere Protonen und Neutronen im Kern. Da deren Atomkerne dann mehrfach positiv geladen sind befinden sich in den elektrisch neutralen Atomen dann ebenso viele Elektronen in der Atomhülle.

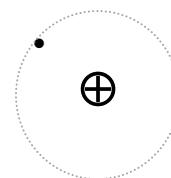


Abb. 3.3: Modell des H-Atoms: p⁺ im Kern, e⁻ in der Hülle (Eig. Abb.)

3.3 Hauptgruppen und Nebengruppen

Das Periodensystem in seiner Kurzform besteht aus **acht Hauptgruppen** von Elementen (s.o., Kap.3.2). Die 1., 2., 7. und 8. Hauptgruppe wurden als **Elementfamilien** in Kap. 2 vorgestellt, sie heißen Alkali- und Erdalkalimetalle, Halogene und Edelgase (s.o. S.31-40).

Kurzform des PSE **ohne** Nebengruppen, mit alter Hauptgruppenzählung:

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	1-7	Periode (= Anzahl der Schalen)
1	H							He	I-VIII	Hauptgruppenzahl (= Anzahl der Außenelektronen)
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne		Radioaktiv (Atomkerne instabil)
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar		Ordnungs- / Protonenzahl (H = 1, He = 2, Li = 3 usw.)
4	K	Ca*	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		
5	Rb	Sr*	In	Sn	Sb	Te	I	Xe		
6	Cs	Ba*	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn		
7	Fr	Ra*	OZ 113-118 (instabil)							

* Es folgen Nebengruppen/Übergangsmetalle (hinter den Elementen Ca, Sr, Ba, Ra)

Zusätzlich zu den Elementsymbolen werden oft die **Ordnungszahlen** der Elemente mit angegeben (z.B. vor dem Elementsymbol unten links) sowie die **Massezahlen** (relative Atommassen, vor dem Elementsymbol oben links):

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Alkalimetalle	Erdalkalimetalle	Erdmetalle	Kohlenstoff-Gruppe	Stickstoff-Gruppe	Chalkogene (Erzbildner)	Halogene (Salzbildner)	Edelgase
^{1,0} ₁ H							^{4,0} ₂ He
^{6,9} ₃ Li	^{9,0} ₄ Be	^{10,8} ₅ B	^{12,0} ₆ C	^{14,0} ₇ N	^{16,0} ₈ O	^{19,0} ₉ F	^{20,2} ₁₀ Ne
^{23,0} ₁₁ Na	^{24,3} ₁₂ Mg	^{27,0} ₁₃ Al	^{28,1} ₁₄ Si	^{31,0} ₁₅ P	^{32,1} ₁₆ S	^{35,5} ₁₇ Cl	^{39,9} ₁₈ Ar
^{39,1} ₁₉ K	^{40,1} ₂₀ Ca	^{69,7} ₃₁ Ga	^{72,6} ₃₂ Ge	^{74,9} ₃₃ As	^{79,0} ₃₄ Se	^{79,9} ₃₅ Br	^{83,8} ₃₆ Kr
^{85,5} ₃₇ Rb	^{87,6} ₃₈ Sr	^{114,8} ₄₉ In	^{118,7} ₅₀ Sn	^{121,8} ₅₁ Sb	^{127,6} ₅₂ Te	^{126,9} ₅₃ I	^{131,3} ₅₄ Xe
^{132,9} ₅₅ Cs	^{137,3} ₅₆ Ba	^{204,4} ₈₁ Tl	^{207,2} ₈₂ Pb	^{209,0} ₈₃ Bi	^{210,0} ₈₄ Po*	^{210,0} ₈₅ At*	^{222,0} ₈₆ Rn*
^{223,0} ₈₇ Fr*	²²⁶ ₈₈ Ra*	(weitere radioaktive Elemente, instabil)					

An der hier mit ↑ Strich markierten Stelle stehen die **Nebengruppen-Elemente** (40 Elemente); die Edelgase wurden **rot**, die Metalle **blau** und die Nichtmetalle **braun** markiert. Auf der Linie zwischen den Elementen Bor B und Astat At sind **Halbmetalle**, Elemente mit * sind radioaktiv (instabile Atome).

Neben den Hauptgruppen gibt es jedoch zehn weitere Gruppen von Elementen: Jeweils zehn metallische Elemente folgen auf die Erdalkalimetalle ab Ordnungszahl 20 (Kalzium Ca, Strontium Sr, Barium Ba und Radium Ra), ohne jedoch wie z.B. Aluminium Al zur dritten Hauptgruppe zu gehören. Sie werden als **Nebengruppen-Elemente** oder auch **Übergangsmetalle** bezeichnet. Auffällig bei diesen Elementen ist, dass sie oft recht farbige Salze bilden („**Buntmetalle**“) und dass die Ionenladungen in ihren Verbindungen unterschiedlich sein können. Hierzu gehört z.B. das Metall Kupfer, das mit einem Element wie Schwefel deshalb auch mehrere Verbindungen bilden kann (Kupfer(I)-sulfid Cu₂S und Kupfer(II)-sulfid CuS, vgl. Anfang von Kap. 1.3 auf S.19).

Diese Nebengruppen-Elemente sind:

III	IV	V	VI	VII	VIIIa	VIIIb	VIIIc	I	II
^{44,9} ₂₁ Sc	^{47,9} ₂₂ Ti	^{50,9} ₂₃ V	^{52,0} ₂₄ Cr	^{54,9} ₂₅ Mn	^{55,8} ₂₆ Fe	^{58,9} ₂₇ Co	^{58,7} ₂₈ Ni	^{63,5} ₂₉ Cu	^{65,4} ₃₀ Zn
^{88,9} ₃₉ Y	⁹¹ ₄₀ Zr	⁹³ ₄₁ Nb	⁹⁶ ₄₂ Mo	⁹⁷ ₄₃ Tc*	¹⁰¹ ₄₄ Ru	¹⁰³ ₄₅ Rh	^{106,4} ₄₆ Pd	¹⁰⁸ ₄₇ Ag	¹¹² ₄₈ Cd
¹³⁹ ₅₇ La	¹⁷⁸ ₇₂ Hf	¹⁸¹ ₇₃ Ta	¹⁸⁴ ₇₄ W	¹⁸⁶ ₇₅ Re	¹⁹⁰ ₇₆ Os	¹⁹² ₇₇ Ir	¹⁹⁵ ₇₈ Pt	¹⁹⁷ ₇₉ Au	²⁰¹ ₈₀ Hg
²²⁷ ₈₉ Ac*	²⁶¹ ₁₀₄ Rf*	²⁶² ₁₀₅ Db*	²⁶³ ₁₀₆ Sg*	²⁶² ₁₀₇ Bh*	²⁶⁵ ₁₀₈ Hs*	²⁶⁶ ₁₀₉ Mt*	²⁷⁰ ₁₁₀ Uun*	²⁷² ₁₁₁ Uuu*	²⁷⁷ ₁₁₂ Uub*

(Hier ↑ stehen weitere Elemente)

Zu den wichtigen Nebengruppenelementen gehören die Metalle Eisen Fe, Nickel Ni, Kupfer Cu, Silber Ag, Gold Au sowie Chrom Cr und Mangan Mn. Mit diesen zehn Nebengruppen I bis VII und VIIIabc enthält das Periodensystem in seiner Langform also **18 Gruppen** von Elementen. Unter Einbeziehung der zehn Nebengruppen stehen die Halogene z.B. also in der 17. Gruppe, die Edelgase in der 18. Gruppe. Deren Angabe wird üblicherweise in römischen Ziffern, also Gruppe XVII und XVIII vorgenommen, wie die oberste Zeile in der Abb. auf der folgenden Seite oben zeigt:

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	IX	X	XI	XII	XIII	XIV	XV	XVI	XVII	XVIII
	I	II	Nebengruppenelemente (Gruppen: IIIA bis IIA)										III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac*	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	112	OZ 113-118 (instabil)					

* hier stehen jeweils nochmals 14 weitere Elemente, die Lanthanoide/Actinoide (Seltene Erden)

Die Nebengruppen hinter den Erdalkali-Elementen Kalzium Ca, Strontium Sr, Barium Ba und Radium Ra können in einer 3-D-Version des PSE wie Schlaufen dargestellt werden. Und auch hinter den beiden Elementen Lanthan La und Actinium Ac gibt es nochmals Untergruppen, die Lanthanoide („Seltene Erden“) und Actinoide (radioaktive Elemente), hier als zusätzliche Schlaufen dargestellt:

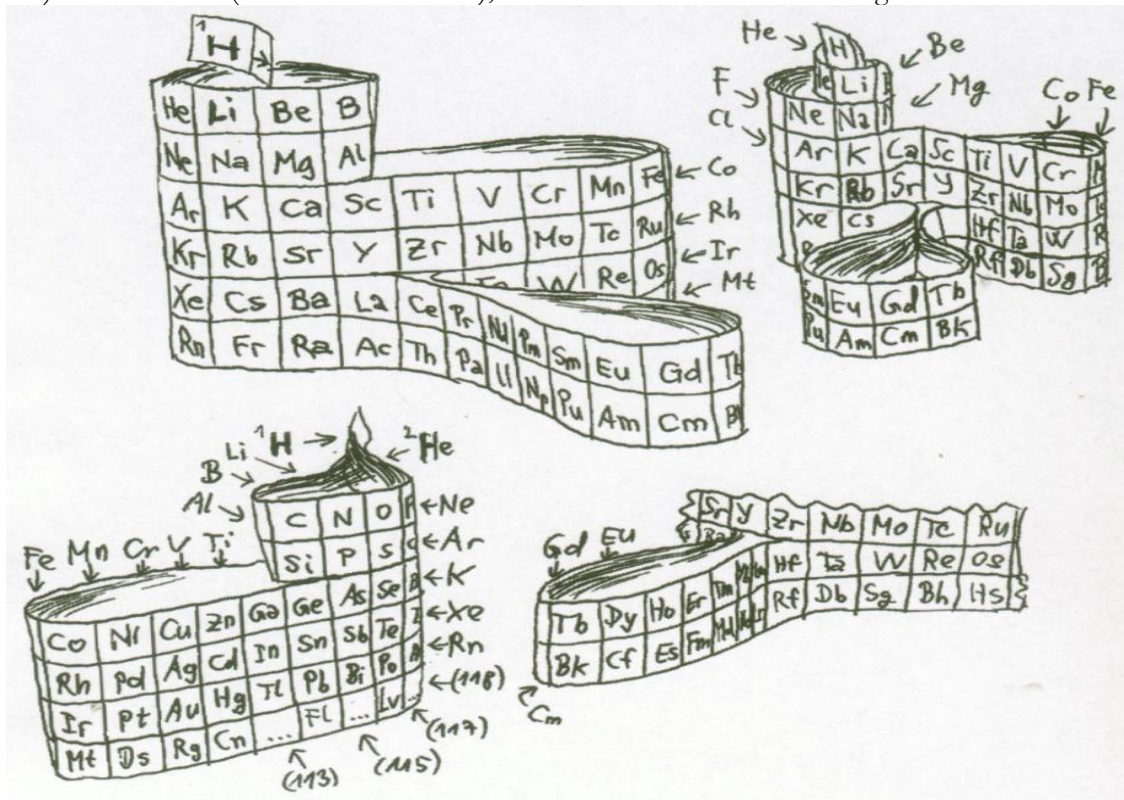


Abb. 3.4: 3-D-Darstellung des Periodensystems mit Nebengruppen (Nach G. Gamow, eig. Skizze)

Zusammenfassend kann man sagen:

Das Periodensystem teilt sich in **Perioden** und **Haupt- und Nebengruppen** auf. Elemente mit ähnlichen Eigenschaften (Elementfamilien) stehen dabei oft übereinander. Die **Nichtmetalle** stehen rechts oberhalb einer Linie vom Bor B zum Astat At (sowie Wasserstoff H oben links):

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mb	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Alkalimetalle		Erdalkalimetalle		Nebengruppenelemente			Metalle			Halbmetalle		Nichtmetalle		Halogene		Edelgase	

Für Fortgeschrittene:

Zusatzinfos zum Periodensystem

Das Periodensystem wird zusätzlich zu den Elementsymbolen und Ordnungszahlen oft um Daten erweitert, die gebraucht werden. Sie zeigen auch an, wie sich die Stoffeigenschaften der Elemente in den jeweiligen Perioden, Haupt- und Nebengruppen periodisch verändern. Das können z.B. Schmelz- und Siedetemperaturen oder Dichteangaben sein, aber auch folgende fünf Angaben:

Die **relative Atommasse RAM** (sozusagen das Atomgewicht; diese Massezahl ist in der Regel eine Zahl mit Nachkommastellen und stellt den Durchschnittswert dar, der sich aus der natürlichen Mischung der Atomsorten eines Elementes ergibt. Alle Atome eines Elementes haben zwar gleiche Kernladungszahlen, also Ordnungszahlen, aber die Atome können trotzdem unterschiedliche Atommassen aufweisen, weil die Atome durch unterschiedliche Anzahl von Neutronen im Atomkern auch unterschiedlich schwer sind. Solche Atome nennt man Isotope, sie werden im folgenden Kapitel 43 erklärt.

Der **saure oder basische Charakter der Oxide** eines Elementes ist eine Eigenschaft, die die Wirkung auf Wasser und wässrige Lösungen betrifft. Alkalimetalle, Erdalkalimetalle und deren Oxide reagieren mit Wasser zu **Laugen** (Vgl. Kap. 2.1) – ebenso die Oxide einiger unedler Metalle. Diese Lösungen werden als „alkalisch“ oder „basisch“ bezeichnet. Die Nichtmetalloxide (wie z.B. Kohlendioxid CO_2) reagieren mit Wasser zu **Säuren** (wie z.B. Kohlensäure) – es handelt sich also um saure Oxide. Saurer und basischer Charakter sind zwei Gegensätze. Oxide, die gleichzeitig einen basischen und einen sauren Charakter haben, bezeichnet man als „amphoter“.

Die **Oxidationszahl** ist die rechnerische, gedachte Ladungszahl eines Ions. Das Metall Kupfer kann z.B. mit einem Element wie Schwefel mehrere Verbindungen bilden (Kupfer(I)-sulfid Cu_2S und Kupfer(II)-sulfid CuS , vgl. Anfang von Kap. 1.3 auf S.19). Das liegt daran, dass das Kupferatom eine oder auch zwei positive Ladungen annehmen kann (Cu^+ - und Cu^{2+} -Ionen), die dann zusammen mit den negativ geladenen Schwefelatom (Sulfid- oder S^{2-} -Ionen) die beiden Kupfersulfide bilden (Näheres zu Ionen vgl. Kap. 4 zu Atombau).

Die **Elektronegativität EN** ist ein Maß für die Kraft, mit der ein Atom in einer Verbindung die Elektronen anziehen kann, mit denen die jeweiligen Atome eine Verbindung zueinander bilden. Alkalimetalle stellen diese Elektronen dem Bindungspartner gerne zur Verfügung – ihre Elektronegativität ist daher gering. Sauerstoff- und Halogenatome ziehen die Elektronen der Bindungspartner stark zu sich herüber – ihre EN ist daher hoch (Das Maximum liegt bei Fluor, der Wert hier ist $\text{ENM} = 4,0$, vgl. S.52).

