

Michael Wächter
Chemie im Distanzunterricht, Band 1:
Stoffe, Teilchen, Reaktionen



Impressum, Disclaimer und Hinweise:

Impressum

Texte: © Copyright by Michael Wächter
Umschlag: Gestaltung: © Copyright by Michael Wächter,
Verlag: Michael Wächter
Borsigweg 21a
48153 Münster
waechter.michael@t-online.de
Druckversion: ISBN-Nr. 9783753144399, Verlag epubli, Link:
<https://www.epubli.com/shop/stoffe-teilchen-reaktionen-9783753144399>

Verwendungszweck:

Dieses Dokument ist die pdf-Version eines Sach- und Arbeitsbuchs für das (Kennen-)Lernen von Ethik, Philosophie und Religion in Schule und Studium. Gut zur Klausur- und Abiturvorbereitung, auch im Grundstudium. Der Autor ist Lehrer für Religion und Chemie.

Diese pdf-Datei wurde dem **Bildungsserver MUNDO** vom Autor zur Verfügung gestellt. Sie darf **für den Privatgebrauch und für Unterrichtszwecke** eingesetzt werden (Teilausdrucke von bis zu 20 Seiten auch im Klassensatz erlaubt). Diese Datei darf jedoch weder elektronisch vervielfältigt noch außerhalb von Unterrichtseinsätzen an Dritte weitergegeben oder gar weiterverkauft werden, sie ist **urheberrechtlich geschützt**. Das Dokument ist als Printausgabe im Buchhandel und im Netz verfügbar (Format DIN A 4), am Schnellsten über folgenden Link:
<https://www.epubli.com/shop/stoffe-teilchen-reaktionen-9783753144399>

Zum Autor:

Michael Wächter ist ein seit Jahrzehnten aktiv erklärender und erzählender Chemielehrer, Wikipedianer und Buchautor: Bei Klett, Wiley, im epubli- und Europa-Verlag verfasste er anschaulich erklärende Lernhilfen, Schul- und Lehrbücher über Chemie, bei Königshausen und Neumann zwei erzählende Sachbücher über Quecksilber, Quacksalber und Sternforscher und bei epubli über Sitten, Sünden und Sinnfragen sowie über die Rechtsmedizin („Analytik – die Geschichte“). Von guter Polizei- und Forschungsarbeit fasziniert schrieb er dort auch seine neue Krimireihe "Kommissar Peveling ermittelt", zuvor den Krimi "Gulligold", das science-fiction-Abenteuer "Regenwald-Razzia 2048 - Arturos Kampf am Rio Negro" und die historisch-phantastischen Erzählungen "Das Anden-Artefakt" und "Das Altakolia-Projekt".

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

Als Autor im Epubli-shop unter:

<https://www.epubli.de/shop/autor/Michael-W%C3%A4chter/28316>

Bei Amazon: <https://www.amazon.de/stores/author/B001K6ND48>

SICHERHEITSHINWEIS / HAFTUNGSAUSSCHLUSS:

Bei den Versuchen (chemischen Experimenten) in diesem Buch werden zum Teil gefährliche Chemikalien verwendet. Sie dürfen daher nur unter Einhaltung der Sicherheits- und Entsorgungsvorschriften und nur unter Aufsicht einer erfahrenen Lehrkraft durchgeführt werden, die die Gefährungsbeurteilungen GefBU gemäß Gefahrstoffverordnung GefStoffVO erstellen, die H-/P-Sätze zur Verfügung stellen und die Einhaltung der Sicherheits- und Entsorgungsvorschriften sicherstellen. Der Autor haftet nicht für etwaige Folgen unsachgemäß durchgeführter Experimente.

Alle **Versuche** in diesem Buch dürfen also **nur unter Aufsicht** einer erfahrenen Lehrkraft durchgeführt werden!

Chemie im Distanzunterricht, Band 1
Stoffe, Teilchen, Reaktionen

Michael Wächter

Impressum

Texte: © Copyright by Michael Wächter
Umschlag: Gestaltung: © Copyright by Michael Wächter,
Verlag: Michael Wächter
Borsigweg 21a
48153 Münster
waechter.michael@t-online.de
Druckversion: ISBN-Nr. 9783753144399, Verlag epubli, Link:
<https://www.epubli.com/shop/stoffe-teilchen-reaktionen-9783753144399>

Inhaltsverzeichnis*

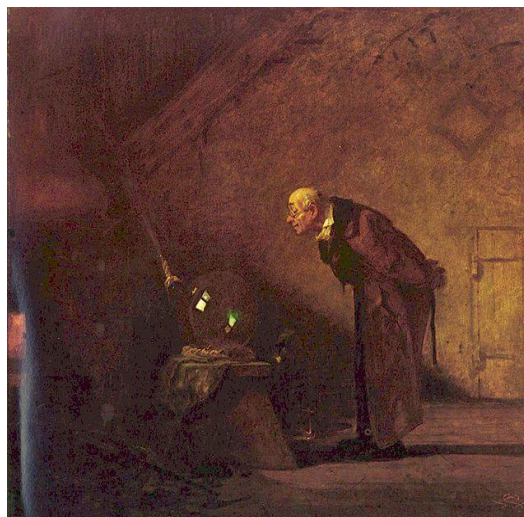
<u>Vorwort</u>	(Einführung in das Lernkonzept „Chemie im Distanzunterricht“)	S. 6
<u>Kap. 1: Stoffe</u>		7
1.1	Stoffe und Stoffeigenschaften Physikalische und chemische Stoffeigenschaften; Aggregatzustände, Verformbarkeit, Dichte, Komprimierbarkeit, Diffusion, Löslichkeit, Leitfähigkeit, Brennbarkeit, Korrosivität	7
1.2	Reinstoffe und Stoffgemische	9
1.3	Stofftrennverfahren Mechanische und thermische Stofftrennverfahren	11
1.4	Stoffumwandlungen erkennen	14
1.5	Stoffgruppen Elemente und Verbindungen, Metalle, Edelgase, Salze, Kunststoffe	16
1.6	Stoffnamen	20
1.7	Lernzusammenfassung „Stoffe“	22
1.8	Übungsaufgaben zum Thema Stoffe	23
1.9.	Lösungen zu den Übungsaufgaben zu Kap. 1	24
<u>Kap. 2: Teilchen</u>		26
2.1	Das Teilchenmodell (Stoffeigenschaften im Teilchenmodell)	26
2.2	Die Atomhypothese	28
2.3	Die Atomtheorie	29
2.4	Masse und Menge, Muster und Massenverhältnisse	31
2.5	Atome und Atomverbände	32
2.6	Ein Modell vom Atom	33
2.7	Lernzusammenfassung „Teilchen“	34
2.8	Übungsaufgaben zum Thema Teilchen	35
2.9	Lösungen zu den Übungsaufgaben zu Kap. 2	36
<u>Kap. 3: Reaktionen</u>		37
3.1	Stoffumwandlungen – manchmal hell, schnell, laut und heiß (Stoffumwandlungen im Teilchenmodell: Reaktionen auf Teilchenebene, der zeitliche Verlauf chemischer Reaktionen, Energieumsätze bei chemischen Reaktionen)	37
3.2	Stoffe vereinigen und zerlegen	42
3.3	Verbrennung – eine Oxidation	44
3.4	Metallgewinnung – eine Reduktion	44
3.5	Wie schnell Reaktionen ablaufen	49
3.6	Beeinflussung der Reaktionsgeschwindigkeit	50
3.7	Wie weit Reaktionen ablaufen	50
3.8	Aktivierungsenergie und Katalyse	51
3.9	Stoffumsetzungen bei chemischen Reaktionen (Die drei Grundgesetze der Chemie, Avogadros Gesetz, Stoffmengen - das „Mol“, Stoffmengenverhältnisse und Formeln, Reaktionsgleichungen für einfache Reaktionen)	52
3.10	Arten chemischer Reaktionen (ein Überblick)	58
3.11	Lernzusammenfassung „Reaktionen“	59
3.12	Übungsaufgaben zum Thema Reaktionen	60
3.13	Lösungen zu den Übungsaufgaben zu Kap. 3	62
<u>Anhang:</u>	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 und 8) über Organische und Physikalische Chemie in Klasse 9 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).

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 und (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: Stoffe

1.1 Stoffe und Stoffeigenschaften

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

Manche Stoffe (Materialien) sind fest, andere flüssig und wieder andere sind gasförmig. Manche sind hart, andere weich, und manche sind brennbar, brüchig oder farbig. Viele Stoffe erkennt man an ihren Eigenschaften.

Physikalische Stoffeigenschaften

Die drei Zustandsformen fest, flüssig und gasförmig nennt man **Aggregatzustände**. Je nach Temperatur und Druck nehmen Stoffe einen bestimmten Aggregatzustand ein – Wasser unterhalb von 0°C ist fest (zu Eis oder Schnee gefroren, siehe Abbildung 1), unterhalb von 100°C flüssig und bei 100°C kocht es – es wird gasförmig.

Reine Stoffe wie Wasser haben immer gleich bleibende **Schmelz- und Siedetemperaturen**. Manche können sogar direkt vom festen in den gasförmigen Zustand übergehen (Sublimation), und vom Gaszustand zurück in den festen Zustand (Resublimation, siehe Abb. 2 und 3).



Abb. 4: Iod in Wasser (links), in Hexan (Mitte) und in Wasser mit Hexan (Eig. Foto)

(Eig. Foto)

Eine andere, wichtige Stoffeigenschaft ist die **Löslichkeit**. So ist der Stoff Iod z.B. kaum löslich in Wasser, aber gut in Flüssigkeiten wie Öl, Hexan und Waschbenzin (Abb. 4). Wenn man Iodwasser daher mit Hexan zusammen schüttelt, wird das Iod vom Hexan aus der wässrigen Phase herausgezogen (Extraktion, Abb 4 rechts). Auch die **Farbe** ist eine Stoffeigenschaft: Iod ist als Dampf violett, Kohlenstoff ist schwarz und Metalle glänzen (Kupfer rötlich und Silber hell) und Kohlenstoff ist schwarz).

Chemie ist die Lehre der Stoffe und Stoffumwandlungen. In ihr werden unbekannte Material- und Stoffproben untersucht. Chemiker untersuchen Stoffe und trennen Stoffgemische in **Reinstoffe** auf. Diese erkennen sie an bestimmten **Stoffeigenschaften**.

Hierzu gehören z.B. die Farbe, die Wasserlöslichkeit, die Dichte oder auch die Schmelz- und Siedetemperatur eines Reinstoffes.

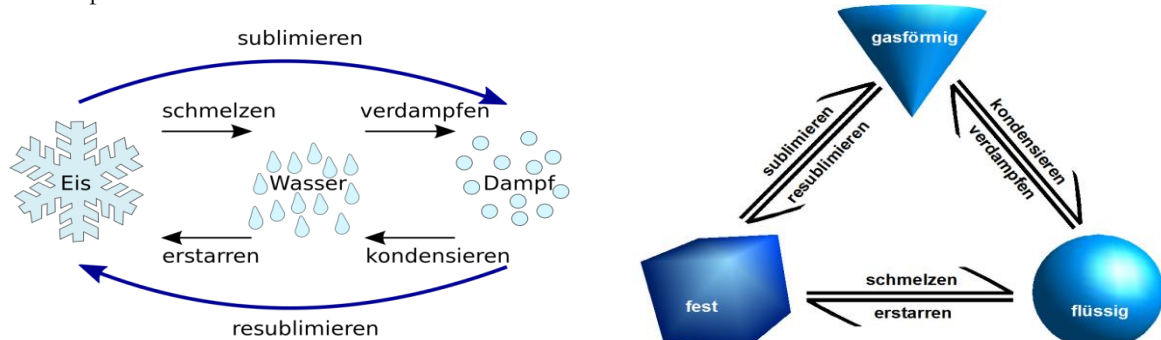


Abb. 3: Links die drei Aggregatzustände von Wasser. Das Schema rechts zeigt die Aggregatzustands-Änderungen für alle Stoffe allgemein (Bildquelle links: Von Synkizz - Eigenes Werk, basierend auf: Aggregatzustände.png und Aggregatzustände schematisch.png, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=26885387>, rechts: Von Wiki-Hypo, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=2324153>)



Abb. 1: Gefrorenes Rauheis ist aus Wasser – Wasserdampf (gasförmig) aus der Luft kann im Winter direkt zu festen Eiskristallen „resublimieren“ (Eig. Foto)



Abb. 2: Iodkristalle sublimieren beim Erwärmen direkt, ohne vorher zu schmelzen. Am kalten Uhr glas oben resublimiert der violette Ioddampf wieder zu kleinen, schwarzen Kristallen (Eig. Foto)

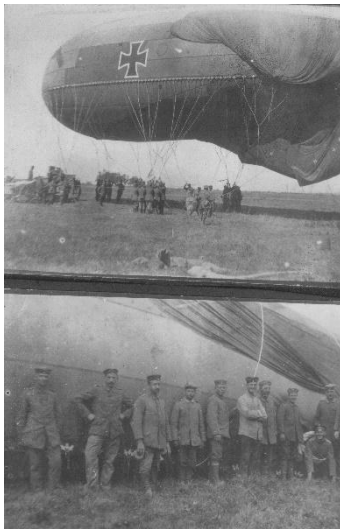


Abb. 5: Der „Ballonzug 50“, historische Aufnahmen von 1917.

auf die Masse m legt, dann ergibt sich gegenüberliegend die Berechnung aus der Dichte und dem Volumen: $\rho \cdot V = m$.

Alle **Metalle** sind **verformbar** – salzartige Feststoffe wie Kupfer- und Silbersulfid sind das nicht. Metalle glänzen außerdem und leiten den elektrischen Strom und Wärme gut (Darum fühlen sich bei Raumtemperatur metallische Gegenstände kälter an: Sie leiten die Körperwärme schneller von Körper weg). Anhand ihrer ähnlichen Eigenschaften kann man die Metalle als **Stoffgruppe** zusammenfassen. Ähnlich sind z.B. alle Salze brüchig und kristallin und leiten den elektrischen Strom nicht, es sei denn sie liegen in Wasser gelöst vor oder als Schmelze. Zudem haben sie sehr hohe Schmelz- und Siedetemperaturen.

Chemische Stoffeigenschaften

Manche Stoffe entzünden sich sogar, wenn man sie erwärmt oder in Kontakt mit einer Flamme oder einem Funken bringt.. Neben der Schmelz- und Siedetemperatur haben sie also auch eine Zündtemperatur und einen Flammpunkt. Der verbrannte Stoff ist jedoch nicht mehr da – er hat eine **Stoffumwandlung** durchgemacht und ist z.B. zum Abgas oder zu Asche geworden. Stoffeigenschaften, die sich auf eine solche Stoffumwandlung beziehen, bei der also der Ausgangsstoff hinterher nicht mehr da ist, werden **chemische Stoffeigenschaften** genannt. Die **Brennbarkeit** ist eine solche chemische Stoffeigenschaft, ebenso wie die **Korrodierbarkeit** (das ist die Angreifbarkeit von Metallen durch ätzende Stoffe) oder die Beständigkeit gegenüber anderen Chemikalien wie z.B. heißem Schwefel (Abb.6). Eisen z.B. rostet, aber Gold nicht. Kupfer und Eisen werden auch schnell von heißem Schwefel angegriffen – Glas jedoch nicht.

Wenn Reinstoffe mit anderen Stoffen „reagieren“ (in andere, neue Stoffe umgewandelt werden), dann handelt es sich um eine chemische Stoffeigenschaft: Bei **chemischen Reaktionen** entstehen immer neue Stoffe.

Immer gleichbleibende Stoffeigenschaften bei Reinstoffen

Reinstoffe erkennt man oft leicht an ihren Eigenschaften: Eisen glänzt metallisch, ist verformbar, leitfähig und kann rosten. Wasser ist farb- und geschmacklos und schmilzt bei 0°C. Ein Liter Wasser wiegt ziemlich genau ein Kilogramm – es hat die Dichte 1 kg/dm³. Kochsalz ist wasserlöslich, nicht brennbar und schmeckt typisch wie Speisesalz. Und Feuerzeuggas ist brennbar, farblos und von wesentlich geringerer Dichte als Wasser. Salzwasser hingegen – das Gemisch aus reinem Salz und reinem Wasser – ist weder geschmacklos, noch hat es die Dichte von reinem Wasser. Je mehr Salz in dem Wasser gelöst ist, desto salziger schmeckt es, und desto höher ist die Dichte des Salzwassers. Stoffgemische haben andere Eigenschaften als die Reinstoffe, aus denen sie bestehen.

Gase weisen eine geringe **Dichte** auf. Die von Ballongas (Helium) und Wasserstoffgas ist sogar noch geringer als die der Luft (sie besteht aus Gasen wie Stickstoff und Sauerstoff). Mit Wasserstoffgas befüllte Zeppeline wurden daher schon im ersten Weltkrieg zum Auftrieb in „Luftschiffen“ eingesetzt (Abb. 5). Metalle hingegen haben eine hohe Dichte (Schwermetalle sogar eine Dichte von über 5 g/cm³).

Die Dichte ist eine Stoffeigenschaft, die man nur messen kann. Man wiegt dazu den Festkörper aus einem bestimmten Stoff aus, bestimmt sein Volumen und teilt dann die ausgewogene Masse m des Körpers in Gramm g durch sein Volumen V in cm³ oder mL:

Dichte = Masse : Volumen (in Symbol-Schreibweise: $\rho = m / V$. Ihre Einheit ist g/cm³ oder g/mL. Das entspricht auch 1 kg/L oder 1 kg/dm³.

Die Dichte ρ kann durch Teilen der Masse m durch das Volumen V berechnet werden. Mit dem Dreieck rechts kann man auch die anderen Größen berechnen. Wenn man den Finger auf die Größe legt, die man wissen möchte, sind noch zwei Größen übrig. Der Streifen steht für „teilen durch“ und der Punkt für „malnehmen mit“. Wenn man z.B. den Finger

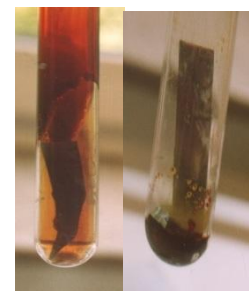
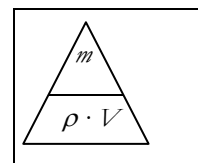


Abb. 6: Kupferblech reagiert mit Schwefeldampf (links) zu schwarzem Kupfersulfid (rechts, Eig. Fotos).

Unterscheidung physikalischer und chemischer Stoffeigenschaften

Physikalische Stoffeigenschaften beschreiben das Verhalten des Stoffes bei physikalischen Vorgängen (ohne Stoffumwandlung, der Stoff bleibt erhalten). Beispiele hierfür sind:

- Härte und Aussehen eines Stoffes,
- seine Dichte (angegeben in kg/dm^3 bzw. g/cm^3 oder auch kg/L bzw. g/mL),
- seine Schmelz- und Siedetemperaturen (gemessen z.B. in $^{\circ}\text{C}$; Stoffe können bei bestimmten Temperaturen bestimmte Aggregatzustände einnehmen: fest, flüssig und gasförmig),
- seine Fähigkeit, Wärme und elektrischen Strom zu leiten.

Chemische Stoffeigenschaften beschreiben die Fähigkeit eines Stoffes, sich im Kontakt mit anderen Stoffen zu verändern, in andere Stoffe umzuwandeln:

- Eisen bildet an feuchter Luft braunen Rost, Kupfer hellgrüne Patina,
- Eisen wird von Salzsäure angegriffen, Kupfer nicht,
- Zucker verkohlt in Hitze und bildet schwarzen Kohlenstoff und Wasserdampf,
- Feuerzeuggas kann mit Luft zu Abgasen verbrennen, zu Kohlendioxidgas und Wasserdampf.

Bei diesen chemischen Vorgängen entstehen **neue Stoffe**, erkennbar an neuen Stoffeigenschaften. Vorgänge mit **Stoffumwandlungen** werden als chemische Reaktionen bezeichnet.



Abb.7: Stoffe in einem Chemikalienlager

(Bildquelle: Eigenes Foto, ebenso im Folgenden, sofern nichts anderes vermerkt wurde)

1.2 Reinstoffe und Stoffgemische

Bei **Reinstoffen** bleiben die Eigenschaften immer gleich. Bei anderen, einheitlich aussehenden Materialien gibt es Unterschiede. Auch Salzwasser ist flüssig, aber je nach Salzgehalt von unterschiedlicher Dichte, Schmelztemperatur und von unterschiedlich stark salzigem Geschmack. Auch die Siedetemperatur von Salzwasser liegt etwas höher als die 100°C von reinem Wasser. Beim Abkochen verdampft das Wasser schließlich und das Salz bleibt als feste Kruste zurück: Salzwasser ist also kein Reinstoff, sondern ein **Gemisch** aus zwei unterschiedlichen Stoffen – ein Stoffgemisch aus Wasser und Salz. Das Salzwasser ist von reinem Wasser nicht zu unterscheiden – es sieht gleich aus (außer, wenn es stark konzentriert ist und nicht alles Salz im Wasser aufgelöst wurde, konzentriertes Salzwasser fühlt sich zudem fast ölig an, so z.B. im Toten Meer. Hier ist die Dichte des Salzwassers so hoch, dass ein Schwimmer nicht untergehen kann – auch ohne Schwimmbewegungen. Er sitzt fast auf dem Wasser, vergleiche Abb. 8)

Reines Wasser und Salzwasser weisen wichtige Unterschiede auf: Reines **Wasser** hat eine Schmelztemperatur von 0°C . Es siedet unter normalem Luftdruck bei $+100^{\circ}\text{C}$ und seine Dichte beträgt bei $3,98^{\circ}\text{C}$ genau $1,0 \text{ g}/\text{cm}^3$ (bei 20°C sind es $0,99997 \text{ g}/\text{cm}^3$). Reines **Speisesalz** (Kochsalz, Natriumchlorid) hat eine Schmelz- bzw. Siedetemperatur: 801°C und 1461°C , die Dichte beträgt $2,162 \text{ g}/\text{cm}^3$ und es färbt Flammen gelb. **Salzwasser** jedoch hat andere Eigenschaften als die beiden Reinstoffe, aus denen es besteht.

Die Untersuchung der Dichte, Schmelz- und Siedetemperaturen von **Salzwasser** bringt folgende Ergebnisse: In einem Liter Wasser lassen sich bei 0°C bis zu 356 g Kochsalz auflösen. Die



Abb. 9: Zeitungsleser im Toten Meer

(Bildquelle: User Pete, wikimedia commons unter: https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Dead_sea_newspaper.jpg)

Schmelztemperatur liegt nun bei nur noch -21°C und es siedet bei $+108^{\circ}\text{C}$ (eine „gesättigte“ Lösung). Die Dichte ändert sich mit zunehmendem Salzanteil des Stoffgemisches: eine Kochsalzlösung mit 1% Salzgehalt hat bei 20°C eine Dichte von $1,00534\text{ g/cm}^3$. Eine 10%ige Lösung liegt schon bei $1,07068$ und eine 20%ige Lösung bei $1,14779\text{ g/cm}^3$. Die Dichte steigt ebenso wie die Siedetemperatur mit zunehmendem Salzgehalt. Daher kann man in Meerwasser (Salzgehalt 3,5% und Dichte um $1,025\text{ g/cm}^3$ bei 25°C) besser schwimmen als in Süßwasser. Im Toten Meer (Salzgehalt 28 bis 33%) ist es sogar unmöglich unterzugehen – Schwimmbewegungen werden überflüssig (Abb. 8 oben).

Ebenso sind gereinigter Quarzsand und Wasser zwei Reinstoffe – das schlammige Gemisch aus beiden Stoffen, die **Aufschlammung** von Sand in Wasser (Chemischer Fachbegriff hierfür: Die „**Suspension**“) hat wiederum andere Eigenschaften als die Reinstoffe. Hier jedoch sieht man dem Stoffgemisch an, dass es aus zwei verschiedenen Stoffen besteht – das Stoffgemisch ist uneinheitlich (**heterogen**). Salzwasser hingegen, die wässrige Lösung von Salz in Wasser, ist ein einheitliches Stoffgemisch, es ist **homogen**. Es kann auch nicht mehr mit Hilfe eines Filters getrennt werden. Die Aufschlammung von Sand in Wasser hingegen kann durch Filtrieren wieder in beide Reinstoffe aufgetrennt werden (Abb. 9). Durch „Kochen“ (Sieden) wird aber auch Salzwasser wieder in seine Bestandteile aufgetrennt. Das Eindampfen bis zur Trockene ist also ein **Stofftrennverfahren** – das Gegenteil eines Mischvorgangs.

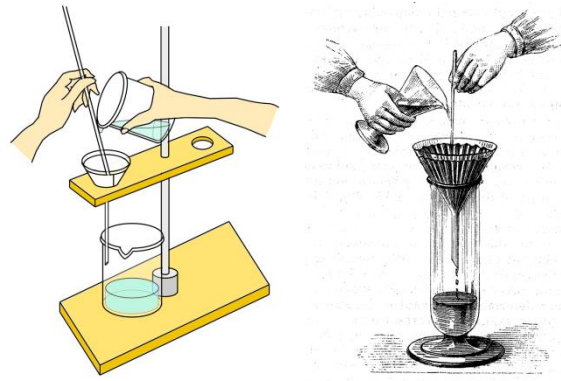


Fig. 23.

Abb. 9: Filtration eines Wasser-Sand-Gemisches mit Rundfilter und Analysetrichter (links) und in einer historischen Zeichnung mit einem Faltenfilter (rechts; beide Abb. gemeinfrei)

Bei Wasser-Öl-Gemischen ist eine Filtration nicht möglich. Öl und Wasser sind nicht mischbar – das Öl schwimmt oben und kann leicht abgetrennt werden (Abb. 10) – ein heterogenes Stoffgemisch. Wenn die Öltröpfchen im Wasser jedoch ganz fein verteilt vorliegen („dispergiert“ sind) und das trübe Gemisch homogen aussieht, dann nennt man ein solches Gemisch eine **Emulsion** (Abb. 11 auf der folgenden Seite). Erst wenn sich das Wasser wieder vom Öl getrennt hat (die ölige Phase setzt sich oben ab wie z.B. die Sahne auf frischer Kuhmilch), dann kann man es vorsichtig dekantieren (Abb. 12).

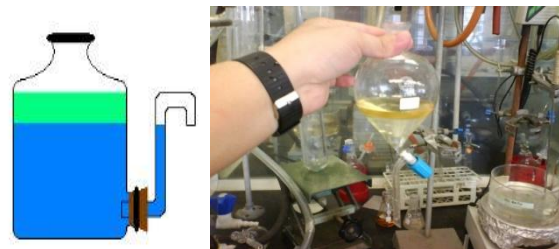


Abb. 10: Ölabscheidung im „Florentiner Topf“ (links) und im Scheidetrichter (rechts, beide Abb. gemeinfrei)

Zusammenfassend kann man sagen:

- Grundslegend unterscheidet man **Stoffgemische** und **Reinstoffe**.
- Stoffgemische kann man in einzelne Reinstoffe auftrennen (Stofftrennverfahren, rein physikalisch). Dazu nutzt man physikalische Stoffeigenschaften wie Siedetemperatur, Wasserlöslichkeit, Dichte und Magnetisierbarkeit.
- **Reinstoffe** haben konstante (gleichbleibende) Stoffeigenschaften – bei **Stoffgemischen** hängen sie von der Art der Bestandteile und ihrem Mischungsverhältnis ab.
- **Chemische Stoffeigenschaften** beschreiben, wie ein Stoff auf den Kontakt mit anderen Stoffen „**chemisch reagiert**“, das heißt: ob und wie er Stoffumwandlungen durchmachen und sich in andere, **neue Stoffe** umwandeln kann (Magnesiumpulver zum Beispiel ist entzündlich und brennt – Goldstaub nicht).



Abb. 12: Dekantieren einer Ölphase von der wässrigen Phase mit Hilfe eines Glasstabes (historische Skizze, gemeinfrei)

1.3 Stofftrennverfahren

Eine Öl-in-Wasser-Emulsion (Abb. 11) kann man mit einem **Scheidetrichter** auftrennen (Abb. 10 auf der vorausgegangenen Seite), manchmal auch durch **Dekantieren** (s.o., Abb. 12). Ein Gemisch aus Holzmehl und Sand kann man mit Hilfe von Wasser auftrennen: Das Holzpulver schwimmt, der Sand sinkt ab. Dieses Verfahren heißt **Dichtescheiden** oder auch **Schwimmscheiden (Flotation)**. Danach könnte man den Sand wieder vom Wasser trennen, indem man ihn **abfiltriert** (s.o. Abb. 9). Ein Gemisch aus Erbsen und Sand hingegen könnte man durch **Sieben** trennen, und ein Gemisch aus Eisenpulver und Schwefelpulver mit Hilfe eines Magneten (**Magnetscheiden**, Abb. 13).



Abb. 13: Links ein Gemisch aus Schwefel- und Eisenpulver, rechts dessen Trennung mit Hilfe eines Magneten (Magnetscheiden).

(Bildquellen: Links von Asoult - Eigenes Werk, CC-BY 4.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=39468005>, rechts Von Asoult - Eigenes Werk, CC-BY 4.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=39468000>)

ähnlicher Vorgang wie bei der Müllsortierung, wenn Magnettrommelscheider magnetisierbare Metalle aus dem Stoffgemisch „Müll“ abtrennen:

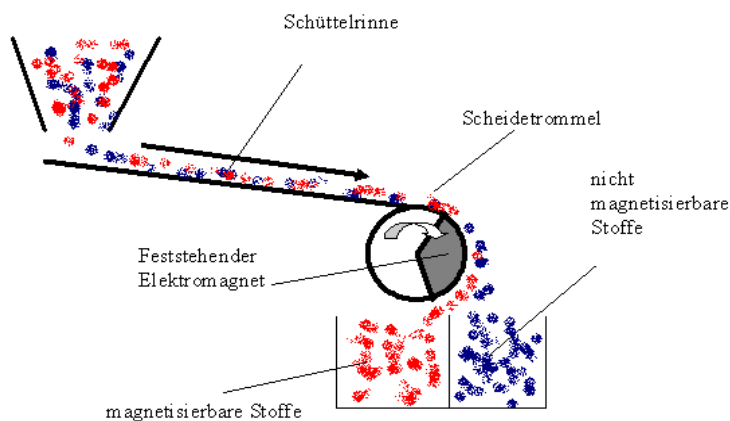


Abb. 14: Magnettrommelscheider (Bildquelle: User Maettchy, wikimedia commons)

Auch ein Eisen-Schwefelpulver-Gemisch kann auch mit Hilfe von Wasser aufgetrennt werden, da Eisenpulver in Wasser absinkt, während das unmagnetische, nicht benetzbare Schwefelpulver über dem Wasser schwimmt (Flotation, s.o.). Beide Stoffe im Gemisch sind bei der Trennung unverändert und mitsamt ihren Stoffeigenschaften erhalten geblieben; es fand keine Stoffumwandlung statt, keine chemische Reaktion.

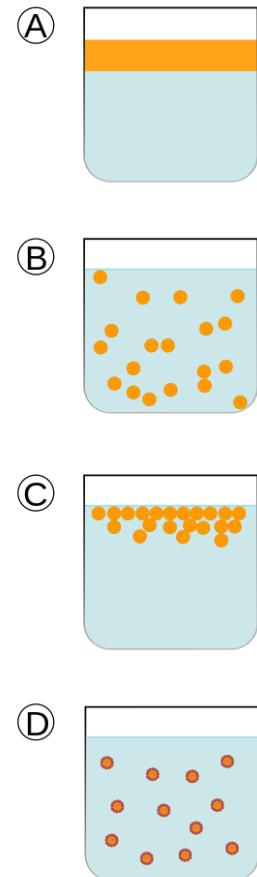


Abb. 11: Schema zur Veranschaulichung von Emulsionen (Abb. gemeinfrei): Zwei nicht mischbare Flüssigkeiten wie z.B. Öl und Wasser liegen übereinander (A): Sie bilden zwei nicht emulgierte Phasen. Wenn das Öl in Wasser feinverteilt und verwirbelt wird (B), dann entsteht eine Emulsion (Feinste Verteilung oder Dispersion der öligen Phase in der wässrigen Phase). Die instabile Emulsion trennt sich nach und nach wieder voneinander, und das Öl setzt sich oben ab (C). Bei der Zugabe von Seifen oder anderen Tensiden (in Spülmitteln enthalten) begeben sich die unsichtbar kleinen Seife- oder Tensid-Teilchen an die Schnittstelle zwischen den beiden Phasen von Öl und Wasser. Sie stabilisiert die Emulsion (hier: Das öl- und fetthaltige Spülwasser).

Wenn man das Stoffgemisch jedoch anzündet, dann glüht es auf und bildet einen neuen, schwarzen Feststoff. Dabei ist ein neuer Feststoff entstanden, das schwarze Pulver Eisensulfid. In der Chemie nennt man solche Stoffumwandlungen eine „**chemische Reaktion**“, und man schreibt sie als Schema in folgender Form auf: **Eisen + Schwefel → Eisensulfid**.

Verfahren wie das Magnetscheiden, das Schwimmscheiden, das Sieben und das Dekantieren sind keine chemischen Reaktionen, sondern nur **mechanische Stofftrennverfahren**, denn sie laufen auch nicht unter Beteiligung von Wärme ab.

Ein weiteres, mechanisches Stofftrennverfahren ist das **Extrahieren**. Hierbei wird ein Feststoffgemisch mit einer Flüssigkeit zusammengegeben, um einen oder mehrere lösliche Bestandteile aus dem Gemisch abzutrennen. Anschließend wird das Ganze filtriert. Die abgetrennte Flüssigkeit ist das **Extrakt**. Sie

enthält die herausgelösten Stoffe. Ein Beispiel hierzu ist das Herausziehen von Iod aus Iodwasser mit Hilfe von Hexan (siehe Abb. 4 auf Seite 7), zwei weitere Beispiele das Herstellen von Tee und Kaffee. Das Kaffeepulver und die Teemischung sind das **Extraktionsgut**, und heißes Wasser ist hier das Extraktionsmittel. Das Extrakt ist in diesem Fall das, was wir trinken.