Die **Größe der Atome** (genannt „kovalente Atomradien, Angabe in Pikometern; $1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$, das ist ein Milliardstel Millimeter 10^{-9} mm); auch diese Eigenschaft ändert sich periodisch, hängt also von der Stellung des Elementes im PSE ab:

H																	He
Li	Be									B	C	N	O	F	Ne		
Na	Mg									Al	Si	P	S	Cl	Ar		
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra		Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
		La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
		Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	

Abb. 3.5 (Bildquelle: Von Johannes Schneider - Eigenes Werk, CC BY-SA 4.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=41433444>)

Die folgende Doppelseite zeigt zwei um solche Daten erweiterte Periodensysteme:

(Bildquelle: aus: M. Wächter: Tabellenbuch der Chemie, Daten zur Analytik, Laborpraxis und Theorie, wiley-VCH Verlag Weinheim (Januar 2012), ISBN-13: 978-3-527-32960-1, das PSE auf der Folgeseite: Abb. gemeinfrei, wikimedia commons/wikipedia)

49

[illegible]

57	La	58	Ce	59	Pr	60	Nd	61	Pm	62	Sm	63	Eu	64	Gd	65	Tb	66	Dy	67	Ho	68	Er	69	Tm	70	Yb	71	Lu		
Lanthan		Cer		Praseodym		Neodym		Promethium		Samarium		Europium		Gadolinium		Terbium		Dysprosium		Holmium		Erbium		Thulium		Ytterbium		Lutetium			
138.91	140.12	140.91	144.24	144.24	146.90	146.90	158.93	158.93	158.93	158.93	158.93	158.93	158.93	157.25	157.25	158.93	162.50	162.50	162.50	164.93	167.26	167.26	168.93	168.93	173.05	173.05	174.97				
28/18/18/12/2/1	28/18/19/12/2/1	28/18/18/12/2/1	28/18/18/12/2/1	28/18/18/12/2/1	28/18/18/12/2/1	28/18/18/12/2/1	28/18/18/12/2/1	28/18/18/12/2/1	28/18/23/8/2	28/18/24/8/2	28/18/25/8/2	28/18/25/8/2	28/18/27/8/2	28/18/27/8/2	28/18/27/8/2	28/18/27/8/2	28/18/27/8/2	28/18/28/8/2	28/18/28/8/2	28/18/29/8/2	28/18/30/8/2	28/18/30/8/2	28/18/31/8/2	28/18/31/8/2	28/18/32/8/2	28/18/32/8/2	28/18/32/8/2	28/18/32/8/2			
9/2	11	9/2	11	9/2	11	9/2	11	9/2	11	9/2	11	9/2	11	9/2	11	9/2	11	9/2	11	9/2	11	9/2	11	9/2	11	9/2	11	9/2	11		
89	Ac	90	Th	91	Pa	92	U	93	Np	94	Pu	95	Am	96	Cm	97	Bk	98	Cf	99	Es	100	Fm	101	Md	102	No	103	Lr		
Actinium		Thorium		Protactinium		Uranium		Neptunium		Plutonium		Americium		Curium		Berkelium		Californium		Einsteinium		Fermium		Mendelevium		Nobelium		Lawrencium			
227.03	232.04	231.04	238.03	237.05	244.10	244.10	244.10	244.10	244.10	244.10	244.10	243.10	243.10	247.10	247.10	247.10	247.10	251.10	251.10	251.10	254.10	257.10	257.10	259.10	259.10	262.10	262.10	262.10	262.10		
28/18/32/1	28/18/32/1	28/18/32/1	28/18/32/1	28/18/32/1	28/18/32/1	28/18/32/1	28/18/32/1	28/18/32/1	28/18/32/1	28/18/32/1	28/18/32/1	28/18/32/1	28/18/32/1	28/18/32/1	28/18/32/1	28/18/32/1	28/18/32/1	28/18/32/1	28/18/32/1	28/18/32/1	28/18/32/1	28/18/32/1	28/18/32/1	28/18/32/1	28/18/32/1	28/18/32/1	28/18/32/1	28/18/32/1	28/18/32/1		
139/12	11	18/10/2	13	20/12	15	21/12	14	22/12	13	24/12	13	25/12	13	26/12	13	27/12	13	28/12	13	29/12	13	30/12	13	31/12	13	32/12	13	32/12	13	32/12	13

Dier auf dem Periodensystem S. 50 angegebene „Elektronenkonfiguration“ gibt an, wie die Elektronen der Atome in der Atomhülle verteilt sind (Näheres hierzu in Kap.4). Diese Verteilung entscheidet auch darüber, welche **Ionenladungen** und **Oxidationszahlen** in den Verbindungen möglich sind, die die Elemente bzw. ihre Atome bilden. Allgemein gilt: Alle Atome in der ersten Spalte (Alkalimetalle) können Ionen mit einer Ladung von plus eins bilden. Die Erdalkalimetall-Atome bilden "Zwei-Plus"-Ionen usw. Nichtmetallatome hingegen nehmen negative Ladungen an, wenn sie sich mit Metallatomen verbinden. Ihre Ladungszahl errechnet sich zumeist aus der Hauptgruppenzahl abzüglich acht; ein Sauerstoffatom (Hauptgruppe VI) hat also in Oxiden eine Ladung von VI minus acht: $6 - 8 = -2$ (Mehr hierzu in Kap.4, hier jedoch schon einmal eine Übersichtstabelle vorab, denn auch bei den möglichen Ionenladungen und Oxidationszahlen gibt es periodische Änderungen der Eigenschaften):

Tabelle möglicher Ionenladungen / chemischer Wertigkeiten der Elemente

XX = wichtigste Wertigkeit/Oxidationszahl/Ionenladung, x = weniger häufige Wertigkeit/Oxidationszahl

OZ	Symbol	-4	-3	-2	-1	0	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7	+8	Hauptgruppe
1	H				x	X	XX								I
2	He					XX									0 / VIII
3	Li					X	XX								I
4	Be					X		XX							II
5	B		X			X			XX						III
6	C	XX	X	X	X	X	X	X	X	XX					IV
7	N		XX	X	X	X		X	XX	X	XX				V
8	O			XX		X									VI
9	F				XX	X									VII
10	Ne					XX									0 / VIII
11	Na					X	XX								I
12	Mg					X		XX							II
13	Al					X			XX						III
14	Si	XX				X				XX					IV
15	P		XX			X			XX		XX				V
16	S			XX		X				XX		XX			VI
17	Cl				XX	X	XX		XX		XX		XX		VII
18	Ar					XX									0 / VIII
19	K					X	XX								I
20	Ca					X		XX							II
21	Sc					X			XX						(Nebengruppe)
22	Ti					X		XX	X	XX					(Nebengruppe)
23	V					X		X	XX	X	XX				(Nebengruppe)
24	Cr					X		X	XX	X	X	XX			(Nebengruppe)
25	Mn					X		XX	X	XX	X	X	XX		(Nebengruppe)
26	Fe					X		XX	XX			X			(Nebengruppe)
27	Co					X		XX	XX	X					(Nebengruppe)
28	Ni					X		XX							(Nebengruppe)
29	Cu					X	X	XX							(Nebengruppe)
30	Zn					X		XX							(Nebengruppe)
31	Ga					X	X	X	XX						III
32	Ge	X				X		X		XX					IV
33	As		XX			X			XX		XX				V
34	Se			XX		X		X		XX		XX			VI
35	Br				XX	X	XX				XX				VII
36	Kr					XX									0 / VIII
37	Rb					X	XX								I
38	Sr					X		XX							II
39	Y					X			XX						(Nebengruppe)
40	Zr					X				XX					(Nebengruppe)
41	Nb					X		X	X	X	XX				(Nebengruppe)
42	Mo					X		X	X	X	X	XX			(Nebengruppe)
43	Tc					X		X	X	X	X	X	XX		(Nebengruppe)
44	Ru					X		X	X	XX	X	X	X	X	(Nebengruppe)
45	Rh					X			XX	XX					(Nebengruppe)
46	Pd					X		XX		X					(Nebengruppe)
47	Ag					X	XX								(Nebengruppe)
48	Cd					X		XX							(Nebengruppe)
49	In					X	X	X	XX						III

OZ	Symbol	-4	-3	-2	-1	0	+1	+2	+3	+4	+5+	+6	+7	+8	Gruppe
50	Sn	X				X		XX		XX					IV
51	Sb		XX			X			XX		XX				V
52	Te			XX		X		X		XX		XX			VI
53	I				XX	X	XX		X		XX		XX		VII
54	Xe					XX									0 / VIII
55	Cs					X	XX								I
56	Ba					X		XX							II
57	La					X			XX						
58	Ce					X			XX	XX					
59	Pr					X			XX	X					
60	Nd					X			XX	XX					
61	Pm					X			XX						
62	Sm					X		XX	XX						
63	Eu					X		XX	XX						
64	Gd					X			XX						
65	Tb					X			XX	XX					
66	Dy					X			XX						
67	Ho					X			XX						
68	Er					X			XX						
69	Tm					X			XX						
70	Yb					X		XX	XX						
71	Lu					X			XX						
72	Hf					X				XX					
73	Ta					X		X	X	X	XX				
74	W					X		X	X	X	X	XX			
75	Re					X			X	XX	X	X	XX		
76	Os					X		X	X	X		XX		XX	
77	Ir					X		X	XX	XX		X			
78	Pt					X		XX		XX		X			
79	Au					X	XX		XX						
80	Hg					X	XX	XX							
81	Tl					X	XX		XX						III
82	Pb					X		XX		XX					IV
83	Bi		X			X			XX		X				V
84	Po			X		X		XX		XX					VI
85	At				X	X					XX		X		VII
86	Rn					XX									0 / VIII
87	Fr					X	XX								I
88	Ra					X		XX							II
89	Ac					X			XX						
90	Th					X				XX					
91	Pa					X					XX				
92	U					X			XX	XX		XX			

Zusatzinfo:

Zu der Größe **Elektronegativität** (EN, siehe S. 48) gibt es die Faustregel, dass die EN der Hauptgruppen-Elemente im PSE von links nach rechts und von unten nach oben zunimmt (Abb. 3.7):

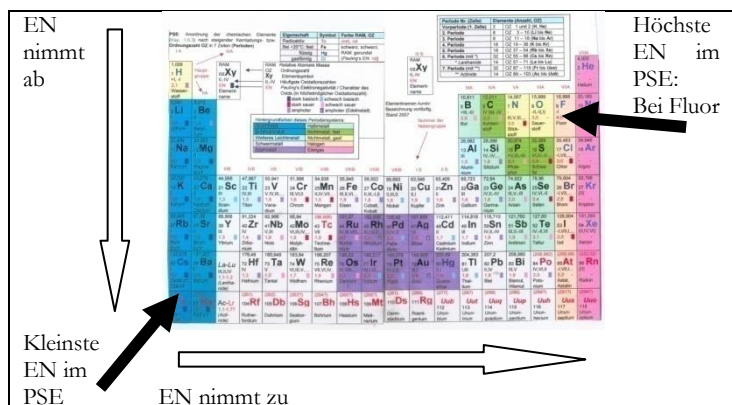


Abb. 3.7: Zunahme der Elektronegativität EN der Elemente im PSE von links nach rechts und von unten nach oben (zu S. 48, Größe „Elektronegativität“) (eig. Abb.)

3.4 Lernzusammenfassung „Periodensystem“ (Elemente und ihre Ordnung)

Elemente und ihre Ordnung:

- physikalische und chemische Eigenschaften von Elementen der Elementfamilien: Alkalimetalle, Halogene, Edelgase
 - Periodensystem der Elemente
 - differenzierte Atommodelle
 - Atombau: Elektronen, Neutronen, Protonen, Elektronenkonfiguration
- Chemische Elemente und ihrer Verbindungen kommen in Alltag und Umwelt vor und werden entsprechend ihren Eigenschaften genutzt (z.B. Sauerstoff, Kohlenstoff und Edelmetalle sowie Verbindungen wie Wasser, Kohlendioxid, Kochsalz und Metalloxide). Wegen der begrenzten Verfügbarkeit einiger chemischer Elemente bzw. ihrer Verbindungen sollte man daher ein ressourcenschonendes Konsumverhalten einüben.
 - Chemische Elemente kann man anhand ihrer Eigenschaften bestimmten Stoffgruppen, den Elementfamilien zuordnen.
 - Aus dem Periodensystem der Elemente kann man wichtige Informationen zum Atombau der Hauptgruppenelemente ableiten (z.B. die Elektronenkonfiguration und die Atommasse). Die Eigenschaften von Alkalimetallen, Halogenen und Edelgasen kann man daher mit Hilfe ihrer Stellung im Periodensystem begründet vorhersagen.
 - Auf der Grundlage von Experimenten, Beobachtungen und Schlussfolgerungen z.B. aus dem Rutherford'schen Streuversuch und der Flammfärbung und Spektralanalyse kann man ein differenzierteres Kern-Hülle-Modell des Atoms beschreiben (verschiedene Kern-Hülle-Modelle, siehe Kap.4).

3.5 Wiederholungsfragen und Aufgaben zum Thema Elemente und ihre Ordnung

1) Erkläre folgende Fachbegriffe in je einem Satz: Elementfamilie, Relative Atommasse RAM, Periode (Periodizität der Eigenschaften), Periodensystem, Hauptgruppe, Nebengruppe, Ordnungszahl, Kernladungszahl, Elektronegativität EN, Oxidationszahl

2.) Gib an, aus welchen drei Elementarteilchen Atome aufgebaut an. Beschreibe auch, wo sie sich im Atom befinden (Kern/Hülle-Modell) und welche Teilchen davon Ladungen oder Masse tragen.

3.6 Lösungen zu den Aufgaben zum Thema Elemente und ihre Ordnung

Die Definitionen und die Lösungen zu den Lückentexten finden sich bei den Lernzusammenfassungen auf folgenden Seiten:

- 1) Fachbegriffe: Elementfamilie S.40, RAM S.44, Periodizität/Periode S. 44+45, Hauptgruppe 45, Elementarteilchen S.45, Nebengruppe S. 46/47, saurer und basischer Charakter von Oxiden S. 48, Elektronegativität S.48, Oxidationszahl (rechnerische/gedachte Iodenladung) S.48
- 2) Siehe Tabelle S. 45

Kapitel 4: Atombau

4.1 Daltons Vorstellung vom Atom

John Dalton stellte das erste wissenschaftlich begründete Atommodell auf, es sagte:

1. Jeder Stoff besteht aus kleinsten, nicht weiter teilbaren kugelförmigen Teilchen, den Atomen.
2. Alle Atome eines bestimmten Elements haben das gleiche Volumen und die gleiche Masse. Die Atome unterschiedlicher Elemente unterscheiden sich in ihrem Volumen und in ihrer Masse.
3. Atome sind unzerstörbar. Sie können durch chemische Reaktionen weder vernichtet noch erzeugt werden.
4. Bei chemischen Reaktionen werden die Atome der Ausgangsstoffe nur neu angeordnet und in bestimmten Anzahlverhältnissen miteinander verbunden.