Abb. 13 (links): Ein „Coffemaker“ von 1941 – Kaffee ist das Extrakt aus Kaffeepulver (Abb. gemeinfrei)
Abb. 14 (rechts oben): Ein Teesieb – der heiße Tee ist das Extrakt der Teemischung, heißes Wasser das Extraktionsmittel (Bildquelle: Tea_infuser.png: Afanasovichderivative work: Afanasovich, CC BY 3.0 <<https://creativecommons.org/licenses/by/3.0/>>, via Wikimedia Commons)

Thermische Stofftrennverfahren sind Stofftrennverfahren, bei denen Wärme eingesetzt wird. Das Abdampfen des Wassers aus Salzwasser ist eine solche Möglichkeit. Hier nutzt man unterschiedliche Siedetemperaturen: Wasser siedet bei 100°C, Kochsalz jedoch benötigt zum Schmelzen und Sieden wesentlich höhere Temperaturen.

Ähnlich ist es, wenn man die Stoffeigenschaften von Wasser und Alkohol vergleicht. In **Wasser-Alkohol-Gemischen** nimmt die **Dichte** mit zunehmendem Alkoholgehalt ab: Reiner Alkohol (Ethanol) hat eine Dichte von 0,789 g/cm³ (bei 20°C), aber eine **Siedetemperatur** von bereits 78,3°C. Wenn man das Gemisch erhitzt, verdampft zunächst Alkohol – der Stoff mit der niedrigeren Siedetemperatur. Der Alkoholdampf lässt sich in einer **Destillationsapparatur** auffangen und abkühlen. Die Dichte des siedenden Flüssigkeitsgemisches steigt bei dieser Destillation an, bis sie am Ende so hoch ist wie die Dichte von reinem Wasser. Alkohol und Wasser wurden also getrennt, indem die unterschiedlichen **Siedetemperaturen** von Wasser und Alkohol ausgenutzt wurden. Das **Destillat** ist brennbar und hat fast die Dichte von reinem Alkohol – der **Destillationsrückstand** am Ende ist Wasser.

Zusammenfassend kann man sagen: Stoffgemische lassen sich in ihre Bestandteile auftrennen, die Reinstoffe. **Stofftrennverfahren** können mit mechanischen und mit thermischen Methoden durchgeführt werden. Es sind **physikalische Vorgänge** und keine chemischen Reaktionen, denn die einzelnen Stoffe bleiben erhalten. Um die Gemische aufzutrennen, werden die unterschiedlichen Stoffeigenschaften der Bestandteile des Stoffgemisches genutzt.

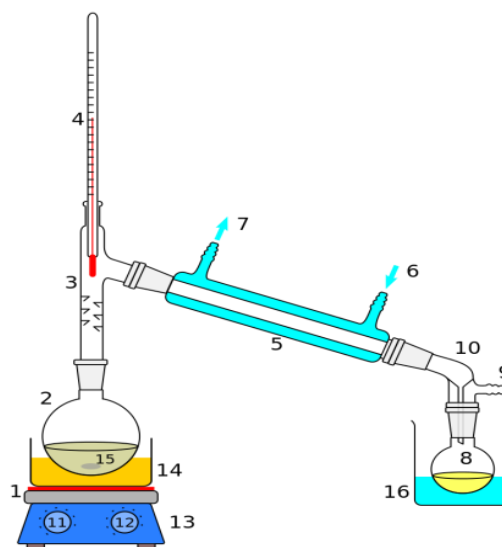


Abb. 14: Destillationsapparatur mit „Vorlage“ (15), Heizplatte (1), Thermometer (4), Wasserkühlung (5) und Destillat (8). (Bildquelle: wikimedia commons, public domain)

Bei **thermischen Stofftrennverfahren** werden Stoffgemische durch **Wärmezufuhr** aufgetrennt. Wenn man Salzwasser eindampft, so kann der Wasserdampf aufgefangen und durch Abkühlen wieder in flüssiges Wasser zurückverwandelt werden – das Wasser hat nur seinen Aggregatzustand geändert (beim Kochen von flüssig nach gasförmig, beim Kondensieren von gasförmig nach flüssig). Die Schmelz- und Siedetemperatur des Salzes wurde beim Verkochen des Wassers nicht erreicht – es bleibt in Form einer Kruste zurück.

Es gibt drei wichtige **thermische Stofftrennverfahren**:

- **Abdampfen:** Die Siedetemperatur der Flüssigkeit wird überschritten, der zuvor gelöste Feststoff bleibt zurück (*Beispiel: Eindampfen von Salzwasser*)
- **Destillieren:** Die Siedetemperatur einer von mehreren Flüssigkeit wird überschritten und deren Dampf aufgefangen und gekühlt (Kondensation, Verflüssigung eines Gases), die Flüssigkeit mit höherer Siedetemperatur bleibt flüssig zurück (*Beispiel: Abb. 14 oben, das Abdestillieren von Alkohol aus einem alkoholhaltigen Gemisch*; Sonderfall: **Rektifikation:** Eine Gegenstromdestillation. Hier wird ein Gemisch aus vielen Flüssigkeiten mit nahe beieinander liegenden Siedetemperaturen wird in Stufen bzw. mehrfach destilliert, so dass der durch Abkühlung wieder kondensierende Dampf in Glockenböden in Wechselwirkung mit frisch aufsteigendem Dampf tritt).
- **Sublimation:** Einer von mehreren Feststoffen sublimiert, d.h. er geht vom festen direkt in den gasförmigen Zustand über (er „sublimiert“, *Beispiele: Iod, Naphthalin*), die anderen Feststoffe bleiben zurück.

Bei **mechanischen Stofftrennverfahren** werden mechanische Kräfte eingesetzt, z.B. Magnete und die Schwerkraft, oder auch Siebe, Filter und Lösungskräfte von Flüssigkeiten wie Wasser.

- **Magnetscheiden:** Ein Magnet trennt magnetisierbare von unmagnetischen Festkörpern ab (*Beispiel: Müllrecycling – Magneten trennen magnetisierbare Wertstoffe ab, Abb. 13 und 14 auf S.11*).
- **Schwimmscheiden (Flotation):** Eine Flüssigkeit trennt schwimmfähige von nicht schwimmfähigen Stoffen ab. Die Stoffe mit einer Dichte über der der Flüssigkeit sinken ab.
- **Sieben:** Ein Sieb trennt Festkörper höherer Korngröße von solchen ab, die durch die Maschen des Siebes rieseln (Das Aussieben von Kieselsteinen aus feinem Sand ist allerdings eigentlich ein Klassifizieren nach Korngröße, kein Sortieren nach Art des Stoffes)
- **Lösen (Auswaschen) und Dekantieren:** Ein Stoff löst sich, der andere Stoff sinkt ab (Sedimentation). Die Lösung wird über die Gefäßkante abgegossen.
- **Lösen (Auswaschen) und Filtrieren (Filtration):** Ein Stoff löst sich und der andere Feststoff hat eine so hohe Korngröße, dass er nicht durch die Filterporen passt und im Filter zurückbleibt (Filterrückstand; *Beispiel: Filtern von Schlamm u. ähnl.*; Sonderfall: **Zentrifugieren / Zentrifugation:** Eine Filtration, bei der die Sinkgeschwindigkeit des ungelösten Feststoffes durch Zentrifugieren erhöht wird); die durch den Filter gelaufene Flüssigkeit heißt Filtrat.
- **Extrahieren (Extraktion):** Eine Flüssigkeit, das Extraktionsmittel, zieht einen löslichen Stoff aus einer anderen Lösung oder einem Feststoffgemisch heraus (in das „Extrakt“, *Beispiel: Zubereitung von Tee oder Kaffee mit heißem Wasser, das Getränk ist das Extrakt*).

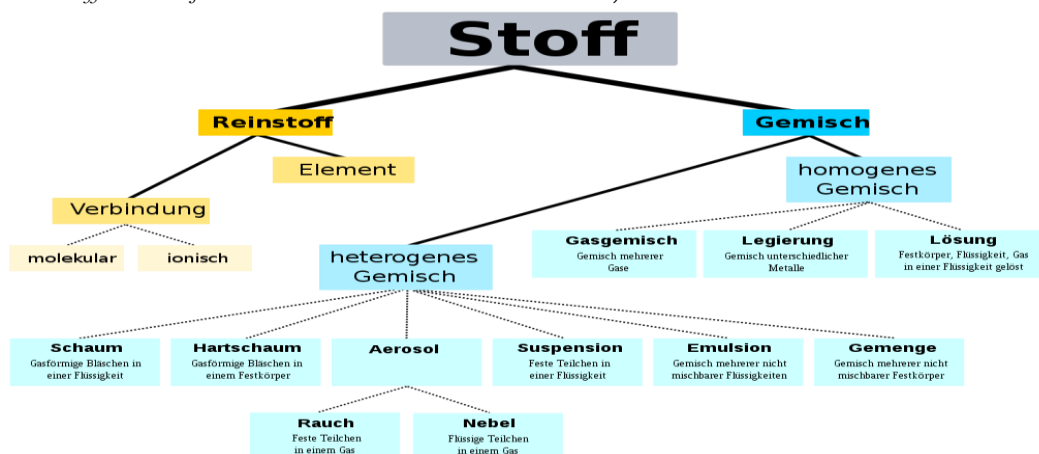


Abb. 15: Einteilung von Stoffen (Bildquelle: von Peter Krimbacher - Eigenes Werk mittels: Inkscape, CC BY-SA 2.0 de, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=8652686>)

1.4 Stoffumwandlungen erkennen

Ein Gemisch aus Eisenpulver und Schwefelpulver kann mit Hilfe eines Magneten oder auch mit Hilfe von Wasser aufgetrennt werden, da Eisenpulver in Wasser absinkt, während das unmagnetische, nicht benetzbare Schwefelpulver über dem Wasser schwimmt (Flotation, s.o.). Beide Stoffe sind im Gemisch mitsamt ihren Stoffeigenschaften erhalten geblieben. Wenn man das Stoffgemisch jedoch anzündet, dann glüht es auf. Eine **Stoffumwandlung** findet statt und das Gemisch bildet einen neuen, schwarzen Feststoff – das Eisensulfid. Das ist eine chemische Reaktion: Ein neuer Feststoff ist entstanden:

Eisen + Schwefel → Eisensulfid.

Ähnlich reagiert auch Kupfer mit Schwefel, wenn man das Stoffgemisch erhitzt: Unter Aufglühen entsteht auch hier ein neuer Feststoff, schwarzblaues Kupfersulfid:

Kupfer + Schwefel → Kupfersulfid.

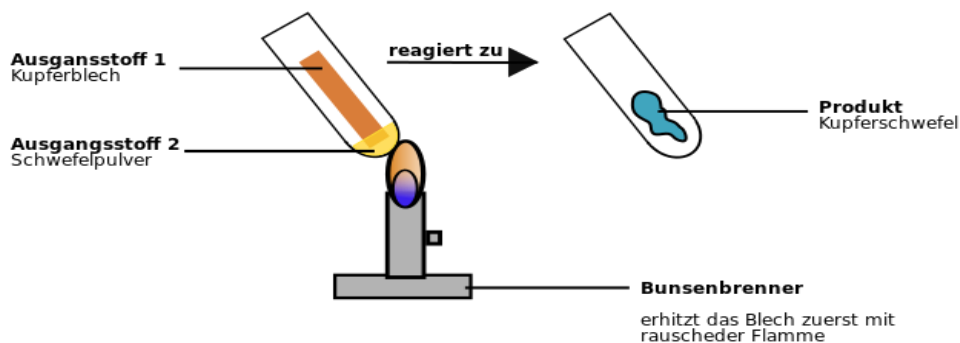


Abb. 16: Stoffvereinigung von Kupfer und Schwefel zu Kupfersulfid (Abb. gemeinfrei)

Bei einer chemischen Reaktion entsteht immer mindestens ein neuer Stoff, das Reaktionsprodukt. Die Stoffumwandlung wird oft in einem Reaktionsschema geschrieben:

Ausgangsstoff(e) → Produkt(e).

So wie sich ein Gemisch aus Kupfer- und Schwefelpulver beim Zünden in einen neuen, schwarzen Feststoff umwandeln kann (s.o. Abb. 6, S. 8), so kann auch ein Gemisch aus Eisen- und Schwefelpulver reagieren.

Aus dem alltäglichen Leben sind viele solche Stoffumwandlungen bekannt. Jede Verbrennung ist ein solcher Vorgang, bei dem neue Stoffe entstehen – ebenso wie das Sauerwerden der Milch, das Anbrennen von Brötchenteig oder das Rosten von Eisen.

Rost kann sich auf Eisen nur in Gegenwart von Wasser bilden – und von Sauerstoff oder sauerstoffhaltigen Gasgemischen (wie z.B. Luft). Beim Rosten vereinigen sich also drei Stoffe zu einem neuen Stoff:

Eisen + Wasser + Sauerstoff → Rost.

Wenn dagegen Zucker beim Karamellisieren schließlich anbrennt und in übel riechende Zersetzungsprodukte zerfällt, am Ende vielleicht sogar zu schwarzem Kohlenstoff und Wasserdampf, dann wurde hier ein Reinstoff (der Zucker) in andere Stoffe umgewandelt. Der Zucker wurde zerlegt:

Zucker → Kohlenstoff + Wasser.



Abb 17: Verbrennungsvorgang am Streichholzkopf – aus dem roten Stoffgemisch am Zündholzkopf wird schwarze Asche. Auch Abgase und Rauch bilden sich (Bilduelle: von Emilio Küffer - Combustion [Explored!], CC BY-SA 2.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=36895105>)



Abb. 18: Bei der Reaktion von Natron (Backpulver) mit Essig entsteht ein Gas

(Bildquelle: By katerha - <https://www.flickr.com/photos/katerha/5703151566/>, CC BY 2.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=23125543>)

von **Energieumwandlungen**. Chemische Energie, gespeichert in den sich umwandelnden Stoffen, wird in Wärmeenergie umgewandelt (wie bei einer Verbrennung) – oder umgekehrt, wie beim Anbrennen von Speisen. Auch daran erkennt man chemische Reaktionen.

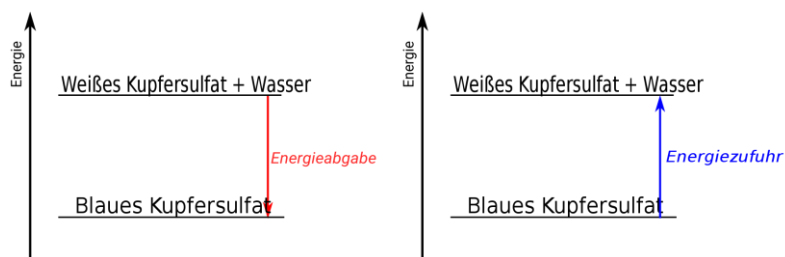
Wenn man z.B. im Reagenzglas blaues Kupfersulfat (chemischer Name auch: Kupfer(II)sulfat-pentahydrat) erwärmt (Wärmeenergie zuführt), dann wird das blaue Salz farblos und an der kalten Reagenzglaswand kondensiert Wasserdampf. Wenn das weiße Kupfersulfat (auch Kupfer(II)sulfat genannt) nach dem Abkühlen 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. Der Vorgang ist umkehrbar:

Bei Energiezufuhr:

Kupfer(II)sulfat-pentahydrat (blau) → Kupfer(II)sulfat (weiß) + Wasser

Bei Energieabgabe: **Kupfer(II)sulfat (weiß) + Wasser → Kupfer(II)sulfat-pentahydrat (blau)**

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.

Verbrennungen (Abb. 19) sind ein gutes Beispiel dafür, dass Stoffumwandlungen immer begleitet werden

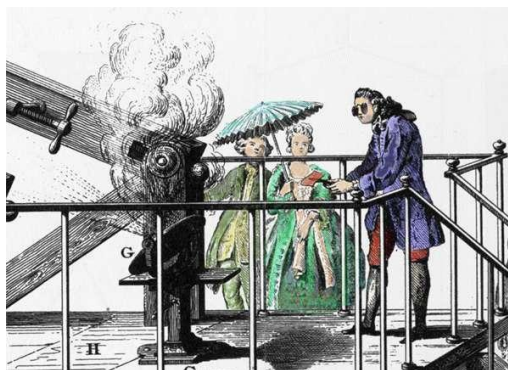


Abb. 19: Der Chemiker Lavoisier führte ein bedeutsames Experiment durch: An der Verbrennung eines Diamanten mit Hilfe eines riesigen Brennglases im Sonnenlicht zeigt er, dass dieser das gleiche Gas bildet wie verbrennende Kohle. Lavoisier bewies damit: der Diamant ist nur eine andere Zustandsform von Kohlenstoff. (historische Zeichnung, gemeinfrei)



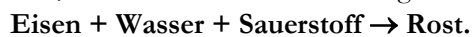
Abb. 20: Wasserzugabe zu getrocknetem und somit wasserfreiem Kupfer(II)sulfat – das weiße Salz wird wieder blau (Abb. gemeinfrei)

Alle Reaktionen insgesamt kann man in zwei grundlegende Gruppen einteilen: Aus einem Reinstoff können bei einer Stoffumwandlung mehrere Stoffe werden – oder mehrere Stoffe reagieren zu einem neuen Stoff. Wenn 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**).

Hierzu einige Beispiele: Die Reaktion von Eisen oder Kupfer mit Schwefel ist eine **Stoffvereinigung**. Es entsteht eine chemische Verbindung aus dem jeweiligen Metall und Schwefel (Eisensulfid, Kupfersulfid):



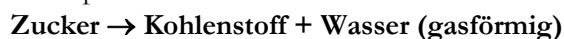
Auch bei der Rostbildung aus Eisen, Wasser und Luftsauerstoff verbinden sich Ausgangsstoffe zu einem Produkt, einer chemischen Verbindung:



Ebenfalls eine Stoffvereinigung ist es, wenn Kohlenstoff an Luft verbrennt. Der Luftsauerstoff reagiert mit Kohlenstoff zu einem neuen Stoff, der Verbindung Kohlendioxid:



Bei anderen chemischen Reaktionen finden **Stoffzerlegungen** statt: Wenn Zucker erhitzt wird, zersetzt es sich unter Bildung von Kohlenstoff und Wasserdampf:



Wenn Kalkstein im Ofen gebrannt wird, zersetzt er sich zu gebranntem Kalk und Kohlendioxid:



Der gebrannte Kalk (Brantkalk) wird mit Wasser zu gelöschtem Kalk umgesetzt. Eine Stoffvereinigung. Der gelöschte Kalk (Löschkalk) wird mit Sand oder auch Kies gemischt, um Mörtel oder auch Zement herzustellen. Löschkalk härtet an Luft aus. Er nimmt dabei das Gas Kohlendioxid aus der Luft auf („Abbinden“) und wird wieder zu Kalkstein.

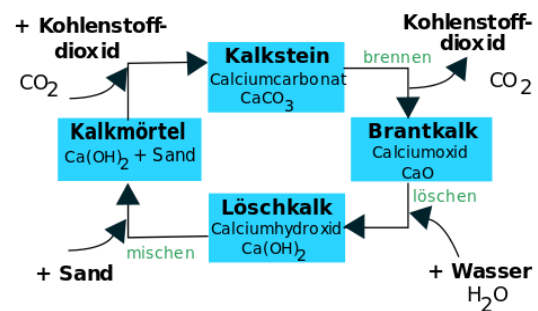


Abb. 21: Der „Kalkkreislauf“ – Kalkstein wird beim Brennen in gebrannten Kalk und Kohlendioxid (Symbol: CO₂) zerlegt. Brantkalk, der sich mit Wasser (Symbol: H₂O), zu Löschkalk vereinigt. Dieser kann unter Aufnahmen von Kohlendioxid wieder zu Kalkstein zurückreagieren (Bildquelle: User Pete, wikimedia commons, https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Dead_sea_newspaper.jpg)

1.5 Stoffgruppen

Es gibt etliche Millionen verschiedener Reinstoffe und unzählig viele Stoffgemische. Reinstoffe mit ähnlichen Stoffeigenschaften können in **Stoffgruppen** und **Stoffklassen** zusammengefasst werden.

Eine wichtige Stoffgruppe sind die Metalle. Alle **Metalle** leiten den elektrischen Strom sehr gut (man bezeichnet sie als **Leiter 1. Ordnung**). Sie leiten auch Wärme gut, sind glänzend und verformbar (Abb. 22).



Abb. 22 (links): Magnesiumband, Abb. Mitte: Buntmetalle werden als Münzmetalle genutzt, oft auch in Form von Legierungen wie z.B. Messing. Abb. 20 (rechts): Das Edelmetall Silber läuft mit der Zeit schwarz an, weil sich Silbersulfid bildet – eine chemische Reaktion mit Schwefel. (Bildquellen Abb. 1-9: Eig. Fotos).

Eine weitere, wichtige Gruppe sind die **Salze** (Abb. 23). Alle Salze sind brüchig (spröde, nicht verformbar), und sie weisen hohe Schmelztemperaturen auf. Ihre Kristalle leiten den elektrischen Strom nicht – in wässriger Lösung oder als Schmelze können Salze den elektrischen Strom jedoch gut leiten. Sie zersetzen sich dabei chemisch (Man nennt sie **Elektrolyte** oder auch **Leiter 2. Ordnung**).

Eine andere, kleine Stoffgruppe sind die **Edelgase**. Hierzu gehören z.B. das Ballongas (Helium) und das Neon, das in Leuchtröhren eingesetzt wird. Alle Edelgase sind farb- und geruchlos, kaum wasserlöslich, nicht brennbar und gehen auch keine anderen chemischen Reaktionen ein – oder nur mit extrem aggressiven Stoffen und nur unter sehr extremen Bedingungen.

Eine sehr große Stoffgruppe ist die Gruppe der **Kunststoffe**. Sie umfasst Hunderte von Stoffen, die manchmal auch als **Plastik** oder Plaste bezeichnet werden. Hierzu gehören Polyethylen PE, Styropor (Polystyrol, PS), Polyethylenterephthalat PETP und viele andere Erzeugnisse, aus denen z.B. Trinkflaschen, Plastikbecher, Folien, Polster, Autokarosserie-Teile, Rohre, Brotdosen, Gießkannen usw. hergestellt werden. Nahezu alle Kunststoffe haben eine Dichte von unter 1 g/cm³. Sie können bei Erwärmen verkohlen oder verbrennen, leiten den elektrischen Strom nicht und werden künstlich aus Erdöl oder nachwachsenden Rohstoffen hergestellt. Sie kommen in der Natur nicht vor. Deshalb sind sie oft auch nicht biologisch abbaubar – der Plastikmüll verrottet also nicht, sondern sammelt sich im Meer und im Boden an (Abb. 24). Nach ihren Eigenschaften werden Kunststoffe in drei Gruppen unterteilt: **Thermoplaste** werden beim Erwärmen schnell weich und schmelzen, **Duroplaste** sind hart und brüchig und **Elastomere** elastisch wie Gummi.

Alle Reaktionen kann man in zwei grundlegende Gruppen einteilen: Die **Stoffzerlegung** eines Reinstoffes in mehrere neue Stoffe und die **Stoffvereinigung** mehrerer Stoffe zu einem neuen Stoff. Dem entsprechend kann man auch alle Reinstoffe insgesamt in zwei grundlegende Gruppen einteilen; In die Reinstoffe, die sich chemisch in mehrere Stoffe umwandeln und zerlegen lassen – und in jene, die chemisch nicht weiter zerlegbar sind.

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 (vgl. Kap. 1.4: 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 Schemen dieser beiden Stoffvereinigungen sind:

Kupfer + Schwefel → Kupfersulfid

Kohlenstoff + Sauerstoff → Kohlendioxid.

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.



Abb. 23: Salze weisen eigene **Kristallformen** auf – sie bilden geometrisch geformte, typische Festkörper (hier die Salze Chromalaun, Pyrit und Kupfervitriol – auch Kupfer(II)sulfat-pentahydrat genannt – unten rechts kristalliner Schwefel, eig. Foto)



Abb. 24 oben: Auch Gummisorten gehören zu den Kunststoffen. Unten: Plastikmüll am Strand des Roten Meeres (Beide Abb. gemeinfrei)

Eisen (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 (**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).

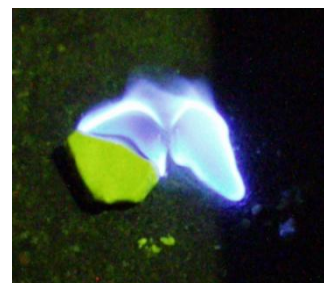


Abb. 25: Brennender Schwefel (Abb. aus wikimedia commons, GNU-Lizenz)

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 Gasmisch, 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.

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.



Abb. 26: Metalle (Eig. Foto)

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) lassen sich von daher erklären, wie die Atome der Metalle miteinander verbunden sind (Näheres hierzu in Kap. 4.4).

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 produziertestes 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 „Stahlkochern“ 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. 27: 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.

1.6 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.

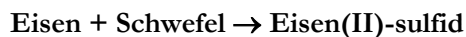


Abb. 28: Links reagiert ein Kupferblech mit heißem Schwefeldampf. Das Bild in der Mitte zeigt unten die neue, schwarze Verbindung von Kupfer und Schwefel, das Kupfersulfid. Rechts sind Schwefelpulver (links) und Quecksilber (mittig, im Thermometer) zu sehen. Rechts davon die Verbindung Quecksilbersulfid. 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. 29: Verbindungen einiger Metalle mit Schwefel, Sauerstoff und Chlor, von links nach rechts: Eisendisulfid, Zinksulfid, Molybdändisulfid, Quecksilberoxid, Quecksilberchlorid und Quecksilbersulfid (eig. Fotos).



Abb. 30: Kovellin – ein Kupfer-Schwefel-Erz (Abb. mit GNU-Lizenz)

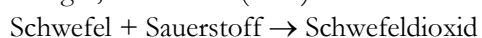


Abb. 31: Pyritkristalle sind würfelförmig (links), Kupferglanz nicht (Mitte, beide Abb. gemeinfrei). Rechts im Bild drei Kristalle: Links das Zink-Schwefel-Erz Sphalerit (es enthält oft Eisensulfid), mittig Pyritwürfel auf einem Gestein und rechts Kovellin (Abb. gemeinfrei).

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 Kohlenstoffmonooxid 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.

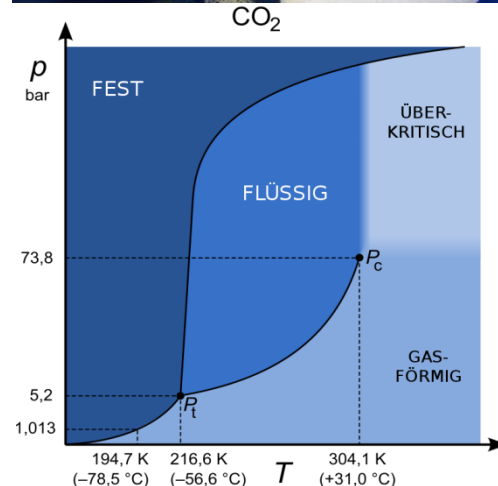


Abb. 32: Trockeneis (oben) ist festes Kohlendioxid (unterhalb -70°C) (Abb. oben, GNU-Lizenz). Das Druck/Temperatur-Diagramm darunter zeigt die Bereiche der Aggregatzustände von Kohlendioxid. Ein Bereich, in dem es flüssig sein kann, existiert nur oberhalb einem Druck von 5,2 bar (Druck/Temperatur- bzw. p/T -Diagramm rechts, Abb. gemeinfrei).

1.7 Lernzusammenfassung „Stoffe“

Zusammenfassend kann man sagen:

- Die **Chemie** ist die Wissenschaft der Stoffe und Stoffumwandlungen.
- **Stoffe** sind an ihren **Eigenschaften** erkennbar.
- **Physikalische Stoffeigenschaften** beschreiben das Verhalten des Stoffes bei physikalischen Vorgängen (ohne Stoffumwandlung, der Stoff bleibt erhalten),
- **Chemische Stoffeigenschaften** beschreiben die Fähigkeit eines Stoffes, sich im Kontakt mit anderen Stoffen zu verändern, chemische Reaktionen einzugehen.
- **Reinstoffe** sind physikalisch nicht weiter auftrennbar. Sie haben immer glöeich 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.
- Chemisch nicht weiter zerlegbare Reinstoffe werden **Elemente** genannt. Sie vereinigen sich bei chemischen Reaktionen immer mit anderen Stoffen so, dass chemische Verbindungen entstehen.
- **Chemische Verbindungen** sind chemisch zerlegbare Reinstoffe.

1.8 Übungsaufgaben zum Thema Stoffe

Teil 1: Überlegungsaufgaben zum Einstieg

- 1) Welche Geräte werden zur Erfassung der Stoffeigenschaften Dichte, Wasserlöslichkeit und Schmelztemperatur benötigt?
- 2) Welche Stofftrennverfahren gibt es?
Und was ist der Unterschied zu einer Stoffzerlegung?
- 3) Wie unterscheidet man Stoffgemische von chemischen Verbindungen?
- 4) Was ist der Unterschied zwischen chemischen und physikalischen Stoffeigenschaften?
- 5) Welche Stoffarten unterscheidet man?
- 6) Wie kann ein Gemisch aus Kochsalz, Quarzsand und Bleischrot aufgetrennt werden?
- 7) Was ist ein chemisches Element?
- 8.1) Nennen Sie für folgende Vorgänge je ein Beispiel:
a) Stoffzerlegung, b) Stoffvereinigung, c) Aggregatzustands-Änderung,
d) Stofftrennverfahren;
8.2) Begründen Sie Ihre Zuordnung!

Teil 2: Für Fortgeschrittene

- 9) Grundbegriffe – vier Anfangsfragen:
 - 1) Was ist der Unterschied zwischen chemischen und physikalischen Stoffeigenschaften?
 - 2) Welche Stoffarten unterscheidet man?
 - 3) Was ist ein chemisches Element?
- 10) Physikalische Vorgänge und chemische Reaktionen:
 1. Nennen Sie für folgende Vorgänge je ein Beispiel: a) Stoffzerlegung, b) Stoffvereinigung, c) Aggregatzustands-Änderung, d) Stofftrennverfahren; 2. Begründen Sie Ihre Zuordnung!
- 11) Stoffeigenschaften im Überblick:
 - a) Geben Sie an, welche typischen Stoffeigenschaften Metalle, Salze und molekulare Verbindungen jeweils aufweisen (also Stoffe mit metallischen, ionischen und kovalenten Bindungen).
 - b) Tabellieren Sie mögliche physikalische, chemische und auch biologisch-ökologische Stoffeigenschaften. Geben Sie auch an, ob diese Stoffeigenschaften sinnlich wahrnehmbar oder nur über Messungen zugänglich sind und in welchen Einheiten sie gemessen und angegeben werden.
- 12) Stoffliche Vorgänge und Mengenverhältnisse:
 - a) Zählen Sie Stofftrennverfahren auf und unterscheiden Sie mechanische und thermische Verfahren.
 - b) Erstellen Sie die Reaktionsschemen (Ausgangsstoffe → Endstoffe, in Worten) für folgende Stoffumwandlungen: Die Bildung von Eisensulfid und Kupfersulfid aus dem jeweiligen Metall und Schwefel, die Stoffvereinigung von Eisen, Wasser und Luftsauerstoff zu Rost, die Verbrennung von Kohle(nstoff), die Stoffzerlegung bei der Verkohlung von Zucker (zu Kohlenstoff und zu Wasserdampf) und das Brennen von Kalkstein, wobei das Gas Kohlendioxid freigesetzt wird.
 - c) Geben Sie an, ob folgende Vorgänge physikalische Geschehen oder chemische Reaktionen sind und sortieren Sie sie näher unter die Begriffe Stofftrennverfahren, Stoffzerlegung, Stoffvereinigung und Aggregatzustandsänderung ein, sofern möglich: (1) Das blaugrüne Salz Kupferazetat wird im Reagenzglas erhitzt. Dabei entsteht ein rotglänzender Belag und ein nach Essig riechender Dampf, (2) in einer Küchenpfanne brennen Bratkartoffeln an und verkohlen, (3) Öl oder Fett wird in einer Pfanne so heiß, dass es zu verdampfen beginnt, (4) um es abzukühlen gießt jemand Wasser hinzu, das daraufhin schlagartig verdampft, (5) dabei entzündet sich das heiße, verspritzte Fett schlagartig (Fettexplosion), (6) Butter schmilzt, (7) Kerzenwachs verbrennt, (8) Wasser gefriert, (9) Milch gerinnt nach Zugabe von Essig und Zitronensaft, (10) ein Leuchtkörper wird eingeschaltet.

1.9. Lösungen und Lernhilfen zu den Übungsaufgaben zu Kap. 1

Teil 1:

- 1) Die Dichte wird mit Hilfe einer Waage (Gewicht, Masse) und eines Volumenmessgerätes (Messzylinder) bestimmt. Anschließend wird die Masse durch das Volumen geteilt, um die Dichte angeben zu können, zum Beispiel in g/mL. Die Wasserlöslichkeit wird gemessen, indem man abwägt, wieviel Gramm von dem Stoff in 100 mL Wasser aufgelöst werden können. Auch hierzu benötigt man eine Waage und einen Messzylinder. Zur Messung der Schmelztemperatur braucht man (neben der Wärmequelle) ein Thermometer.
- 2) Siehe S. 13 (Kap. 1.5)
- 3) Stoffgemische können ohne Stoffumwandlung voneinander getrennt und in beliebigen Mischungsverhältnissen hergestellt werden. Verbindungen sind Reinstoffe und nicht weiter auftrennbar, es sei denn man zerlegt sie chemisch in neue Stoffe (Stoffumwandlung). Verbindungen entstehen bei Reaktionen aus den Ausgangsstoffen auch immer nur in ganz bestimmten Masseverhältnissen und sie haben immer gleich bleibende Eigenschaften, während die Eigenschaften von Stoffgemischen von der Art der Stoffe und von deren Mischungsverhältnis abhängen.
- 4) Chemische Stoffeigenschaften beschreiben, wie ein Stoff auf den Kontakt mit anderen Stoffen chemisch reagiert, das heißt: ob und wie er sich mit anderen Stoffen zu neuen Stoffen verbindet (chemische Reaktion, Stoffumwandlung; *Beispiele: Brennbarkeit, Reaktionsfähigkeit gegenüber Säuren, Laugen, Gasen usw.*). Physikalische Stoffeigenschaften beschreiben das Verhalten des Stoffes bei physikalischen Vorgängen (ohne Stoffumwandlung, der Stoff bleibt erhalten; *Beispiele: Härte, Dichte, Aussehen, elektrische Leitfähigkeit*).
- 5) Man unterscheidet Stoffgemische und Reinstoffe. Stoffgemische kann man in Reinstoffe auftrennen (Stofftrennverfahren, rein **physikalisch**). Reinstoffe sind physikalisch nicht auftrennbar. Reinstoffe unterscheidet man in **chemisch** zerlegbare Reinstoffe (Chemische Verbindungen) und chemisch nicht weiter zerlegbare Reinstoffe (Chemische Elemente).
Bei den **Elementen** unterscheidet man Metalle, Halb- und Nichtmetalle.
Bei den **Verbindungen** unterscheidet man drei große Gruppen:
 - metallische Verbindungen (Verbindungen nur aus Metallen, Legierungen, z. B. Messing),
 - ionische Verbindungen (Verbindungen von Metallen mit Nichtmetallen, Salze, z. B. Natriumchlorid) und
 - molekulare Verbindungen (Verbindungen nur aus Nichtmetallen, z. B. Kohlendioxid, Wasser und Zucker).
- 6) Kochsalz abtrennen: Wasser zugeben, Salzwasser abfiltrieren (Filterrückstand: Blei und Sand), Blei abtrennen: Sieben (Bleischrot-Kügelchen sind größer als Sandkörner) oder Dichtesortieren (in Wasser aufschlämmen, Blei sinkt ab, Dekantieren) oder evtl. auch Aufschmelzen (Blei schmilzt eher als Sand, der dann oben auf der Bleischmelze schwimmt, also auch ein Dichte-Sortieren).
- 7) Ein chemisches Element ist ein chemisch nicht weiter zerlegbarer Reinstoff (s.o.).
- 8) Beispiele und Begründung ihrer Zuordnung:

Vorgang	5.1: Beispiel	5.2: Begründung
a) Stoff-zerlegung	Zucker (AB) verkohlt beim Erhitzen: $AB \rightarrow A + B$	Aus einem Stoff entstehen beim Erhitzen mehrere neue Stoffe (chemische Reaktion!)
b) Stoff-vereinigung	Kupfer reagiert mit Schwefel zu Kupfersulfid: $A + B \rightarrow AB$	Aus zwei (oder mehreren) Stoffen bildet sich ein neuer Stoff (chemische Verbindung, eine Reaktion, kein Mischvorgang, bei dem Stoffe erhalten bleiben!)
c) Änderung des Aggregatzustandes	Gelbes Schwefelpulver schmilzt beim Erhitzen und verdampft (Schwefeldampf: braun)	Ein physikalischer Vorgang, der Stoff Schwefel bleibt erhalten (fest $\leftrightarrow$ flüssig $\leftrightarrow$ gasförmig)! (Wird beim Abkühlen an der kalten Reagenzglaswand wieder zu gelbem Pulver)
d) Stoff-trennverfahren	s. o. Aufgabe Nr. 3 (Filtrieren, Sieben)	Ein physikalischer Vorgang (Die Stoffe Salz und Sand und Blei bleiben erhalten !)

Teil 2:

Üb(erleg)ungsaufgabe 9:

- 1) Chemische Stoffeigenschaften beschreiben, wie ein Stoff auf den Kontakt mit anderen Stoffen chemisch reagiert, das heißt: ob und wie er sich mit anderen Stoffen zu neuen Stoffen verbindet (chemische Reaktion, Stoffumwandlung; *Beispiele: Brennbarkeit, Reaktionsfähigkeit gegenüber Säuren, Laugen, Gasen usw.*). Physikalische Stoffeigenschaften beschreiben das Verhalten des Stoffes bei physikalischen Vorgängen (ohne Stoffumwandlung, der Stoff bleibt erhalten; *Beispiele: Härte, Dichte, Aussehen, elektrische Leitfähigkeit*).
- 2) Man unterscheidet Stoffgemische und Reinstoffe. Stoffgemische kann man in Reinstoffe auftrennen (Stofftrennverfahren, rein **physikalisch**). Reinstoffe sind physikalisch nicht auftrennbar. Reinstoffe unterscheidet man in **chemisch** zerlegbare Reinstoffe (Chemische Verbindungen) und chemisch nicht weiter zerlegbare Reinstoffe (Chemische Elemente).
Bei den **Elementen** unterscheidet man Metalle, Halb- und Nichtmetalle.
Bei den **Verbindungen** unterscheidet man drei große Gruppen:

- metallische Verbindungen (Verbindungen nur aus Metallen, Legierungen, z. B. *Messing*),
- ionische Verbindungen (Verbindungen von Metallen mit Nichtmetallen, Salze, z. B. *Natriumchlorid*) und
- molekulare Verbindungen (Verbindungen nur aus Nichtmetallen, z. B. *Kohlendioxid*, *Wasser* und *Zucker*).

3) Ein chemisches Element ist ein chemisch nicht weiter zerlegbarer Reinstoff (s.o.).

Üb(erleg)ungsaufgabe 10:

Beispiele und Begründung ihrer Zuordnung:

Vorgang	5.1: Beispiel	5.2: Begründung
a) Stoff-zerlegung	Zucker (AB) verkohlt beim Erhitzen: $AB \rightarrow A + B$	Aus einem Stoff entstehen beim Erhitzen mehrere neue Stoffe (chemische Reaktion!)
b) Stoff-vereinigung	Kupfer reagiert mit Schwefel zu Kupfersulfid: $A + B \rightarrow AB$	Aus zwei (oder mehreren) Stoffen bildet sich ein neuer Stoff (chemische Verbindung, eine Reaktion, kein Mischvorgang, bei dem Stoffe erhalten bleiben!)
c) Änderung des Aggregatzustandes	Gelbes Schwefelpulver schmilzt beim Erhitzen und verdampft (Schwefeldampf: braun)	Ein physikalischer Vorgang, der Stoff Schwefel bleibt erhalten (fest $\leftrightarrow$ flüssig $\leftrightarrow$ gasförmig)! (Wird beim Abkühlen an der kalten Reagenzglaswand wieder zu gelbem Pulver)
d) Stoff-trennverfahren	s. o. (Filtern, Sieben)	Ein physikalischer Vorgang (Die Stoffe Salz und Sand und Blei bleiben erhalten !)

Üb(erleg)ungsaufgabe 11:

- a) Metalle: elektrisch und thermisch leitfähig, glänzend, verformbar (duktil);
 Salze: leitfähig nur in Schmelze oder Lösung, hohe Schmelztemperatur, spröde (brüchig);
 Molekulare Verbindungen: elektrische Nichtleiter, flüchtig (kleine Moleküle) oder wachs-, kunststoff- bzw. diamantartig (große Moleküle).

b) Ein einfaches Beispiel für eine mögliche Tabellierung (ohne Einheiten und Messverfahren):

Sinnlich wahrnehmbar:	Messbar:	Chemisch:
Farbe	Schmelz-/Siedepunkt ϑ_m, ϑ_b ($^{\circ}\text{C}$, $p=\text{const.}$)	Brennbarkeit, Zündtemperatur,
Glanz	Löslichkeit L (in g/100 mL)	Brennwert,
Wärmeleitfähigkeit	Dichte ρ (in g/cm^3 / Pyknometer)	Bildungsenthalpie H
Geruch / Aroma	spezifische Wärmekapazität c_p	Redoxpotenzial
Geschmack	Elektrische Leitfähigkeit (in $S = 1/\Omega$)	Beständigkeit gegen div.
Härte	Längen- und Volumen-	Chemikalien (Korrodierbar-
Sprödigkeit / Verformbarkeit	-ausdehnungskoeffizient α, γ (in $1/K$)	keit; Azidität/Basizität,
Elastizität	Brechzahl n , Drehwert α (Winkel- $^{\circ}$)	(Säurestärke, K_S)
Viskosität (Zähflüssigkeit) η	Schallgeschwindigkeit (in m/s)	Giftigkeit (LD_{50} , Toxizität)
Transparenz (Lichtdurchlässigkeit)	Dampfdruck ($T = \text{const.}$)	Säure-, Aminzahl,
Lumineszenz (UV)	Siedepunktserhöhung / Gefrierpunkts- erniedrigung / Osmotischer Druck,	Epoxid-, Hydroxylwert usw.
	Kritische(r) Druck / Temperatur	...

Üb(erleg)ungsaufgabe 4:

a) Thermische Stofftrennverfahren: Abdampfen, Destillieren, Sublimation

Mechanische Stofftrennverfahren: Magnetscheiden, Schwimmscheiden (Flotation), Lösen (Auswaschen), Dekantieren und Filtern (Filtration) / Zentrifugieren (Zentrifugation), Extrahieren (Extraktion)

b) Die Reaktionsschemen in Worten sind:

Eisen + Schwefel $\rightarrow$ Eisensulfid

Kupfer + Schwefel $\rightarrow$ Kupfersulfid

Eisen + Wasser + Sauerstoff $\rightarrow$ Rost.

Kohlenstoff + Sauerstoff $\rightarrow$ Kohlen(stoff)dioxid

Zucker $\rightarrow$ Kohlenstoff + Wasser (gasförmig)

Kalk $\rightarrow$ Gebrannter Kalk + Kohlendioxid

c) Stofftrennverfahren (STV) und Aggregatzustandsänderungen (AZÄ) sind physikalische Vorgänge, Stoffzerlegung (SZ) und Stoffvereinigung (SV) chemische Reaktionen. Es sind: (1) SZ, (2) SZ, (3) und (4) AZÄ, (5) und (7) chemische Reaktion (Verbrennung, Reaktion mit Luft), (8) AZÄ, (9) chemische Reaktion (der neue Stoff ist wasserunlösliches Milcheiweiß), (10) physikalischer Vorgang (mechanische Energie der Schalter-Betätigung setzt elektrische Energie frei, die dann in Licht umgewandelt wird – keine chemische Reaktion).

Kapitel 2: Teilchen

2.1 Das Teilchenmodell

Ein Architekt, der ein Haus bauen will, macht sich zuvor eine Vorstellung davon, wie es später aussehen soll. Er entwirft eine Zeichnung davon, einen Plan oder ein Modell. Auch ein Autobauer verfährt so, oder ein Zahnersatz-Konstrukteur im Dentallabor. Ein **Modell** ist ein vereinfachtes Abbild der Wirklichkeit. Es ist stets ein Modell von etwas – die Abbildung eines natürlichen oder künstlichen Originals, einer Vorstellung oder Idee. Es erfasst selten alle Merkmale des Originals, aber immerhin die, die dem Modellschaffer bzw. Modellnutzer wichtig sind.

Auch 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 Sandkörnchen, 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. Dieses Modell hilft, viele Vorgänge zu erklären.

Da ist zum Beispiel der Vorgang der **Diffusion**. Darunter versteht man einen natürlich ablaufenden Vorgang, durch den mit der Zeit die vollständige Durchmischung zweier oder mehrerer Stoffe stattfindet. So verteilt sich der Duft eines Parfums oder der Gestank einer „Stinkbombe“ von selbst im Raum, und Zucker oder ein Salz löst sich in Wasser auf und verteilt sich gleichmäßig im ganzen Wasservolumen. Das erklärt man damit, dass eine gleichmäßige Verteilung der beteiligten Teilchen dadurch entsteht, dass sie in ständiger Bewegung sind (Abb. 2.2).

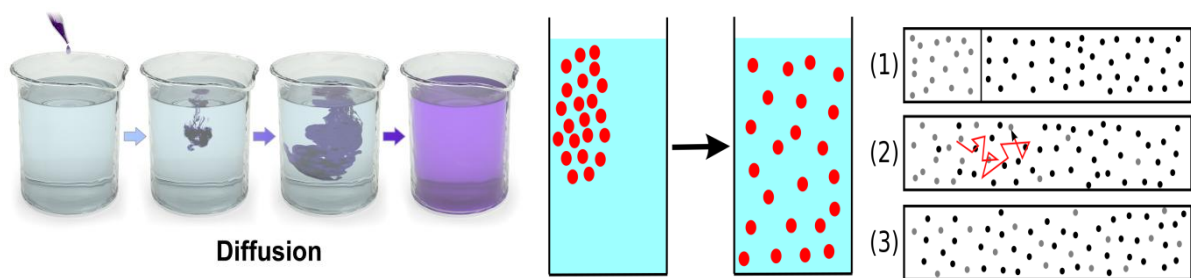


Abb. 2.2: Diffusion: Löst man z.B. Zucker in Wasser, so kann man nach kurzer Zeit den Zucker nicht mehr sehen, ihn aber immer noch schmecken. Auch nach dem Filtrieren ist die Lösung noch süß. Der Zucker hat sich im Wasser in sehr kleinen, mit bloßem Auge nicht sichtbaren Teilchen verteilt. Die Zuckerteilchen sind so klein, dass sie sogar durch den Filter gelangen. Auch wenn man einige Tropfen Tinte in ein Glas mit warmem Wasser gibt ohne umzurühren, dann verteilt sich sie sich nach einiger Zeit von selbst im gesamten Wasser. Die Abbildung links zeigt die Diffusion links von farbigem Kaliumpermanganat-Salz in Wasser, mittig und rechts den Vorgang im Teilchenmodell. Die dreiteilige Darstellung rechts zeigt eine Ausbreitung (Diffusion) in waagerechter Richtung statt in einem Glas Wasser, und sie berücksichtigt, dass auch das Wasser aus Teilchen besteht und nicht nur der sich auflösende Stoff. Der Pfeil bei (2) deutet an, dass sich die Teilchen bewegen.

(Bildquelle: Links von BruceBlaus - Eigenes Werk, CC BY 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=29452222>, mittig von JrPol - Eigenes Werk, CC BY 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=4586487>).

Dieses selbstständige Durchmischen von Stoffen kommt zustande, weil sich die Teilchen aller Stoffe bewegen. Diese so genannte **Brown'sche Bewegung** bewirkt die Diffusion von Stoffen.



Abb. 2.1: Links oben das Modell eines Gebisses mit Brackets, rechts das Anatomische Modell eines Menschenkörpers in der medizinischen Fakultät einer Universität (beide Abb. gemeinfrei)



Sie wurde entdeckt, als Robert Brown 1827 unter dem Mikroskop beobachtete, wie Pollen in einem Wassertropfen unregelmäßig zuckende Bewegungen machten. Er erklärte das damit, dass die unsichtbar kleinen Wasserteilchen den unter dem Mikroskop beobachteten Pollen ständig Stöße versetzten. Das Resultat der Durchmischung ist ein Zustand höherer Unordnung – was man in der Chemie auch als Entropie bezeichnet (Abb. 2.3).

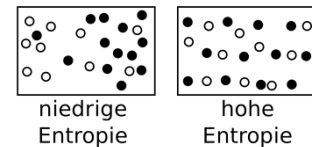
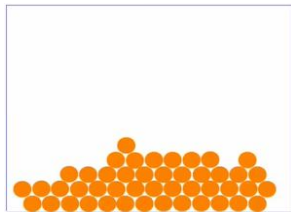


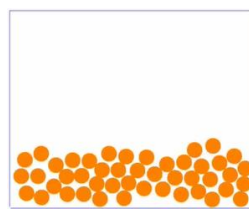
Abb. 2.3: Zunahme der Unordnung (Entropie) durch Diffusion (Abb. gemeinfrei)

Die Teilchen, aus denen Stoffe bestehen, können **sich untereinander anziehen**. Diese anziehenden Kräfte nennt man auch Kohäsionskräfte oder Adhäsionskräfte. Man beobachtet das zum Beispiel, wenn man eine Spiralfeder, z. B. aus Metall oder Kunststoff, auseinanderzieht: Lässt man ein Ende los, dann nimmt sie wieder ihre ursprüngliche Form an. Zwischen den Teilchen von Körpern wirken anziehende Kräfte.

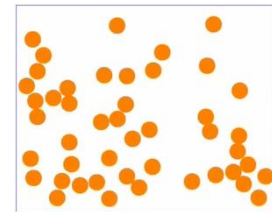
Auch die **Änderung der Aggregatzustände** kann im Teilchenmodell erklärt werden: Die Teilchen überwinden die gegenseitigen Anziehungskräfte, wenn ihre Bewegung mit steigender Temperatur zunimmt. Im Festkörper ziehen sie sich gegenseitig so fest an, dass eine regelmäßige Anordnung entsteht, z.B. ein 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 hinauschießen – die Flüssigkeit siedet und wird zum Gas (Abb. 2.4).



Bei sehr niedrigen Temperaturen ist die Bewegung der Teilchen extrem gering. Sie sind ganz nah beieinander und halten eine feste Position, weil die Anziehung zwischen den einzelnen Teilchen gut wirken kann. Erst bei Erwärmung bis zur Schmelztemperatur können sie ihre jeweilige Position nicht mehr halten.



Bei mittleren Temperaturen sind die Teilchen nicht mehr so fest an einer Stelle. Sie bewegen sich aneinander vorbei und hin und wieder kann ein Teilchen den Verband sogar verlassen (Verdunstung). Die Anziehung zwischen den Teilchen kann noch etwas wirken, sodass sie sich meist nicht weit voneinander entfernen.



Bei sehr hohen Temperaturen sind die Teilchen so schnell, dass die Anziehung kaum noch wirken kann. Sie verlassen den Verband – die Flüssigkeit verdunstet bzw. siedet (verdampft). Nun sind die Teilchen weit im Raum verteilt.

Abb. 2.4: Aggregatzustände im Teilchenmodell (Bildquelle: (Quelle: B. Lachner, links über: http://chemie-digital.zum.de/wiki/Datei:FilmBild-Teilchenmodell_fest.png#filelinks, Lizenz: CC-by-sa 3.0/de, Mitte: http://chemie-digital.zum.de/wiki/Datei:FilmBild-Teilchenmodell_fl%C3%BCssig.png, rRechts: http://chemie-digital.zum.de/wiki/Datei:FilmBild-Teilchenmodell_gas%C3%B6mig.png)

Im Teilchenmodell kann man auch erklären, warum sich Lösungen nicht filtrieren lassen: Die gelösten Teilchen sind vereinzelt und somit sehr klein. In einer Emulsion oder einer Aufschlämmung (Suspension) hingegen sind größere Teilchen enthalten: Die Flüssigkeit ist getrübt und der ungelöste, nur verteilte (dispergierte) Feststoff kann abfiltriert werden (Abb. 2.5+6).

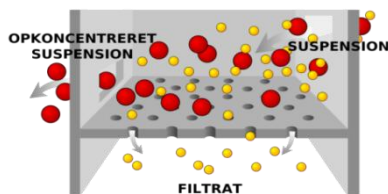
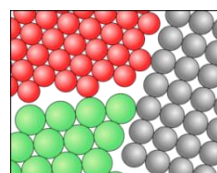
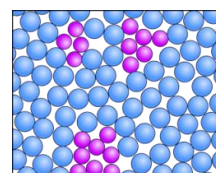


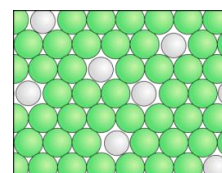
Abb. 2.5: Filtration im Teilchenmodell (Abb. gemeinfrei)



Gemeinschaft



Emulsion



Lösung

Abb. 2.6: Darstellung verschiedener Stoffgemische im Teilchenmodell (Abb. gemeinfrei)

Die kleinsten Teilchen eines gelösten Stoffes werden beim Verdünnen (der Zugabe von Teilchen des Lösemittels Wasser) immer weiter voneinander getrennt – in heterogenen Stoffgemischen wie Aufschlämmungen sind sie enger beisammen und bilden Verbände (Abb. 2.7+8).

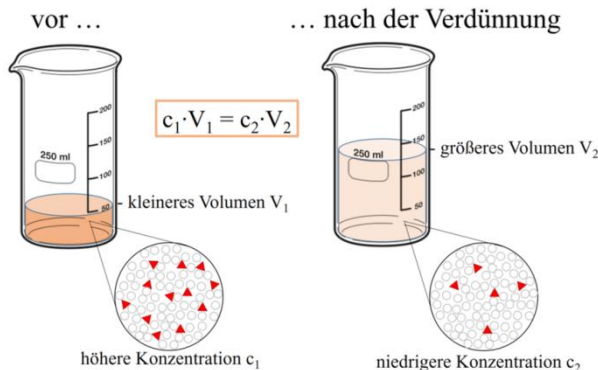


Abb. 2.7: Darstellung der Verdünnung im Teilchenmodell: Beim Verdünnen geraten immer mehr Wassersteilchen zwischen die Teilchen des gelösten Stoffes (Bildquelle: Von Theislikerice - Eigenes Werk, CC BY-SA 4.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=70719229>).

Das Teilchenmodell wurde von den Wissenschaftlern gründlich untersucht. Inzwischen gilt ihre Modellvorstellung fast schon als bewiesen. Deshalb wird sie auch als Hypothese bezeichnet. Eine **Hypothese** ist eine in Form einer logischen Aussage formulierte Annahme, deren Gültigkeit zwar noch nicht bewiesen ist, aber die geeignet ist, Erscheinungen und Vorgänge zu erklären – zum Beispiel die Zunahme des Druckes von Gasen, die in einem festen Behälter erwärmt werden (Abb. 2.9). Und das tut das Teilchenmodell bestens.

Das Teilchenmodell eine Vereinfachung der Wirklichkeit, aber mit seiner Hilfe kann man das Form- und Volumenverhalten von Körpern deuten: die Diffusion, die Kohäsion und die Adhäsion, das Schmelzen und Erstarren, das Sieden und Kondensieren sowie das Verdunsten und die Volumenänderung von Körpern bei Temperaturänderungen.

2.2 Die Atomhypothese

Elemente bestehen aus **kleinstmöglichen Stoffportionen** und ihre Teilchen sind von nur einer Sorte. Die einzelnen, kleinstmöglichen Stoff-Teilchen der Elemente werden **Atome** genannt (Abb. 2.10). Die kleinstmöglichen Atomverbände – bestehend aus nur zwei, drei oder etwas mehr Atomen verschiedener Sorten – werden **Moleküle** genannt. Sie sind in chemischen Verbindungen enthalten (s.o. in Abb. 2.8).

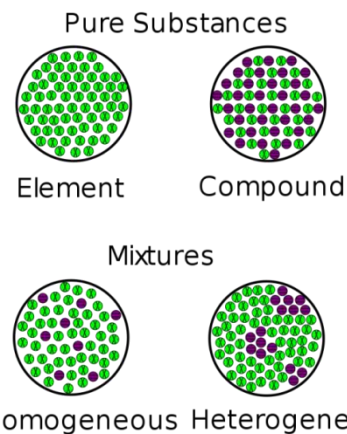


Abb. 2.8: Darstellung homogener und heterogene Stoffgemische im Teilchenmodell (unten). Oben die Reinstoffe (engl.: pure substances): Elemente bestehen aus nur einer Sorte kleinster Teilchen, den Atomen, In chemischen Verbindungen (engl.: compounds) haben sich Verbände aus mehreren Atomsorten gebildet (Bildquelle: Von John Trombley - Eigenes Werk, CC-BY 4.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=61264362>).

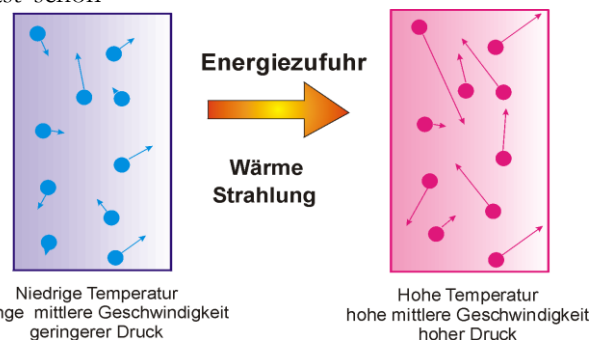


Abb. 2.9: Darstellung der bei Erwärmung zunehmenden Geschwindigkeit der Teilchen eines Stoffes (Bildquelle: Benutzer:Rasi57, CC BY-SA 3.0 <<http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/>>, via Wikimedia Commons)

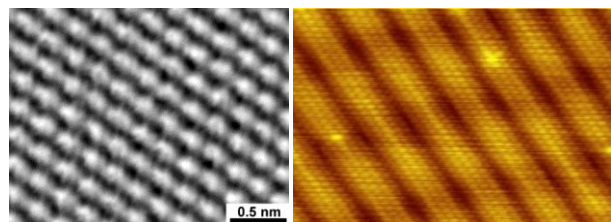


Abb. 2.10: Links die Rastertunnelmikroskopische Aufnahme einer Graphit-Oberfläche, gemessen bei Umgebungsbedingungen (Raumtemperatur, Luft). Zu sehen sind die Oberflächenatome, die kein unmittelbares Nachbaratom in der nächst unteren Graphitschicht besitzen. Rechts die entsprechende Aufnahme einer Goldoberfläche. Auch hier erkennt man einzelne Atome (Beide Abb. gemeinfrei).

Zusammengefasst besagt das **Teilchenmodell** (die **Atomhypothese**) Folgendes:

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.

2.3 Die Atomtheorie

Atome sind unvorstellbar klein. 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. 2.1). „Unteilbar“ heißt auf Griechisch *ατομος* („*a-tomos*“), und so benannten sie sie „**Atome**“.

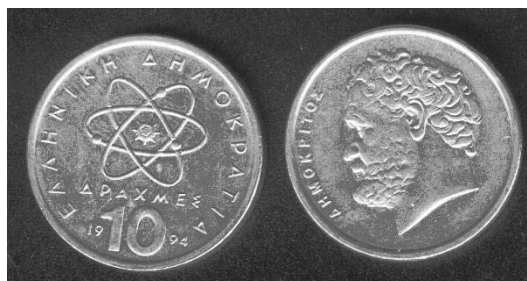


Abb. 2.11: Zehn Drachmen, *Demokrit* (eig. Foto)

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.

Vor rund 360 Jahren schrieb Sir *Robert Boyle* ein satirisches Buch „Der skeptische Chemiker“. Er rechnete gnadenlos mit den Alchimisten seiner Zeit ab. Er forderte, dass nur 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 die **erste naturwissenschaftliche Atomtheorie**: 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. Der große Physiker *Feynman* stellte einmal die Frage, welche Erkenntnis der Physik es wert sei, der Nachwelt überliefert zu werden, wenn man nur Gelegenheit zu einem einzigen Satz hätte. Seine Antwort war: „Alle Dinge bestehen aus Atomen - kleinen Teilchen, die sich ewig bewegen, einander anziehen, wenn sie etwas Abstand haben, jedoch abstoßen, wenn sie gegeneinandergedrückt werden.“. 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).

In Bezug auf das Beispiel der Reaktion von Kupfer mit Schwefel zu Kupfersulfid heißt das: Bei dieser Stoffvereinigung 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 Massenverhältnissen 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 g 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 (siehe S. 21). 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 zwei Elemente miteinander mehrere Verbindungen bilden, dann stehen die Masseverhältnisse dieses Elementes in den beiden Verbindungen zueinander im Verhältnis kleiner, ganzer Zahlen – oder mathematisch formuliert:

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

Das ist das **Gesetz der multiplen Proportionen** (Das 3. Grundgesetz der Chemie). Aus diesem Gesetz (dem Verhältnis kleiner, ganzer Zahlen) folgt, dass chemische Verbindungen und Elemente aus kleinsten, unteilbaren Stoffportionen oder Einheiten bestehen – den Atomen – so wie Kachelmustern aus Kacheln oder Fliesen (Abb. 2.13).

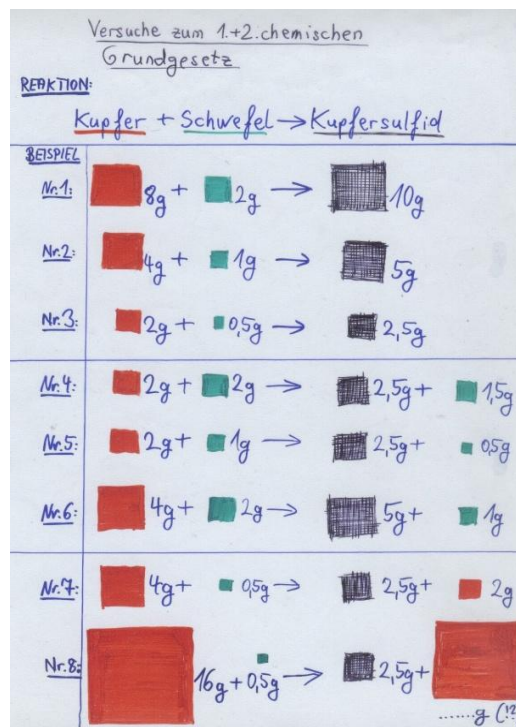


Abb. 2.12: Masseverhältnisse bei der Reaktion Kupfer + Schwefel → Kupfersulfid (Eig. Skizze)

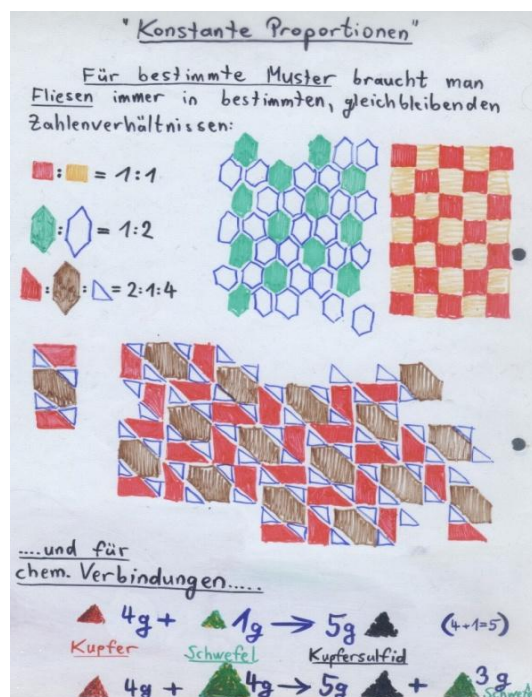


Abb. 2.13: Kachelmuster wie auch chemische Verbindungen bestehen aus kleinsten Einheiten – den Kacheln (Fliesen) bzw. Atomen (Eig. Skizze)

Auch Kachelmuster bestehen ja aus einzelnen Kacheln in ganz bestimmten Mengenverhältnissen (Im Schachbrettmuster z.B. sind schwarze und weiße Kacheln im Verhältnis 1 : 1). Und jedes weitere Muster hat ein anderes, ganz bestimmtes Mengenverhältnis unterschiedlich – eben genau wie bei chemischen Verbindungen. Das ist der 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.

Auch Eisen und Schwefel bilden übrigens zwei Eisensulfide. Das in goldglänzenden, würfelförmigen Kristallen existierende Pyrit enthält ganz genau doppelt so viel Schwefel wie das schwarze Eisen(II)-sulfid. Das Verhältnis der Stoffmengen zueinander ist jedoch nicht gleich dem Verhältnis der Masse der beiden Stoffe zueinander, wie die folgende Abbildung und das folgende Unterkapitel zeigen:

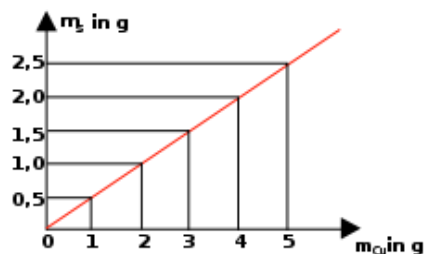


Abb. 2.14: Diagramm des Masseverhältnisses $m(\text{Cu}) : m(\text{S}) = 2 : 1$ im Kupfer(II)-sulfid (Abb. gemeinfrei)

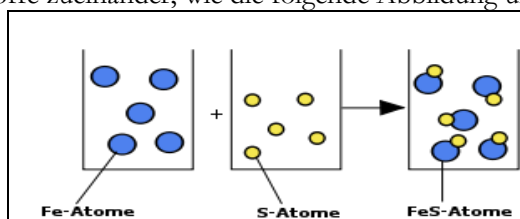


Abb. 2.15: Bildung von **Eisen(II)-sulfid** (Symbol: FeS) aus Eisen- und Schwefelteilchen im Masseverhältnis von: $m(\text{Fe}) : m(\text{S}) = 7:4$ (das entspricht einem Stoffmengenverhältnis von $n(\text{Fe}) : n(\text{S}) = 1:1$)

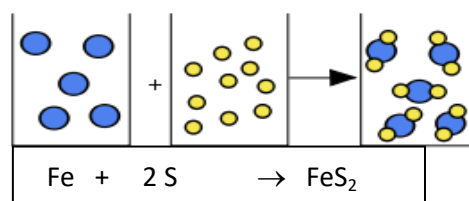


Abb. 2.16: Bildung von **Pyrit** FeS_2 aus Eisen- und Schwefelteilchen $\text{Fe} + \text{S}$ im Masseverhältnis von: $m(\text{Fe}) : m(\text{S}) = 7:8$ (das entspricht einem Mengenverhältnis von $n(\text{Fe}) : n(\text{S}) = 1:2$)

2.4 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 abwägen. **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.

2.5 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. 2.13+17). 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.

Wie groß also sind Atome (Abb. 2.10, S.28) und Atomverbände? Ein Wassermolekül zum Beispiel besteht aus drei Atomen. Es ist unvorstellbar klein: 18 Milliliter Wasser enthalten $6,023 \cdot 10^{23}$ solcher Moleküle – eine unvorstellbar große Zahl. Die „Größe“ von Atomen und Atomverbänden ist kaum vorstellbar.