Er konnte auch eine Tabelle mit relativen Atomgewichten solcher Teilchen aufstellen. Wie er auf diese Werte kam blieb unklar. Auch die kleinsten Teilchen von Wasser, Alkohol, Kohlenmonoxid galten für Dalton noch als kleinste (atomare), unteilbare Teilchen, denn anders als Avogadro konnte Dalton noch nicht zwischen Molekül und Atom unterscheiden.

4.2 Rutherfords Atommodell: Isotope

Ernest Rutherford gewann durch seinen „Streuversuch“ neue Vorstellungen und Erkenntnisse vom Aufbau der Atome. Er unterschied bei Atomen zwischen **Hülle** und **Atomkern**, wie in Kap. 1.5 (S.26) erklärt. Er erweiterte das vorherige Atommodell von *Thomson*, das noch von einer gleichmäßigen Masseverteilung ausgegangen war. 1917 konnte *Rutherford* erstmals experimentell nachweisen, dass ein Atomkern durch Bestrahlung mit **Alphateilchen** (das sind Heliumatomkerne aus radioaktiver Strahlung) in einen anderen umgewandelt werden kann (in seinem Falle Stickstoff- in Sauerstoff-Atomkerne). Bei diesen Experimenten entdeckte er das **Proton** – das Elementarteilchen im Atomkern. Unter seiner Anleitung „zertrümmerten“ zwei seiner Kollegen einen Atomkern mit künstlich beschleunigten Teilchen, so dass sich ein mit Protonen beschossenes Lithiumatom dabei umwandelte in zwei Heliumatomkerne (Alphateilchen). Rutherford vermutete auf Grund solcher Versuche und durch Vergleiche von Atommassen, es müsse im Atomkern eine weitere Art von Atomkernen geben, elektrisch neutral und ähnlich massereich wie ein Proton. Erst viele Jahre später konnte dessen Existenz nachgewiesen werden (1932 von *James Chadwick*). Es wurde **Neutron** genannt.

Neutronen sind der Grund dafür, dass es manchmal Atome mit gleicher Protonenzahl im Kern gibt (Kernladungs- oder Ordnungszahl), aber unterschiedlicher Atommasse. Atome gleicher Ordnungszahl mit unterschiedlicher Masse werden **Isotope** genannt. So gibt es z.B. Wasserstoffisotope (normalen, schweren und überschweren Wasserstoff) mit gleicher Anzahl von Protonen p^+ aber unterschiedlicher Anzahl von Neutronen n im Atomkern (vgl. Abb. 3.2 und folgende Tabelle):

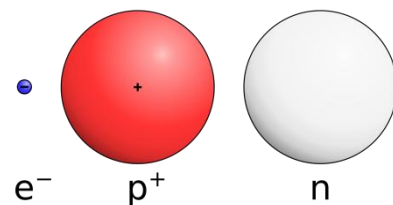


Abb. 4.1: Massenvergleich von Elektron (links), Proton (Mitte), Neutron (rechts), wenn alle Objekte Kugeln gleicher Dichte wären. Trotz ihres enormen Größenunterschieds (ca. 2000 Mal) haben sowohl Elektron als auch Proton die gleiche Ladung (mit entgegengesetzten Zeichen). Dies wird durch die gleiche Textgröße für beide Gebühren angezeigt. (Bildquelle: Von MikeRun, CC BY-SA 4.0 <<https://creativecommons.org/licenses/by-sa/4.0/>>, via Wikimedia Commons)

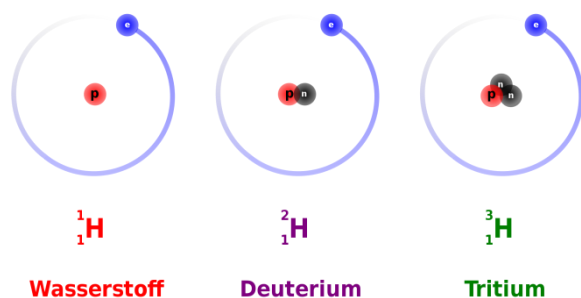


Abb. 3.2: Die drei Wasserstoffisotope (Bildquelle: Von Dirk Hünninger - Eigenes Werk, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=1110640>)

Symbol	Bezeichnung	p ⁺	n	Erklärung zum Atombau des Wasserstoffisotop
¹ H	Leichter Wasserstoff, Protium	1	0	Das einfachste Wasserstoff-Isotop ¹ H besitzt ein Proton im Kern und wird daher gelegentlich Protium genannt. Es hat mit einer relativen Häufigkeit von 99,98 % den weitaus größten Anteil am irdisch vorkommenden Wasserstoff. Es ist stabil.
² H, D	Schwerer Wasserstoff, Deuterium	1	1	Das Isotop ² H hat neben dem Proton ein Neutron im Kern. Es macht 0,015 % aller Wasserstoffatome aus. Deuterium ist ebenfalls stabil.
³ H, T	Überschwerer Wasserstoff, Tritium	1	2	Tritium ist das dritte natürlich vorkommende Isotop des Wasserstoffs. Es ist sehr, sehr selten. Tritium besitzt zwei Neutronen und wird mit ³ H oder T gekennzeichnet. Tritium ist radioaktiv, d.h. die Atome zerfallen unter Aussendung von Strahlung (Betastrahlung, Elektronen) in Helium(3)-Atomkerne ³ He.

Normaler Wasserstoff bildet beim Verbrennen Wasserdampf (Formel: H₂O, Dichte um 1 g/mL, Schmelzpunkt 0°C, Siedetemperatur 100°C). Ersetzt man beim Wasser den Wasserstoff durch Deuterium, so erhält man schweres Wasser (Deuteriumoxid, D₂O). Es sieht aus wie ganz normales Wasser, aber die Dichte von D₂O beträgt 1,1047 g·cm⁻³ (bei 25 °C), der Schmelzpunkt liegt bei 3,8 °C und der Siedepunkt bei 101,4 °C.

Im Inneren der Sonne und von Fixsternen werden Wasserstoff-Atomkerne zu Heliumatomkernen verschmolzen, ebenso wie bei der Explosion von Wasserstoffbomben oder z.B. in experimentellen Wasserstoff-Fusionsreaktoren (Abb. 3.4). Durch solche **Kernverschmelzungen** (Fusionsreaktionen) werden im Universum aus Wasserstoff und Helium alle schwereren Elemente erzeugt.

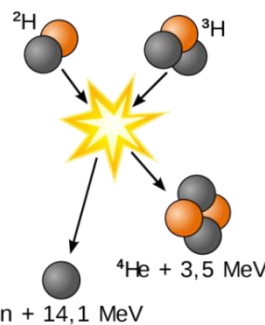


Abb. 3.4: Darstellung der Verschmelzung von Deuterium- und Tritium-Atomkernen zu einem Heliumatom, einem Neutron und viel Energie (Atomkernfusion, Abb. gemeinfrei), rechts der Fusionsreaktor im Kurtschatov-Zentrum Moskau (Abb. gemeinfrei)

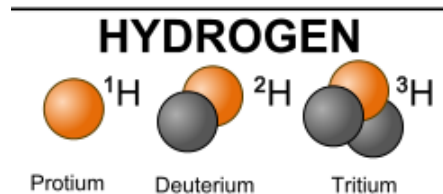
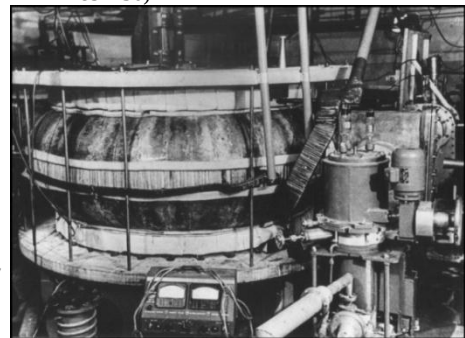


Abb. 3.3: Die Atomkerne der drei Wasserstoffisotope (Bildquelle: By User:Anynobody - File:Castlebravodiagram.svg, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=74851736>)



4.3 Ein Lesetext: Wie der Einblick in den Aufbau der Atomhülle entdeckt wurde

Der folgende Einschub erzählt die Entdeckungsgeschichte davon, wie die Forscher etwas über den Aufbau der Atomhülle erfahren konnten (Zitiert aus: M. Wächter: **Kleine Entdeckungsgeschichte(n) der Chemie im Kontext von Zeitgeschichte und Naturwissenschaften**, Verlag Königshausen und Neumann, Herbst 2018, ISBN: 978-3-8260-6510-1):

Bunsen und Kirchhoff – Einblicke in flammfärbende Atome

Jeder Schüler, der Chemieunterricht hatte, kennt den *Bunsenbrenner*. Sein Konstrukteur war *Robert Wilhelm Eberhard Bunsen* (1811-1899), der auch das Zink-Kohle- oder *Bunsen-Element* und das *Bunsen-Fotometer* erfand.

Der junge *Bunsen* reiste zunächst von 1832 bis 1833 mit einem Stipendium der Landesregierung durch das westliche Europa. Er ... machte ... in Göttingen Experimente zur Löslichkeit der Salzen der Arsensäure. Dabei entdeckte er, dass Rost (Eisenoxidhydrat) ein gutes Mittel gegen Arsenvergiftungen ist ... 1839 ging es nach Kassel, wo er eine Zink-Kohle-Batterie entwickelte.

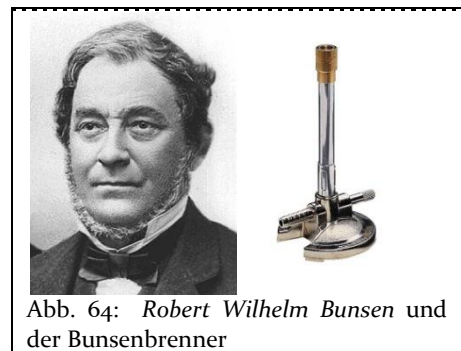


Abb. 64: Robert Wilhelm Bunsen und der Bunsenbrenner

Sein „Bunsenelement“ war preisgünstig und vielseitig verwendbar, und als 1845 der isländische Vulkan Hekla ausbrach, sollte er auf Geheiß der dänischen Regierung auch hier die Gase analysieren. Sein Cousin, der Leibarzt des Kurfürsten in Kassel, konnte den Kurprinz Friedrich Wilhelm überzeugen, *Bunsen* sechs Monate Urlaub zu gewähren, und so konnte er in den folgenden sechs Jahren eine Analyse der mitgebrachten Gas- und Gesteinsproben vornehmen.

1850 lernte er in Breslau *Gustav Robert Kirchhoff* (1824-1887) kennen und erhielt 1852 ein neues Laboratorium und eine Dienstwohnung. Mittels Elektrolyse von Salzschnitzeln gewannen die beiden Chemiker zahlreiche Metalle wie Chrom, Magnesium, Mangan, Aluminium, Barium, Calcium und Lithium und erforschten mit *Henry Roscoe* von 1852 an die Chlorknallgasreaktion, die durch Licht gezündet werden konnte. *Bunsen* brach jedoch 1859 die Zusammenarbeit mit *Roscoe* ab, um zusammen mit *Kirchhoff* an der Spektralanalyse zu arbeiten. Sie hatten entdeckt, dass bei der Erhitzung chemischer Substanzen in Flammen farbige Flammfärbungen auftraten. *Bunsen* nutzte einen von *Faraday* erdachten Gasbrenner, den er sich umfunktionierte und perfektionierte hatte. Die auftretenden Flammfärbungen konnten über einen Holzkasten in charakteristische Spektrallinien zerlegt werden. Der Holzkasten enthielt ein Prisma mit zwei Linsen und einem Okular. Sie nannten ihn Spektroskop. Sein Prisma zerlegte das Tageslicht in eine Art Regenbogen, das Spektrum. Eine Kerzenflamme brachte keine guten Ergebnisse, aber wenn man eine Salzprobe in eine Bunsenbrenner-Flamme hielt, so zeigte das Spektroskop für jedes Element ganz charakteristische Farblinien an bestimmten Stellen des Spektrums. Über diese Emissionsspektren konnten Alkali- und Erdalkalisalze sowie Indium und Thallium identifiziert werden. Der Nachweis von Elementen – auch in aller kleinsten Spuren – in einer Substanzprobe war von nun an leicht möglich. *Bunsen* und *Kirchhoff* konnten mit ihrer Analysemethode 1860/61 im Mineralwasser der neu erschlossenen Maxquelle bei Dürkheim sogar zwei neue chemische Elemente finden. Sie nannten sie nach ihrer Flammfärbung Rubidium (von lat. *rubidus*, rot) und Cäsium (von lat. *caesius*, blau). Selbst die chemische Zusammensetzung fernster Sterne konnte durch Arbeiten von *Kirchhoff* aufgrund von Absorptionsspektren bestimmt werden – die Untersuchung der *Fraunhofer*linien wurden eine der wesentlichen Grundlagen der modernen Astronomie.

Bunsen studierte auch die Lichtwirkung der zerlegten Strahlung auf chemische Reaktionen und auf das Pflanzenwachstum. ...

Die Spektralanalyse des Lichts der Sonne ermöglichte es, dort das Element Helium zu entdecken, noch bevor man es auf der Erde finden konnte. Selbst die Bestimmung der Radialgeschwindigkeit, der Magnetfeldstärken, der Temperaturen und Zusammensetzung von Fixsternen wurden zu gängigen Verfahren in der Astrospektroskopie. Mit Hilfe der „Spektrolapparate“ ließen sich die Sterne in Gruppen einteilen (in Blaue und Rote Riesen, in Rote, Gelbe, Weiße und Braune Zwerge). Zum Beispiel wurde es messbar, dass im Universum auf jeweils 1 Billion Wasserstoffatome etwa $10^{8,6}$ Kohlenstoffatome kommen, aber nur $10^{0,7}$ Gold- und $10^{0,3}$ Silberatome – und dass die Supernova SN 2006gy in der Galaxie NGC 1260 rund 150 Sonnenmassen besaß, wovon sie bei ihrer Explosion etwa zwanzig Sonnenmassen Nickel in das Universum geblasen hat.

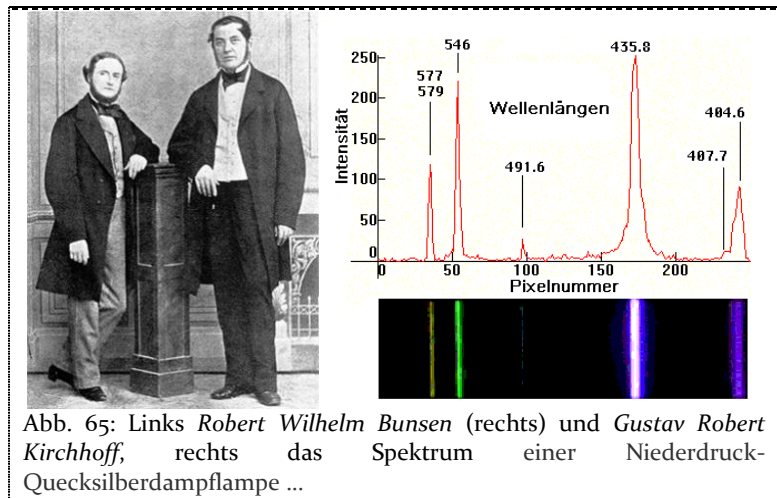


Abb. 65: Links Robert Wilhelm Bunsen (links) und Gustav Robert Kirchhoff, rechts das Spektrum einer Niederdruck-Quecksilberdampfampe ...