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

billionstel Meter oder 199 milliardstel Millimeter bzw. $1,99 \cdot 10^{-10} \text{ m}$ – und die Bindung zwischen zwei Kohlenstoffatomen in einem Molekül ist 154 pm lang. Ein menschliches Haar hat demgegenüber einen Durchmesser von 65 μm , also eine halbe Millionen Mal mehr).

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

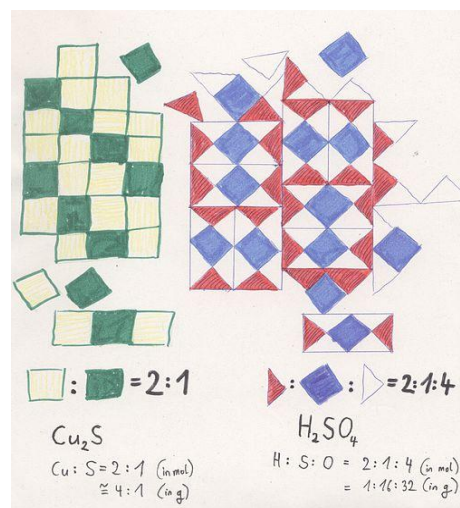


Abb. 2.17: Das „Kachelmuster“-Modell für chemische Verbindungen, angewendet auf die zwei Reinstoffe Kupfer(I)-sulfid (Mengenverhältnis 1 : 1) und Schwefelsäure (aus drei Elementen im Mengenverhältnis 2 : 1 : 4) (Eig. Skizze).

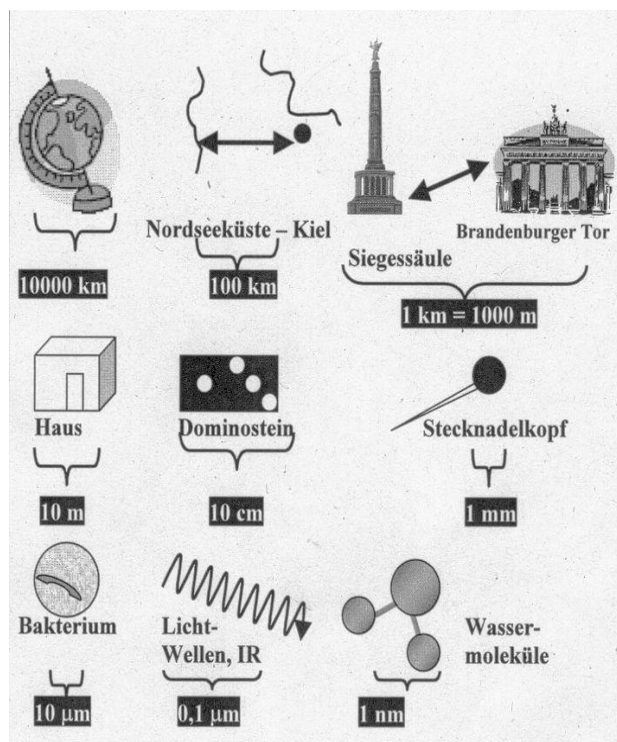


Abb. 2.18: Veranschaulichung der Größe von Atomen (Eig. Skizze)

Im Mittelalter gab es nur Vermutungen darüber, was Elemente sind, und die Teilchenhypothese des antiken Philosophen *Demokrit* war kaum noch bekannt. Die Alchemisten hatten die verschiedensten Vermutungen, woraus Stoffe bestehen und wie Stoffumwandlungen ablaufen. Sie glaubten, es gebe einen „Stein der Weisen“, mit dem man Gold herstellen könne, und als Elemente sahen sie Erde, Wasser, Feuer und Luft an. Sir *Robert Boyle* aber veröffentlichte 1661 ein satirisches Buch „Der skeptische Chemiker“ und rechnete gnadenlos mit den Alchimisten seiner Zeit ab. Er forderte: Bestand haben sollten nur Theorien, die sich beweisen lassen, und als Urstoff oder Element sollten daher nur Stoffe gelten, die sich als unzerstörbar und unherstellbar erwiesen haben (wie z.B. Gold.). Auf der Basis dieses neuen Elementbegriffes gründete *John Dalton* dann für die damals schon bekannten vierzig Elemente dann 1808 **die erste naturwissenschaftliche Atomtheorie**, nach der jedes Element aus Atomen einer bestimmten Art besteht. Diese kleinstmöglichen Stoffportionen der Elemente unterscheiden sich voneinander demnach durch ihre Größe und Masse. Innerhalb eines Elementes aber unterscheiden sie sich nicht voneinander, sondern gleichen sich einander wie ein Ei dem anderen. *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.

Die genaue Untersuchung vieler chemischer Reaktionen ermöglichte es den Forschern später sogar, 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.

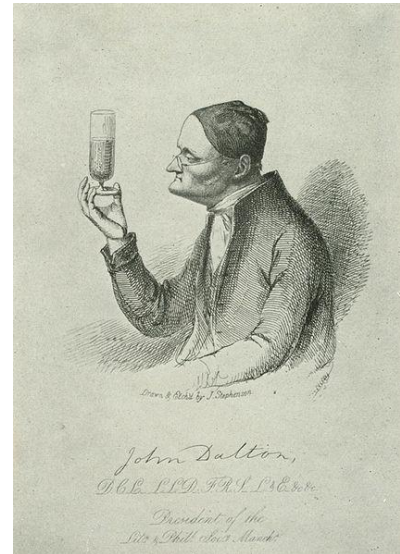


Abb. 2.19: John Dalton betrachtet ein Glas Wasser, in dem sich Luftblasen bilden. Er dachte viel über Gase nach – und über die Teilchen, aus denen sie bestehen (Historische Zeichnung, Abb. gemeinfrei).

2.6 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. In einem Versuch mit radioaktiven Teilchenstrahlen hatte er eine hauchdünne Goldfolie beschossen. 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.

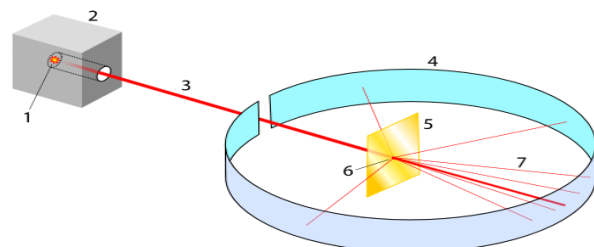


Abb. 2.20 Rutherfords Streuversuch: Die Atome erwiesen sich als fast leer. Nur sehr wenig Strahlen (3) wurden abgelenkt (7) – der Strahl hatte in der Goldfolie (5) einen Atomkern getroffen. Die anderen Strahlen gingen ohne Richtungsänderung durch die fast leere Atomhülle hindurch (Abb. gemeinfrei)

Atome bestehen also fast ganz aus leerem Raum - der **Atomhülle** - und zu nur einem kleinen, zentralen Teil aus dem **Atomkern** (Abb. 2.21). Dieser beinhaltet aber über 99% der Atommasse, und an ihm prallten die positiv geladenen α -Strahlen ab.

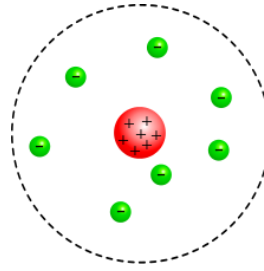


Abb. 2.21: Das Atommodell nach Rutherford, hier für ein Stickstoffatom: Außen in der Hülle sind negative Ladungen („Elektronen“), innen sitzt ein Atomkern (Abb. gemeinfrei).

2.7 Lernzusammenfassung “Teilchen”

Zusammenfassend kann man sagen:

- **Stoffe** bestehen aus kleinstmöglichen Stoffportionen / Teilchen (Teilchenmodell, -hypothese).
- Das **Teilchenmodell** (die **Atomhypothese**) besagt Folgendes:
 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.
- Das Teilchenmodell erklärt das Verhalten von Stoffen so gut, dass es als **Hypothese** bezeichnet wird. 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 so genannte **Brown'sche Bewegung** bewirkt die Diffusion von Stoffen; die kleinsten Teilchen eines gelösten Stoffes werden beim Verdünnen (der Zugabe von Teilchen des Lösemittels Wasser) 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: Elektrische Anziehung, Kohäsion und Adhäsion),
 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).
- Elemente nehmen in chemischen Verbindungen feste Masseverhältnissen in kleinen, ganzen Zahlen ein. Daraus folgt, dass die chemische 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**.

2.8 Übungsaufgaben zum Thema Stoffe

1) Lies den folgenden Fehlertext und berichtige die hierin vorkommenden Fehler...

- 1) Elemente bestehen aus kleinstmöglichen Teilchen, den Molekülen.
Alle Atome eines Elementes gleichen einander in ihrer Fähigkeit, sich mit anderen Atomen zu verknoten.
- 2) Elemente bestehen aus Atomkernen, chemische Verbindungen aus Atomhüllen.
- 3) Wenn zwei Elemente A und B miteinander reagieren (eine Stoffumwandlung vollziehen), dann entsteht eine Stoffmischung.
- 4) Ihre Teilchensorten A und B bilden dabei Verbände aus diesen beiden Atomsorten, und zwar in ganz bestimmten Zahlenverhältnissen, im Verhältnis kleiner, negativer Zahlen.
- 5) Salze sind Elemente. Sie sind allesamt Stoffe a) mit hoher elektrischer Leitfähigkeit, b) verformbar, c) glänzend und d) sehr gute Wärmeleiter. Ihre Atome haben wenig Außenelektronen.
- 6) Bei Mischungsvorgängen bleibt die Gesamtmasse m aller Ausgangsstoffe (Edukte) stets gleich (es geht keine Masse verloren): m (Ausgangsstoffe) = m (Produkte) (Bezeichnung: Gesetz der Massenerhaltung, 1. Grundgesetz der Chemie)
- 7) Chemische Verbindungen entstehen aus Metallen oder deren Verbindungen immer nur in ganz bestimmten, mit der Temperatur schwankenden Masseverhältnissen (Gesetz der schwankenden Masseverhältnisse oder 2. Grundgesetz der Chemie).
- 8) Wenn zwei Elemente miteinander mehrere Mischungen bilden, dann stehen ihre Volumenverhältnisse zueinander sogar immer im Verhältnis kleiner, ganzer Zahlen zueinander – das dritte Grundgesetz der Chemie (Gesetz der verkleinerten Volumenverhältnisse, 3. GG der Chemie)

**ACHTUNG,
FEHLER!**

- 2) a) Zeichne und beschreibe **Aggregatzustände im Teilchenmodell** und b) erkläre mit dessen Hilfe auch, warum sich **Salzkristalle** als geordnete Körper bilden können. Informiere dich dazu in Schulbüchern oder dem Internet über mögliche „**Kugelpackungen**“ von kleinstmöglichen Stoffteilchen in Salzkristallen und die Kristall-Formen, die dabei herauskommen. Suche auch Beispiele: Welche Kristallform hat zum Beispiel Kochsalz (Natriumchlorid)?

Hinweise zu Aufg. 2: Der englische Seefahrer und Spion *Sir Waslter Raleigh* stellte sich einst die Frage, wie sich Kanonenkugeln in einem Schiff am dichtesten stapeln lassen. Ähnlich wie Holz- oder Kanonenkugeln, gestapelte Orangen oder Äpfel auf dem Markt, lassen sie sich in Pyramiden anordnen, die eine „**dichteste Kugelpackung**“ ergeben. Diese dichteste Kugelpackung ist diejenige gegenseitige Anordnung gleich großer Kugeln, die den kleinsten Raum beansprucht. Sie besteht aus ebenen Schichten aus sich berührenden Kugeln. Jede davon wird von sechs benachbarten Kugeln und von je drei Kugeln aus der Schicht darüber und aus der darunter berührt – eine regelmäßig sechseckige Kugel-Schicht (Abb. 2.19; anders beschrieben wird jede Kugel von vier benachbarten Kugeln und von je vier Kugeln aus der Schicht darüber und aus der darunter berührt – und jede Kugel von 12 anderen. Das ergibt eine quadratische Kugel-Schicht).

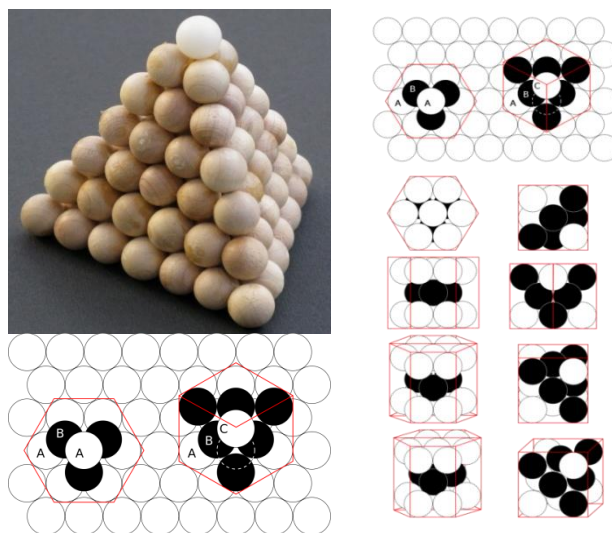


Abb. 2.21: Oben links eine Pyramide aus dichtest gepackten Kugeln; jede horizontale Schicht ist eng belegt; die Schichten folgen einander versetzt nach dem Schema ABAB. Rechts und unten links die dichteste Kugelpackung (Bildquellen: links oben Von S.Wetzel, CC BY-SA 4.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=88205510>, rechts und unten: Abb. gemeinfrei).

2.9 Lösungen und Lernhilfen zu den Übungsaufgaben zu Kap. 2

Teil 1: Fehlertext, Lösung (korrigierte Worte hier in Fett gedruckt):

1. Elemente bestehen aus kleinstmöglichen Teilchen, den **Atomen**. Alle Atome eines Elementes gleichen einander in ihrer Fähigkeit, sich mit anderen Atomen zu **verbinden**.
2. Elemente bestehen aus **Atomen**, chemische Verbindungen aus **Atomverbänden**.
3. Wenn zwei Elemente A und B miteinander reagieren (eine Stoffumwandlung vollziehen), dann entsteht eine **chemische Verbindung**.
4. Ihre Teilchensorten A und B bilden dabei Verbände aus diesen beiden Atomsorten, und zwar in ganz bestimmten Zahlenverhältnissen, im Verhältnis kleiner, **ganzer** Zahlen.
5. **Metalle** sind Elemente. Sie sind allesamt Stoffe a) mit hoher elektrischer Leitfähigkeit, b) verformbar, c) glänzend und d) sehr gute Wärmeleiter. Ihre Atome haben wenig Außenelektronen.
6. Bei **chemischen Reaktionen** bleibt die Gesamtmasse m aller Ausgangsstoffe (Edukte) stets gleich (es geht keine Masse verloren): m (Ausgangsstoffe) = m (Produkte) (Bezeichnung: Gesetz der Massenerhaltung, 1. Grundgesetz der Chemie)
7. Chemische Verbindungen entstehen aus **Elementen** oder deren Verbindungen immer nur in ganz bestimmten, **gleichbleibenden** Masseverhältnissen (Gesetz der **gleichbleibenden Masseverhältnisse** oder 2. Grundgesetz der Chemie).
8. 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 **vielfachen Masseverhältnisse**, 3. GG der Chemie)

- 2) Wenn beim Erhitzen die Schmelz- oder Siedetemperatur des Stoffes überschritten wird, dann ändert sich der Aggregatzustand des Stoffes, weil sich die Teilchen schneller bewegen. Das Gegenteil passiert beim Unterschreiten der Kondensations- und der Erstarrungstemperatur („Gefrierpunkt“). An einem kalten Wintermorgen kann Wasserdampf z.B. bei starker Abkühlung an Zweigen auskristallisieren (Resublimation):

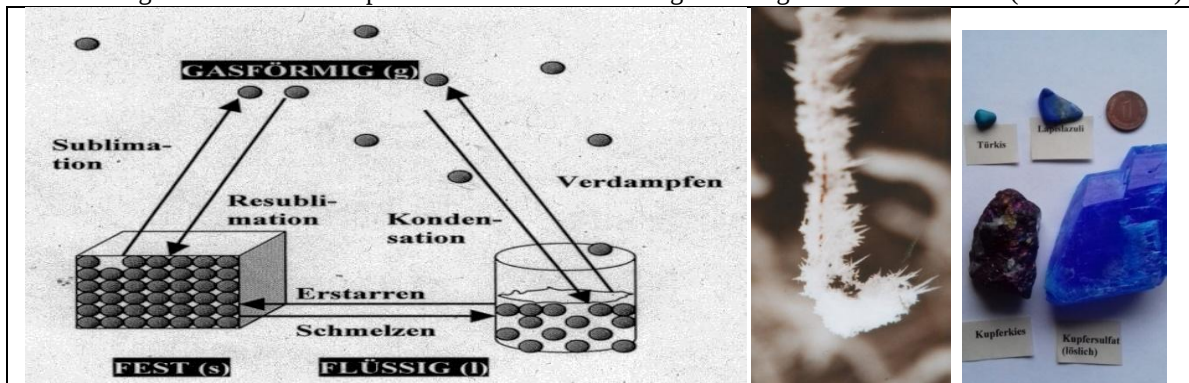


Abb. 2.22: Aggregatzustände im Teilchenmodell, resublimierte Luftfeuchtigkeit (Eiskristalle, Mitte) und Edelsteine und Kristalle. Rechts unten Kupfersulfat mit ebenen, viereckigen Kristalloberflächen (Eig. Fotos).

In Gasen sind die Teilchen völlig ungeordnet und sie bewegen sich mit hoher Geschwindigkeit. In Eis- und Salzkristallen hingegen bewegen sich die Teilchen der Stoffe kaum noch und nehmen eine hohe Ordnung ein. Kristalle bilden dabei geometrische Formen aus, mit ebenen Oberflächen, weil sich Teilchen gegenseitig anziehen können. Eine Anordnung als „dichteste Kugelpackung“ ergibt sich bei den Teilchen bestimmter Stoffe. Salze wie Natriumchlorid (Kochsalz) sind chemische Verbindungen. In ihren Kristallen sind zwei Atomsorten vorhanden, und sie sind in Würfeln oder anderen geometrischen Körpern angeordnet, weil sie elektrisch geladen sind und sich gegenseitig anziehen (Solche elektrisch geladenen Teilchen heißen Ionen).

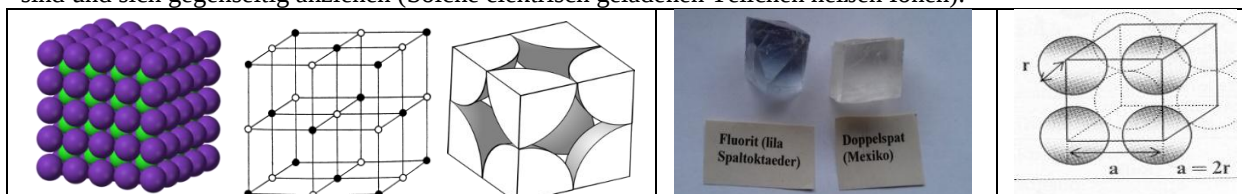


Abb. 2.24: Diese Abbildungen zeigen oben links zeigen „kubisch-primitive Gitter wie sie in den Salzkristallen von Kochsalz (Natriumchlorid, Formel NaCl), Lithiumfluorid und Caesiumiodid vorkommen (Bildquellen: Links und Mitte public domain, rechts: Cdang (original GIF, SVG version), Samuel Dupré (3D model with SolidWorks) - Own work, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=6407652>; Abb. rechts: Eigenes Werk)

Kapitel 3: Reaktionen

3.1 Stoffumwandlungen – manchmal hell, schnell, laut und heiß

Feuerwerkskörper zu zünden ist für viele Menschen ein Vergnügen. Das enthaltene Schwarzpulver, ein Stoffgemisch aus Holzkohle- und Schwefelpulver sowie dem brandfördernden Salz Salpeter, reagiert beim Erhitzen oder Anzünden chemisch in Sekundenbruchteilen zu großen Mengen von Gasen – und es wird viel Wärmeenergie frei. Gase brauchen Raum und dehnen sich beim Erwärmen zusätzlich aus. Das geschieht mit einer Geschwindigkeit, die höher als die Schallgeschwindigkeit ist – es kommt zum Knall. Beigemengte andere Salze färben die Flammen, Funken und Detonationswolken in vielen Farben (Abb. 3.1).

Chemische Reaktionen sind Vorgänge, bei denen eine oder mehrere Stoffe unter Beteiligung von Energie in andere umgewandelt werden: Chemisch in den Ausgangsstoffen gespeicherte **Energie wird umgewandelt**, z.B. in Wärme, Druck oder auch Licht. Die Eigenschaften der Produkte verändern sich im Vergleich zu den Ausgangsstoffen stark: Schwarzpulver ist fest, die Reaktionsprodukte sind gasförmig. Ob Lagerfeuer oder Zentralheizung, ob gewollte Verbrennung oder Brandkatastrophe: Wenn man die chemischen Grundlagen solcher Vorgänge kennt, dann kann man angemessen Handeln. Wirksame Maßnahmen zur Brandverhinderung und Brandbekämpfung fördern die eigene Sicherheit und gelten als gesellschaftlich notwendige Aufgaben.



Abb. 3.1: Detonation eines Feuerwerkskörpers (Eig. Foto)

Am 13. Mai 2000 ereignete sich in einem Wohngebiet in Enschede, wenige Kilometer hinter der deutsch-niederländischen Grenze bei Gronau, sogar eine schreckliche Katastrophe – die **Explosion** einer Feuerwerkskörper-Fabrik mitten in einem Wohngebiet. Es gab mindestens 16 Tote, rund 600 Verletzte, um die 2000 Obdachlose und noch 5 Tage später wurden 200 bis 600 Personen vermisst. Knall und Rauchpilz waren kilometerweit wahrnehmbar. Die tödliche Haupt-Explosion wurde vermutlich erst dadurch ausgelöst, dass die nicht oder falsch informierten Feuerwehren versucht hatten, den Brand mit Wasser zu löschen, obwohl die Firma in den nun brennenden Containern illegal große Schwarzpulver- und Sprengstoffmengen sowie Magnesium gelagert hatte. Der Löschversuch setzte unerwartete, chemische Reaktionen in Gang – Stoffumwandlungen verlaufen eben auch unter Umwandlung von Energie. Schreckliche Ereignisse wie diese zeigen, wie wichtig es ist, auch um **Sicherheitsrisiken** im Umgang mit Gefahrstoffen zu wissen, respektvoll und umsichtig entsprechende **Vorsichtsmaßnahmen** zu treffen und einzuhalten.

Reaktionen auf Teilchenebene

Chemische Reaktionen verlaufen in Zeit und Raum. Viele Vorgänge dabei sind makroskopisch **wahrnehmbar** oder **messbar**. In kleineren, mikroskopischen Dimensionen jedoch, in Größenordnungen auf der **Teilchenebene** (im „Diskontinuum“), entziehen sich die Messwerte unserer Anschauungs- und Vorstellungskraft: Atome und Moleküle sind unvorstellbar klein (Kap. 2.5). In der Chemie ist es angesichts dieser Unvorstellbarkeiten wichtig, **Dimensionen** zu beachten und **Maßeinheiten** zu kennen, um auf Messwerte vertrauen und mit ihnen rechnen zu können.

Der zeitliche Verlauf chemischer Reaktionen

Chemische Reaktionen setzen gegebenenfalls nicht nur große Mengen an **Energie** frei, sie verlaufen unterschiedlich schnell: Eisen rostet langsam, Gasgemische explodieren mit einer nicht mehr wahrnehmbaren Geschwindigkeit. Im Falle einer Explosion kann die **Geschwindigkeit** einer Reaktion sogar noch während ihres Verlaufes rasend schnell zunehmen. Gasförmige Reaktionsprodukte breiten sich im Falle einer Detonation sogar mit Überschallgeschwindigkeit aus.

Hierzu einige Beispiele: Gasteilchen in der Luft haben bei Raumtemperatur und Normal-Luftdruck von $p = 1013 \text{ hPa}$ eine Geschwindigkeit von rund 1800 km/h (das sind 500 m/s). Zwischen zwei Zusammenstößen legen sie jedoch nur eine Strecke von durchschnittlich $0,0001 \text{ mm}$ zurück, denn sie „erleiden“ fünf Milliarden Zusammenstöße pro Sekunde. Auch chemische Reaktionen verlaufen dementsprechend mitunter unvorstellbar schnell. Das Gas Wasserstoff setzt sich z.B. mit Sauerstoff explosionsartig schnell um zum Reaktionsprodukt Wasserstoffoxid (umgangssprachlich: Wasserdampf). Eine Wasserstoffgas-Brennerflamme läuft gleichmäßig ab, während die Reaktionsgeschwindigkeit bei einer vorherigen, guten Durchmischung der gasförmigen Edukte sprunghaft so stark ansteigen kann, dass in Sekundenbruchteilen so gewaltige Energiemengen freigesetzt werden, dass sich der entstandene Wasserdampf u. U. mit Überschallgeschwindigkeit ausdehnt (Knallgasprobe). Ein ideal zusammengesetztes Wasserstoff-Sauerstoff-Gasgemisch ist das im Stoffmengenverhältnis $2 : 1$. Wenn es explodiert, dann erreicht die Detonationsgeschwindigkeit dieser Knallgasreaktion eine Überschallgeschwindigkeit von 10152 km/h bzw. 2820 m/s – innerhalb von Mikrosekunden werden Billionen bis Trillionen von Wasserstoff- und Sauerstoffmolekülen umgesetzt. Sauerstoffmoleküle halten sich in einer reagierenden Mischung mit Wasserstoffgas also nur für Sekundenbruchteile. Bei vorheriger, guter Durchmischung der Ausgangsstoffe im Volumenverhältnis $2 : 1$ beschleunigt sich so eine Stoffumwandlung von selbst: Die Reaktion immer wird schneller. Solche Detonationen verlaufen manchmal bis zu 1000 Mal schneller ab als Explosionen: Die Stoßwelle verdichtet die Gase. Sie werden auf bis zu 6000 °C erhitzt, und der Wärmestau erhöht die Reaktionsgeschwindigkeit der nachfolgenden Reaktionsschritte nochmals um ein Vielfaches. Untersuchungen zeigten, dass während einer Knallgasexplosion beides abläuft: Eine thermische Explosion (Wärmebedingte Ausdehnung) sowie ein Vorgang, den man „verzweigte“ Kettenreaktion nennt.

Eine **Kettenreaktion** ist eine chemische Reaktion, die aus gleichartigen, einander bedingenden Reaktionsschritten bzw. Teilreaktionen besteht. Das Produkt einer Einzelreaktion ist dabei zugleich das Ausgangsprodukt für einen folgenden Schritt (eine **Folgereaktion**): Die Einzelreaktionen laufen nach einer Art Domino-Effekt ab, und die **Reaktionskette** kann linear oder sogar verzweigt sein.

Eine **verzweigte Kettenreaktion** von Gasteilchen läuft so ab, dass jedes reagierende Teilchen mindestens zwei weitere Teilchen zur Reaktion bringt – wie z.B. bei der Explosion einer Kernwaffe (Atom-bombe). Der Verlauf einer solchen verzweigten Kettenreaktion ist vergleichbar mit Anstoßen eines Tischtennisballes, welcher auf einer höheren Treppenstufe liegt: Wenn jede dieser Treppenstufen mit vielen Ping-Pong-Bällen belegt ist und der erste Ball bei seinem Fall eine Treppenstufe hinab zwei weitere Bälle anstößt und in Bewegung setzt, dann werden auf der dritten Treppenstufe schon vier Bälle mitgerissen, denn $2 \cdot 2 = 2^2 = 4$, auf der vierten bereits $2^3 = 8$ Bälle und auf der siebenten schon $2^6 = 64$ Bälle (Abb. 3.2).

Dieses Modell lässt sich übertragen auf reaktive Stöße zwischen reagierenden Teilchen (**Stoßreaktion**):

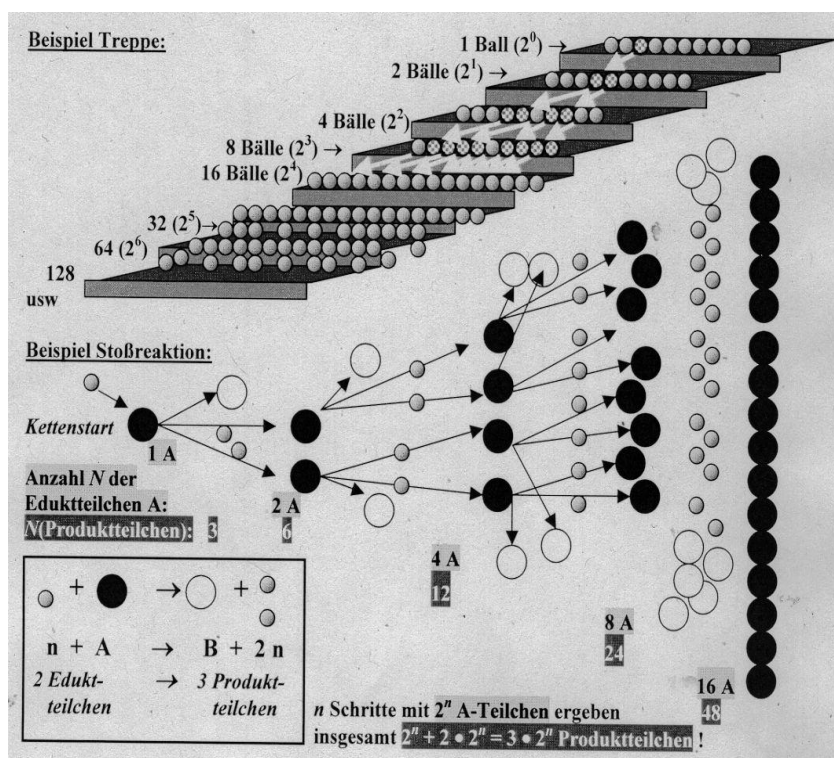


Abb. 3.2: Treppenmodell einer Kettenreaktion als Stoßreaktion (Eig. Werk)

Wenn ein „aktiviertes“ Teilchen n ein Teilchen A trifft, so dass dieses zum Produktteilchen B reagiert und dabei zwei Teilchen n abgibt (Schema: $A + n \rightarrow B + 2n$), dann werden bei jedem Stoß bzw. Reaktionsschritt aus zwei Eduktteilchen (A und n) drei Produktteilchen (B und $2n$). Nach dem zweiten Reaktionsschritt liegen dann $N(\text{Produktteilchen}) = 6$ Teilchen vor, nach dem dritten Schritt 12, nach dem fünften bereits 48 und nach dem n -ten Schritt sogar $2^n + 2 \cdot 2^n = 3 \cdot 2^n$ Teilchen.

Energieumsätze bei chemischen Reaktionen

Energie wird deshalb in der Physik als „gespeicherte Wärme oder Arbeit“ bezeichnet und im Unterricht in der Schule leider oft umständlich und verschachtelt eingeführt. Da heißt es: „Zu verrichtende Arbeit W ist das Produkt aus der Kraft F und dem zurückgelegten Weg s , Kraft ist das Produkt aus Masse m und Beschleunigung a , die Beschleunigung ist ein Geschwindigkeitszuwachs Δv pro Zeiteinheit Δt und die Geschwindigkeit v ist definiert als zurückgelegte Wegstrecke Δx pro Zeiteinheit Δt “. Das nachzuvollziehen kann beim Lernen Probleme bereiten. Es gibt einen besseren Ansatz: Die Wissenschaftler *G. Job* und *R. Riffler* schlagen in ihrem Band „Physikalische Chemie – Eine Einführung nach neuem Konzept“ (Wiesbaden 2011) machen zum Beispiel einen anderen Lernvorschlag zur abstrakten Größe „Energie“:

Stoffumwandlungen werden von Energieumwandlungen begleitet (so Kap. 1.4) – was aber kist „Energie“? **Energie** ist eine Größe, die als Fähigkeit eines Systems beschrieben werden kann, Wärme abzugeben, Arbeit zu leisten oder Strahlung aussenden zu können. Sie wird in Joule gemessen und kann in jeweils verschiedene Erscheinungsformen umgewandelt werden. Es gibt sie z.B. in Form von **mechanischer**

Energie (Druck, Kraft), in Form von **Wärme** und **Licht** oder auch als **elektrische Energie**. Sie wirkt auf Stoffe ein und kann von ihnen freigesetzt werden – zum Beispiel, wenn ein Gemisch aus Benzindampf und Luft zündet. Im PKW wird also die chemisch in den Ausgangsstoffen Benzin und Luftsauerstoff gespeicherte Energie zu Wärme und zu mechanischer Energie. Diese treibt dann das Fahrzeug voran.

Das Spannen einer Feder, das Anschieben und Beschleunigen eines PKWs, das Aufblasen eines Luftballons, das Komprimieren oder Dehnen von Gummi oder anderen elastischen Körpern, das alles erfordert Aufwand und kostet Mühe und Anstrengung. Diese Mühe ist eine Art Preis, der für eine Tätigkeit zu zahlen ist oder der durch sie erzielt und genutzt werden kann, wenn sich die Feder wieder entspannt, der aufgeblasene Ballon losfliegt oder das gespannte Gummi die „gespeicherte“ Mühe wieder abgibt, indem es z. B. ein Geschoss beschleunigt. Die aufgewendete Mühe verschwindet nicht (Energieerhaltungssatz), und sie ist unabhängig von Weg, Mittel und Form des Einsatzes vorhanden. Ihre Einheit ist das Joule.

Energie ist also eine **messbare, mengenartige Erhaltungsgröße** – sie geht nicht verloren und mit ihr kann gerechnet werden, auch in der physikalischen Chemie. Ein weiteres, grundlegendes Phänomen im Universum scheint das Streben nach Gleichverteilung zu sein: Gase und gelöste Stoffe diffundieren, Konzentrationsunterschiede gleichen sich aus, Wärme fließt von Orten höherer Temperatur zu Orten niedrigerer Temperatur und elektrische Ladungen von Orten hoher Elektronendichte (negative Pole) zu Orten mit Elektronenmangel (positive Ladung).

Reagierende Stoffe können Energie an ihre Umgebung abgeben. Es muss offensichtlich als eine Art Triebkraft, ein Gefälle geben, eine Fähigkeit – wissenschaftlich ausgedrückt: ein **Potenzial**. Es stellt die Ursache für ein Bestreben nach Ausgleich dar – ähnlich wie die Höhe eines Wasserspiegels, so dass Wasser von oben nach unten fließt. Wenn dieser Ausgleich dann in Form einer chemischen Reaktion stattfindet, dann wird auch Energie umgewandelt. Zur Beschreibung und Berechnung der Energieumwandlungen bei chemischen Reaktionen wurde die physikalische Größe „Energie“ sowie ihre Einheit festgelegt (in Joule). Diese ist dann die Grundlage für Untersuchungen von Energieumsätzen bei chemischen Reaktionen.



Abb. 3.3: Ein Blitz – elektrische Energie wird bei der Entladung zu Wärme und Blitzlicht, und die Wärmeenergie wird zu mechanischer Energie (Gasdruck / eig. Foto)

Folgendes kann in der Physik über Energie gesagt werden:

- **Energie** ist in den Lehrbüchern der Physik „gespeicherte Wärme oder Arbeit“. Sie tritt in der Physik z. B. in folgenden Formen auf: als Lage- oder potenzielle Energie E_{pot} , als mechanische Energie E_{mech} , als Bewegungs- oder kinetische Energie E_{kin} , auch als Wärme(energie) Q , als Arbeit W , als Innere Energie U eines Systems und als chemisch gespeicherte Energie (auch Enthalpie genannt, Symbol: H).
- Grundlegende Maßeinheit der Energie E ist das **Joule**. Ein Joule ist rechnerisch ein Newton mal ein Meter ($1 \text{ J} = 1 \text{ N} \cdot \text{m}$). Mit einem Kilojoule Energie (1000 J) kann man z. B. 100mL Wasser um $2,4^\circ \text{C}$ erwärmen, eine 5-kg-Masse um 20 m/s beschleunigen oder um $20,4 \text{ m}$ anheben oder eine 40W-Glühbirne 25 s lang brennen lassen.
- Das **chemische Potenzial** μ ist das Bestreben eines Stoffes, mit anderen Stoffen zu reagieren, sich in eine andere Zustandsart umzuwandeln oder sich im Raum umzuverteilen (Die Stärke des chemischen Potenzials μ hängt von der Art des jeweiligen Stoffes und von seinem Umfeld ab, nicht jedoch von der Art seines möglichen Reaktionspartners).
- Grundlegende Maßeinheit des chemischen Potenzials μ ist das **Joule pro mol** (in Kurzform: $1 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$). Es ist zu verstehen als Neigung eines Stoffes, mit anderen Stoffen zu reagieren, sich in eine andere Zustandsart umzuwandeln oder sich im Raum umzuverteilen.

Grundmaß: $1 \text{ Joule (J)} = 1 \text{ Nm} = 1 \text{ Ws}$ (= 1 Watt pro Sekunde) = $1 \text{ kg} \cdot \text{m}^2 / \text{s}^2$, $10^3 \text{ J} = 1 \text{ kJ}$,
Umrechnungen: $1 \text{ cal (Kalorie)} = 4,187 \text{ J}$; $1 \text{ kcal} = \text{ca. } 4,2 \text{ kJ}$, $1 \text{ kWh} = 3,6 \text{ MJ}$, $1 \text{ kW} = 1 \text{ kJ/s}$;
 $1 \text{ eV (Elektronenvolt)} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ oder $6,242 \cdot 10^{18} \text{ eV} = 1 \text{ J}$.

Primärenergien sind durch Energieumwandlung nutzbare Energiequellen: Verbrennungs- und Kernenergie aus fossilen Brennstoffen (Kohle, Erdgas, Erdöl, Uran) und erneuerbare Energien (Aus Sonnenlicht, Erdwärme, Wasserkraft, Wind- und Gezeitenenergie). **Sekundärenergien** sind zur Umwandlung in Nutzenergie für den Verbraucher bereitgestellte Energiequellen (Elektrizität, Fernwärme, Brennstoffe wie Erdgas, Heizöl, Koks, Motorenkraftstoffe, Briketts).

Im Hinblick auf **Wärmeenergie** unterscheidet man dabei allgemein zwischen Vorgängen, bei denen ein stoffliches System Wärmeenergie aufnimmt (Bezeichnung: **endotherm**, alltägliches Beispiel: Verkochen von Wasser), und Vorgängen, bei denen ein stoffliches System Wärme nach außen abgibt (Bezeichnung: **exotherm**, Beispiel: Verbrennen von Heizöl).

In der Chemie untersucht man nicht nur die Frage, wie schnell eine Reaktion abläuft, sondern auch Fragen zu Energieumwandlungen bei chemischen Reaktionen. In Kap. 1.4 auf S.15 wurde bereits erklärt, dass es **endotherme und exotherme Reaktionen** gibt: Bei exothermen Reaktionen gibt das Gemisch der Ausgangsstoffe der Reaktion (die Edukte) Wärmeenergie ab – die Reaktionsprodukte haben einen geringeren Gehalt an chemisch gespeicherter Energie.

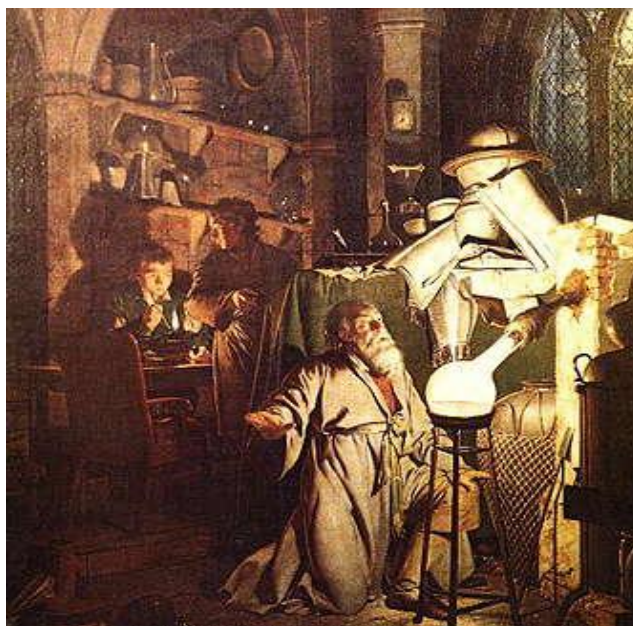


Abb. 3.4: Hennig Brand entdeckte 1669 das Element Phosphor. Es verbrennt an Luft, ohne zuvor angezündet werden zu müssen (Ursprung des Wortes „Phosphoreszieren“ = Licht-Tragend; Bildquelle: Von Joseph Wright of Derby - Übertragen aus de.wikipedia nach Commons durch Leyo mithilfe des CommonsHelper. Original source: http://www.anthroposophie.net/bibliothek/alchemie/bib_alchemie.htm; 17. Juni 2006 (original upload date), Gemeinfrei, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=9519547>)

Die Reaktion von Schwefel und Eisen ist ein solches Beispiel (s.S. 14, 15 + 21): Das Gemisch gibt nach der Zündung Wärme ab und glüht auf – zurück bleibt das Reaktionsprodukt Eisen(II)-sulfid. Das **Energie-Zeit-Diagramm** (Abb. 3.5) der Reaktion zeigt, dass der Energiegehalt des Produktes niedriger liegt als der Ausgangsstoffe (Edukte).

Damit die Reaktion einsetzt, muss das Gemisch gezündet werden, genau wie man ein Streichholz oder einen Haufen Kohle anzünden muss. Die zum Start einer Stoffumwandlung zugeführte Energie wird anschließend wieder freigesetzt. Sie wird als **Aktivierungsenergie** bezeichnet. Im Diagramm stellt sie den zunächst erfolgenden Anstieg der Energiekurve dar (Abb. 3.6).

Auch bei der Zündung eines Wasserstoff-Sauerstoff-Gemisches erfolgt zunächst eine Aktivierung des Reaktionsgemisches – erst danach, bei der Bildung des Wassers, wird die Energie freigesetzt. Umgekehrt kann man Wasser mit Hilfe von elektrischem Strom aber auch in Wasserstoffgas und Sauerstoffgas zerlegen. Diese Reaktion ist endotherm, weil die zugeführte, elektrische Energie nun in chemisch gespeicherte Energie umgewandelt wird (**Umkehrreaktion**, Abb. 3.7).

Das Teilchenmodell hilft, diese Vorgänge zu erklären: Die Aktivierungsenergie wird z.B. benötigt, um die Atomverbände in reaktionsbereite Einzelatome zu zerlegen (Aktivierung der Ausgangsstoffe bzw. ihrer Teilchen). Wenn sich die Einzelatome zu neuen Atomverbänden umgruppieren, dann entstehen neue Verbindungen zwischen den Atomen. Diese enthalten chemisch gespeichert die Energie, die die Ausgangsstoffe während der Reaktion aufgenommen haben. Das folgende Diagramm zeigt diesen Vorgang am Beispiel der Verbrennung von Methangas. Diese Verbrennungsreaktion verläuft nach folgendem Schema: **Methan + Sauerstoff → Kohlendioxid + Wasser**. Die Methanmoleküle bestehen aus fünf Atomen (ein Kohlenstoffatom, schwarz, und vier Wasserstoffatome, weiß), die Sauerstoffmoleküle aus je zwei Sauerstoffatomen. Bei der Aufnahme der Aktivierungsenergie werden die Moleküle in Einzelatome aufgespalten – bei der Bildung der neuen Atomverbände aus Kohlenstoff- und Sauerstoffatomen (im Kohlendioxid) und zwischen Wasserstoff- und Sauerstoffatomen (im Wasser) wird dann viel Energie freigesetzt (Abb. 3.8+9):

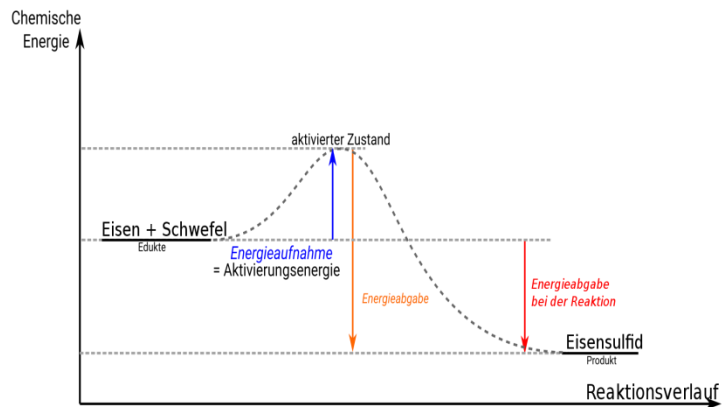


Abb. 3.5: Energie-Zeit-Diagramm der Reaktion von Schwefel mit Eisen (Abb. gemeinfrei)

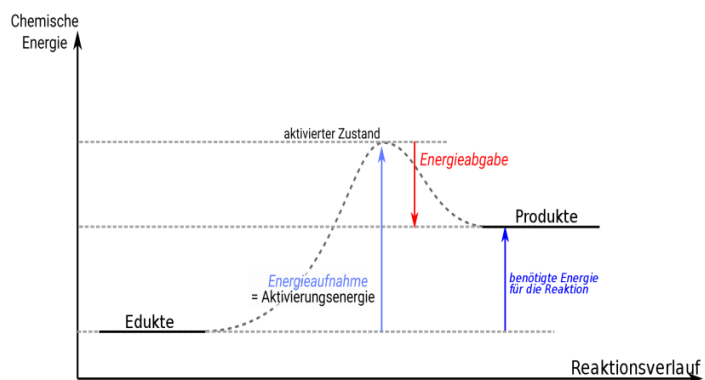


Abb. 3.6: Energie-Zeit-Diagramm der Reaktion einer exothermen Reaktion mit Aktivierungsenergie (Abb. gemeinfrei)

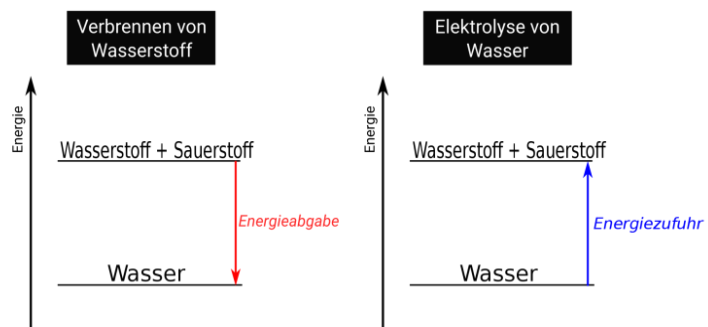


Abb. 3.7: Energie-Diagramm der Knallgasreaktion (links) und der Wasserzerlegung (rechts) (Abb. gemeinfrei)

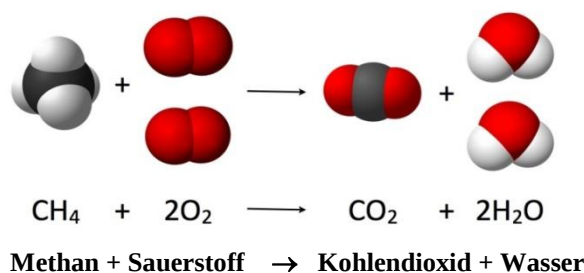
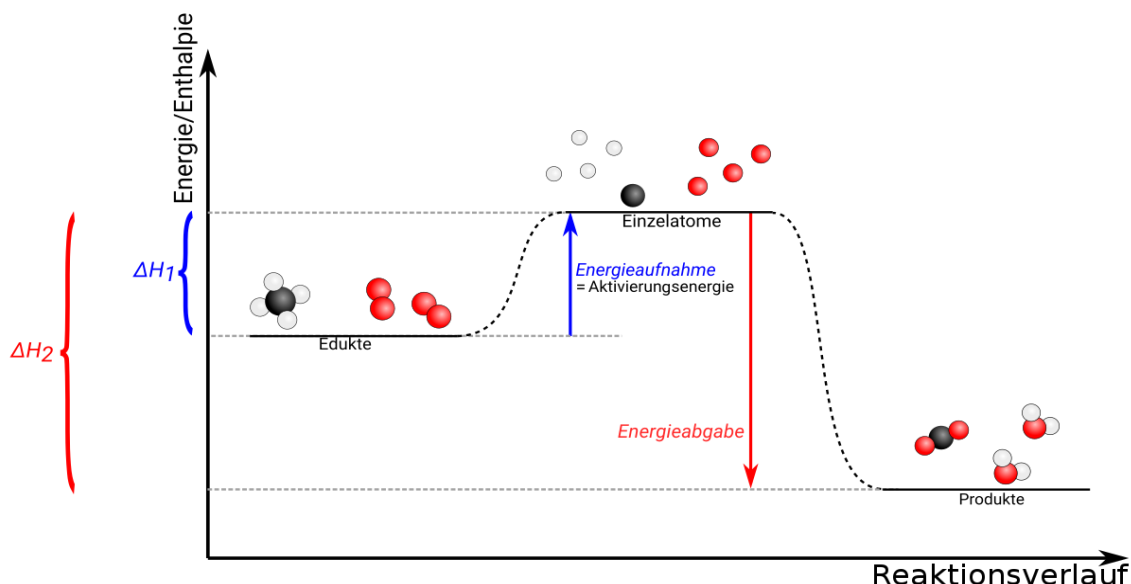


Abb. 3.8 (links): Vorgänge der Umgruppierung der Atomverbände von Methan und Sauerstoff bei der Methanverbrennung zu Kohlendioxid und Wasser

Abb. 3.9 (unten): Energie-Zeit-Diagramm der Methanverbrennung mit Darstellung der beteiligten Atomverbände.

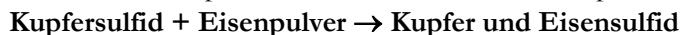
(Beide Abb. gemeinfrei).



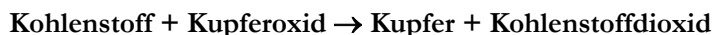
3.2 Stoffe vereinigen und zerlegen

Alle Reaktionen insgesamt kann man in zwei grundlegende Gruppen einteilen (s.o., Kap. 1.4): 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, s.o. S.40) und aus den Spaltprodukten Wasserstoff und Sauerstoff wieder hergestellt werden (Umkehrbare Reaktion).

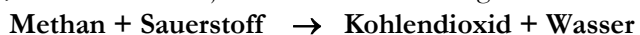
Manchmal laufen Stoffvereinigungen und Stoffzerlegungen in einer Reaktion gleichzeitig ab, z.B. wenn man Kupfersulfid mit Eisenpulver erhitzt. Dann entstehen Kupfer und Eisensulfid:



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



Und bei der Methanverbrennung findet sogar eine doppelte **Stoffumgruppierung** statt: Beide Ausgangsstoffe werden in ihre Elemente zerlegt (die Atomverbände in die einzelnen Atome der beteiligten Elemente), und diese bilden jeweils neue Verbindungen mit Sauerstoff:



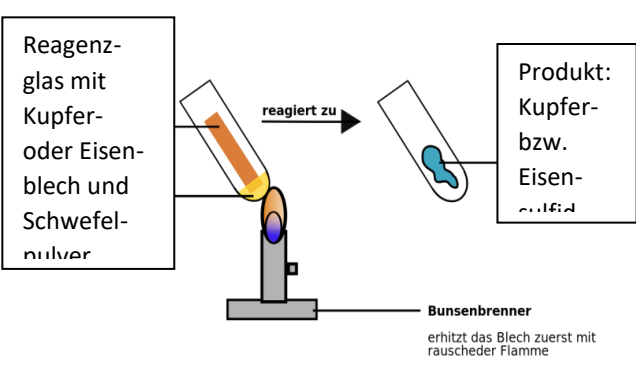
Stoffumwandlungen (Chemische Reaktionen) kann man ja an zwei Merkmalen erkennen:

Kennzeichen einer chemischen Reaktion:

- Stoffumwandlung:** Mindestens ein neuer Stoff entsteht (an anderer Stoffeigenschaft erkennbar)
- Energieumwandlung:** Chemische Energie wird umgewandelt in Wärme, Licht, mechanische oder elektrische Energie (oder umgekehrt: Wärme, Licht u. ähnl. wird zu chemischer Energie)

Vergleich Physikalische/ chemische Vorgänge:



Links Mörser, rechts Magnet nach der Abtrennung von Eisenpulver aus dem mit Schwefelpulver gemörserten Pulver-Gemisch

Eisen

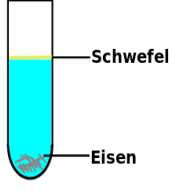
- grau pulvrig
- höhere Dichte als Wasser
- magnetisch
- wasserunlöslich

Schwefel

- zitronengelb pulvrig
- geringere Dichte als Wasser
- nicht magnetisch
- wasserlöslich

Vermischung

- grüngraues Pulver
- z.T. magnetisch, z.T. unmagnetisch
- Trennung durch Wasser oder Magneten möglich



Schwefel
Eisen

Das **Gemisch aus Eisen- und Schwefelpulver** wird mit Wasser getrennt (Schwefel bleibt oben)
(Bildquelle: oben rechts von Oguraclutch, GNU-Lizenz für freie Dokumentation, Version 1.2, Abb. darunter: gemeinfrei)

Eisen + Schwefel

(zwei Reinstoffe)

Vermischung

Trennung

Gemisch

(aus zwei Stoffen)

Eisen + Schwefel

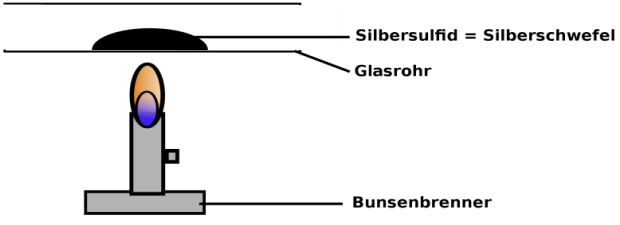
(zwei Reinstoffe)

Zersetzung

Vereinigung

Eisensulfid

(Reinstoff, eine Verbindung)



Silbersulfid = Silberschwefel
Glasrohr
Bunsenbrenner

erhitzt das Blech zuerst mit rauscherer Flamme

Stoffvereinigung von Kupfer oder Eisen mit Schwefel zu Kupfer- oder Eisensulfid (Bildquelle: Abb. gemeinfrei)

Stoffzerlegung von Silbersulfid in Silber und Schwefel (Bildquelle: Abb. gemeinfrei)

Stoffe mischen (phys.) – und vereinigen (chem.):

Reinstoffe chemisch zerlegen:

Eisen (Fe) und Schwefel (S) im Mörser verreiben **Stoffvereinigung:** $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$ (chemisch)

Stoffgemisch Fe und S mit Magnet trennen

Stoffzerlegung: $\text{Ag}_2\text{S} \rightarrow 2 \text{Ag} + \text{S}$ (chem.)

Ähnlichkeit	Physikalisch	Chemisch
Zusammen- geben mehrerer Stoffproben (und ggf. erwärmen)	Mischverfahren: mehrere Stoffe werden zu einem Stoffgemisch vereinigt, <u>Mischungsverhältnisse oft beliebig;</u> <i>Beispiel: Lösevorgang</i>	Stoffvereinigung = Synthese: mehrere Stoffe/ Edukte reagieren chemisch <u>in ganz bestimmten Mengenverhältnissen</u> zu einem neuen Reinstoff, sofern kein Edukt übrig bleibt, <i>Symbol z. B.: $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{AB}$</i>
„Auseinander- bringen“ von Stoffen (z. B. durch erwärmen)	Stofftrennverfahren: mechanisch, thermisch, magnetisch, ..., ein Stoffgemisch wird in mehrere Komponenten zerlegt, <i>Beispiele: Filtration, Destillation, ...</i>	Stoffzerlegung = Analyse: ein Ausgangsstoff / Edukt wird chemisch in mehrere Endstoffe / Produkte zerlegt, <i>Symbol z. B.: $\text{AB} \rightarrow \text{A} + \text{B}$</i>
„Partnertausch“ bei Stoffen	Extraktion: ein Stoff A wird durch einen weiteren Stoff B aus einem Stoffgemisch „herausgezogen“, um mit Stoff B ein neues Gemisch aus A und B zu bilden, das „Extrakt“	Stoffumgruppierung: Chemische Reaktion, bei der Stoffzerlegung und –vereinigung gleichzeitig ablaufen, <i>Symbol z. B.: $\text{AB} + \text{C} \rightarrow \text{AC} + \text{B}$, $\text{AB} + \text{CD} \rightarrow \text{AC} + \text{BD}$, $\text{ABC} + \text{D} \rightarrow \text{AB} + \text{CD}$ usw.</i>

3.3 Verbrennung – eine Oxidation

Ein brennendes Teelicht kann durch Überstülpen mit einem Glas gelöscht werden – die Flamme erstickt. Was passiert, wenn Spiritus wird unter einer Glasglocke entzündet wird?

Der Wasserpegel sinkt und manchmal entweicht Luft. Die Flamme erlischt aber auch hier, und das Wasser steigt etwa 20%. Das hat einen Grund: Durch die Hitze der Flamme wird die Luft erwärmt und dehnt sich aus. Spiritus verbrennt mit Sauerstoff. Wenn der Sauerstoffanteil zu stark abgesunken ist, erlischt die Flamme. Ein Teil des Sauerstoffs hat reagiert. Er wurde Kohlenstoffdioxid umgewandelt. Das hat aber keine Auswirkung auf das Volumen, denn auch Kohlendioxid ist ein Gas, weil das Gasgemisch nach dem Verlöschen der Flamme abkühlt und sich zusammenzieht. Eine verbreitete Fehlvorstellung ist, durch den „fehlenden“ Sauerstoff würde Platz frei.

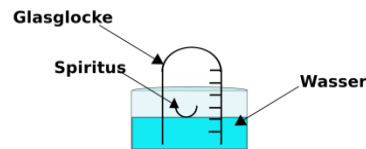


Abb. 3.10: Im schwimmenden Uhrglas brennendes Spiritus in einer pneumatischen Wanne (Bildquelle: , Von Sundance Raphael 18:35, 4. Dez. 2006 (CET) - „own work“, <https://de.wikibooks.org/w/index.php?curid=35561>)

Wenn man einen ähnlichen Versuch mit Stahlwolle macht, die dann rostet, so steigt der Wasserspiegel: Die Stahlwolle reagiert beim Rosten mit Sauerstoff und Wasser zu Rost – das Volumen des Gasgemisches Luft wird kleiner, weil Rost kein Gas ist.

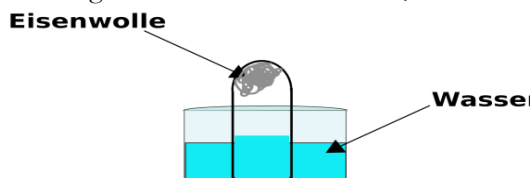
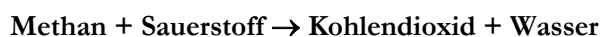
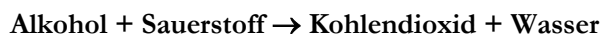


Abb. 3.11: Eisenwolle in einer pneumatischen Wanne rostet – der Wasserspiegel steigt (Bildquelle: Von Sundance Raphael 18:37, 4. Dez. 2006 (CET) - „own work“, <https://de.wikibooks.org/w/index.php?curid=35562>)



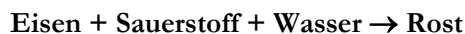
Abb. 3.12: Reaktionsbedingungen bei Verbrennungsreaktionen (Bildquelle: Von Stefan-Xp - Eigenes Werk, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=815131>)

Die Verbrennung von Spiritus (Alkohol) ist eine Reaktion des Brennstoffs mit dem Sauerstoff aus der Luft – genau so, wie es auch Verbrennungsvorgänge mit Methan (S. 40+41), Kohlenstoff, Schwefel, Eisenwolle, Benzin und anderen brennbaren Stoffen sind. Der **Sauerstoff** ist immer das Edukt der Reaktion, und es entstehen immer **Oxide**:



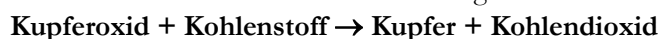
Die Reaktion eines Stoffes mit Sauerstoff wird daher auch **Oxidation** genannt.

Wenn bei der Reaktion von Eisen mit Luftsauerstoff Wasser hinzukommt, entsteht Rost (Abb. 3.11):



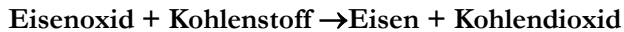
3.4 Metallgewinnung – eine Reduktion

Die Steinzeit endete, als der Mensch entdeckte, wie man Bronze und Kupfer aus Kupfererzen herstellen kann. Dazu wird Kupfererz mit Holzkohle im Feuer zur Reaktion gebracht, wobei Kupfer entsteht – und als Abgas Kohlendioxid (und ggf. Kohlenmonoxid). Bei dieser Reaktion wird ein Oxid zerlegt (Kupferoxid wird zu Kupfer und Sauerstoff, Letzterer verbindet sich mit Kohlenstoff zu Kohlendioxid). Eine Reaktion, bei der ein Oxid zerlegt wird, nennt man **Reduktion**. Die Gewinnung von Kupfer aus Kupferoxid ist eine Reduktion. Sie verläuft nach folgendem Schema:



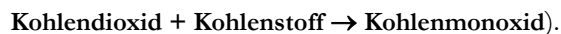
Beimengungen von Zinnoxid-Erzen sorgten für das Entstehen der Zinn-Kupfer-Legierung **Bronze**.

Nach der Bronzezeit begann die Eisenzeit – der Mensch entdeckte, Eisen herzustellen:

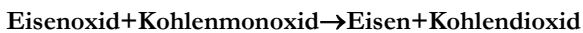
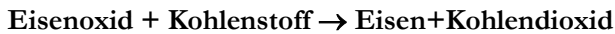


Kohlenstoff wird hier oxidiert. Das Metallerz – ein Oxid – wird zerlegt. Die Zerlegung eines Oxids ist das Gegenteil der Oxidation. Dieser Vorgang wird **Reduktion** genannt: Das Metalloxid wird zum Metall reduziert – zum Beispiel durch Kohlenstoff. Der Kohlenstoff selbst wird dabei oxidiert. Daher spricht man bei diesem Typ von Reaktionen auch von **Redoxreaktionen**: **Reduktion** und **Oxidation** sind miteinander verknüpft – der Sauerstoff wird ausgetauscht (eine Austausch-Reaktion).

Ähnliches geschieht auch bei der modernen **Stahlherstellung im Hochofen**. Hier wird Eisen aus Eisenerzen wie z.B. Eisenoxiden hergestellt. Der Rohstoff wird durch Magnetscheider von der Gangart (dem Gestein) getrennt und zusammen mit Koks (Kohlenstoff als Reduktionsmittel) und Zuschlägen wie Kalk oder Quarzsand im Hochofen umgesetzt (Abb. 3.13, neuere Hochöfe nutzen statt Koks auch Wasserstoffgas). Im unteren Bereich wird Koks zunächst durch Heißluft verbrannt (Heißgas). Bei vollständiger Verbrennung entsteht hier Kohlendioxid, bei unvollständiger Verbrennung Kohlenmonoxid (Durch eine Reaktion zwischen Kohlendioxid CO_2 , Kohlenstoff C und Kohlenmonoxid CO , die „Boudouard-Gleichgewicht“ heißt, entsteht stets neues Kohlenmonoxid:



Dann findet eine Reduktion des Eisenoxids statt: direkt durch Koks (Kohlenstoff) und indirekt durch Kohlenmonoxid CO :



Die **Gichtgase** (Abgase) verlassen oben den Hochofen. Sie sind wegen des Kohlenmonoxid-Anteils brennbar. Sie werden in so genannten Winderhitzern zum Vorheizen der angesaugten Luft verwendet. Unten im Hochofengestell werden **Roheisen** und **Schlacke** abgestochen. Das Roheisen enthält aber noch sehr viel gelösten Kohlenstoff. Durch Auf- oder Einblasen von Sauerstoff in Konvertern oder durch das Zuschmelzen von Schrott lassen sich auch die unerwünschten Eisenbegleitstoffe Schwefel, Phosphor, Kohlenstoff, Silizium usw. im Roheisen zu einem Großteil oxidieren und in Gase oder Schlacke überführen. Aus Roheisen wird dadurch **Stahl**, dem je nach Verwendungszweck bestimmte Legierungsmetalle hinzugeschmolzen werden.

Neuere Hochöfen reduzieren Eisenoxide idealerweise mit Hilfe von Wasserstoffgas, das aus Wasser gewonnen wird, welches mit Hilfe von klimaneutral erzeugtem Strom produziert wurde:



Die Nutzbarmachung von Metallen war ein entscheidender Schritt in der Menschheitsgeschichte. Nach wie vor sind Metalle für unsere Gesellschaft von großer Bedeutung. Fast alle müssen unter beträchtlichem Energieaufwand durch chemische Reaktionen aus ihren Verbindungen gewonnen werden. **Sauerstoffübertragungsreaktionen** (Redoxreaktionen, mit Oxidation und Reduktion) und die Umkehrbarkeit chemischer Reaktionen spielen also eine bedeutende Rolle.

Eine Umkehrung der Metallgewinnung durch Reduktion von Metalloxiden ist die **Korrosion** von unedlen Metallen. So bildet Eisen durch die Reaktion mit Luft und Wasser Rost – ein Vorgang, der oft große Schäden anrichtet. Durch Lackieren und andere Maßnahmen wird versucht, die Korrosion von Metallen zu unterbinden (Korrosionsschutz, Rostschutz).

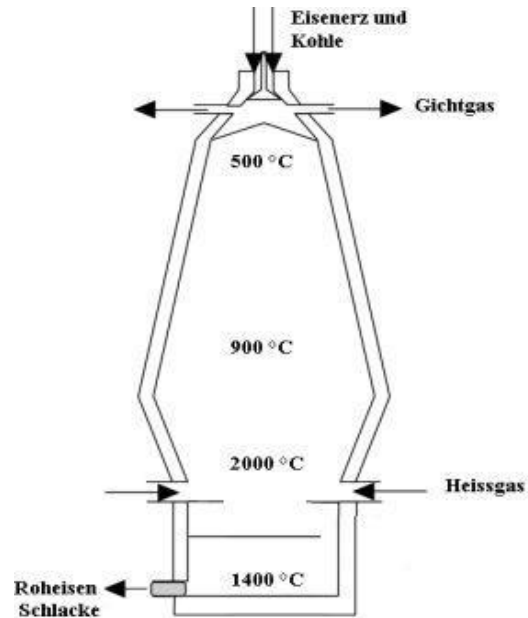
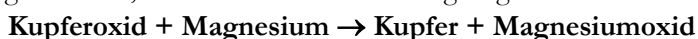


Abb. 3.13: Schema eines Hochofens (Bildquelle: By Fume, de:Benutzer:Soebe, Ulrich.fuchs, de:Benutzer:Baikonur - ursprünglich von Fume selbst gezeichnet und von Ulrich.fuchs bearbeitet. Unter neuem Namen hochgeladen, da die ursprüngliche Datei durch ein Foto eines Hochofens überschrieben wurde., CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=541985>)

Metalloxide können zum Metall reduziert werden, indem man sie mit Kohlenstoff, Wasserstoff oder auch mit einem reaktionsfreudigeren Metall reagieren lässt. Hierzu zwei Beispiele: Wenn man Kupferoxid mit Wasserstoff reagieren lässt (an der Stelle von Kohlenstoff), dann bildet sich auch hier das Oxid des Wasserstoffs (Wasserstoffoxid ist Wasser) sowie das Metall (Abb. 3.14):



Das Kupferoxid wird auch dann zum Metall reduziert, wenn man das Kupferoxid mit dem brennbaren Leichtmetall Magnesium oder mit Eisenpulver reagieren lässt, z.B. beim Erhitzen im Reagenzglas:

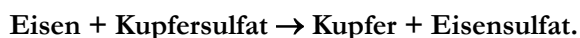


Eisenoxid kann auch mit Hilfe von Aluminium zu Eisen reduziert werden. Dabei wird so viel Wärme freigesetzt, dass das entstehende Eisen schmilzt (Abb. 3.15). Das Schema dieser Thermitreaktion ist:



Reaktionsfreudige Metalle wie Magnesium, Eisen und Aluminium sind also gute Reduktionsmittel – sie sind brennbar und verbinden sich gut mit Sauerstoff oder auch mit anderen Nichtmetallen (wie z.B. Schwefel oder Chlor). Eisen, Aluminium und Magnesium können an Luft sogar ohne eine Verbrennung eine Oxidschicht bilden. Und sie können auch andere Kupferverbindungen zu Kupfer reduzieren, nicht nur Kupferoxid.