Abb. 66: Das Wintersternbild Orion; spektroskopische Messungen des Orionnebel unter den „Gürtelsternen“ zeigen, welche von den im Weltall verstreuten chemischen Elementen hier auftreten (Bildquellen dieses Auszuges aus o.g. Buch: wikipedia, gemeinfrei)

4.4 Bohrs Atommodell: Schalen in der Atomhülle

Über die Flammfärbung der Alkalimetalle lässt sich erkennen, welches Alkalimetall in dem in der Flamme gehaltenen Salz enthalten ist (vgl. Kap. 2.1). Das abgestrahlte Licht kann in Form von so genannten Spektrallinien sichtbar gemacht und untersucht werden („Spektralanalyse“). Die Spektrallinien können rechnerisch den **Energieniveaus** zugeordnet werden, die die Elektronen in der Atomhülle aufweisen. Demnach befinden sie sich, so besagt das Atommodell von *Bohr*, in bestimmten auf bestimmten **Schalen** um den Atomkern (Abb. 3.4). Vom Kern ausgehend benennt man sie als K-, L-, M-, N-Schale usw. (**Schalenmodell** der Atomhülle). Die Schalen werden aber auch als **Bahnen** bezeichnet und mit „Hauptquantenzahlen“ durchnummeriert (vom Kern ausgehend also mit $n = 1$ für die innerste Schale, dann $n = 2, 3, 4$ usw.). Diese Bahnen bzw. Schalen entsprechen den Perioden im Periodensystem. Jedes Mal wenn die Ordnungszahl zunimmt, dann wird auch die Anzahl der Elektronen in der Atomhülle um ein Elektron größer. Von einer bestimmten Anzahl an ist die jeweilige Schale voll (beim Edelgasatom, die volle Außenschale weist ein „Elektronenoktett“ auf, das Atom hat dann eine Elektronenanordnung in der Atomhülle, die man **Edelgaskonfiguration** nennt). Danach beginnt die jeweils neue Periode und die jeweils neue, äußerste Schale wird mit dem hinzukommenden Elektron aufgefüllt (beim Alkalimetallatom). Die Verteilung der Elektronen auf die Schalen der Atomhülle wird auch als **Elektronenkonfiguration** bezeichnet. Nach *Bohrs* Atommodell sieht sie etwa so aus:

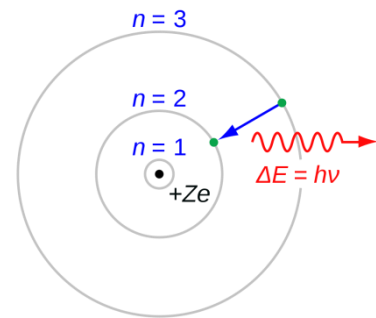


Abb. 3.4: Atom nach dem *Bohr*'schen Atommodell; das Atom weist hier drei Schalen auf, die Bahnen mit den Kennziffern 1, 2 und 3 („Hauptquantenzahlen“). Das auf $n = 3$ angehobene Elektron fällt gerade auf ein unteres Energieniveau zurück und gibt Energie in Form eines Lichtstrahls mit einer ganz bestimmten Wellenlänge ab (die so genannte Emissions- oder auch Spektrallinie) (Bildquelle: Von JabberWok, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=2639910>)

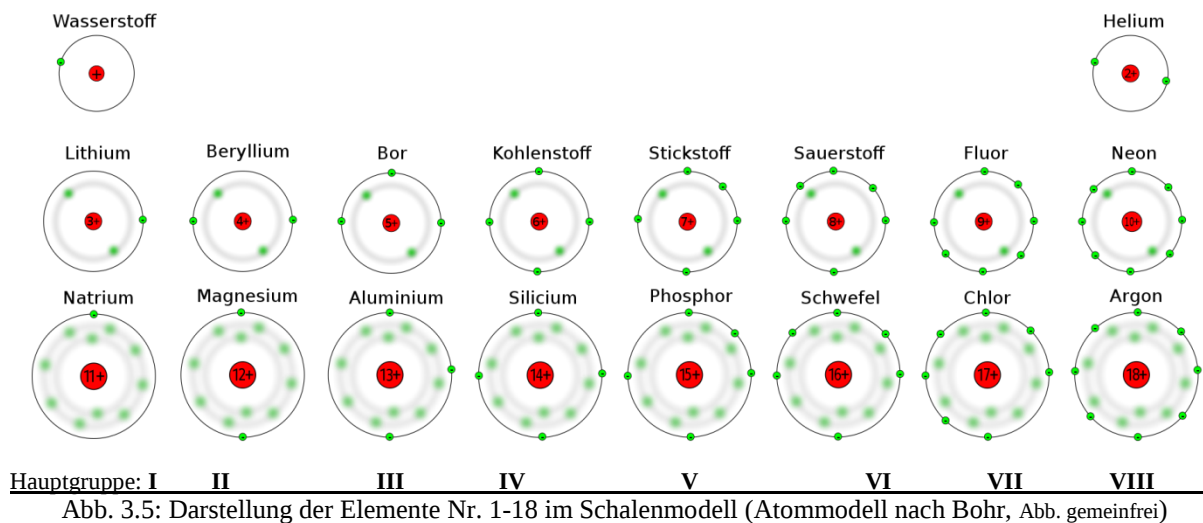


Abb. 3.5: Darstellung der Elemente Nr. 1-18 im Schalenmodell (Atommodell nach Bohr, Abb. gemeinfrei)

Die Anzahl der Schalen, die ein Atom aufweist, entspricht also der Nummer der Periode, in der es im PSE steht (der Zeile), und die **Anzahl der Elektronen in der äußersten Schale des Atoms** entspricht der **Hauptgruppennummer**, in der das Element im PSE steht. Das ist besonders wichtig, denn diese außen befindlichen Elektronen sind es, mit denen das Atom Bindungen mit anderen Atomen bilden kann. Sie bestimmen daher auch die **chemischen Eigenschaften** des jeweiligen Elementes und werden als **Valenzelektronen** bezeichnet.

Atome können elektrisch aufgeladen werden. Diese elektrisch geladenen Teilchen heißen **Ionen**. Metallatome neigen dazu, ihre Außenelektronen an Bindungspartner abzugeben. Da ihre **Elektronenzahl** dann kleiner ist als die **Kernladungszahl** (die Protonenzahl im Kern) sind sie dann positiv geladen. Nichtmetallatome nehmen diese Elektronen oft auf. Sie haben dann mehr Elektronen als Protonen und werden negativ aufgeladen.

Um ein Elektron aus der Außenschale eines Atoms zu schlagen ist Energie erforderlich. Weil das Atom dadurch zum Ion wird, nennt man diese Energie die **Ionisierungsenergie**. Besonders hoch ist sie, wenn die äußere Schale voll ist (vgl. Abb. 3.6). Die Edelgaskonfiguration ist also besonders stabil. Beim jeweils nachfolgenden Alkalimetall ist es dann jedoch sehr leicht, das äußere Elektron abzuspalten (niedrige Ionisierungsenergie) – der Hinweis darauf, dass die volle Außenschale der Edelgasatome energetisch besonders stabil ist. Sie weist dann acht Außenelektronen (Valenzelektronen) auf, das Heliumatom jedoch nur zwei.

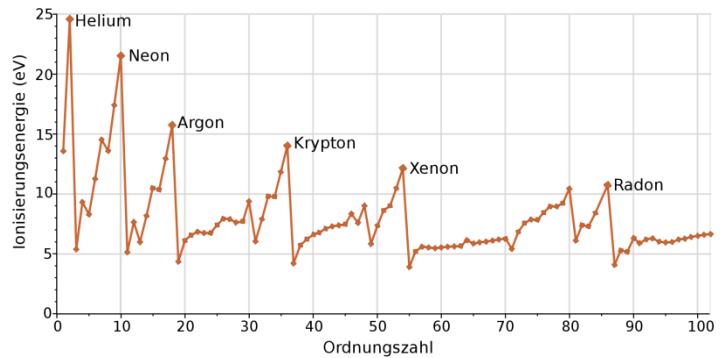


Abb. 3.6: Das Energie/Ordnungszahl-Diagramm zeigt, dass es beim jeweiligen Edelgasatom extrem viel Energie erfordert, um dem Elektron ein Außenelektron zu „entreißen“. (Abb. gemeinfrei)

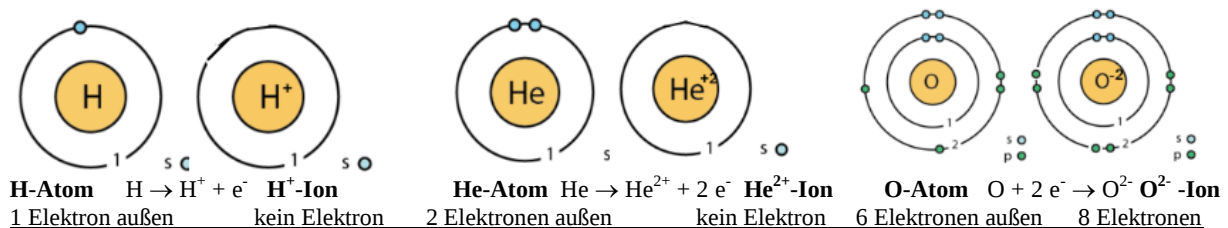
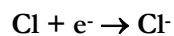


Abb. 3.7: Ionen entstehen aus Atomen dadurch, dass Außenelektronen abgegeben oder aufgenommen werden. Hier wird das am Beispiel von H-, He- und O-Atomen nach dem *Bohr*'schen Atommodell gezeigt: Die Teilchen werden zu H⁺-, He²⁺-, und zu O²⁻-Ionen. Das Oxid-Ion O²⁻ hat durch Aufnahme von 2 Elektronen nun eine mit 8 Valenzelektronen voll besetzte Außenschale, die Edelgaskonfiguration (Bildquelle: By Ahazard.sciencewriter - Category:Bohr model, CC BY-SA 4.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=74851432>)

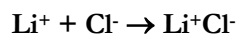
Hierzu ein Beispiel: Wenn das Alkalimetall Lithium Li mit Chlorgas Cl₂ reagiert, dann wird durch die Zündung das Chlormolekül in einzelne Chlorgasatome aufgeteilt ($\text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{Cl}$, durch Zufuhr von Aktivierungsenergie). Das Lithiumatom kann dann sein Außenelektron abgeben:



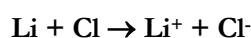
Das abgegebene Elektron e⁻ wird vom Chloratom aufgenommen (Abb. 3.8):



Es entstehen also zwei elektrisch geladene Atome: Das Li⁺-Ion und das Chloridion Cl⁻. Das Lithiumatom hat statt der drei nun nur noch zwei Elektronen – wie ein Heliumatom. Das Chloridion hat nun acht Außenelektronen – wie ein Neonatom. Die beiden Ionen ziehen sich auf Grund ihrer elektrisch gegensätzlichen Ladung nun elektrisch an, so dass ein Lithiumchlorid-Salzkristall entsteht:



Dabei wird viel Energie frei. Zusammengefasst verläuft der Vorgang der Elektronenübertragung vom Li-Atom auf das Cl-Atom also nach folgendem Schema:



Wenn der Vorgang als $2 \text{Li} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{LiCl}$ geschrieben wird, dann wird mitberücksichtigt, dass zuvor ein Chlormolekül Cl₂ in seine beiden Einzelatome Cl aufgespalten wurde (Schema $\text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{Cl}$) und dass deshalb auch zwei Lithiumatome Li erforderlich sind. Der Vorgang der Elektronenabgabe des Lithiumatoms läuft also zwei Mal an (Ionisierung: $\text{Li} \rightarrow \text{Li}^+ + \text{e}^-$) und es entstehen zwei LiCl-Verbindungen.

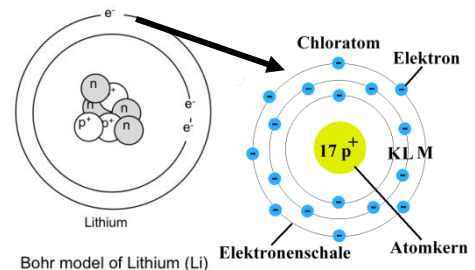


Abb. 3.8: Elektronenübergang nach dem *Bohr*'schen Atommodell: Ein Lithiumatom (links) gibt dem Chloratom (rechts) sein äußeres Elektron ab, so dass die Außenschale voll besetzt wird. Die entstandenen Teilchen haben nun beide volle Außenschalen (entsprechend dem He- und dem Ar-Atom), sind aber elektrisch geladen (Li⁺-Ion positiv, Chloridion Cl⁻ negativ), da die Anzahl der Elektronen im Atom nicht mehr der Anzahl der Protonen entspricht (Beide Abb. gemeinfrei/public domain)

4.5 Schrödingers Atommodell: Wellenmechanik

Das Schalenmodell des Atoms von Bohr passt nicht mit allen Erscheinungen überein. 1924 kam der Physiker *Louis de Broglie* daher auf die Idee, bisher unerklärliche, widersprüchliche Modelle von Wellenlängen und die seltsame Stückelung von Licht in „Stößen“ und „Paketen“, sozusagen in „Lichtatome“ (Quanten) zu vereinen: Licht sollte gleichzeitig Welle und Teilchen sein, ebenso die Elementarteilchen wie z.B. Elektronen. *De Broglie* nannte das mit bewegten atomaren Teilchen (wie den Elektronen) verbundene Wellenfeld „Materiewellen“, und sein Kollege *Erwin Schrödinger* entwickelte hieraus die so genannte **Wellenmechanik**. Auch Elektronen und Protonen sind physikalisch demnach wie Lichtteilchen „Welle“ und „Strahlung“, und bei bekannter Geschwindigkeit wurde die Wellenlänge eines Elektrons und seine Aufenthaltswahrscheinlichkeit im Atom berechenbar. So entstand ein neues, mathematisch kompliziertes Atommodell (oft auch nach *Schrödinger*, *Heisenberg* und anderen Forschern benannt), die Orbitaltheorien für Atom- und Molekülorbitale. Der wahrscheinliche Aufenthaltsraum des jeweiligen Elektrons wurde als Energieniveau bzw. **Orbital** eines Elektrons bezeichnet und über Wahrscheinlichkeitsberechnungen statistisch berechnet (nach *Bohr* seine „Bahn“ in einer „Schale“): Die „Elektronenkonfiguration“ des Atoms wird dadurch in Form von Quantenzahlen beschreibbar. Dieses **wellenmechanische Atommodell** beschreibt das Atom also durch **mathematische Funktionen**. Es wird im Chemieunterricht etwa ab Klasse 10 vorgestellt.

4.6 Lernzusammenfassung „Atommodelle von Rutherford und Bohr“ (Atombau)

Zusammenfassend kann man sagen:

- Nach **Rutherfords Atommodell** besitzen Atome einen **Atomkern** und eine **Atomhülle**. Im Atomkern befinden sich **Protonen p^+** (elektrisch positiv geladen) und **Neutronen n** (elektrisch neutral). Die Atomhülle ist fast leer und fast masselos. In ihr befinden sich negative elektrische Ladungen, die **Elektronen e^-** .
- Nach **Bohrs Atommodell** (dem **Schalenmodell** des Atoms) besteht die Atomhülle aus **Schalen**. Hierin befinden sich die Elektronen auf bestimmten **Bahnen**.
- Die **Atomhülle** unterteilt sich in **Schalen**. Die innerste, kernnächste und somit energieärmste Schale wird K-Schale genannt, die zweitinnerste ist die L-Schale, die dritte die M-Schale usw.
- Die Anzahl der Protonen im Kern entspricht der Elektronenanzahl in neutralen Atomen. Sie wird die **Ordnungszahl** genannt (**OZ**). Die Summe der Protonen und Neutronen im Kern, also seine Nukleonenzahl, entspricht der relativen Atommasse (**RAM**). Die Neutronenzahl des Kerns (NZ) errechnet sich als Differenz aus RAM und OZ: $RAM - OZ = NZ$.
- Es tritt eine **periodische Wiederkehr von Elementeigenschaften** auf, etwa **jedes 8. Element** ist ein Halogen, ein Edelgas, ein Alkalimetall, ein Erdalkalimetall usw. Deshalb gibt es eine natürliche Anordnung der Elemente im **Periodensystem der Elemente PSE** in Form von **Perioden** und **Hauptgruppen**.
- Nicht die Atommasse (RAM) sondern die Anzahl der Elektronen auf der energiereichsten, äußeren Schale („**Valenzelektronen**“-Anzahl oder maximale chemische Wertigkeit genannt) bestimmt die chemischen **Eigenschaften** und möglichen Ionenladungen (Oxidationszahlen, Wertigkeiten der Elemente: Die chemische „**Wertigkeit**“ (**Valenz**) gibt die Anzahl H-Atome an, die ein anderes Atom in einer Verbindung binden oder ersetzen kann. Wasserstoff- und Alkalimetall-Atome sind also zum Beispiel **einwertig**, während Edelgasatome **keine** Wertigkeit haben: Die Außenschale ihrer Atome sind voll besetzt (Edelgaskonfiguration, s.u.).
- Die allgemeine Verteilung der Elektronen auf die einzelnen Schalen (in die Energieniveaus) wird als **Elektronenkonfiguration** bezeichnet. Wenn die Außenschale voll besetzt ist, handelt es sich um eine **Edelgaskonfiguration** – die Atomhülle entspricht in ihrer Elektronenverteilung nun einem Edelgasatom.

Die Vorstellungen vom Aufbau der Atome haben sich mit der Zeit immer weiter verfeinert: In der Antike (*Demokrit*) waren es kleinste Teilchen wie z.B. Kügelchen (Abb. 3.9 rechts, Nr.1), nach *Rutherford* besitzen sie Kern und Hülle (rechts Nr.2), nach *Thomson* elektrische Ladungen (Nr.3), wobei die positiven Ladungen im Kern sitzen (Nr.4), und seit *Bohr* geht man davon aus, dass es in der Hülle der Atome Schalen gibt, auf denen die Elektronen um den Kern kreisen (Nr.5). Die Protonen und Neutronen sitzen im Kern – sie entscheiden, um welches Isotop es sich handelt. Die Elektronen sind in der K-, L-, M- und N-Schale verteilt (Elektronenkonfiguration), und die Anzahl der äußersten Elektronen bestimmt die chemischen Eigenschaften des Elementes.

Tabelle: Aufbau der Atomhülle nach Bohrs Atommodell:

(ausgewählte Isotope der Elemente Nr.1-20,
nach der Protonen-Anzahl geordnet)

Isotop	Kern p^+ / n		Anzahl e^- in Schale * K / L / M / N				Element- Eigenschaft	Mögliche Ionenladung (Wertigkeit)
^1_1H	1	0	1	0	0	0	Gas	+ I / - I
^2_1H	1	1	1	0	0	0	Gas	+ I / - I
^3_1H	1	2	1	0	0	0	Gas	+ I / - I
^3_2He	2	1	2	0	0	0	Edelgas	keine
^4_2He	2	2	2	0	0	0	Edelgas	keine
^6_3Li	3	3	2	1	0	0	Alkalimetall	+ I
^7_3Li	3	4	2	1	0	0	Alkalimetall	+ I
^9_4Be	4	5	2	2	0	0	Erdalkalimetall	+ II
$^{11}_5\text{B}$	5	6	2	3	0	0	Nichtmetall	+ III / - III
$^{12}_6\text{C}$	6	6	2	4	0	0	Nichtmetall	+IV bis -IV
$^{14}_6\text{C}$	6	8	2	4	0	0	Nichtmetall	+IV bis -IV
$^{14}_7\text{N}$	7	7	2	5	0	0	gasf. Nichtmet.	+ V bis -III
$^{16}_8\text{O}$	8	8	2	6	0	0	Chalkogen	- II (u.a.)
$^{19}_9\text{F}$	9	10	2	7	0	0	Halogen	- I
$^{20}_{10}\text{Ne}$	10	10	2	8	0	0	Edelgas	keine
$^{23}_{11}\text{Na}$	11	12	2	8	1	0	Alkalimetall	+ I
$^{24}_{12}\text{Mg}$	12	12	2	8	2	0	Erdalkalimetall	+ II
$^{25}_{12}\text{Mg}$	12	13	2	8	2	0	Erdalkalimetall	+ II
$^{27}_{13}\text{Al}$	13	14	2	8	3	0	Metall	+ III
$^{28}_{14}\text{Si}$	14	14	2	8	4	0	Halbmetall	+IV bis -IV
$^{31}_{15}\text{P}$	15	16	2	8	5	0	Nichtmetall	+ V, +III, -III
$^{32}_{16}\text{S}$	16	16	2	8	6	0	Chalkogen	+ VI, - II u.a.
$^{35}_{17}\text{Cl}$	17	18	2	8	7	0	Halogen	- I, +VII u.a.
$^{36}_{17}\text{Cl}$	17	19	2	8	7	0	Halogen	- I, +VII u.a.
$^{38}_{18}\text{Ar}$	18	20	2	8	8	0	Edelgas	keine
$^{40}_{18}\text{Ar}$	18	22	2	8	8	0	Edelgas	keine
$^{39}_{19}\text{K}$	19	20	2	8	8	1	Alkalimetall	+ I
$^{40}_{20}\text{Ca}$	20	20	2	8	8	2	Erdalkalimetall	+ II
$^{45}_{21}\text{Sc}$	21	24	2	8	9	2	Metall	+ I, + III

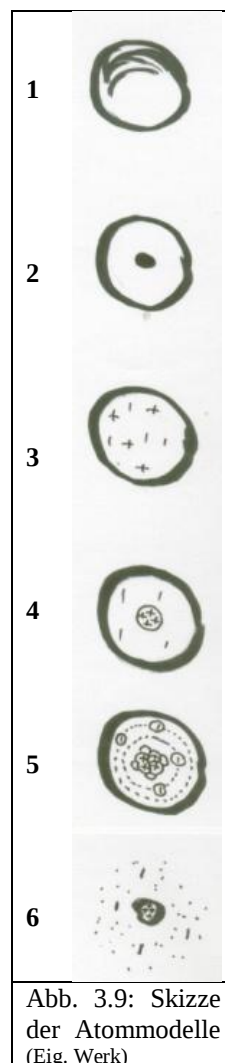
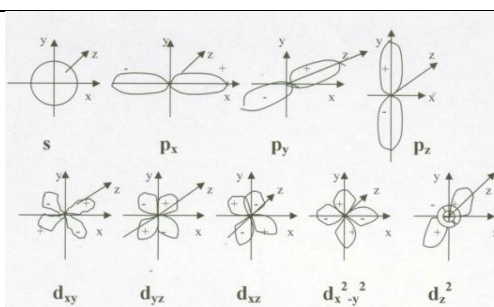


Abb. 3.9: Skizze der Atommodelle (Eig. Werk)

Nach dem **wellenmechanischen Atommodell** von *Schrödinger* sind die Elektronen nicht mehr in Schalen auf Bahnen anzutreffen. Ihr Aufenthaltsort ist nur noch statistisch über Wahrscheinlichkeitsrechnungen fassbar und die Aufenthaltsräume (Energieniveaus) werden als **Atomorbitale AO** bezeichnet. Es gibt sie in vier Formen: Als s-, p-, d- und f- Orbitale (Tabelle + Abb. 3.11):

AO	Struktur
s	kugelförmig
p	hantelförmig, rotations-symmetrisch entlang der Bindungs- / Raumachse x, y, z
d	zumeist Doppelhanteln
f	Unterschiedlich (diffus)
Rechts Abb. 3.11: s-, p-, d- und f- Atomorbitale (Eig. Werk)	



Vereinfacht kann man sich diese Orbitale auch als Kugelwolken vorstellen, in denen sich je zwei Elektronen aufhalten (**Kugelwolkenmodell**, Abb. 3.10). Bei den Elementen der 1. Periode wird ein s-Atomorbital mit ein bzw. 2 Elektronen aufgefüllt, in der 2. und 3. Periode kommen je 3 p-Orbitale mit je 2 Elektronen hinzu (2 s-Elektronen + 6 p-Elektronen = 8 Elektronen). Mathematisch werden die Orbitale durch **Quantenzahlen** beschrieben (siehe folgende Tabelle):

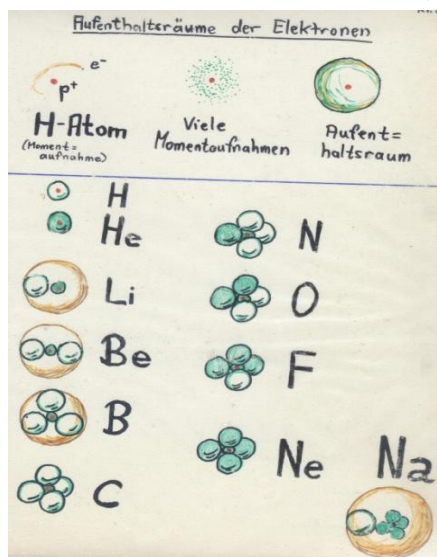


Abb. 3.10: Nach dem **Kugelwolkenmodell** befindet sich das Elektron befindet sich nicht auf einer festen Bahn, sondern hält sich im Atom mit einer bestimmten Wahrscheinlichkeit in einem zumeist kugelförmigen Raum auf (dem Orbital, der Kugelwolke). Ein zweites Elektron kann hinzukommen, dann aber ist der Aufenthaltsraum voll, ein neuer Aufenthaltsraum wird aufgefüllt. Immer wenn vier Aufenthaltsräume voll sind, geht das nachfolgend aufgefüllte Elektron dann in einen neuen, leeren Aufenthaltsraum, der eine Schale weiter vom Kern entfernt liegt. (Eig. Skizze)

Quantenzahlen als energetische Zustände der Elektronen im Atom (des s-, p-, d-, f-Blockes)

n	l	m	s	N	AO	OZ	Elemente
1	0	0	$\pm \frac{1}{2}$	2	$1s^2$	1+2	H, He
2	0	0	$\pm \frac{1}{2}$	2	$2s^2$	3+4	Li, Be
2	1	0, ± 1	$\pm \frac{1}{2}$	6	$2p^6$	5-10	B bis Ne
3	0	0	$\pm \frac{1}{2}$	2	$3s^2$	11+12	Na, Mg
3	1	0, ± 1	$\pm \frac{1}{2}$	6	$3p^6$	13-18	Al-Ar
3	2	0, $\pm 1, \pm 2$	$\pm \frac{1}{2}$	10	$3d^{10}$	21-30	Sc-Zn
4	0	0	$\pm \frac{1}{2}$	2	$4s^2$	19+20	K, Ca
4	1	0, ± 1	$\pm \frac{1}{2}$	6	$4p^6$	31-36	Ga-Kr
4	2	0, $\pm 1, \pm 2$	$\pm \frac{1}{2}$	10	$4d^{10}$	39-48	Y-Cd
4	3	0, $\pm 1, \pm 2, \pm 3$	$\pm \frac{1}{2}$	14	$4f^{14}$	58-71	Ce-Lu
5	0	0	$\pm \frac{1}{2}$	2	$5s^2$	37+38	Rb+Sr
5	1	0, ± 1	$\pm \frac{1}{2}$	6	$5p^6$	49-54	In-Xe
5	2	0, $\pm 1, \pm 2$	$\pm \frac{1}{2}$	10	$5d^{10}$	57+72-80	La, Hf-Hg
5	3	0, $\pm 1, \pm 2, \pm 3$	$\pm \frac{1}{2}$	14	$5f^{14}$	90-103	Th-Lr
5	4	0, $\pm 1, \pm 2, \pm 3, \pm 4$	$\pm \frac{1}{2}$	18	(unbesetzt)		
6	0	0	$\pm \frac{1}{2}$	2	$6s^2$	55+56	Cs+Ba
6	1	0, ± 1	$\pm \frac{1}{2}$	6	$6p^6$	81-86	Tl-Rn
6	2	0, $\pm 1, \pm 2$	$\pm \frac{1}{2}$	10	$6d^{10}$	89, 104-112	Ac, Rf-Uub
6	3	0, $\pm 1, \pm 2, \pm 3$	$\pm \frac{1}{2}$	14	(unbesetzt)		
7	0	0	$\pm \frac{1}{2}$	2	$7s^2$	87, 88	Fr+Ra

- **Hauptquantenzahl n** (Energieniveau, Schale),
- **Nebenquantenzahl l** (Räumliche Form des Orbitals)
- **Magnetquantenzahl m** (Magnetische Ausrichtung)
- **Spinquantenzahl s** (Rotationsrichtung des Elektrons).

OZ Ordnungszahl und **Symbol** der Elemente im PSE an dieser Stelle
N maximale Elektronen-Anzahl der e^- in diesem energetischen Zustand / **Atomorbital AO**.