Beim Eintauchen eines Eisennagels in eine Kupfersulfatlösung stellt man z.B. fest, dass der erst dunkel anläuft, dann ein rötlich-brauner Feststoff entsteht und sich die blaue Kupfersulfatlösung hellgrün verfärbt (Abb. 3.16). Die Kupferionen in der Kupfersulfatlösung werden am Eisennagel zu elementarem Kupfer – genau wie Kupferionen von Kupferoxid, das mit Eisen im Reagenzglas erhitzt wird (vgl. oben). Aus dem elementaren Eisen (den neutralen Eisenatomen) werden Eisenionen (Eisensulfat ist hellgrün):



Diese und andere Stoffeigenschaften von Metallen können über das **Teilchenmodell** erklärt werden. Hierbei geht man davon aus, dass Atome aus einem Atomkern und einer Atomhülle bestehen, in der sich negative Ladungen (**Elektronen**) um den Atomkern bewegen (siehe Abb. 2.21, S.26). Stoffe wie Sauerstoff können bei Redoxreaktionen die lockeren, äußeren Elektronen der Metallatome aus dem Metall "herausreißen". Die Metalle durchlaufen dann chemische Reaktionen. Der Sauerstoff entzieht den Metallatomen die Elektronen, so dass diese durch die Abgabe negativer Ladung (der Elektronen) selbst positiv aufgeladen werden. So entstehen elektrisch geladene Teilchen: die **Ionen**: Die Metallatome werden positiv geladen, die Nichtmetallatome z.B. vom Sauerstoff nehmen die Elektronen auf und werden negativ geladen. Die entgegengesetzt geladenen Teilchen ziehen sich an, so dass ein **Ionenkristall** entsteht.

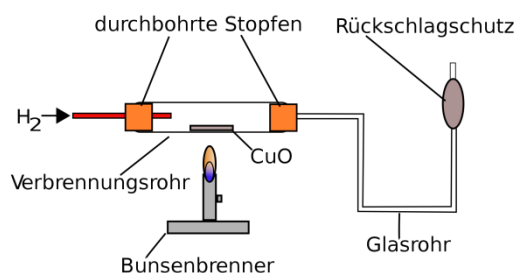


Abb. 3.14: Versuchsaufbau zur Reduktion von Kupferoxid CuO mit Wasserstoffgas H₂, das von links zuströmt. Rechts der Rückschlagschutz verhindert, dass sich restliches Wasserstoffgas mit Luft mischt und zündet. (Abb. gemeinfrei)

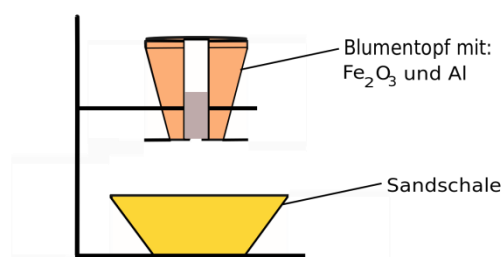


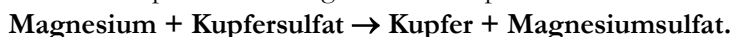
Abb. 3.15: Versuchsaufbau für die Thermitreaktion, bei der Eisenoxid mit Aluminiumpulver zu Eisen reduziert wird, das dann geschmolzen in eine Schale mit Sand tropft (Abb. gemeinfrei)



Abb. 3.16: Ein Eisennagel in Kupfersulfatlösung – nach mehreren Stunden entsteht ein brauner Belag von Kupfer und die blaue Lösung entfärbt sich (Bildquelle: Von H. Hoffmeister - <http://hoffmeister.it/chemie/16-elektrochemie-I.zip>, GFDL, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=11482497>)

Metalle bilden nur positiv geladene Ionen, sogenannte **Kationen**. Das sind die Metallatome, die bei chemischen Reaktionen ihre äußersten Elektronen verloren haben. Viele Atomsorten geben ihre Außenelektronen gerne ab. Unedle Leichtmetalle reagieren deswegen oft heftig mit Luft (gute Brennbarkeit!), aber auch Wasser und Säuren.

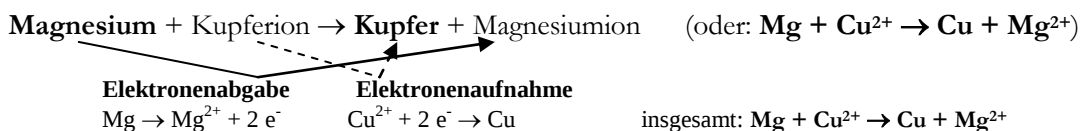
Diese Metalle lassen sich deshalb auch nur herstellen, indem man ihre Ionen so lange mit Elektronen „bombardiert“, bis man ihnen diese Elektronen „aufgezwängt“ hat (Diese Zerlegung geschmolzener Salze mit Hilfe von elektrischem Strom heißt **Elektrolyse**). Andere Metallatome lassen sich ihre Außenelektronen nur sehr "ungern" nehmen: Sie werden weder von Wasser und Luft, noch von Säuren angegriffen. Sie ziehen ihr Dasein als Element dem Dasein als Ion in einer Verbindung (Wie z. B. als Oxid, Chlorid, Fluorid oder Sulfat) vor. Man nennt sie daher **Edelmetalle**. Gibt man nun unedle Metalle in die Lösung von Edelmetallsalzen (wie z.B. des Salzes Kupfersulfat), so "entreißen" die Edelmetallionen dem unedlen Metall die Außenelektronen - ein **Elektronenaustausch** findet statt. Deshalb reagiert Magnesium z. B. mit Kupfersulfatlösung bzw. mit Kupfer-Kationen:



Diese Reaktion tritt ein, wenn man ein Magnesiumband in ein Becherglas oder Reagenzglas gibt, das Kupfersulfatlösung enthält. Nach einigen Stunden ist das Magnesiumband zum Teil oder auch ganz aufgelöst – und es entsteht ein brauner, unlöslicher Feststoff.

So wie Magnesium mit Kupferoxid zu Kupfer und Magnesiumoxid reagieren würde (vgl. S.46 Mitte), so reagiert Magnesium also auch mit Kupfersulfat zu Magnesiumsulfat und Kupfer: Es reduziert Kupferverbindungen zu Kupfer und wird dabei selbst zu Magnesiumverbindungen umgewandelt.

Über diese Erkenntnis gelangte man zu einer weiteren Definition des Begriffes **Redoxreaktion**: Reduktionsmittel können negative Ladungen (Elektronen) auch ohne Beteiligung von Sauerstoff abgeben – zum Beispiel an die positiv geladenen Kupferteilchen der Kupfersulfatlösung. Redoxreaktionen sind **Elektronenaustausch-Reaktionen**: Die Reduktionsmittel geben Elektronen ab, Oxidationsmittel wie Sauerstoff oder Kupferionen nehmen sie auf. Bei der Reaktion von Magnesiumatomen (neutral, Symbol: Mg) mit Kupferionen (elektrisch positiv geladen, Symbol: Cu^{2+} , enthalten in Kupferoxid und Kupfersulfat) entstehen also Magnesiumionen Mg^{2+} und neutrale Kupferatome:



Auch die Fähigkeit der Metalle, den elektrischen Strom weiterzuleiten, wird über das Atommodell und diese Elektronen erklärt. Es besagt: Elemente bestehen aus Atomen, und die vielen Milliarden Metallatome in einem Körnchen Metall teilen sich diese negativ aufgeladenen, locker gebundenen Elektronen - sie sind im Metall **frei beweglich**. Daher können sie Strom (elektrische Ladung) und Wärme (thermische Energie) transportieren, ohne dass sie von den Metallatomen ganz getrennt werden.

Auch das „feste“ Gitter der Metallatome in einem Stück Kupfer oder Aluminium ist beweglich: Ein Metall lässt sich daher verformen. Man kann es biegen, dehnen, zu Folien pressen oder als Draht aufrollen. Nichtmetallische Feststoffe wie z. B. Kandiszucker, Salze, Kreide, Porzellan und Glas hingegen zerbrechen oder zerspringen dann.

Die Art, wie die Metallatome in Metallen miteinander verbunden sind, wird metallische Bindung genannt. Die positiv geladenen Metallionen sind umgeben von den beweglichen, negativ geladenen Elektronen (Abb. 3.18).

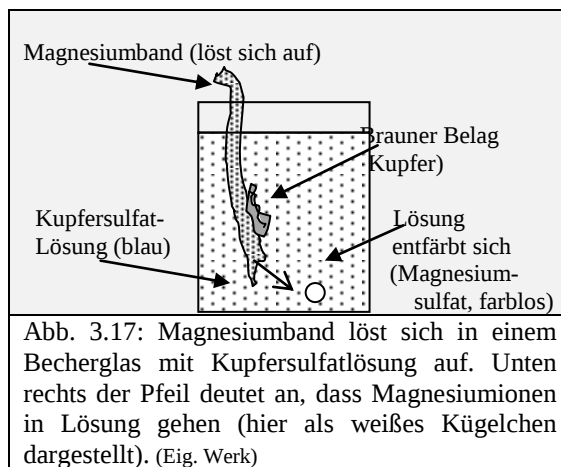


Abb. 3.17: Magnesiumband löst sich in einem Becherglas mit Kupfersulfatlösung auf. Unten rechts der Pfeil deutet an, dass Magnesiumionen in Lösung gehen (hier als weißes Kügelchen dargestellt). (Eig. Werk)

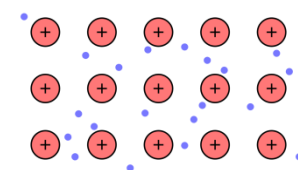


Abb. 3.18: Metallische Bindung (gemeinfrei)

In Metallen bilden die Atome feste Verbände: Die Atomrümpfe oder Metallionen – die Atome ohne die wenigen Außenelektronen in der Atomhülle – bilden zusammen mit den frei beweglichen Elektronen **Metallgitter** (Abb. 3.18 oben). Die Kationen (Atomrümpfe) und Elektronen (negativ geladen) ziehen sich gegenseitig an. Die Elektronen bilden eine Art Kitt, der die Atomrümpfe zusammenhält (im Bild links dargestellt am Beispiel des Leichtmetalles Natrium: Jedes Natriumatom Na gibt ein Außenelektron e^- ab, so dass die Atomrümpfe, also die Na^+ -Kationen, eine Gitterstruktur bilden).

In Salzen wie z.B. Natriumchlorid NaCl bilden die Metallkationen (Bild: Na^+) mit Nichtmetall-Anionen (Beispiel im Bild: Chlorid-Anionen Cl^-) **Ionengitter** als Kristalle aus.

Nichtmetall-Atome üben keine elektrischen Anziehungskräfte aufeinander aus – sie sind neutral. Hier können Außenelektronen jedoch Elektronenpaare ausbilden, die die Atome verbinden. In elementaren Gasen wie z.B. Sauerstoff O_2 , Stickstoff N_2 oder Chlor Cl_2 bilden sich so zweiatomige Atomverbände (**Moleküle**, im Bild rechts oben dargestellt).

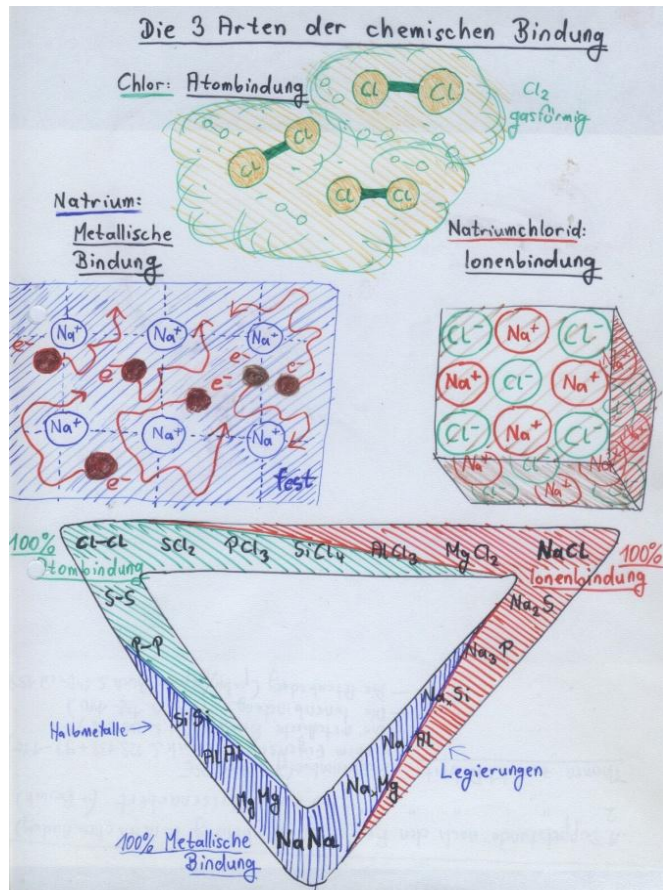


Abb. 3.19: Drei Arten der chemischen Bindung zwischen Atomen: Moleküle (wie im Chlor), Metallgitter (wie im Eisen oder Natrium) und Ionenkristalle (wie im Kochsalz Natriumchlorid) (Eig. Werk)

Zusammenfassend lässt sich sagen:

Es gibt exotherme und endotherme Reaktionen. **Verbrennungen** sind exotherme Reaktionen, die mit Hilfe von Aktivierungsenergie gestartet werden. Hier reagiert **Sauerstoff** aus der Luft in Flammenerscheinungen mit brennbaren Stoffen zu Sauerstoffverbindungen, den **Oxiden**.

Reaktionen von Sauerstoff zu Oxiden werden **Oxidation** genannt. Sauerstoff oxidiert andere Stoffe, er ist ein Oxidationsmittel.

Reaktionen, bei denen Oxide zerlegt werden, nennt man **Reduktion**. Stoffe, die Oxide zerlegen (d.h. die andere Stoffe reduzieren) nennt man Reduktionsmittel.

Redoxreaktionen sind Reaktionen, bei denen ein Oxid zerlegt wird (Reduktion) und sich ein anderer Stoff mit dem so frei gewordenen Sauerstoff verbindet (Oxidation): Sauerstoff tauscht hier den Bindungspartner.

Redoxreaktionen sind auch möglich, wenn kein Sauerstoff beteiligt ist. Sie werden dann als Austausch von elektrischen Ladungen aufgefasst (Elektronenaustausch-Reaktionen).

Es gibt drei Arten, wie Atome miteinander verbunden sind (**chemische Bindungen**):

- Die **metallische Bindung** (zwischen Metallatomen z.B. im Magnesium Mg oder Kupfer Cu),
- die **Atombindung** (zwischen zwei Nichtmetallatomen, in **Molekülen**, Beispiel Cl-Cl bzw. Cl_2) und
- die **ionische Bindung** (zwischen Metall- und Nichtmetallatomen, d.h. in Salzkristallen zwischen **Ionen**, daher auch **ionische Bindung** genannt).

3.5 Wie schnell Reaktionen ablaufen

Chemische Reaktionen laufen unterschiedlich schnell: Das Rosten eines Autobleches kann Jahre dauern – die Explosion eines Knallgas- oder Sprengstoffgemisches verläuft innerhalb von Sekundenbruchteilen. Die Reaktionsgeschwindigkeit ist die Menge umgesetzter Stoffe pro Zeiteinheit (zur Stoffmenge vgl. Kap. 2.4). Da die Stoffmenge n in der Einheit Mol gemessen wird und die Zeit t in Sekunden, wird die Reaktionsgeschwindigkeit in mol/s angegeben (ähnlich wie die Dichte in g/cm³). Die **Reaktionsgeschwindigkeit** (Symbol: v_{RG}) kann also durch Messung von Masse-, Volumen-, Druck- oder Konzentrationsänderungen in einem Reaktionsgemisch **in Abhängigkeit von der Zeit** (Dauer) der Reaktion bestimmt werden.

Hierzu ein Beispiel: Magnesium wird von Salzsäure angeätzt. Das Metall löst sich dabei auf und ein Gas entsteht. Die Geschwindigkeit dieser Reaktion kann man messen, indem man die Stoffmenge des Produktes – hier in Form des Gasvolumens – in Abhängigkeit von der Zeit misst. Man gibt dazu Salzsäure und Magnesium in ein Reagenzglas mit seitlichem Gasableitungsrohr. An dieses wird ein Kolbenprober angeschlossen (Abb. 3.20 oben). Das Gas drückt dann den Kolben nach außen, und sein Volumen kann alle paar Sekunden an der Skala auf dem Kolbenprober abgelesen werden. So weiß man, wieviel mL Gasvolumen innerhalb einer bestimmten Zeitspanne in Sekunden entstehen.

Das aus Magnesium (Symbol: Mg) und Salzsäure (Symbol: HCl) entstehende Gas ist Wasserstoff (Symbol: H₂), aus dem Magnesium wird das Salz Magnesiumchlorid (MgCl₂):

Magnesium + Salzsäure → Wasserstoff + Magnesiumchlorid
– oder in Formelschreibweise: $\text{Mg} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$.

Das Messergebnis kann in einer Tabelle erfasst und dann als Volumen-Zeit-Diagramm aufgezeichnet werden (Mathematisch: $V(\text{H}_2)/t$, Abb. 3.20 unten).

Bei dieser Reaktion wird die Geschwindigkeit v_{RG} auch über die Zunahme des Gasvolumens messbar, weil ein Mol Gas immer etwa

24 Liter Volumen einnimmt (bei Raumtemperatur und Normalluftdruck, in Symbolschreibweise: $V_{m,n} \approx 24 \text{ L/mol}$). Wenn aus 100 mL Salzsäure mit einem Säuregehalt von $c = 1 \text{ mol/L}$ nach 5 min 96 mL H₂-Gas entstehen und 1 mol Gas bei Raumtemperatur ein Volumen von 24 Litern einnimmt ($V_{m,n} \approx 24 \text{ L/mol}$), dann berechnet man die Reaktionsgeschwindigkeit, indem man das Gasvolumen bzw. die Stoffmenge durch die Zeit dividiert:

$v_{RG} = \frac{96 \text{ mL H}_2}{24 \text{ L/mol} \cdot 300 \text{ s}} = \frac{0,004 \text{ mol H}_2}{300 \text{ s}} = 0,000133 \text{ mol H}_2 / \text{s}$

Die Geschwindigkeit dieser Reaktion kann nun unter verschiedenen **Bedingungen** gemessen werden: Die Säure kann konzentrierter oder verdünnter eingesetzt werden, die Temperatur kann erhöht oder erniedrigt werden, das Magnesium kann als kompaktes Metallstück oder als Pulver eingesetzt werden und es kann versucht werden, die Reaktion durch Zugabe weiterer Stoffe zu beschleunigen oder auch zu verhindern. Dabei zeigt sich: Die **Reaktionsgeschwindigkeit** erhöht sich im Allgemeinen

- mit zunehmender Konzentration (oder dem Partialdruck) der Reaktionspartner,
- mit zunehmender Temperatur,
- durch Anwesenheit von Katalysatoren und
- mit zunehmender Oberflächengröße fester Edukte (z.B. Mahlen, Pulverisieren).

Es besteht jedoch keine direkte Beziehung zwischen der Triebkraft einer Reaktion und ihrer Geschwindigkeit. Aber eine **Reaktion** kann durch Druck- und Konzentrationserhöhung der Ausgangsstoffe oder Entfernen der Produkte und Zugabe geeigneter Katalysatoren beschleunigt oder gesteuert werden.

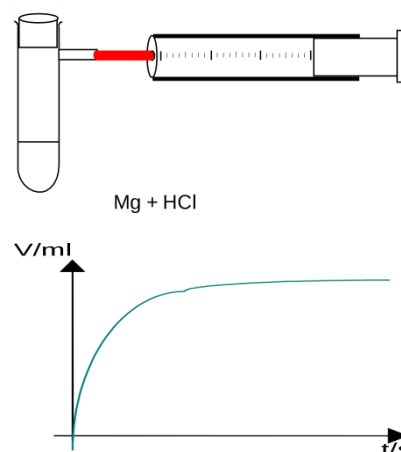


Abb. 3.20: Messung der Zunahme des Volumens in Abhängigkeit von der Zeit, darunter das Messergebnis in Form eines V/t- oder Volumen-Zeit-Diagramms (Bildquellen: Oben: Von H. Hoffmeister - <http://hoffmeister.it/chemie/17-reaktionskinetik.pdf>, GFDL, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=11869666>)

3.6 Beeinflussung der Reaktionsgeschwindigkeit

Die Reaktionsgeschwindigkeit ist über Konzentrations- und Druckänderungen und mit Hilfe von Katalysatoren beeinflussbar. Die **Reaktionsgeschwindigkeit** v_{RG} hängt zudem von der Temperatur ab. Nach einer Faustregel verdoppelt sie sich in etwa bei Erhöhung der Temperatur um 10°C (Das wird **RGT-** oder **Reaktionsgeschwindigkeit-Temperatur-Regel** genannt).

3.7 Wie weit Reaktionen ablaufen

Knallgas ist ein Gasgemisch aus Wasserstoff H_2 und Sauerstoff O_2 . Es reagiert in einer idealen Mischung von $n(\text{H}_2) : n(\text{O}_2) = 2 : 1$ nach der Zündung praktisch vollständig zu Wasserdampf (Symbol H_2O). Andere Reaktionen verlaufen niemals vollständig, z.B. wenn sie umkehrbar sind und auch rückwärts laufen können. Ein Beispiel hierfür ist die Reaktion von Wasserstoffgas (Symbol: H_2) mit Stickstoffgas (Symbol: N_2), die in der Industrie mit Hilfe von Hochdruckreaktoren und Katalysatoren durchgeführt wird, um das Gas Ammoniak herzustellen. Ammoniak (Symbol: NH_3) wird z.B. zur Produktion von Düngemitteln benötigt. Die Reaktion verläuft nach dem Schema **Wasserstoff + Stickstoff → Ammoniak**.

Aber es gibt ein Problem: Das Ammoniakgas zerfällt bei hoher Temperatur auch wieder in die Elemente: **Ammoniak → Wasserstoff + Stickstoff**. Die Reaktion ist also umkehrbar.

Es reagiert immer die dreifache Stoffmenge Wasserstoff mit einem Anteil an Stickstoffgas, und es ist immer ein hoher Gasdruck erforderlich, damit die Reaktion in Richtung auf das Produkt Ammoniak abläuft. Selbst ein Wasserstoff-Stickstoff-Gemisch im idealen Stoffmengenverhältnis $n(\text{H}_2) : n(\text{N}_2) = 3 : 1$ reagiert z. B. bei einer Temperatur von *etwa* 177°C immer nur zu einem Gemisch, das neben Ammoniakgas NH_3 als Produkt auch und sogar überwiegend die Ausgangsstoffe H_2 und N_2 enthält. Umgekehrt lässt sich Ammoniakgas bei etwa 177°C auch zerlegen – es entsteht jedoch wiederum ein Gemisch, das neben H_2 und N_2 als Produkt auch das Edukt Ammoniakgas NH_3 enthält. Es handelt sich um eine **umkehrbare Reaktion**, die – gleichgültig von welcher Seite aus sie startet – immer in einem Edukte/Produkte-Gemisch stehen bleibt bzw. endet. Eine Ausbeute von 100% ist unmöglich. Solche umkehrbaren Reaktionen werden als **Gleichgewichtsreaktionen** bezeichnet. Man kennzeichnet sie mit Gleichgewichtspfeilen: **Wasserstoff + Stickstoff $\rightleftharpoons$ Ammoniak**

Die Chemiker *Dickerson* und *Geis* erklärten solch eine Art von Reaktionen einmal in ihrem Buch „Chemie – eine lebendige und anschauliche Einführung“ (*wiley-VCH*, Weinheim 1986, S. 328f) anschaulich in der Geschichte vom Holzapfelkrieg zwischen einem älteren Mann (M) und seinem jungen Buben (B):

Ein Holzapfelbaum steht an der Grenzlinie zwischen zwei Gärten. Ein Vater trägt seinem Sohn, einem forschenden, jungen Buben auf, den Garten vom Holzapfel-Fallobst zu reinigen. Dieser wirft sie in den Nachbargarten des alten Mannes: Der Konflikt kann nicht einfach so enden, dass alle Äpfel im Garten M des alten Mannes landen. Am Ende nämlich hat der alte Mann M beim Zurückwerfen der Äpfel trotz angenommener, erheblich langsamerer Wurf- und Reaktionsgeschwindigkeit wesentlich geringere Mühe, die Äpfel zurückzuwerfen. Denn bei ihm liegen nun viele Äpfel – und bei dem jungen Mann B so wenig, dass der länger suchen muss, bis er die wenigen, weit verstreuten Äpfel noch wiederfindet, um sie zurückzuschmeißen. Seine Wurfgeschwindigkeit wird langsamer. Selbst wenn sich der junge auch noch so anstrengen mag, die gelegentlich irgendwohin in seinen Gartenabschnitt geworfenen Äpfel aufzusammeln: Eine Patt-Situation an Wurfgeschwindigkeiten stellt sich ein, und die Konzentration $c(\text{B})$ der Äpfel in seinem Grundstück wird niemals gegen Null gehen, so lange der Konflikt (mit Reaktion und Gegenreaktion) andauern wird.

Zusammengefasst lässt sich sagen:

Umkehrbare Reaktionen werden als **Gleichgewichtsreaktionen** bezeichnet: Gleichgewichts-Reaktionen sind Reaktionen, die in zwei Richtungen gleichzeitig verlaufen können (Hin- und Rückreaktion laufen u. U. gleichzeitig ab, Beispiel: **$\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{AB}$**). Sie laufen daher niemals vollständig ab.

3.8 Aktivierungsenergie und Katalyse

Beim Zusammentreffen reagierender Teilchen bildet sich in der Regel zunächst ein energetisch ungünstiger Übergangszustand. Diese Energiebarriere, die von Reaktionspartnern zum Start einer Reaktion überwunden werden muss, wird als **Aktivierungsenergie** E_A bezeichnet (Siehe S. 41;).

Je höher die Temperatur des reagierenden Systems liegt, desto größer ist die Wahrscheinlichkeit, dass die Reaktionspartner die benötigte **Aktivierungsenergie** bereitstellen und die Energiebarriere überwinden können, um zum Produkt reagieren zu können. Die hohe Wirkung einer Temperaturerhöhung auf die Geschwindigkeit einer Reaktion beruht auf der hohen Zunahme des Anteils der Teilchen, die über genug Energie verfügen, um die Barriere zu überwinden (Stoßtheorie). Bei einer Temperaturerhöhung wächst auch die Häufigkeit ihrer Zusammenstöße (die Stoßzahl). Ist die Aktivierungsenergie klein oder gar gleich null, dann bestimmen die Stoßzahl bzw. die Diffusion die Reaktionsgeschwindigkeit.

Platindraht entzündet eine Wasserstoffgasflamme – ganz ohne Zündfunke oder Erwärmen. Als der Chemiker *Humphrey Davy* 1816 diese scheinbar wundersame Fähigkeit entdeckte, stellte sich schnell die Frage nach der Ursache. Man fand heraus, dass sich das Platin an der Knallgasreaktion beteiligt, ohne dabei selbst verbraucht zu werden: Platin ist ein **Katalysator**.

Hierzu ein Beispiel: Die Herstellung von Ammoniakgas, der Autokatalysator, die Schwefelsäure- und Methanolherstellung sind Verfahren zur großtechnischen Anwendung von Katalysatoren. Edelmetalle wie Platin helfen, unvollständig verbrannte Autoabgase zu entgiften. Wieder andere Katalysatoren helfen, Synthesegase ($\text{CO} + \text{H}_2$) in Kohlenwasserstoffe, Alkohole und andere Rohstoffe umzusetzen.

Bei exothermen Reaktionen hilft der Katalysator, die im Energiediagramm in Abb. 33 links dargestellte Energiebarriere der **Aktivierungsenergie** E_A zu „durchtunneln“. Er ermöglicht einen alternativen Mechanismus. Oft wird dabei vom Katalysator mit einem der Reaktionspartner ein instabiles Zwischenprodukt gebildet, wozu eine weniger hohe Aktivierungsenergie erfordert wird. Nach der Reaktion liegt der Katalysator dann unverändert vor, so dass er in der Bruttoreaktionsgleichung nicht erscheint. Durch die Veränderung von E_A und durch die Bildung instabiler Zwischenstoffe kann ein Katalysator noch eine weitere Funktion erfüllen: aus dem gleichen Ausgangsstoff können durch geeignete Katalysatoren gezielt verschiedene Endprodukte erhalten werden (selektive Katalyse).

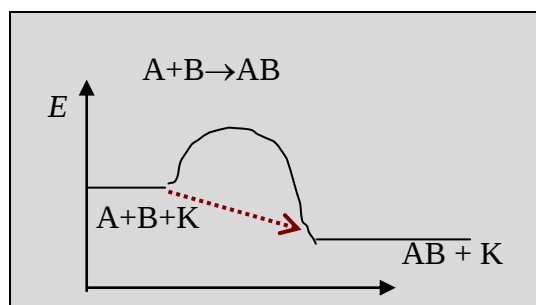
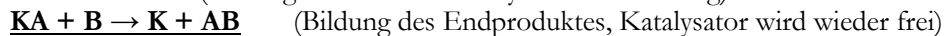


Abb. 3.21: Reaktionsweg im Energiediagramm mit und ohne Katalyse (Eig. Werk)

Der aufgrund von Katalyse alternative Reaktionsweg kann bei exothermen Reaktionen im Energiediagramm modellhaft angedeutet werden, dass man den „Tunnel“ in das Diagramm einzeichnet (Abb. 33). Bei der katalysierten Reaktion von $A + B$ nach AB werden auf dem mit dem gestrichelten Pfeil dargestellten Weg also Zwischenprodukte wie KA und KAB gebildet (K = Katalysator, $A + B$ = Edukte, AB = Produkt), der alternative Reaktionsweg kann z. B. sein:



Der Katalysator verändert die Lage eines chemischen Gleichgewichtes (Kap. 2.2) nicht, aber er beeinflusst die Geschwindigkeit, mit der es sich einstellt. Katalysatoren helfen, jährlich Produkte von unschätzbarem Wert herzustellen: Kraftstoffe, Pharmazeutika, Tenside Düngemittel, und Lösemittel erfahren in irgendeinem Stadium ihrer Synthese eine Katalyse.

Zusammengefasst lässt sich sagen:

Ein **Katalysator** ermöglicht und beschleunigt Reaktion und senkt Aktivierungsenergie, indem er einen alternativen Reaktionsweg ermöglicht. Er wird bei der Reaktion nicht verbraucht.

3.9 Stoffumsetzungen bei chemischen Reaktionen – die Grundgesetze der Chemie

3.9.1 Die drei Grundgesetze der Chemie

Bei der Untersuchung chemischer Reaktionen und Verbindungen wurden drei grundlegende, chemische Naturgesetze entdeckt:

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

3.9.2 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** ist ein Unterschied (vgl. Kap. 2.4):

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 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. 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 H_2 (ein Molekül aus zwei Wasserstoffatomen H) und Cl_2 (ein Chlormolekül aus 2 Cl-Atomen).

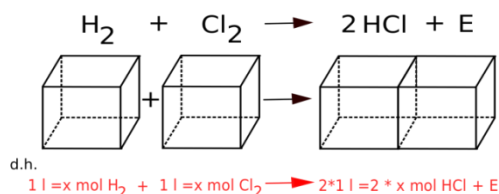
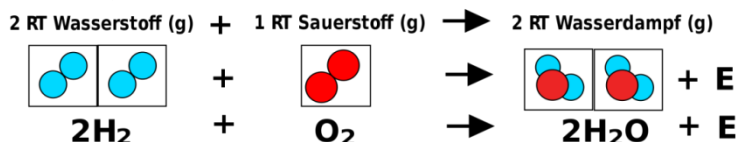


Abb. 3.22: Wasserstoffgas H_2 und Chlorgas Cl_2 reagieren zu Chlorwasserstoffgas HCl im Volumenverhältnis 1 : 1

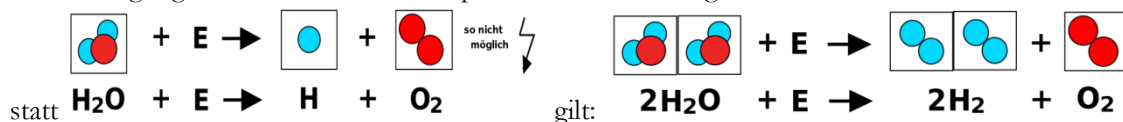
In den Elementen Wasserstoff, Symbol H, und Chlor Cl müssen die Gasteilchen also jeweils paarweise miteinander verbunden sein. *Avogadro* nannte sie *molecula*, kleinste Massen – die Moleküle: **Moleküle** sind Verbände aus den kleinsten Teilchen der Elemente. Die Atomverbände in diesen beiden Gasen erhielten daher die Formeln H_2 (ein Molekül aus zwei Wasserstoffatomen H) und Cl_2 (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 H_2 -Moleküle, so kann also auch das Sauerstoffgas nicht aus Einzelatomen bestehen, sondern aus Atomverbänden von je zwei Sauerstoffatomen O, den O_2 -Molekülen:



(das E steht für Energie, RT für Raumteile)

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



Zusammenfassend kann gesagt werden:

1. Bei chemischen Reaktionen bleibt die Gesamtmasse m aller Ausgangsstoffe (Edukte) stets gleich (es geht keine Masse verloren): $m(\text{Edukte}) = m(\text{Produkte})$
(**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.

3.9.3 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. Sie enthalten gleich viele Teilchen (Da Kupfer, Eisen und Schwefel Elemente sind, heißen sie Atome).

Die relativen Massen der Atome und Moleküle sind vergleichbar:

Im Gas Schwefeldioxid z.B. sind Schwefel und Sauerstoff im Massenverhältnis $m(\text{S}) : m(\text{O}) = 1 : 1$ verbunden, aber das Stoffmengenverhältnis beträgt $n(\text{S}) : n(\text{O}) = 1 : 2$.

Also sind in einem Schwefeldioxid-Molekül doppelt so viele Sauerstoff- wie Schwefelatome enthalten. Da das Massenverhältnis 1 : 1 beträgt, müssen die Schwefelatome doppelt so schwer sein wie die Sauerstoffatome.

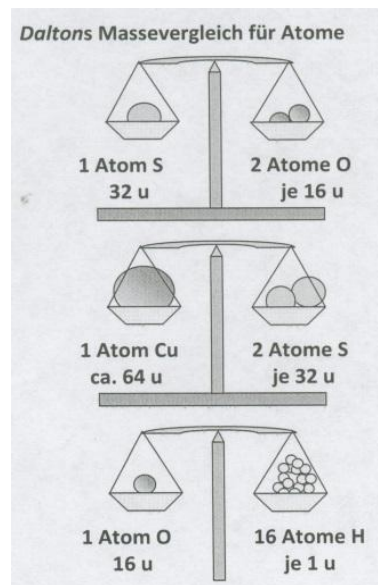


Abb. 3.23: Daltons Vergleich relativer Atommassen, hier in Einheiten, engl. „units“, Symbol: u; (Eig. Abb.)

Schwefelatome mussten also doppelt so schwer sein wie Sauerstoffatome, und 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 so vergleichen. 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

3.9.4 Stoffmengenverhältnisse und Formeln

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>

- **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 $M(S) = 32 \text{ g/mol}$ 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 (Kupfer) : m (Schwefel) = 4 : 1, im Kupfer(II)-sulfid im Masseverhältnis m (Kupfer) : m (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. 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 (Fe) : m (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 Fe_1S_1 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 2 H-Atomen und 1 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.

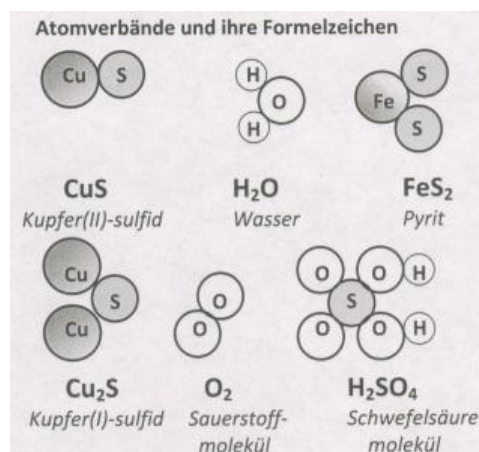


Abb. 3.24: Atomverbände und ihre Formelzeichen (Eig. Abb.)

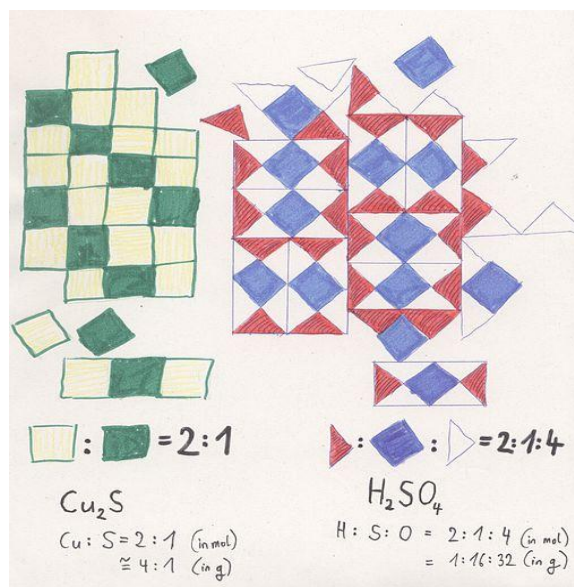


Abb. 3.25: Stoffmengenverhältnisse im Kupfer(I)-Sulfid Cu_2S und in der Wasserstoff-Schwefel-Sauerstoff-Verbindung Schwefelsäure H_2SO_4 , als Kachelmuster dargestellt (Eig. Abb.)

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 Cu₂S. Und in einer gleich großen Stoffmenge Pyrit sind doppelt so viel Schwefelteilchen (8g). Somit hat die Eisen-Schwefel-Verbindung Pyrit die Formel FeS₂.

3.9.5 Reaktionsgleichungen für einfache Reaktionen

Reaktionsgleichungen sind Reaktionsschemen in Formelschreibweise. Sie enthalten die Formeln der Ausgangs- und der Endstoffe (diese stehen ja auch für deren Atome und Atomverbände, s.o.). Zusätzlich werden große Zahlen vor die Formeln der Stoffe gesetzt, um die Anzahl der Atome vor und hinter dem Reaktionspfeil → auszugleichen, da ja während der Reaktion keine Atome und Massen verschwinden. Diese großen Zahlen werden „stöchiometrische Faktoren“ genannt. Sie geben die Stoffmengenverhältnisse der reagierenden Stoffe an, also um wieviel Mol bzw. Atomverbände es sich handelt.

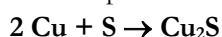
Beispiel: Aus 4 g Kupfer- und 1 g Schwefelpulver werden 5 g Kupfer(I)-sulfid hergestellt.

Das Massen-Verhältnis ist, wie oben beschrieben, $m(\text{Cu}) : m(\text{S}) = 4 : 1$.

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

Die Formel des Produktes ist also Cu₂S.

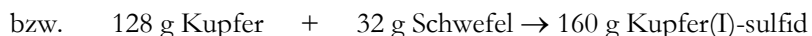
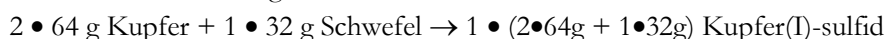
Für die Reaktion von Kupfer mit Schwefel lautet die Reaktionsgleichung daher:



Sie besagt: 2 Mol Kupfer und 1 mol Schwefel bilden ein Mol Cu₂S

und: 2 Kupferatome und 1 Schwefelatom bilden jeweils einen Atomverband Cu₂S.

Die jeweilige Molare Masse M (für Kupfer 64 g, für Schwefel 32 g) erlaubt es also auch auszurechnen, welche Massen miteinander reagieren:



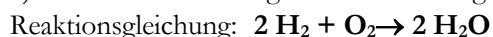
Dementsprechend erstellt man Reaktionsgleichungen aus Reaktionsschemen, indem man zunächst die Formeln der Ausgangs- und Endstoffe bildet (mit den Atomzahlverhältnissen, also den kleinen Zahlen in den Formeln hinter den Elementsymbolen) und danach durch Voransetzen der großen Zahlen (stöchiometrischen Faktoren) die Anzahl aller Atomsorten links und rechts vom Reaktionspfeil ausgleicht.

Beispiele:

1) Für die Reaktion von Wasserstoffgas H₂ mit Chlorgas Cl₂ zu Chlorwasserstoffgas HCl ist die Reaktionsgleichung: **H₂ + Cl₂ → 2 HCl**

Hier reagieren also 1 mol Wasserstoffgas H₂ mit 1 mol Chlorgas Cl₂ zu 2 mol HCl-Gas, mathematisch ausgedrückt: $V(\text{H}_2) : V(\text{Cl}_2) = n(\text{H}_2) : n(\text{Cl}_2) = 1 : 1$.

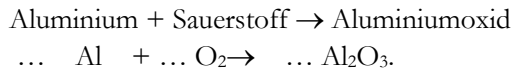
2) Für die Verbrennung von Wasserstoffgas H₂ zu Wasser(stoffoxid) H₂O ist die



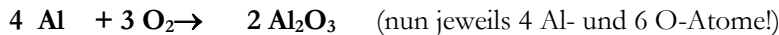
Hier reagieren also 2 mol Wasserstoffgas H₂ mit 1 mol Sauerstoffgas O₂ zu 2 mol Wasser H₂O: $V(\text{H}_2) : V(\text{O}_2) = n(\text{H}_2) : n(\text{O}_2) = 2 : 1$.

Manchmal muss man nach dem Bilden der Formeln der Ausgangsstoffe (links vom Reaktionspfeil) und Endstoffe (rechts hinter den Pfeil) darauf achten, dass auf jeder Seite des Pfeiles gleich viele Atome von jeder Elementsorte stehen. Dabei ist deren Anzahl unter Umständen auszugleichen, indem man mehrere Atome oder Atomverbände nimmt und dementsprechend große Zahlen vor die Formeln einzelner Stoffe setzt, bis dass es passt. Wenn z.B. Aluminiumpulver Al verbrannt wird, verbindet es sich mit Luftsauerstoff O₂ zu Aluminiumoxid. Aluminiumoxid setzt sich aus den Elementen Al und O im Stoffmengenverhältnis $n(\text{Al}) : n(\text{O}) = 2 : 3$ zusammen.

Somit ergibt sich für die Reaktion

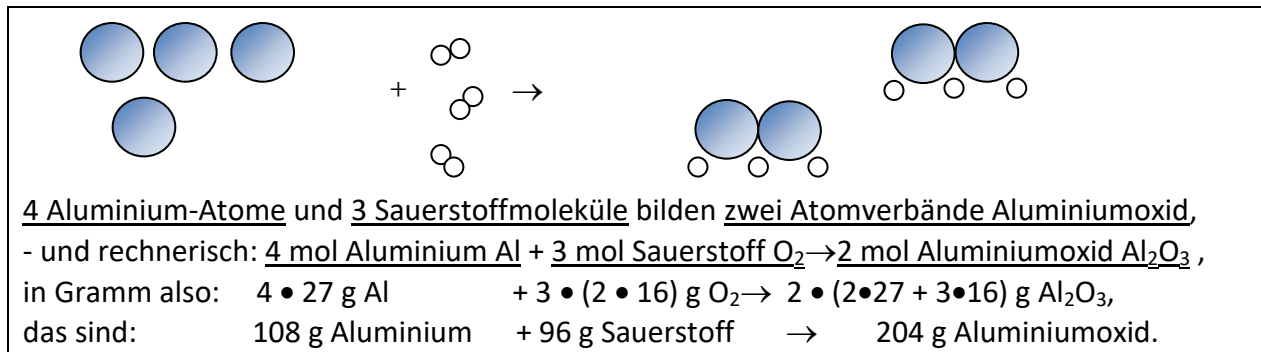


in Formelschreibweise zunächst:
und nach dem Ausgleichen dann:



da: $n(\text{Al}) : n(\text{O}_2) = 2 : 3$ (im Aluminiumoxid Al_2O_3) und der Faktor 2 auftauchen (im O_2 -Molekül). Das kleinste, gemeinsame Vielfache ist zunächst $2 \cdot 3 = 6$ (im Aluminiumoxid), aber wenn man anschließend wegen der O_2 -Moleküle nun verdoppelt, dann ergeben sich neben den zwei Al_2O_3 -Atomverbänden nun auch $2 \cdot 2 = 4$ Al-Atome.

Bildlich dargestellt bedeutet diese Reaktionsgleichung auf der Ebene der kleinsten Teilchen:



Für solche Berechnungen sind **Reaktionsgleichungen** also von großer Bedeutung. Die den Formeln vorangestellten, großen Zahlen geben Hinweise auf die **Stoffmengen-Verhältnisse** der Stoffe, die an der Reaktion beteiligt sind – und nach dem Gesetz von Avogadro auch auf die **Volumen-Verhältnisse** der gasförmigen Reaktionsteilnehmer (vgl. rechts).

Hinweis: Bei Gasen kommt es auch auf die Temperatur an: Wenn sie heiß werden, dehnen sie sich aus. Das Gesetz von Gay-Lussac besagt, dass das Verhältnis von Volumen und Temperatur einer Gasportion bei konstantem Druck immer gleich groß ist. Daraus folgt, dass sich ein Gas bei Abkühlung zusammenzieht – und dass bei etwa -273°C das Volumen auf null schrumpft („Absoluter Nullpunkt“ der thermodynamischen Temperatur, null Kelvin 0 K). Wie Abb. 3.26 links zeigt

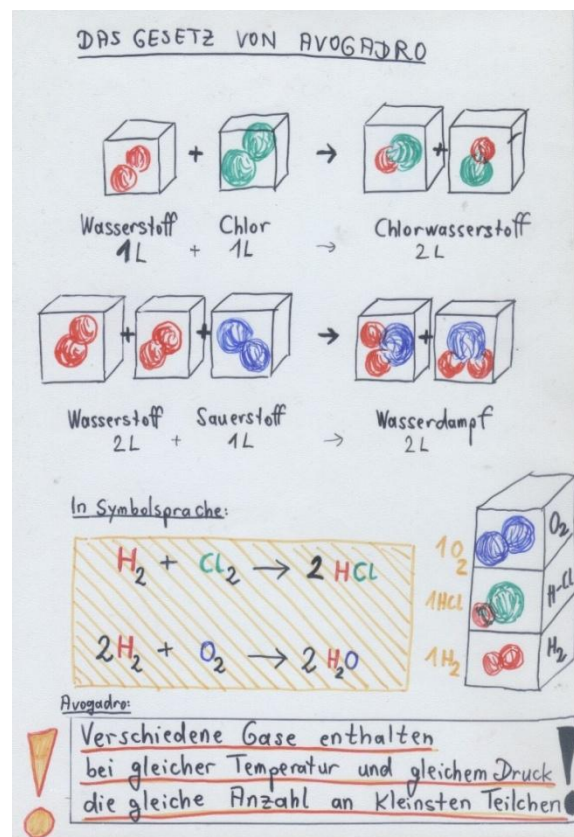
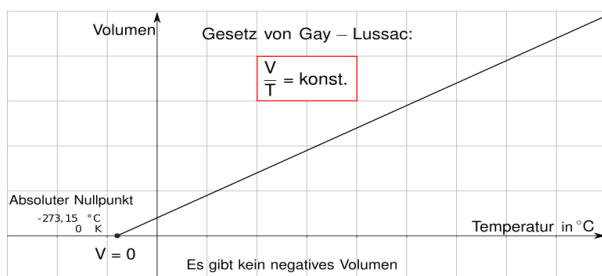


Abb. 3.26: V/T-Diagramm für Gase (links) und das Gesetz von Avogadro (rechts). (Bildquelle links: Johannes Schneideer, wikimedia commons, über:

https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Ermittlung_des_absoluten_Nullpunktes_mit_dem_Gesetz_von_Gay-Lussac.svg, rechts: Eig. Werk)

Zusammenfassend kann gesagt werden:

Reaktionsgleichungen erstellt man, indem man zunächst die **Formeln der Ausgangs- und Endstoffe** bildet (mit Elementsymbolen und nachgestellten Atomzahlverhältnissen in kleinen, tiefgestellten Zahlen) und anschließend große Zahlen (**stöchiometrische Faktoren**) vor die Formeln setzt, um die Anzahl an Atomen für alle Atomsorten links und rechts vom Reaktionspfeil auszugleichen.

Die den Formeln vorangestellten, großen Zahlen geben Hinweise auf die **Stoffmengen-Verhältnisse** der Stoffe, die an der Reaktion beteiligt sind – und nach dem Gesetz von Avogadro auch auf die **Volumen-Verhältnisse** der gasförmigen Reaktionsteilnehmer.

3.10 Arten chemischer Reaktionen (ein Überblick)

1) Arten chemischer Reaktionen:

Einteilung im Blick auf Stoffe (**Stoffzerlegung, -vereinigung, -umgruppierung**) und ausgetauschte Teilchen:

- a) **Fällungsreaktion** (Ionen werden ausgetauscht, Beispiel: $\text{FeCl}_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{FeS} + 2 \text{NaCl}$),
- b) **Säure-Base-Reaktion** (Protolyse, Austausch von Protonen H^+ Beispiel: $2 \text{HCl} + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S} + 2 \text{NaCl}$),
- c) **Redoxreaktion** (Elektronen e^- werden ausgetauscht, Beispiel: $\text{Cl}_2 + 2 \text{NaI} \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{NaCl}$),
- d) **Komplexbildungsreaktion** (Austausch von Liganden, d. h. Molekülen oder Anionen mit freien e^- -Paaren).

Hinweis: In der Chemie der Kohlenstoffverbindungen (**Organik**) unterscheidet man Anlagerung (**Additionsreaktion**, A), Abspaltung (**Eliminierungsreaktion**, E) und Austausch (**Substitutionsreaktion**, S) von Atomen und Atomgruppen, die Angreifer sind dabei nukleophil oder elektrophil (sie suchen Nähe zu Atomkern, lat. *nucleus*, oder zu Elektronen) oder sie sind „radikalisch“ (sie haben „ungepaarte Einzelelektronen“).

2) Typische Produkte bzw. Reaktionen:

- | | |
|--|--|
| 1) Metall + Metall $\rightarrow$ Legierung | |
| 2) Metall + Nichtmetall $\rightarrow$ Ionische Verbindung (Salz) | <i>ist stets eine Redoxreaktion (Austausch v. e^-)</i> |
| 3) Nichtmetall + Nichtmetall $\rightarrow$ Molekulare Verbindung | <i>ist fast immer eine Redoxreaktion</i> |
| 4) Nichtmetalloxid + Wasser $\rightarrow$ Säure | |
| 5) Metalloxid + Wasser $\rightarrow$ Metallhydroxid (Base) | <i>ist stets Säure-Base-Reaktion (Austausch H^+)</i> |
| 6) Säure + Metall $\rightarrow$ Salz + Wasserstoff | <i>ist stets eine Redoxreaktion (Austausch e^-)</i> |
| 7) Säure + Metalloxid $\rightarrow$ Salz + Wasser | <i>ist stets Säure-Base-Reaktion</i> |
| 8) Säure + Metallhydroxid $\rightarrow$ Salz + Wasser | <i>ist eine Neutralisation / Säure-Base-R.</i> |
| 9) Säure 1 (stärker) + Salz 2 $\rightarrow$ Salz 1 + Säure 2 (schwächer) | <i>ist stets eine Verdrängungsreaktion</i> |
| 10) Base 1 (stärker) + Salz 2 $\rightarrow$ Salz 1 + Base 2 (schwächer) | <i>ist auch eine Verdrängungsreaktion</i> |

3) Erstellen von Reaktionsgleichungen (in Formeschreibweise):

- a) Erstellen der **Formeln** der Ausgangsstoffe (links vom Reaktionspfeil) und Produkte (rechts)
- b) **Ausgleichen** der Anzahl der Atome durch Voransetzen großer Zahlen („Koeffizienten“):
(bei Redoxreaktionen: ggf. Teilgleichungen für Elektronenabgabe = Oxidation, ox, und für Elektronenaufnahme = Reduktion, red)

Beispiel: Magnesiumverbrennung

Ausgangsstoffe: Magnesium (**Mg**) und Sauerstoff (**O₂**), Produkt: Magnesiumoxid (**MgO**)

„Wortgleichung“:

Magnesium + Sauerstoff $\rightarrow$ Magnesiumoxid

Reaktionsgleichung in Formelschreibweise:

Ansatz: **$x \text{ Mg} + y \text{ O}_2 \rightarrow z \text{ MgO}$**

Oxidation: **$\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^-$ (• 2)**

Reduktion: **$\text{O}_2 + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{O}^{2-}$**

Koeffizienten: **$x = 2, z = 2$**

Lösung:

Redox: $2 \text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MgO}$

Reaktionsgleichung in Formeln:

$2 \text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MgO}$

3.11 Lernzusammenfassung „Reaktionen“

Zusammenfassend kann man sagen:

- Bei chemischen Reaktionen bleibt **Energie** erhalten, sie wird in andere **Energieformen umgewandelt**.
- Vorgängen, bei denen ein stoffliches System Wärmeenergie aufnimmt, werden als **endotherm** bezeichnet. Vorgänge, bei denen ein stoffliches System Wärme nach außen abgibt, heißen **exotherm**.
- Als **Aktivierungsenergie** E_a bezeichnet man die zum Starten einer Reaktion zugeführte Energiemenge.
- Die **Reaktionsgeschwindigkeit** erhöht sich im Allgemeinen mit zunehmender Konzentration der Reaktionspartner, mit zunehmender Temperatur, durch Anwesenheit von Katalysatoren und mit zunehmender Oberflächengröße fester Edukte.
- Umkehrbare Reaktionen werden als **Gleichgewichtsreaktionen** bezeichnet: Gleichgewichtsreaktionen sind Reaktionen, die in zwei Richtungen gleichzeitig verlaufen können (Hin- und Rückreaktion laufen u.U. gleichzeitig ab: $A + B \rightleftharpoons AB$). Sie laufen daher niemals vollständig ab.
- Ein **Katalysator** ermöglicht und beschleunigt Reaktion und senkt Aktivierungsenergie, indem er einen alternativen Reaktionsweg ermöglicht. Er wird bei der Reaktion nicht verbraucht.
- Bei chemischen Reaktionen bleibt die Gesamtmasse m aller Ausgangsstoffe (Edukte) stets gleich (es geht keine Masse verloren):
 $m(\text{Edukte}) = m(\text{Produkte})$
(**Gesetz der Massenerhaltung**, 1. Grundgesetz der Chemie)
- Chemische Verbindungen entstehen aus Elementen oder deren Verbindungen immer nur in ganz bestimmten, gleichbleibenden Masseverhältnissen
(**Gesetz der konstanten Proportionen**, 2. Grundgesetz der Chemie).
- 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)
- Elemente bestehen aus Atomen, chemische Verbindungen aus Atomverbänden
(*Avogadro*: Gase: aus Molekülen / **Atomhypothese** von *Dalton*).
- 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.
- Die Stoffportion (Stoffmenge n), deren Teilchenzahl genau so groß ist wie die einer Stoffmenge von 12,0 g Kohlenstoff, wird ein **Mol** genannt: $n = 1,00 \text{ mol}$.
- 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).
- **Formeln** sind Symbole für chemische Verbindungen. Sie geben die Art der Atome an, die in ihren Teilchen vorhanden sind, so wie die Atomzahlen- bzw. Stoffmengenverhältnisse. Diese stehen in Form, kleiner, tiefgestellter Zahlen hinter den Symbolen für die Atomsorten bzw. Elemente.
- **Reaktionsgleichungen** erstellt man, indem man zunächst die **Formeln der Ausgangs- und Endstoffe** bildet (mit Elementsymbolen und nachgestellten Atomzahlverhältnissen in kleinen, tiefgestellten Zahlen) und anschließend große Zahlen (**stöchiometrische Faktoren**) vor die Formeln setzt, um die Anzahl an Atomen für alle Atomsorten links und rechts vom Reaktionspfeil auszugleichen.
- Die den Formeln vorangestellten, großen Zahlen geben Hinweise auf die **Stoffmengen-Verhältnisse** der Stoffe, die an der Reaktion beteiligt sind – und nach dem Gesetz von Avogadro auch auf die **Volumen-Verhältnisse** der gasförmigen Reaktionsteilnehmer.

Ergänzend kann zum Thema Energie gesagt werden:

Da Energieformen jedoch nur ineinander umgewandelt werden, nimmt die innere Energie U eines Systems bei endothermen Vorgängen zu (Wärmeenergie wird in innere Energie U umgewandelt, von der Möglichkeit einer eventuell zusätzlichen Volumenänderung bei der Reaktion einmal abgesehen) und bei exothermen Vorgängen nimmt sie ab (Umwandlung von innerer Energie in Wärmeenergie, die das System abgibt). Diese Zu- und Abnahme der inneren Energie kann grafisch in Energie/Zeit- bzw. U/t -Diagrammen dargestellt werden.

Wenn einem System zum „Starten“ eines exothermen Vorganges Energie zugeführt werden muss, so wird diese als **Aktivierungsenergie** E_a bezeichnet: Das Zünden eines Gas-Luft-Gemisches z. B. durch Erwärmung, durch Blitzlicht, Druck (Kompression) oder durch einen Zündfunken ist eine Zufuhr von Aktivierungsenergie E_a .

Die bei einer exothermen Reaktion zugeführten Aktivierungsenergie wird im Verlauf der Reaktion wieder abgegeben (Abb. 3.27). Manchmal kann es vorkommen, dass sich im Verlaufe der Reaktion auch instabile Zwischenprodukte bilden, die anschließend wiederum weiterreagieren. Jeder dieser Reaktionsschritte kann dann einen eigenen Betrag an Aktivierungsenergie aufweisen.

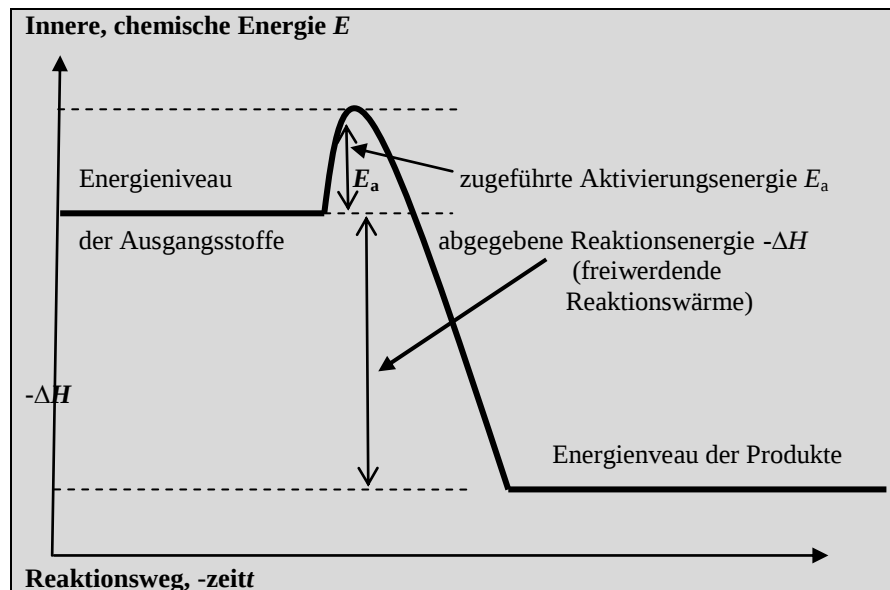


Abb. 3.27: Energiediagramm einer exothermen Reaktion

3.12 Übungsaufgaben zum Thema Reaktionen

1) Lies den folgenden Fehlertext zu Metallen und Metallgewinnung (Redoxreaktionen) und berichtige die hierin vorkommenden Fehler:

**ACHTUNG,
FEHLER!**

1. Alle Metalle versetzen uns bei Kontakt Stromschläge, ohne sich dabei zu zersetzen. Sie sind elektrische Leiter.
2. Auch Stoßkraft wird von den Metallen viel schneller weitergeleitet als von Nichtmetallen. Zudem sind alle Metalle schlechter verformbar als leicht zerbröselnde, zersplitternde oder spröde 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 eine mattgraue Farbe, sie "reflektieren" (spiegeln) das Licht.
3. Diese chemischen Kräfte (Gute Verformbarkeit, gute elektrische und thermische Leitfähigkeit, metallischer Glanz) lassen sich von daher erklären, wie die Atome der Metalle miteinander verbunden sind.
4. Es gibt insgesamt etwa 90 Metalle. Man teilt sie ein in Leicht- und Schwermetalle, Hart- und Weichmetalle, Halb- und Edelmetalle. Die Stoffvereinigung mit Sauerstoff ist eine Reduktion (Reaktionsprodukt: Ein Oxid).
5. Die Zerlegung eines Oxids ist das Gegenteil der Oxidation, eine Verbrennung. Ein Metalloxid wird dabei zum Metall reduziert – zum Beispiel durch Kohlenstoff. Da dieser dabei selbst oxidiert wird, spricht man auch von Red-Bull-Reaktion (aus Reduktion und Oxidation wird gebildet: Redox) – der Sauerstoff wird ausgetauscht.
6. Bei der Stahlherstellung findet ein Sauerstoffaustausch zwischen Eisenoxid und Kohlenstoff bzw. Kohlenmonoxid. Solche Sauerstoffübertragungsreaktionen (= Redoxreaktionen) und die Umkehrbarkeit chemischer Reaktionen spielen eine bedeutende Rolle (Beispiel: Atmung). Umgekehrt ist die Veredlung von unedlen Metallen ein Vorgang, der oft große Schäden anrichtet. Durch Lackieren und andere Maßnahmen wird versucht, die Korrosion von Metallen zu unterbinden (Korrosionsschutz, Rostschutz).

- 2) Teste Dein Wissen: Kannst Du folgende Fachbegriffe in je einem Satz erklären? Verbrennung, Oxidation, Stoffumwandlung, Feuer, Brände / Brandbekämpfung, Gesetz von der Erhaltung der Masse, Umgruppierung von Teilchen, Element, Verbindung, Teilchenmodell, chemische Energie, Aktivierungsenergie, exotherme und endotherme Reaktion.
- 3) Eine Süßstofftablette löst sich in 80°C heißem Tee innerhalb von 5 Sekunden auf. Wie lange etwabraucht sie nach der RGT-Regel dazu, wenn der Tee auf 40°C abgekühlt ist?
- 4) Wie groß ist die Reaktionsgeschwindigkeit, wenn 100g Brausepulver in Wasser bei 20°C innerhalb von einer Minute ein Volumen von genau 480 mL Gas (Kohlensäure, Kohlendioxidgas) ergeben? Hinweis: 24 L = 1 mol Gas, 24 mL = 0,001 mol = 1 mmol)
- 5) Brom ist eine braune, sehr giftige Flüssigkeit – und ein Nichtmetall wie Schwefel. Brom ist ätzend und verdampft sehr leicht, und mit Metallen reagiert es wie Chlor oder Schwefel zu salzartigen Verbindungen. Dabei wird so viel Energie frei, dass glühendes Aluminiumpulver hochgeschleudert wird, wenn man es in ein Reagenzglas mit Brom geworfen hat. Weißer Rauch entsteht – das Salz Aluminiumbromid. Diese Reaktion ist stärker exotherm als die Reaktion von Zink mit Schwefelpulver oder von weißem Kupfersulfat mit Wasser zu blauem Kupfersulfat-pentahydrat, und die Reaktion von Silber mit Schwefel ist schwach exotherm. Erklären Sie die Begriffe exotherm, endotherm und „chemische Energie“ und zeichnen Sie die Energie-Zeit-Diagramme dieser drei Reaktionen.

3.13 Lösungen und Lernhilfen zu den Übungsaufgaben zu Kap. 3

Teil 1: Fehlertext zu Metallen, Metallgewinnung, Redoxreaktionen (korrigierte Worte hier in Fett gedruckt):

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) lassen sich von daher erklären, wie die Atome der Metalle miteinander verbunden sind.

Es gibt insgesamt etwa 90 Metalle. Man teilt sie ein in Leicht- und Schwermetalle, Hart- und Weichmetalle, Halb- und Edelmetalle.

Die Stoffvereinigung mit Sauerstoff ist eine **Oxidation** (Reaktionsprodukt: Ein Oxid). Die Zerlegung eines Oxids ist das Gegenteil der Oxidation, eine **Reduktion**. Ein Metalloxid wird dabei zum Metall reduziert – zum Beispiel durch Kohlenstoff. Da dieser dabei selbst oxidiert wird, spricht man auch von **Redoxreaktionen** (aus **Reduktion** und **Oxidation** wird gebildet: Redox) – der Sauerstoff wird ausgetauscht.

Bei der Stahlherstellung findet ein Sauerstoffaustausch zwischen Eisenoxid und Kohlenstoff bzw. Kohlenmonoxid. Solche Sauerstoffübertragungsreaktionen (= Redoxreaktionen) und die Umkehrbarkeit chemischer Reaktionen spielen eine bedeutende Rolle (Beispiel: Atmung).

Umgekehrt ist die **Korrosion** von unedlen Metallen ein Vorgang, der oft große Schäden anrichtet. Durch Lackieren und andere Maßnahmen wird versucht, die Korrosion von Metallen zu unterbinden (Korrosionsschutz, Rostschutz).

Lösungen zu 2):

Siehe unter „Lernzusammenfassungen“

Lösungen zu 3):

- 1) Elektrische Leitfähigkeit, Wärmeleitfähigkeit, metallischer Glanz, Verformbarkeit
- 2) Elektrisch geladene Atome oder Atomverbände
- 3) Sie haben nur wenige Außenelektronen und geben diese bei chemischen Reaktionen immer ab.
- 4) Sie geben ihre beiden Außenelektronen an Sauerstoffatome ab.
- 5) Die Magnesiumatome geben ebenfalls ihre Außenelektronen ab. Die Protonen (Wasserstoff-Kationen) in der Chlorwasserstoff-Lösung (Salzsäure) nehmen sie auf und werden zu Wasserstoffgas:
$$\text{Mg} + 2 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{MgCl}_2 + \text{H}_2 \quad \text{bzw.} \quad \text{Mg} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{H}_2$$
- 6) Bei e-g

Lösungen zu 3):

Nach der RGT-Regel verdoppelt sich die Reaktionsgeschwindigkeit bei einer Erwärmung um je 10°C. Wenn es bei 80°C fünf Sekunden sind, dann sind es bei 70°C zehn Sekunden – doppelt so lang. Bei Abkühlung um 40°C (auf 40°C) sind es also $2^4 \cdot 5 = 80$ Sekunden.