Durch die reihenweise Auffüllung der Orbitale ergibt sich eine Einteilung des PSE in die entsprechenden Blöcke:

Tabelle: Blöcke im PSE

	I	II	Nebengruppenelemente (Gruppen: IIIA bis IIA)										III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H	← "s-Block"	↓ "d-Block"										"p-Block" →					He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	* ↓ f-Block										Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac*	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	...	(instabil, radioaktiv)					

Bei Auffüllung der Energieniveaus / Atomorbitale mit Elektronen ergeben sich im PSE:

- **s-Block** (hier schattiert): **Hauptgruppen I+II**
- **p-Block** (hier farblos): **Hauptgruppen III-VIII**
- **d-Block** (hier hellgrau): **Nebengruppen**, Buntmetalle (nur ab 4. Periode bzw. 3d-Orbital)
- **f-Block** (hier dunkelgrau, bei *: **Lanthanoide** und **Actinoide**): je 14 Elemente hinter La und Ac

Die **Elektronenkonfiguration** wird hierbei angegeben, indem man als große Ziffer die Nummer der „Schale“ angibt (**Hauptquantenzahl**), dann die Form des Atomorbitals (s, p, d, f) und als hochgestellte Zahl dahinter die Anzahl der Elektronen in diesen Orbitalen. Von dieser Verteilung hängt dann die jeweils mögliche Ionenladung bzw. Oxidationszahl (Wertigkeit) der Elemente in ihren Verbindungen ab:

Tabelle: Die Elektronenkonfiguration der Elemente (Auswahl; z.T. mit Angabe möglicher Wertigkeitsstufen)

Auffüllung vom Orbital niedrigster Energie an, also in der Reihenfolge: 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d.. ..									
3 Li	1s ² 2s ¹		6 C	1s ² 2s ² 2p ²		9 F	1s ² 2s ² 2p ⁵		
10 Ne	1s ² 2s ² 2p ⁶		11 Na	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹		12 Mg	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ²		
13 Al	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ¹		14 Si	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ²		15 P	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ³		
16 S	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁴								
17 Cl	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁵								
18 Ar	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶	(Wertigkeit: -I, auch +I,III,V,VII)							
19 K	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ¹	(Wertigkeit: ausschließlich +I)							
20 Ca	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ²	(Wertigkeit: ausschließlich +II)							
21 Sc	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹	(Wertigkeit: ausschließlich +III)							
22 Ti	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ²	(Wertigkeit: +IV, auch: +III, +II)							
24 Cr	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ⁴	(Wertigkeit: +III, auch +II bis +VI)							
25 Mn	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ⁵	(Wertigkeit: + II, auch +III bis +VII)							
26 Fe	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ⁶	(Wertigkeit: + III,auch +II,+IV bis+VI)							
27 Co	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ⁷	(Wertigkeit: +II, auch +III bis +V)							
28 Ni	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ⁸	(Wertigkeit: +II, auch +III/+IV)							
29 Cu	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ⁹	(Wertigkeit: +II, auch +I/+III)							
30 Zn	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰	(Wertigkeit: ausschließlich +II)							
31 Ga	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ¹	(Wertigkeit: +III/+I)							
32 Ge	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ²	(Wertigkeit: +IV/+II/-IV)							
33 As	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ³	(Wertigkeit: +V bis -III - ohne gerade Zahlen)							
34 Se	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁴	(Wertigkeit: +VI bis -II - ohne ungerade Zahlen)							
35 Br	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁵	(Wertigkeit: +VII bis -I - ohne gerade Zahlen)							
36 Kr	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶	(Wertigkeit: ausschließlich 0)							
37 Rb	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ¹	(Wertigkeit: ausschließlich +I)							
38 Sr	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ²	(Wertigkeit: ausschließlich +II)							
39 Y	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ¹	(Wertigkeit: ausschließlich +III)							
40 Zr	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ²	(Wertigkeit: +IV, auch: +II/+III)							
41 Nb	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ¹ 4d ⁴	(Wertigkeit: +V, auch: +II bis +IV)							
42 Mo	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ¹ 4d ⁵	(Wertigkeit: +VI, auch +II bis +V)							
44 Ru	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ¹ 4d ⁷	(Wertigkeit: +IV, auch +II bis +VIII)							
45 Rh	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ¹ 4d ⁸	(Wertigkeit: +III, auch +II bis +VI)							
46 Pd	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ⁰ 4d ¹⁰	(Wertigkeit: +II, auch: +IV - selten: +III)							
47 Ag	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ¹ 4d ¹⁰	(Wertigkeit: +I, selten: +II/+III)							
48 Cd	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ¹⁰	(Wertigkeit: ausschließlich +II)							
49 In	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ¹⁰ 5p ¹	(Wertigkeit: +I/+III)							
50 Sn	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ¹⁰ 5p ²	(Wertigkeit: +IV, auch +II, -IV)							
51 Sb	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ¹⁰ 5p ³	(Wertigkeit: +V, auch +III, -III)							
52 Te	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁴	(Wertigkeit: +VI, auch +II, +IV, - II)							
53 I	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁵	(Wertigkeit: von +VII bis -I)							
54 Xe	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁶	(ausschließlich 0)							
55 Cs	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁶ 6s ¹	(ausschließlich +I)							
56 Ba	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁶ 6s ²	(ausschließlich +II)							
57 La	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁶ 6s ² 5d ¹ 4f ⁰	(ausschließlich +III)							
58 Ce	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 ²	(+III/+IV)							
71 Lu	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 ¹	(+III)							
74 W	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 ⁴	(+VI, auch +II bis +V)							
76 Os	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 ⁶	(+IV, auch +II bis +VIII)							
77 Ir	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 ⁷	(+IV, auch +II bis +VI)							
78 Pt	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁶ 6s ⁰ 4f ¹⁴ 5d ¹⁰	(auch: d ⁹ s ¹ / + IV, auch +II bis +VI)							
79 Au	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁶ 6s ¹ 4f ¹⁴ 5d ¹⁰	(+III, auch +I)							
80 Hg	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 ¹⁰	(+II)							
82 Pb	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 ¹⁰ 6p ²	(+II, +IV, -II)							
83 Bi	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 ¹⁰ 6p ³	(+III,+V,-III)							
86 Rn	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 ¹⁰ 6p ⁶	(nur: 0)							
87 Fr	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 ¹⁰ 6p ⁶ 7s ¹	(nur: +I)							
88 Ra	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 ¹⁰ 6p ⁶ 7s ²	(nur: +II)							
89 Ac	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 ¹⁰ 6p ⁶ 7s ² 6d ¹	(nur: +III)							
90 Th	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 ¹⁰ 6p ⁶ 7s ² 5f ²	(+IV, auch: +III)							
92 U	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 ¹⁰ 6p ⁶ 7s ² 5f ³ 6d ¹	(+VI, auch +III bis +V)							
93 Np	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 ¹⁰ 6p ⁶ 7s ² 5f ⁴ 6d ¹ (?)	(+III bis +VII)							
94 Pu	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 ¹⁰ 6p ⁶ 7s ² 5f ⁵ 6d ¹ (?)	(+III bis +VII)							
107 Ns	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 ¹⁰ 6p ⁶ 7s ² 5f ¹⁴ 6d ⁵ (?)	(?)							

QUANTENZAHLEN				
n	l	m	s	N
1	0	0	± ½	2
2	0	0	± ½	2
2	1	0, ± 1	± ½	2
3	0	0	± ½	2
3	1	0, ± 1	± ½	2
3	2	0, ± 1, ± 2	± ½	2 (usw.)

Quantenzahlen (Qz) geben die Energiezustände der Elektronen an:
Haupt-Qz n = Schale K-Q,
Neben-Qz, l = kl.Achse d.Ellipse/s,p,d,f
magnet. Qz, m = Spektrallinienspaltungen
Spin-Qz, s = Drehrichtung ↑↓
N = max. Anzahl der e⁻ (= 2 n²)

4.7 Ausblick: Weitere Lerninhalte, die auf PSE und Atombau aufbauen

Salze und Ionen:

- Ionenbindung: Anionen, Kationen, Ionengitter, Ionenbildung
 - Eigenschaften von Ionenverbindungen: Kristalle, Leitfähigkeit von Salzschnmelzen/-lösungen
 - Gehaltsangaben (Konzentrations- und Anteilsangaben)
 - chemische Formeln (Verhältnisformeln): Gesetz der konstanten Massenverhältnisse, Atomanzahlverhältnis, Reaktionsgleichung
- Stoffeigenschaften von Salzen wie z.B. Kristallform und Schmelztemperatur kann man mit ihrem Aufbau aus Ionen und der Ionenbindung (elektrische Anziehung zwischen den Salzteilchen) erklären (Anhand der Eigenschaften der Salze lassen sich Rückschlüsse auf die Stärke der elektrostatischen Anziehungskräfte zwischen den Ionen ziehen, denn Veränderungen der Elektronenanordnung (Konfiguration) sind mit Energieumsätzen verbunden.).
 - Die Salzbildung kann man unter Einbezug energetischer Betrachtungen auch mit Angabe einer Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise erläutern: Die Ionenbindung ist eine wesentliche Art der chemischen Bindung zwischen zwei Atomsorten bzw. Elementen, denn durch den Aufbau der Salze aus Ionen kann man die charakteristischen Eigenschaften der Salze wie z.B. die Bildung von Kristallen und die elektrische Leitfähigkeit von Salzschnmelzen und -lösungen erklären.
 - Den Gehalt von Salzen in einer Lösung kann man durch Eindampfen ermitteln.
 - Das Gesetz der konstanten Massenverhältnisse kann man z.B. an einem Metallsulfid erklären: Ein Metall verbindet sich mit Schwefel zu einem bestimmten Sulfid immer in einem bestimmten, gleich bleibenden Massenverhältnis (Die quantitative Untersuchung chemischer Reaktionen führt zum Gesetz der konstanten Massenverhältnisse, das auf konstante Atomanzahlverhältnisse schließen lässt und die Herleitung von Verhältnisformeln und Reaktionsgleichungen erlaubt.).
 - Durch die Berechnung der Stoffmengenverhältnisse aus den Massenverhältnissen der Elemente in einer Verbindung kann man die chemische Verhältnisformel dieser Verbindung herleiten.

Chemische Reaktionen durch Elektronenübertragung:

- Reaktionen zwischen Metallatomen und Metallionen
 - Oxidation, Reduktion
 - Energiequellen: Galvanisches Element, Akkumulator, Batterie, Brennstoffzelle
 - Elektrolyse (Stoffzerlegung mit Hilfe von elektrischem Strom)
- Oxidation ist eine Abgabe von Elektronen, Reduktion ist die Aufnahme von Elektronen.
 - Reaktionen zwischen Metallatomen und Metallionen sind Elektronenübertragungsreaktionen (Redoxreaktionen; jede Reaktion von unedlem Metall in einer Lösung von einem Edelmetallsalz kann in zwei Teilgleichungen angegeben werden)
 - Die chemischen Prozesse eines galvanischen Elements und einer Elektrolyse kann man unter dem Aspekt der Umwandlung in Stoffen gespeicherter Energie in elektrische Energie und umgekehrt erläutern.
 - Der grundsätzliche Aufbau und die Funktionsweise einer Batterie, eines Akkumulators und einer Brennstoffzelle liegt in der räumlichen Trennung von Elektronenabgabe und -aufnahme.
 - Über Experimente (Reaktionen von unedlen Metallen in Lösungen von Edelmetallsalzen) kann man eine Einordnung von Metallionen hinsichtlich ihrer Fähigkeit zur Elektronenaufnahme vornehmen.
 - Elektronenübertragungsreaktionen lassen sich modellhaft nach dem Donator-Akzeptor-Prinzip erklären (Das Donator-Akzeptor-Prinzip wird durch die Betrachtung von Reaktionen von Metallatomen und Metallionen als Elektronenübertragungsreaktionen deutlich (Der Aspekt der Umkehrbarkeit chemischer Reaktionen wird bei Elektronenübertragungsreaktionen z.B. durch die Be- und Entladbarkeit von Batterien und die erzwungene Umkehrung von Redoxreaktionen durch eine Elektrolyse deutlich: Bei freiwillig ablaufenden Elektronenübertragungsreaktionen wird die freiwerdende Energie in Form von elektrischer Energie genutzt. Umgekehrt kann durch elektrische Energie eine nicht freiwillig ablaufende Reaktion erzwungen werden. Die Erfahrung der Umwandlung eines Teils der in Stoffen gespeicherten Energie (chemische Energie) in elektrische Energie und umgekehrt zeigt, dass die Gesamtenergie bei chemischen Reaktionen erhalten bleibt (Energieerhaltungssatz) – sie wird nur in andere Formen umgewandelt.

Molekülverbindungen:

- unpolare und polare Elektronenpaarbindung
 - Elektronenpaarabstoßungsmodell: Lewis-Schreibweise, räumliche Strukturen, Dipolmoleküle
 - zwischenmolekulare Wechselwirkungen: Wasserstoffbrücken, Wasser als Lösemittel
 - Katalysator
-
- An Beispielen wie Wasserstoff-, Chlor-, Sauerstoff- und Wassermolekülen kann man die unpolare und die polare Elektronenpaarbindung erläutern und mit Hilfe der Lewis-Schreibweise den Aufbau einfacher Moleküle beschreiben.
 - Die Synthese eines Industrierohstoffs aus Synthesegas (z.B. Methan oder Ammoniak) kann man mit Angabe von Reaktionsgleichungen erläutern.
 - Die räumliche Struktur von Molekülen kann man mit dem Elektronenpaarabstoßungsmodell veranschaulichen (Molekülverbindungen und Elektronenpaarbindung: Das Elektronenpaarabstoßungsmodell veranschaulicht die räumliche Struktur der Moleküle)..
 - Die Temperaturänderung beim Lösen von Salzen in Wasser kann man mit Hilfe von Ion-Dipol-Wechselwirkungen erläutern (Durch die energetische Betrachtung des Lösevorgangs kann man Gitter- und Hydratationsenergie qualitativ vergleichen).
 - Die typische Eigenschaften von Wasser kann man mit Hilfe des Dipol-Charakters der Wassermoleküle und der Ausbildung von Wasserstoffbrücken zwischen den Molekülen erläutern (Die charakteristischen Eigenschaften des Wassers lassen sich durch den Dipol des Wassermoleküls und die zwischen-molekularen Wechselwirkungen erklären).
 - Die Wirkungsweise eines Katalysators kann man modellhaft an der Synthese eines Industrierohstoffs wie z.B. Ammoniak erläutern.

Saure und alkalische Lösungen:

- Eigenschaften saurer und alkalischer Lösungen
 - Ionen in sauren und alkalischen Lösungen
 - Neutralisation und Salzbildung
 - einfache stöchiometrische Berechnungen: Stoffmenge, Stoffmengenkonzentration
 - Protonenabgabe und -aufnahme an einfachen Beispielen
-
- Die Eigenschaften von sauren und alkalischen Lösungen kann man mit dem Vorhandensein charakteristischer hydratisierter Ionen erklären.
 - Säuren kann man als Protonendonatoren und Basen als Protonenakzeptoren beschreiben, ihre chemischen Reaktionen sind Vorgänge der Protonenabgabe und -aufnahme (Neutralisationsreaktionen und Salzbildungen sind Säure-Base- bzw. Protonenaustausch-Reaktionen, die Protonenabgabe und -aufnahme verläuft nach dem Donator-Akzeptor-Prinzip.).
 - Die Eigenschaften von sauren Lösungen (elektrische Leitfähigkeit, Reaktionen mit Metallen und Kalk) und alkalischen Lösungen kann man über das Modell der Protonenaustausch-Reaktionen und unter Angabe von Reaktionsgleichungen erläutern.
 - Den pH-Wert einer Lösung kann man mit Indikatoren oder Messelektroden bestimmen und die pH-Wertskala mithilfe von Verdünnungen.
 - Hypothesen und Reaktionsgleichungen zur Neutralisation von sauren bzw. alkalischen Lösungen aufstellen und experimentell überprüfen, indem man von einfachen stöchiometrischen Berechnungen ausgeht (Als quantifizierbare Größe ermöglicht die Stoffmenge eine Verbindung der Stoff- und der Teilchenebene).