Lösungen zu 4):

480 mL (0,002 mol) in 60 Sekunden, die Reaktionsgeschwindigkeit ist also 0,02 mol / 60 Sekunden = 0,00033 mol/s = 0,33 mmol/s.

Lösungen zu 5):

Exotherm und endotherm sind Begriffe, die chemische Reaktionen beschreiben, bei denen Wärmeenergie verbraucht oder freigesetzt wird:

Wenn Zink mit Schwefel oder Aluminium mit Brom reagiert, so findet eine exotherme Stoffumwandlung statt. Auch bei der Vereinigung von weißem Kupfersulfat mit Wasser zu blauem Kupfervitriol wird Wärme frei.

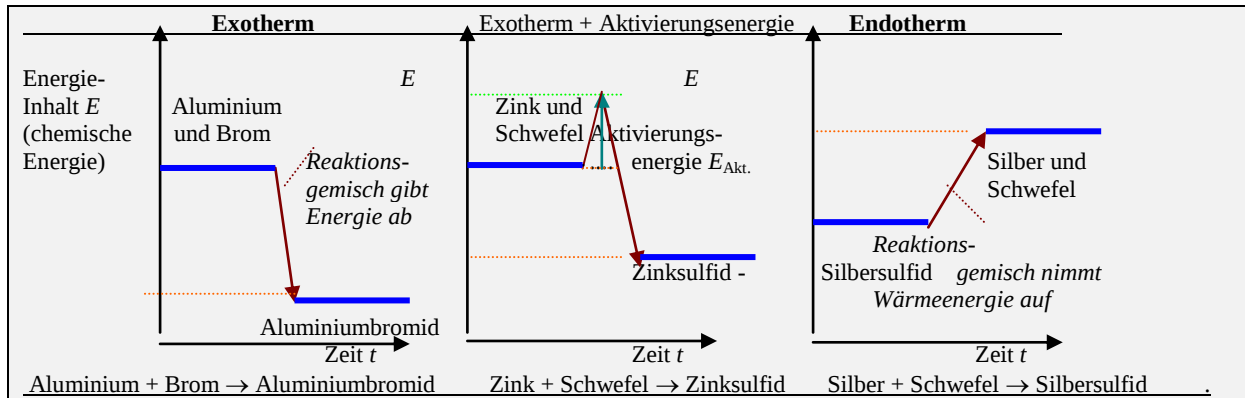
Die Stoffzerlegung von Silbersulfid verläuft hingegen nur so lange, wie das Sulfid erhitzt wird. Es nimmt die zugeführte Wärmeenergie von außen auf, der Energieinhalt steigt.

Gleiches geschieht, wenn man blaues Kupfervitriol erhitzt: So lange man Wärme zuführt, wird Wasserdampf freigesetzt und es bleibt am Ende das weiße, wasserfreie Kupfersulfat zurück. Ohne Aufnahme von Wärmeenergie kann diese Stoffzerlegung nicht ablaufen.

Reaktionen, bei denen die reagierenden Stoffe Wärmeenergie „verbrauchen“, nennt man endotherm: Die Stoffe reagieren dann

nur, wenn sie weiter erhitzt werden – oder aber indem sie sich durch Umwandlung von Umgebungswärme in chemische Energie abkühlen können.

Bei der Bildung von Kupfersulfid wird z.B. weniger Wärme freigesetzt als bei der Reaktion von Eisen oder Zink mit Schwefel:



Die Bildung von Silbersulfid verläuft so schwach exotherm, dass man durch Energiezufuhr (Erwärmung) den Stoff Silbersulfid leicht wieder in die Elemente zerlegen kann.

Der „Energieinhalt“ von Stoffen und Stoffgemischen wird „chemische Energie“ genannt. Wenn sie bei chemischen Reaktionen z. B. in Wärmeenergie umgewandelt und als Wärme freigegeben wird, so nennt man eine solche Reaktion „exotherm“ (wärmeabgebend).

Lesetexte als Lernhilfen:

Zusatzinfos: Versuche, die Geschichte machten, Entdeckungen neuer Stoffe durch chemische Reaktionen

Entzündliche Luft in Blasen.

Es war im Jahre 1766. Henry Cavendish übergoss Metallpulver mit ätzenden Säuren – und jedes Mal brauste die Mischung heftig auf.

Dabei entdeckte er, dass so ein unsichtbares Gas entsteht, das in Schweinsblasen aufgefangen werden kann (das Wasserstoff-Gas). Es brachte die Blase sogar zum Schweben, und wenn er sie entzündete, gab es eine heftige Explosion. „Inflammable air“ nannte er den neu entdeckten Stoff, entzündliche Luft.

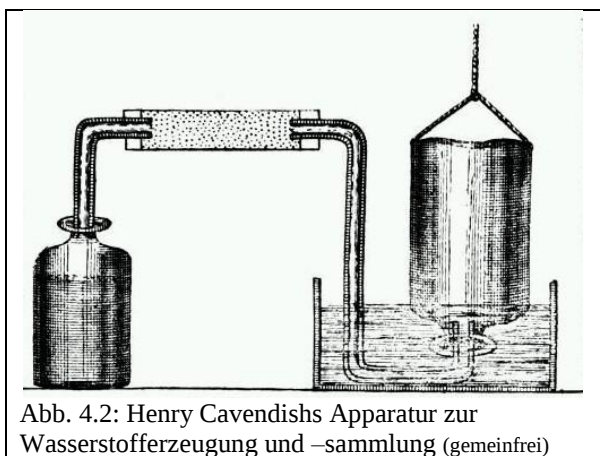


Abb. 4.2: Henry Cavendishs Apparatur zur Wasserstoffherzeugung und -sammlung (gemeinfrei)

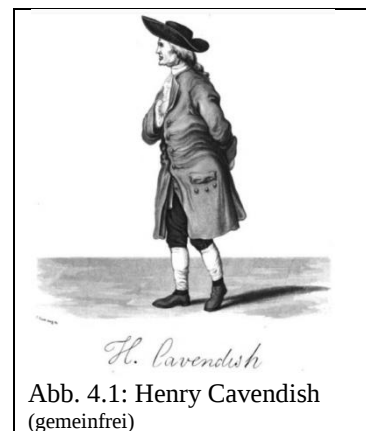


Abb. 4.1: Henry Cavendish (gemeinfrei)

Diese „entzündliche Luft“ ein gutes Brenn- und Ballongas. Sie machte ihn weltberühmt.



Abb. 4.3: Verflüssigtes Wasserstoffgas (NASA, Bildquelle: Raphael.concorde, CC BY-SA 4.0 <<https://creativecommons.org/licenses/by-sa/4.0/>>, via Wikimedia Commons)

Düngesalze und Sprengstoff.

Etwa 120 Jahre früher entdeckte der Apotheker Johann Glauber in Gießen ein neues Salz. Er gewann es aus Kochsalz und Schwefelsäure. Sein Glaubersalz wurde zum Verkaufsschlager auf den Jahrmärkten seiner Zeit – so wurde er ein steinreicher Mann.

In der gleichen Stadt machte auch Justus von Liebig um 1835 Geld und Karriere. Er war ein ideenreicher, temperamentvoller Mann: Er stellte z. B. das erste künstliche Schlafmittel her (Chloral), erste neuartige Silberspiegel (1835), Fleischextrakte zur Krankenheilung für Uruguay (den „Liebigextrakt“) und erste künstliche Düngemittel aus Nährsalzgemischen („Patentdünger“).

Durch die Herstellung neuer, begehrter Stoffe kann man manchmal schnell zum Millionär oder Nobelpreisträger werden. Der schwedische Ingenieur Alfred Nobel (1833-1896) wurde zum Beispiel durch die Entdeckung und Herstellung eines neuen Sprengstoffes berühmt (1863). Er nannte ihn Dynamit. Seine Entdeckung machte ihn so reich, dass von den Zinsen seines Erbes noch heute Millionenbeträge als „Nobelpreise“ verschenkt werden.

Stoffzerlegungen mit Strom und Licht.

Humphry Davy (1778-1829) entdeckte 1807 die Stoffzerlegung von Salzschnmelzen mithilfe elektrischer Energie. Durch eine solche „Elektrolyse“ kann man zum Beispiel Zink und Iod aus Zinkiodid herstellen. Zink ist ein wichtiges Gebrauchsmetall, Iodtinktur war früher ein Desinfektionsmittel. Davy entdeckte durch Elektrolyse seltsame Metalle wie Natrium und Kalium. Er wurde dafür von Napoleon geehrt und vom englischen König zum Ritter geschlagen.

Auch die Entdeckung der Stoffzerlegung von Silberbromid durch Licht brachte dem Entdecker viel Ruhm, Ehre und Geld ein. Dieses Salz wird in der Schwarzweißfotografie verwendet: Bei der Filmbelichtung und –entwicklung entweicht Bromdampf. Schwarzes Silberpulver bleibt dann auf dem Negativfilm zurück. Dieser wird dann im Fotolabor in ein Positiv-Foto umgewandelt – wiederum mithilfe von Licht und Silberbromid.



Abb. 4.4: H. Davy
(gemeinfrei)

Historisches Experiment: Platin – ein „Wunderstoff“?

Als die Spanier in Südamerika glänzende Metallstücke entdeckten, die sich dann doch nicht als echtes Silber herausstellten, nannten sie das Metall entäuscht „*platina*“ – kleines Silberchen. Im Fichtelgebirge lebte jedoch ein Bittersalz-, Bleiweiß- und Bleizuckerproduzent, der 1819 als erster den Stoff Koffein in der Kaffeebohne gefunden hatte. Er entdeckte 1823 am Platin jedoch etwas Besonderes: Johann Döbereiner bemerkte eine kostbare Fähigkeit des Platins im Kontakt mit Wasserstoffgas – jener „entzündlichen Luft“, deren Explosivität Cavendish 1766 so fasziniert hatte.

Immer, wenn er ein Stückchen schwarzen Platinschwamm nahm („Platinmohr“) und an ein Gefäß mit Wasserstoffgas hielt, so fand die explosionsartige Verbrennung ganz ohne vorherige Entzündung statt. Es war, als ob allein die Nähe des Platins die zur Gasexplosion erforderliche Aktivierungsenergie lieferte. Obwohl es die Explosion auslöste – das Platin blieb unverändert. Er konstruierte hierzu ein Gefäß, das er zur Hälfte mit ätzender Säure füllte, und hängte ein Stück Zink hinein.

Immer, wenn das Metall die Säure berührte, entstand so ein Gas, das sich beim Austritt aus dem Gefäß durch ein kleines Platinröhrchen von selbst entzündete. Mithilfe von Wasserstoff und Platin erfand er das erste Feuerzeug, das ohne Zündstein auskam, und verschenkte es 1827 an Goethe.

Doch auch Gase, Benzin- und Methanoldämpfe entzündeten sich bei Berührung mit Platin und Luft wie von selbst.

Döbereiners Kollege Jöns Jakob Berzelius (1779-1848, > B.3) war fasziniert von dieser Erscheinung. Er betrieb in seinem Wohnhaus in der Stora Nygatan in Schweden mit seiner Köchin Anna ein Privatlabor und hatte hier das Reagenzglas erfunden. Sofort untersuchte er wissbegierig diese neuentdeckte, seltsame Eigenschaft des Platins.

Sicher: Berzelius musste das Gymnasium mit 17 Jahren wegen „schlechter Sitten“ verlassen und stand auch im Studium in Chemie am Ende „mangelhaft“, aber auch er wurde – wie Döbereiner – durch gründliche Erforschung chemischer Reaktionen mit und ohne Platin weltberühmt.

Döbereiner erfand so das erste „Feuerzeug“. Er und Berzelius haben hierbei aber einen Vorgang von großer Wichtigkeit entdeckt – die Einwirkung eines Stoffes auf eine Stoffumwandlung, bei der dieser Stoff weder Ausgangs- noch Endstoff ist: Die „Katalyse“.

Die Katalyse ist ein Vorgang, bei dem eine scheinbar garnicht (oder nur sehr langsam ablaufende) Reaktion gestartet und stark beschleunigt wird – und zwar durch den „Katalysator“, einen scheinbar unbeteiligten Stoff.

Platin verbessert und vervollständigt in unseren Kraftfahrzeugen die Verbrennung von Benzin. Platin ist ein Edelmetall, das noch begehrt und viel teurer ist als Gold, denn es ist ein Katalysator für viele chemische Reaktionen, mit denen man wichtige Grundchemikalien herstellt. Mithilfe von Platin werden zum Beispiel Ammoniak und Salpetersäure gewonnen – und hieraus Düngemittel, durch deren Einsatz in Ackerbau und Landwirtschaft Menschen vor dem Verhungern gerettet werden können.

Theorien in den Naturwissenschaften: Die Elementidee.

Als man noch vor 220 Jahren die Grundschule besuchte, gab es neben Ohrfeigen, Kopfnüssen und Stockschlägen für Schüler viel Latein, Grammatik und das Schulfach Philosophie. Hier lernte man die Lehre des Aristoteles, nach der sich alle Stoffe aus vier Urstoffen zusammensetzen sollte: Aus Feuer, Wasser, Erde und Luft. Strenge Lehrer malten die vier Elemente an die Tafel und erklärten sie mit Stoffeigenschaften: In einer englischen Grundschule der frommen Quäkersekte lernte auch der kleine John Dalton diese Elementen-Lehre kennen, erzählte sie seinen Mitschülern und wurde so schon mit 12 Jahren Aushilfslehrer an seiner Schule. Mit 18 wurde er Schulleiter in Kendall, unterrichtete bald 60 Schüler in 21 Fächern und betrieb in seiner Freizeit Wetterkunde und Experimente mit Regenwasser. Wie kommt es, dass sich hierin Gase wie Kohlensäure lösen können, so fragte er sich. Er vermutete, die Löslichkeit der Gase hänge von der Masse der Gasteilchen ab. – und die mit den leichtesten Teilchen seien die am wenigsten Löslichsten. Das Leichteste ist Wasserstoffgas. Auch chemische Reaktionen mit und ohne Wasserstoffgas erklärte er von diesen Teilchen her.

15 Jahre lang forschte er an diesem Problem, denn er wollte nur gelten lassen, was er in eigenen Beobachtungen erfuhr – die Lehre des Aristoteles, so merkte er bald, könne nicht richtig sein. Feuer ist kein Stoff, wußte DALTON, und Luft kein Element, sondern ein Stoffgemisch – denn sie enthält verschiedene Gase. Elemente, so folgerte Dalton schließlich, sind nicht zerlegbare Stoffe, die aus nur einer einzigen Teilchensorte bestehen. Alle Teilchen eines Elementes müssten also gleich groß und schwer sein. Wie Kügelchen stellte er sich diese Atomteilchen vor. Und bei einer Stoffvereinigung müssten die Teilchen zweier Elemente Teilchenverbände einer chemischen Verbindung bilden

Durch die Vereinigung der Teilchen verschiedener Elemente A und B zu Teilchenverbänden AB lässt sich auch erklären, warum chemische Verbindungen immer in ganz bestimmten Masse-Verhältnissen entstehen – denn sie bestehen ja auch kleinsten Teilchen ähnlich wie Fliesenmuster aus einzelnen Fliesen verschiedener Sorten. Diese Idee erklärte er seinen Schülern mit bunt bemalten Holzkügelchen – immer wieder, bis dass diese fast meinten, „Atome“ seien Holzkügelchen. Als Chemiker aber war er fleißig und wurde er weltberühmt: Durch seine Experimente mit Wasser, Luft und Gasen und sein Nachdenken hat er den Begriff „chemisches Element“ erstmals richtig erklärt.

Noch in hohem Alter gab er Nachhilfestunden und erforschte das Wetter. Mit 71 Jahren erlitt er 1844 einen Schlaganfall. Kurz zuvor hatte er noch in seinem Wetterkundebuch notiert: „Wenig Regen heute“. Zu seiner Beerdigung aber kamen 40000 Menschen – der Leichenzug war über eine Meile lang. Und es regnete kräftig.

HINWEIS:

Weitere Übungs- und Überlegungsaufgaben MIT ausführlichen Lösungshinweisen und allen Lösungen, zahlreichen Lernhilfen und guten Erklärungen bietet die **Lernhefte-Reihe** von **M. Wächter: Üb(er)legungsaufgaben 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 **Nachschlagbuch** 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.

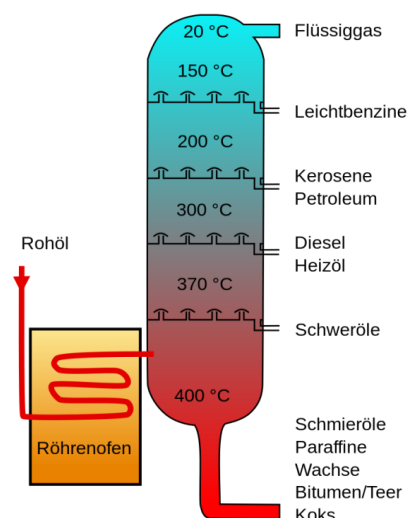


Abb. 97a: Destillationskolonne zur Erdöl-Aufbereitung, Schema (Bildquelle: Crude Oil Distillation-fr.svg; Image originale:Psarianos, Theresa knott; image vectorielle:Rogilbert, derivative work: Leyo, über: https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Crude_Oil_Distillation-de.svg, Lizenz: Creative CommonsAttribution-Share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

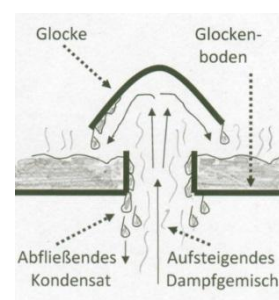


Abb. 97b: Glocke (Eig. Bild)



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)

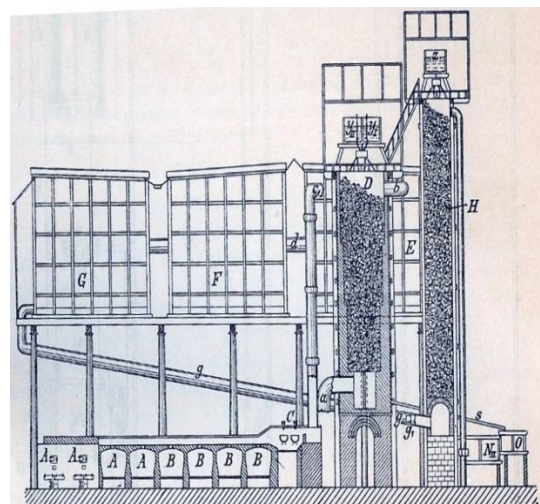
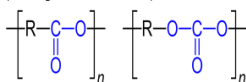


Abb. 106: Schwefelsäurefabrik nach dem Bleikammervorgang in der zweiten Hälfte des 19. Jahrhunderts (gemeinfrei)

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).

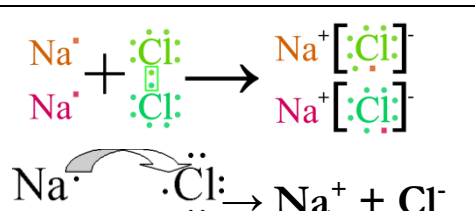
Chemische Verbindungen von Metallen mit Nichtmetallen sind **Salze** (ionische Verbindungen). Sie bestehen aus **Ionen** (elektrisch geladenen Atomen und Atomverbänden), bilden nicht verformbare, brüchige Kristalle mit hohen Schmelztemperaturen und sind elektrisch nicht leitfähig außer in Lösung und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

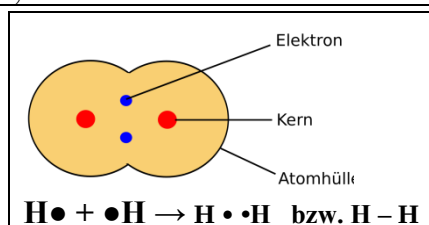
In Molekülen sind die Atome miteinander verbunden, weil ihre außen gelegenen Elektronen (die Außen- oder Valenzelektronen) miteinander bindende Elektronenpaare bilden (**Elektronenpaarbindung** EPB, auch kovalente Bindung oder Atombindung genannt).

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, Person)	Seite(n)
A bdampfen	13	K ohlenstoff	18, 44f
Aggregatzustand	7, 27, 34ff	Konzentration (eines Stoffes)	49
Aluminium	19, 57	Korrodiierbarkeit	8
Aktivierungsenergie	41, 51, 60	Kugelpackung	35
Atom	28ff, 32ff	Kunststoffe	17
Atomhülle, Atomkern	33f	Kupfer	14ff, 19, 30, 44ff, 56
Atomhypothese, -theorie	28ff	Kupferoxid(e)	21, 44
Atommodell	33	Kupfersulfat	15, 47
Atomzahlenverhältnisse	55	Kupfersulfid <i>siehe:</i> Sulfide	
Aufschlammung (Suspension)	10	L ernen, Lernkonzept	6
Aussehen (eines Stoffes)	9	Licht	39
B indung, chemische	48	Lösen, Lösung (eines Stoffes)	13, 27
Brennbarkeit	8	Löslichkeit	7
Brown'sche Bewegung	26f, 34	M agnesium	20, 47, 49
C hemie	7ff	Magnetscheiden	11ff
chemische Reaktion <i>siehe:</i> Reaktion		Masse <i>m</i>	8, 31f, 52
Chrom	19	Massenverhältnisse	29ff, 52
D ekantieren, Dekantat	13	Menge <i>n</i> (eines Stoffes)	31f
Destillieren, Destillat	66	Methangas	41f
Dichte (eines Stoffes)	8f, 12	Metalle	8, 16f, 18f, 44ff
Dichtesortieren	11	Modell	26
Diffusion	26, 34	Mol (Einheit der Stoffmenge)	53ff
E delgase	17	Molare Masse <i>M</i>	54
Edelmetalle	47	Molekül	28, 48, 52f
Eisen	14ff, 18ff, 44f	Muster	31f
Eisenoxid(e)	21, 45f	N ichtmetall	17, 21
elektrische Leitfähigkeit	9	O xid, Oxide	21
Elektron	47	Oxidation	44f
Element (chemisches)	17f, 65	P lastik	17
Emulsion	10, 27	Proportion (Verhältnis)	29f, 52
endotherm	40f	Pyrit	21
Energie	15, 37ff, 59f	Q uecksilber	20
extrahieren, Extraktion, Extrakt	12f	R eaktion, chemische (Stoffumwandlung)	8f, 12, 14ff, 22, 43, 59
exotherm	40f	Reaktionsgeschwindigkeit	37f, 49f
Explosion	37	Reaktionsgleichung	56ff
F arbe	7	Redoxreaktion	45ff, 48, 58f
filtrieren, Filtration, Filtrat	13	Reduktion	44ff, 48
Flotatzion (Schwimmscheiden)	11ff	Reinstoff	7ff
Formeln, chemische	54	Rektifikation	13
G eschwindigkeit (Reaktions-)	37f, 49f	RGT-Regel	50
Glanz, metallischer	19	S alz, Salze	9, 58
Gleichgewicht(sreaktion)	50	Salzsäure	49
Gold	19	Salzwasser	9
H ärte (eines Stoffes)	9	Säure	58
heterogen	10, 13	Schmelztemperatur	7ff, 27
Hochofen (Eisenherstellung)	45	Schwefel	14, 18, 30
homogen	10, 13	Schwefeldioxid	22
Hypothese	28	Schwimmscheiden (Flotation)	11ff
I od	7	Sieben	13
Ion	46ff	Siedetemperatur	7ff, 12, 27
K atalysator	51, 64	Silber	20
Kettenreaktion	38	Stoff, Stoffe (Material)	7, 13, 22
Kohlendioxid	22, 44f		
Kohlenmonoxid	22		

Stichwort (Sachwort, Person)	Seite(n)
Stoffeigenschaft(en)	7ff, 22
Stoffgemisch	
Stoffgruppe	8, 16
Stoffmenge n	31f, 53f
Stoffmengenverhältnisse	31f
Stoffname(n), chemische(r)	20
Stoffportion, kleinstmögliche	28f, 34
Stofftrennverfahren	11f
Stoffumwandlung (Reaktion)	8f, 12, 14ff, 22, 43
Stoffvereinigung	16f, 22, 42ff
Stoffzerlegung	16f, 22, 42ff
Sublimation	13
Sulfid, Sulfide	14, 20ff, 30, 55
Suspension (Aufschlammung)	10
Teilchen(modell)	26ff, 34, 37, 46
Temperatur T	49
Titan	20
Verbindung, chemische	22
Verbrennung	41f, 44ff
Verdünnung	28
Verformbarkeit	8
Volumen V (einer Stoffportion)	8, 52, 57
Volumenverhältnisse	57
Wärme, Erwärmung	28, 39f
Wärmeleitfähigkeit	9
Wasser	9, 53, 55f
Wasserstoff(gas)	41f, 49, 53, 63f
Zink	20
Zinn	20
Zucker	14, 16

Lese-Empfehlung:



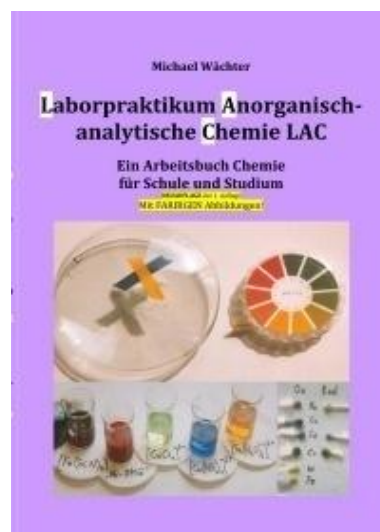
Das Nachschlagewerk „Fachbegriffe der Chemie“ im Taschenbuchformat bietet die Möglichkeit, offline schnell und schülergerechte Erklärungen für Fachbegriffe von A bis Z nachzuschlagen, zusätzlich zu eingängigen Merksätzen zu allen wichtigen Themen aus dem Chemieunterricht:

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



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

Weitere Werke des Autors

1.) Die Heftchenreihe „Philosophie to go – Kleines Taschenbuch über Gedanken zu Sitten, Sünden und Sinnfragen“ (für die Fächer wie Ethik, Philosophie und

Religionswissenschaften; Preis je Heft: von 8,99 bis 9,99 €):

Bd.1: Ethik und Philosophie (ISBN 9783754138281),

Bd.2: Anthropologie (9783754149980)

Bd.3: Wissenschaft und Verantwortung (9783754154106)

Bd.4: Glück und Sinn (9783754156537)

Bd.5: Religionen und der Sinn des Lebens (9783754156827)

Bd.6: Was ist Ethik? (9783754157145)

2.) Lernhilfen für Schule und Studium – verständlich erklärend und anschaulich bebildert:

2a.) **Lernen Lernen.** Lernhilfen für Schule und Homeschooling (epubli, ISBN 9783753104713 zu 8,99€, preiswerter auch als ebook verfügbar)

2b.) **Merksätze und Formeln Chemie** (epubli 2019, ISBN 9783748550129 zu 7,99 €, auch als ebook erhältlich: ISBN 9783748597735, für 3,99 €)

3) Für (Selbst-)Lernende im Bereich Chemie (Schule, Nachhilfe und Grundstudium):

1.) Die Reihe „Chemie im Distanzunterricht“ – selbsterklärende Lernhilfen in sechs Bänden:

(Preise je Band in schwarzweiß s/w 9 bis 14 €, farbig je 19 bis 24 €)

1: Stoffe, Teilchen, Reaktionen – ISBN farbig: 9783753144399, s/w: 9783753138558),

2: Elemente, Periodensystem, Atombau –farbig: 9783753148243, s/w: 9783753148168)

3: Salze, Säuren, Laugen – ISBN farbig: 9783753159218, s/w: 9783753159249),

4: Redoxreaktionen – Energie aus chemischen Reaktionen;

ISBN farbig: 9783753165097, s/w: 9783753165028

5: Molekülverbindungen, Strukturformeln, Stoffe als Energieträger;

farbig: 9783753172064; s/w: 9783753171609

6: Kohlenstoffverbindungen – Einführung in ihre Vielfalt: Organische Chemie;

farbig: 9783753178547, s/w: 9783753178530

2.) Die Reihe Üb(erleg)ungsaufgaben Chemie – Ein Arbeitsbuch für Schule und Studium (epubli), eine Reihe in 8 Bänden:

Bd.1: **Grundlagen** der Chemie (ISBN: 978-3-748539-42-1 zu 15,99 €),

Bd.2: **Allgemeine und Anorganische Chemie**, Stöchiometrie (ISBN: 978-3-748539-46-9),

Bd.3: **Physikalische Chemie** (978-3-748539-47-6 zu 16,99 €),

Bd.4: **Analytische Chemie** (978-3-748539-48-3 zu 16,99 €),

Bd.5: Grundlagen der **Organischen Chemie** (978-3-748539-52-0 zu 16,99 €)

Bd. 6: **Anorganisch-chemische Technologie** (9783748571162 zu 21,99 €)

Bd. 7: **Organisch-chemische Technologie** (9783753133430 zu 23,99 €)

Bd. 8: **Anorganisch-analytische Chemie.** Ein Arbeitsbuch für Schule und Studium, mit vielen chemischen Experimenten (Laborpraktikum), (ISBN: 97837549-51378)

Bd.1+2 auch als Zusatz-Ausgaben in Farbe:

Bd. 1: Grundlagen der Chemie (ISBN: 978-3-750240-42-1 zu 24,99€),

Bd. 2: Allgemeine und Anorganische Chemie mit Stöchiometrie (978-3-750240-650, 23,99€),

Bd. 8 auch als Ausgabe für den Experimental-Unterricht:

in Farbe: **Laborpraktikum Anorganisch-analytische Chemie LAC** (9783750270077 zu 22,99 €),

preiswerter auch in schwarzweiß: ISBN 9783754924761 zu 16,99€)

4) Sach- und Lehrbücher: Neues über Forscher- und Entdecker/inne/n - Spannendes aus den Naturwissenschaften:

- 1.) **Analytik – die Geschichte.** Kleine Entdeckungsgeschichte(n) der Analytik und Forensik, epubli, ISBN 9783748540885 zu 16,99€, auch als ebook (9783740745318 zu 7,99 €)
- 2.) **Entdeckungsgeschichte(n) aus den BIOwissenschaften und der Medizin** (epubli, ISBN 9783748541561 zu 19,99 €; auch als ebook: Verlag Twentysix, 978-374-0764463 zu 7,99 €)
- 3.) **Kleine Entdeckungsgeschichte(n) der Chemie im Kontext von Zeitgeschichte und Naturwissenschaften**, Verlag Königshausen und Neumann, ISBN: 9783826065101 zu 29,80 €, oder als ebook, Verlag Twentysix (ISBN: 9783740768782 zu 7,99 €)
- 4.) M. Wächter: **Kleine Entdeckungsgeschichte(n) der Astronomie im Kontext von Zeitgeschichte und Physik**, Verlag Königshausen und Neumann, Würzburg 2018, ISBN: 978-3-8260-6511-8 zu 29,80 €, oder als ebook, Verlag Twentysix (ISBN: 9783740768744 zu 7,99 €)
- 5.) **Chemiegeschichte(n) im Unterricht – Historische Entdeckungen und Erkenntnisse als Lernhilfen** im Chemieunterricht, ein Impuls zur Fachdidaktik, ISBN: 9783754913826 zu 24,99 €; auch als ebook verfügbar; gratis als pdf zum Download: <https://www.mundo.schule/details/SODIX-000100888>

5) Kriminalromane und science-fiction:

- 1.) **Peveling und die Münstermafia** (Münsters Kommissar Peveling ermittelt – sein erster, ganz großer Fall) (Band 1), Softcover, Verlag epubli, ISBN: 978-3-565210-19-0, auch als ebook über Amazon/Kindle verfügbar
- 2.) **Peveling und der Mineralienmacho** (Münsters Kommissar Peveling ermittelt – sein zweiter, großer Fall) (Band 2), Softcover, epubli, ISBN: 978-3-565211-10-4, auch als ebook über Amazon/Kindle verfügbar
- 3.) **Peveling und die Monetenmacher** (Münsters Kommissar Peveling ermittelt – sein erster, landesweiter Fall) (Band 3), Softcover, epubli, ISBN: 978-3-565211-14-2, auch als ebook über Amazon/Kindle verfügbar
- 4.) **Regenwald-Razzia 2048 - Arturos Kampf am Rio Negro** (*science-fiction*-Reihe Die Raumsiedler von Puntirjan, Bd. 4), (Softcover), epubli, ISBN: 978-3-565192-69-4, auch als ebook über Amazon/Kindle verfügbar
- 5.) **Schraube locker – Jupps Tagebuch. Ein Teenager im Kalten Krieg** (*ein Jugendroman in den 1980er Jahren*) (Softcover), epubli, ISBN: 978-3-565210-89-3, auch als ebook über Amazon/Kindle verfügbar
- 6.) **Gulligold – ein Münsterland-Ostfriesland-Krimi** (Verlag epubli, ISBN: 9783754134976 zu 9,99 €; auch als ebook erhältlich (Gulligold - Serienmorde in MS. Ein Westfalen-Ostfriesland-Krimi, Verlag neobooks, 9783754182888 zu 3,49 €)
- 7.) **Das ALTAKOLIA-Projekt. Die Raumsiedler von Puntirjan** (Gesamtausgabe: Folge 1+2), als Taschenbuch (Epubli-Verlag, ISBN 9783750272910, 488 Seiten zu 15,99 €) und als ebook (9783750276-956 zu 2,99 €)

- 8.) **Das Anden-Artefakt. Eine historisch-phantastische Erzählung.** (ISBN: 9783565082926; als ebook: ISBN 9783750208155 zu 4,99 €, Buch auf Englisch, ISBN: 978-3-74-750281-523 oder als ebook, ISBN 978374-0768-799 zu 7,99 €, sowie als Buch auf Französisch, ISBN 978-3-74-752967-487)



Zum Autor:

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

Als Autor im Epubli-shop unter: <https://www.epubli.de/shop/autor/Michael-W%C3%A4chter/28316>

Bei Amazon: <https://www.amazon.de/stores/author/B001K6ND48>