Organische Chemie:

- ausgewählte Stoffklassen der organischen Chemie: Alkane und Alkanole
 - Makromoleküle: ausgewählte Kunststoffe
 - zwischenmolekulare Wechselwirkungen: Van-der-Waals-Kräfte
 - Treibhauseffekt
-
- Organische Molekülverbindungen kann man auf Grund ihrer Eigenschaften in Stoffklassen einordnen. (Die Vielfalt der Kohlenstoffverbindungen kann durch die Einführung von Stoffklassen geordnet werden.)
 - Organische Verbindungen kann man nach der systematischen Nomenklatur benennen.
 - Treibhausgase wie Kohlendioxid, Methan, Lachgas und die FCKW haben ihre Ursprünge in Verbrennungs- und Produktionsprozessen sowie in biologischen Prozessen (Stoffwechselvorgängen).
 - Die Abfolge verschiedener Reaktionen lassen sich oft in einem Stoffkreislauf erklären.
 - Die vielseitige Verwendung von Kunststoffen im Alltag kann mit Hilfe mit ihren Eigenschaften begründet werden. Und Eigenschaften von Kunststoffen kann man auf deren makromolekulare Struktur und räumliche Anordnung zurückführen.
 - Typische Stoffeigenschaften wie Löslichkeit und Siedetemperatur von ausgewählten Alkanen und Alkanolen kann man mit Hilfe ihrer Molekülstrukturen und zwischenmolekularen Wechselwirkungen ermitteln und erklären. (Unterschiede in den Stoffeigenschaften von Alkanen und Alkanolen können neben den unterschiedlichen Molekülstrukturen auch durch zwischenmolekulare Wechselwirkungen erklärt werden.)
 - Die Vor- und Nachteile der Nutzung von fossilen und regenerativen Energieträgern kann man unter ökologischen, ökonomischen und ethischen Gesichtspunkten abwägen. Und bei jedem chemischen Produkt kann man Kriterien hinsichtlich Verwendung, Ökonomie, Recyclingfähigkeit und Umweltverträglichkeit abwägen und im Hinblick auf die Verwendung einen eigenen sachlich fundierten Standpunkt beziehen.

HINWEIS:

Übungs- und Überlegungsaufgaben MIT ausführlichen Lösungshinweisen und allen Lösungen, zahlreichen Lernhilfen und guten Erklärungen ergänzend zu diesem und weiteren Bänden bietet die **Lernhefte-Reihe** von **M. Wächter: Üb(erlegungsaufgaben Chemie)**, Verlag epubli, eine Reihe in 7 Bänden/Lernheften:

Band 1: Grundlagen der Chemie (ISBN 978-3-748539-42-1, in Farbe: ISBN: 978-3-750240-42-1, farbig: ISBN 978-3-750240-650), **Bd.2: Allgemeine und Anorganische Chemie, Stöchiometrie** (978-3-748539-46-9), **Bd.3: Physikalische Chemie** (978-3-748539-47-6), **Bd.4: Analytische Chemie** (978-3-748539-48-3), **Bd.5: Grundlagen der Organischen Chemie** (978-3-748539-52-0), Bd. 6: Anorganisch-chemische Technologie (ISBN: 9783748571162), Bd.7: Organisch-chemische Technologie.

Eine wertvolle **Zusammenfassung** des ganzen Lernstoffs, **kurz und knapp**, findet sich in dem Taschenbuch **M. Wächter: Merksätze und Formeln Chemie**, epubli 2019, ISBN 9783748550129 zu 8,- €, ausführlicher auch als **Nachschlagebuch** in: **Fachbegriffe der Chemie**, ISBN: 9783752965704, und allgemeine **Lerntipps für alle Fächer** in: M. Wächter: **Das Lernen Lernen**. Lernhilfen und Testaufgaben – ein Arbeitsbuch für Schule und Studium (epubli 2019, ISBN 9783753104713).

Alle Lernhilfen sind im Netz erhältlich über:

<https://www.epubli.de/shop/autor/Michael-Wächter/28316>

Die folgende(n) Seiten bieten kurze Leseproben aus diesen Lernhilfen.

Die fraktionierte Destillation von Erdöl

Erdöl ist ein klares bis schwarzes, grün fluoreszierendes, zähflüssiges Gemisch mit Dichten von 0,65 bis 1,02 g/mL. Es ist bis zu zwei Milliarden Jahre alt und entstand aus maritimem Plankton und Faulschlamm. Erdöl ist ein Stoffgemisch, das rund 500 unterschiedliche Kohlenwasserstoffe enthält. Diese haben wie die Alkane sehr ähnliche Siedetemperaturen. Stoffe unterschiedlicher Siedetemperaturen trennt man mit Hilfe der **Destillation** (vgl. Kap. 1.5, S.10). Wenn die Siedetemperaturen nahe beieinander liegen (vgl. Alkane!), dann wird eine **fraktionierte Destillation** durchgeführt – wie z.B. bei den Gasen der Luft in einer Luftzerlegungsanlage. Hierbei werden Stoffgemische aufgetrennt in einzelne Gemische mit bestimmten Siedebereichen. Diese werden **Fraktionen** genannt.

Das Rohöl wird dazu gereinigt, entschwefelt, in Röhrenöfen verdampft und dann in große **Destillationskolonnen** mit so genannten **Glockenböden** geleitet (Abb. rechts). In der Kolonne fällt die Temperatur, je höher sich das Gemisch befindet. Von unten steigen die verdampften Bestandteile des Erdöls von unten auf, während sich die in den „Glocken“ wieder kondensierten Bestandteile auf Glockenböden sammeln und nach unten tropfen, um dort erneut zu verdampfen (Gegenstromprinzip, Abb. 97b).

In den verschiedenen Bereichen der Destillationskolonne werden die Flüssigkeiten verschiedener Siedebereiche von den Glockenböden abgezapft (**Fraktionen**). Die Fraktionen oben haben die niedrigsten Siedebereiche. Beim Erdöl sind es die Fraktionen Flüssiggase, Leichtbenzin, Petroleum, Diesel, Schwer- und Schmieröle (siehe Abb. rechts): Ganz unten (ca. 400°C) werden z. B. Schmieröle und Bitumen entfernt, Schweröle bei ca. 360°C, Diesel und Heizöl bei 300°C, Kerosine bei ca. 200°C, Leichtbenzin bei 150°C und ganz oben die kleinste Kohlenwasserstoff-Moleküle abgetrennt – Gase wie Methan und Ethan.

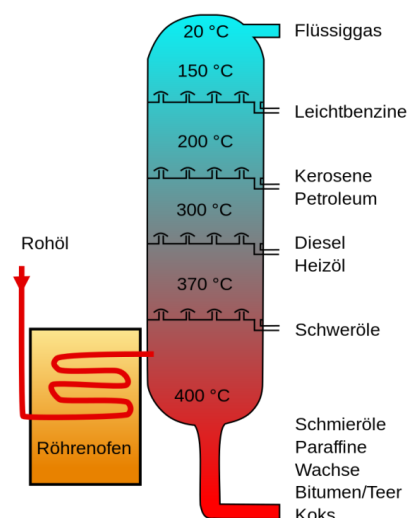


Abb. 97a: Destillationskolonne zur Erdöl-Aufbereitung, Schema (Bildquelle: Crude Oil Distillation-fr.svg; Image originale:Psarianos, Theresa knott; image vectorielle:Rogilbert, derivative work: Leyo, über: https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Crude_Oil_Distillation-de.svg, Lizenz: Creative CommonsAttribution-Share Alike 3.0 Unported)

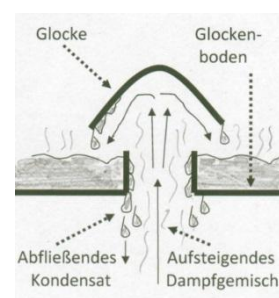


Abb. 97b: Glocke (Eig. Bild)



Der Bedarf an Kohlenwasserstoffen mit kleineren Molekülen ist größer. Deshalb werden langkettige Alkane (Schweröle) einem Verfahren unterzogen, das man „Cracken“ nennt. Hierbei werden die langen Kohlenwasserstoffketten in kleine Bruchstücke aufgespalten. Diese sind oft „ungesättigt“, enthalten weniger Wasserstoffatome als Alkanmoleküle.

Abb. 97c: Eine Anlage zur Erdöldestillation (Hier: die Rohöldestillationsanlage II im PCK Schwedt) (Bildquelle: Von Bundesarchiv, Bild 183-P1210-0302 / Müller / CC-BY-SA 3.0, CC BY-SA 3.0 de, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=5435982>)

Die Vielfalt der Chemieprodukte

In Deutschland ist die **Chemieproduktion** ein wichtiger Industriezweig. Fast alle bestehen aus organischen Verbindungen. Chemisch erzeugte Produkte sind Artikel des täglichen Bedarfs wie Seifen und Waschmittel, Kosmetika und Körperpflegemittel, Duft- und Aromastoffe, aber auch Lebensmittel sowie neue Bau- und Werkstoffe. Der Aufbau sowie einfache Strukturen und Funktionen dieser Stoffe unterliegen gemeinsamen Prinzipien. Die Weiterentwicklungen neuer Produkte bieten neue Chancen zur Verbesserung unserer Lebensbedingungen, aber stets auch Risiken in der Anwendung und im Produktionsprozess.



Abb. 102: Polyesterfaser im Rasterelektronenmikroskop (Bildquelle: Von en:User:Pschemp - Eigenes Werk, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=652642>)



Abb. 103: Das Farbmittel Purpur (Dibromindigo) und seine Ausfärbung auf einem Stoffstück (Bildquelle: <http://www.versuchschemie.de/lhtopic,11187,0,asc,purpur,15.html>, GNU-Lizenz, über wikimedia commons)

Solche **Industrieprodukte** werden in sehr großen Mengen (bis mehrere Mio. Tonnen) von der chemischen Industrie hergestellt. Die Rohstoffkosten sind am Ende mitentscheidend für den Verkaufspreis. Zu den wichtigsten Produkten gehören **Chemiefasern** und **Textilien**, **Farbmittel** und **Lacke**, **Kunststoffe** und **Kautschuk**, **Binde- und Lösemittel**, **Waschmittel** und **Tenside**. Seit 2009 ist der Umsatz für Kunststoffe deutlich zurückgegangen, das **Problem „Plastikmüll“** wird immer drängender.



Abb. 104: Aceton als Lösemittel. Rechts ist zu sehen, wie einige Tropfen Aceton den Kunststoff Styropor auflösen (Abb. links gemeinfrei, Bildquelle rechts: Simon A. Eugster / CC BY-SA (<https://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/>))



Abb. 105: Alkydharzlack zur Beschichtung von Holz und Metall (Abb. gemeinfrei), darunter die allgemeine chemische Formel für ein Polyester-Harz (Polycarbonat)

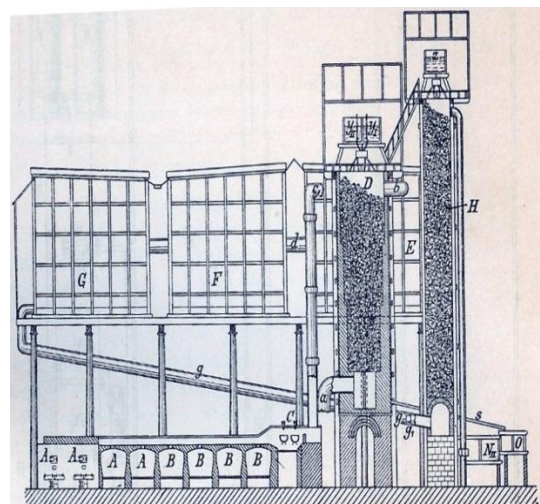
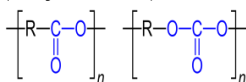


Abb. 106: Schwefelsäurefabrik nach dem Bleikammervorgang in der zweiten Hälfte des 19. Jahrhunderts (gemeinfrei)

Spezialprodukte sind organische Stoffe, die in deutlich geringerer Menge produziert werden. Hierzu gehören z.B. **Arznei- und Desinfektionsmittel**, **Klebstoffe**, **Pflanzenschutzmittel** und Unkrautvernichter (**Herbizide**) sowie **Aroma- und Duftstoffe**.

Chemie ist die Lehre der Stoffe (Materialien, Substanzen) und Stoffumwandlungen (Reaktionen). Stoffe werden unterteilt in **Stoffgemische** und **Reinstoffe**. Stoffgemische lassen sich physikalisch in ihre Einzelbestandteile, die Reinstoffe, auftrennen. Dabei finden keine Stoffumwandlungen statt – die Stoffe bleiben erhalten. Reinstoffe haben immer gleichbleibende Stoffeigenschaften.

Reinstoffe sind physikalisch nicht weiter auftrennbar. Viele Reinstoffe können aber chemisch zerlegt werden. Sie zersetzen sich dabei, so dass neue Stoffe entstehen. Jeder Vorgang, bei dem mindestens ein neuer Stoff entsteht, ist eine **chemische Reaktion** (= Stoffumwandlung). Eine Reaktion (Stoffumwandlung), bei der ein Reinstoff in mehrere Stoffe zerlegt wird, nennt man **Analyse** (Stoffzerlegung). Ein Reinstoff, der chemisch zerlegt werden kann, wird als **chemische Verbindung** bezeichnet. Eine Reaktion, bei der sich zwei oder mehr Stoffe zu einem neuen Stoff vereinigen, nennt man **Synthese** (Stoffvereinigung).

Einen Reinstoff, der chemisch nicht weiter zerlegt werden kann, nennt man chemisches **Element**. Ein chemisches Element bildet bei chemischen Reaktionen mit anderen Elementen oder Verbindungen immer eine chemische Verbindung (Elemente können chemisch immer nur zu Verbindungen reagieren).

Stoffe bestehen aus kleinstmöglichen Stoffportionen. Bei Elementen heißen diese **Atome**. Wenn zwei Elemente chemisch reagieren, so bilden ihre Atome **Atomverbände** aus beiden Atomsorten. Chemische Verbindungen bestehen aus Atomverbänden.

Bei den Elementen unterscheidet man **Metalle** (glänzend, verformbar, wärmeleitend, elektrisch leitfähig) und **Nichtmetalle**.

Chemische Verbindungen aus zwei oder mehreren Metallen sind **Legierungen** (metallische Verbindungen).

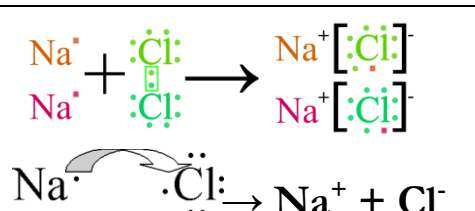
Chemische Verbindungen von Metallen mit Nichtmetallen sind **Salze** (ionische Verbindungen). Sie bestehen aus **Ionen** (elektrisch geladenen Atomen und Atomverbänden), bilden nicht verformbare, brüchige Kristalle mit hohen Schmelztemperaturen und sind elektrisch nicht leitfähig außer in Lösung und Schmelze (**ionische Bindung**).

Chemische Verbindungen aus nichtmetallischen Elementen bilden **molekulare Verbindungen** (Molekülverbindungen). Sie bestehen aus **Molekülen**, elektrisch neutralen Atomverbänden. Atome bestehen aus Atomkernen (positiv geladen, reich an Masse) und der Atomhülle, in der sich negative Ladungen befinden, die **Elektronen**.

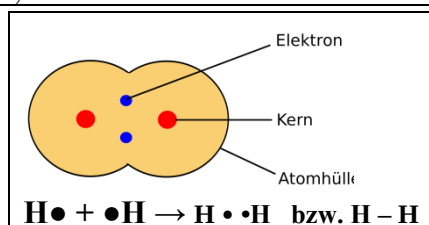
In Molekülen sind die Atome miteinander verbunden, weil ihre außen gelegenen Elektronen (die Außen- oder Valenzelektronen) miteinander bindende Elektronenpaare bilden (**Elektronenpaarbindung** EPB, auch kovalente Bindung oder Atombindung genannt).

Chemische Formeln sind Symbole für Stoffe sowie für deren Atome oder Atomverbände. Sie bestehen aus den Elementsymbolen der beteiligten Atome bzw. Elemente und kleinen Zahlen für deren Mengenverhältnisse. Diese richten sich bei Salzen nach den Ladungen der Ionen und bei Nichtmetallen nach der Anzahl ihrer Außenelektronen. Sie entspricht der Hauptgruppenzahl des Elementes im Periodensystem.

Reaktionsgleichungen geben Stoffumwandlungen wieder. Sie bestehen aus den Formeln aller Ausgangsstoffe (links vom Reaktionspfeil →) und denen aller Reaktionsprodukte (rechts vom Pfeil). Die großen, vor die Formeln gestellten Zahlen geben die Stoffmengenverhältnisse an, in denen die Stoffe miteinander reagieren.



Natriumatome verbinden sich mit einem Chlormolekül, indem die Metallatome Na je ein Elektron an je ein Chloratom abgeben. Es entstehen die Ionen Na^+ und Cl^- (Bildquelle links: CC BY-SA 2.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=71165>)



Der Experimentalphysiker Herbert Daniel schrieb zur ionischen Bindung das Gedicht „Beziehungskiste“:

Es sprach das Chlor zum Natrium:
Du kommst mir wieder gar zu dumm!
Erst nimmst du ein Elektron mir,
dann willst du dich verbinden hier!
Da lob'ich mir den Wasserstoff,
bei dem gibt's überhaupt nicht Zoff.
Man teilt sich halt die Elektronen
Und keine Chance haben Ionen.

(aus: Herbert Daniel: *Verdichtungen. Alte Verse – Neugemacht und neu gedacht*. Gerhard Hess Verlag, Bad Schussenried 2004)

Stichwortverzeichnis (Sachregister, Fachbegriffe von A – Z mit Seitenzahl)

Stichwort (Sachwort, Person)	Seite(n)	Stichwort (Sachwort)	Seite(n)
A ggregatzustand	16	K aliumhydroxid, Kalilauge	32
Alkalimetall	31ff, 40	Kernladungszahl (Atomkern)	45, 57
Argon Ar	38f	Kernverschmelzung, -fusion	55
Atom	16ff, 24ff, 54ff	Kohlenstoff C	8
Atomhülle	54ff, 59	Kohlen(stoff)dioxid CO ₂	8, 12f, 39
Atommasse, relative RAM	26, 44ff, 48ff	Kristall, Kristallform	16
Atommodell, -theorie: <i>Dalton</i>	15ff, 54f	Kupfer Cu	10f, 61
Atommodell: <i>Rutherford</i>	26, 54	Kupfersulfat CuSO ₄	7
Atommodell: <i>Bohr</i>	57ff	Kupfersulfide Cu ₂ S, CuS	8, 11, 17ff, 23f
Atommodell: <i>Schrödinger</i>	59	L auge (alkalische Lösung)	34
Atomorbital AO	60f	Lithium Li	31f, 58
Atomverband	24ff	M asse <i>m</i> (in kg)	19ff
Atomzahlenverhältnis	23	Massenverhältnis	17ff, 21f
Avogadro-Zahl	25, 28f, 44	Menge <i>n</i> (eines Stoffes, in mol)	19ff, 21ff
B ahn des Elektrons (Atomhülle)	57ff	Metall	9ff, 14f
Block (im Periodensystem)	61	Mol (Stoffmengeneinheit)	21f
Brom Br ₂ und Bromide	35ff	molare Masse <i>M</i>	22
Bunsenbrenner	55	Molekül	29f, 34
C hemische Reaktion	13f	N achweisreaktion	37
chemische Verbindung	8	Natrium Na	32f, 35
chemische Wertigkeit	51, 59	Natriumhydroxid, Natronlauge NaOH	32f
Chlorgas Cl ₂ und Chloride	35f, 58	Nebengruppe (im PSE)	46ff
Chlorwasserstoffgas HCl	35f	Neon Ne	38f
D iffusion	16	Neutron <i>n</i>	45, 54ff
E delgas	38ff	Nichtmetall	9
Edelgaskonfiguration	57ff	O rbital (in der Atomhülle)	60
Eisen Fe	9ff, 16	Ordnungszahl	45, 57
elektrische Energie	7	Oxid, Oxide	13, 48, 58
Elektron e ⁻	45, 54ff	Oxidation	34
Elektronegativität EN	48f	Oxidationszahl	48, 51
Elektronenabgabe, -aufnahme	34, 58	P eriode	45ff
Elektronenkonfiguration	59ff	P eriodensystem der	25, 41, 44ff, 48ff,
Element (chemisches)	7, 14ff, 43, 53	E lemente, PSE	53, 57, 61
Elementarteilchen	45	Periodizität	
Elementfamilie (Hauptgruppe)	31ff, 40	(der Elementeigenschaften)	44ff
Elementsymbol	23	Proportion (Verhältnis)	71
endotherm	8	Proton p ⁺ (auch: H ⁺)	45, 54ff
Energie	7	Q uantenzahl	61
Erdalkalimetall	34	R eaktion, chemische	13f
exotherm	40f	Reduktion	34
F lamm(en)färbung	33	S alz, Salze	34ff
Formel, chemische	23	Sauerstoff(gas) O ₂	9, 14, 21
G esetz, Grund- (in der Chemie)	20ff	Schale (Atomhülle)	57ff
Gesetz von Avogadro	20ff, 28ff	Schwefel S	9, 19
H alogen, Halogenid	35ff, 40	Stoffmenge <i>n</i> (in mol)	19ff, 21ff
Halogenwasserstoff	35ff	Stoffmengenverhältnis	21, 23
Hauptgruppe (im PSE)	45ff, 57	Stoffname (chemischer)	11f
Helium He (Ballongas)	38f	Stoffportion, -menge	15, 19ff
I od I ₂ und Iodide	35ff	Stoffvereinigung (Synthese)	8, 13f
Ion	58	Stoffzerlegung (Analyse)	8, 13f
Ionenladung	51f	T reibhausgas	39
Isotop	54ff	V alenz (chem. Wertigkeit)	59
K alium K	32f	Valenzelektron	57

Stichwort (Sachwort, Person)	Seite(n)
V erbindung, chemische	8
Verbrennung	14
W asser H ₂ O	14, 21, 24
Wasserstoff(gas) H ₂	14, 21, 31f, 36, 45
Wertigkeit, chemische (Valenz)	51, 59
X enon(gas) Xe	38f

Das Nachschlagewerk „**Fachbegriffe der Chemie**“ im Taschenbuchformat (siehe rechts) bietet die Möglichkeit, offline schnell und schülergerechte Erklärungen für Fachbegriffe von A bis Z nachzuschlagen, zusätzlich zu eingängigen Merksätzen zu allen wichtigen Themen aus dem Chemieunterricht:

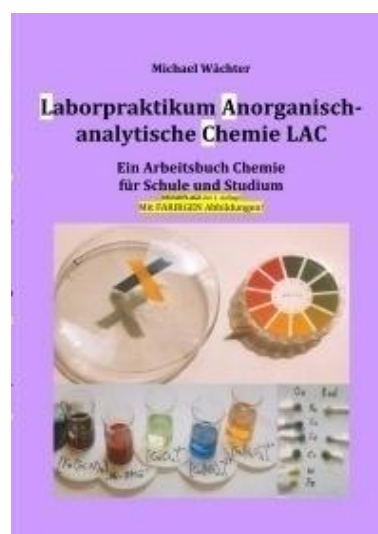
M. Wächter: **Fachbegriffe der Chemie**, epubli 2020 (ISBN: 9783752965704, ein ausführliches Nachschlagebuch (Lexikon) mit schüler/innen(gerechten Erklärungen)

Lese-Empfehlung:



Links: Das Sachbuch „**Chemie – Grundwissen für Klasse 7 bis 10**“ bietet alle wichtigen Lerninhalte für den Chemieunterricht, die man bis Klasse 11 wissen sollte – einfach und anschaulich erklärt. (ISBN-Nr. siehe Folgeseite).

Rechts: Das Lehrbuch „**Laborpraktikum Anorganisch-Analytische Chemie**“ führt in die Allgemeine und in die Analytische Chemie ein: Gut verständliche Erklärungstexte, Versuchsvorschriften und anschauliche Abbildungen. (ISBN-Nr. siehe Folgeseite).



Lern- und Lesehinweise

- 1.) **M. Wächter: Merksätze und Formeln Chemie**, epubli 2019, kleines Taschenbuch zu nur 7,99 €, ISBN 9783748550129 (auch als ebook für unter 3 €: ISBN bzw. EAN: 9783748597735)

Diese und alle weiteren Lernhilfen und Arbeitshefte erhältlich im Epubli-Online-shop über:
<https://www.epubli.de/shop/autor/Michael-Wächter/28316> (ggf. nach unten scrollen!)

- 2.) **CHEMIE!?! Das Grundwissen für Klasse 7 bis 10**, ein Arbeitsbuch für die Schule - alle Lerninhalte mit Erklärungen, Übungsaufgaben, Lernhilfen, epubli 2020, preiswerte Schwarzweißausgabe (s/w) mit ISBN 9783752995596; mit vielen, farbigen Abbildungen: ISBN 9783752995657
- 3.) **Chemie im Distanzunterricht**, neuen Reihe für Kl. 7 bis 10 in folgenden Bänden:
- (I) **Stoffe, Teilchen, Reaktionen**, ISBN: 9783753144399, preiswerter auch in schwarzweiß (s/w): 9783753138558;
 - (II) **Elemente, Periodensystem, Atombau**, ISBN farbig: 9783753148243, ISBN in s/w: 9783753148168
 - (III) **Salze, Säuren, Laugen**, ISBN farbig: 9783753159218, s/w: 9783753159249
 - (IV) **Redoxreaktionen – Energie aus chemischen Reaktionen**, ISBN farbig: 9783753165097, s/w: 9783753165028
 - (V) **Molekülverbindungen, Strukturformeln, Stoffe als Energieträger**, ISBN farbig: 9783753172064, s/w: 9783753171609
- 4.) **Üb(er)legungsaufgaben Chemie**, eine Reihe in 6 Bänden (Übungsaufgaben, Klausur- und Prüfungsaufgaben **mit Lernhilfen + Lösungen**, epubli 2019),:
- Bd.1: **Grundlagen der Chemie** (ISBN farbig: 9783750240421, in s/w: 9783748539421)
 - Bd.2: **Allgemeine und Anorganische Chemie, Stöchiometrie** (ISBN s/w: 978-3-748539-46-9, farbig: 978-3-750240-650),
 - Bd.3: **Physikalische Chemie** (ISBN s/w: 978-3-748539-47-6),
 - Bd.4: **Analytische Chemie** (ISBN s/w: 978-3-748539-48-3),
 - Bd.5: **Grundlagen der Organischen Chemie** (ISBN: 978-3-748539-52-0),
 - Bd. 6: **Anorganisch-chemische Technologie** (ISBN: 9783748571162),
 - Bd. 7: **Organisch-chemische Technologie**; (ISBN 9783753133430)
- 5.) **Das Lernen Lernen. Lernhilfen für Schule und Homeschooling**, für nur 8,99 Euro, Tipps für alle Fächer, für selbstständiges Lernen im Präsenz- und Distanzunterricht, ISBN 9783753104713 (epubli 2020)
- 6.) **Fachbegriffe der Chemie** - Definitionen, Grundwissen und Erklärungen zum Nachschlagen und Lernen, ISBN: 978-3-753172-14-9
- 7.) **Laborpraktikum Anorganisch-analytische Chemie LAC** (ISBN 9783750270077)
- 8.) **Kleine Entdeckungsgeschichte(n) der Chemie** im Kontext von Zeitgeschichte und Naturwissenschaften, Printausgabe: Verlag Königshausen und Neumann, ISBN: 9783826065101, wesentlich preiswerter für 7,99€ auch als ebook: Verlag Twentysix, EAN: 9783740768782
- 9.) **Analytik - die Geschichte** (ein Sach- und Lesebuch zur Analytik und Gerichtsmedizin, ihren Methoden, Erfindungen und Entdeckungen, Printausgabe: epubli 2019, ISBN: 978-3-748540-88-5, wesentlich preiswerter für 7,99€ auch als ebook: Verlag Twentysix, EAN: 9783740745318)
- 10.) **Entdeckungsgeschichte(n) aus den BIOWissenschaften und der Medizin**, epubli 2019, ISBN: 978-3-748541-56-1 preiswerter auch als ebook erhältlich, Verlag twentysix
- 11.) **Tabellenbuch der Chemie**, Daten zur Analytik, Laborpraxis und Theorie, wiley-VCH Verlag Weinheim, 2012, ISBN-13: 978-3-527-32960-1
- 12.) **Chemielabor, Einführung in die Laborpraxis**, wiley-VCH Verlag Weinheim (2011), ISBN-13: 978-3-527-32996-0
- 13.) **Kleine Entdeckungsgeschichte(n) der Astronomie** im Kontext von Zeitgeschichte und Physik, Verlag Königshausen und Neumann, 2018, ISBN: 978-3-8260-6511-8 (auch ebook erhältlich)

Autorenhomepage:

<https://michael-waechter.jimdosite.com/>

Der Autor: Michael Wächter war nach seinem Lehramtsstudium in Chemie, Pädagogik und Theologie zunächst als Lacklaborant in Münster-Hiltrup und als Chemielehrer an Gymnasien in Rheda-Wiedenbrück und Datteln tätig. Nun bildet er als Lehrer u. a. chemisch-technische Assistenten, Chemielaboranten, Lacklaboranten, Chemikanten und Produktionsfachkräfte Chemie am Hans-Böckler-Berufskolleg in Münster aus. Durch langjährige Lehrtätigkeit in Chemie und als Schul- und Sachbuchautor ist er mit den unterschiedlichen Frage- und Problemstellungen von Schülerinnen und Schülern sowie von Lernenden in den Laborberufen bestens vertraut.