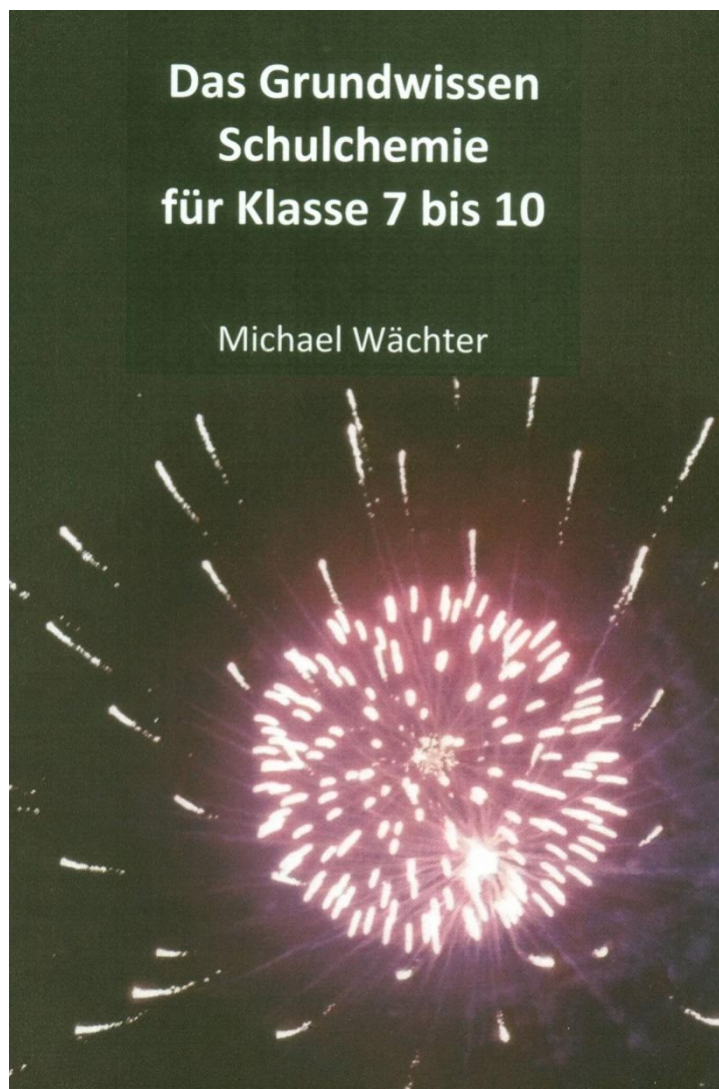


CHEMIE!?! Das Grundwissen für Klasse 7 bis 10

(Neue, überarbeitete Auflage; farbige Ausgabe, ungekürzt)

Michael Wächter



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. 9783752995596, Verlag epubli, Link:

<https://www.epubli.com/shop/chemie-das-grundwissen-fuer-klasse-7-bis-10-9783752995596>

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/chemie-das-grundwissen-fuer-klasse-7-bis-10-9783752995596>

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!

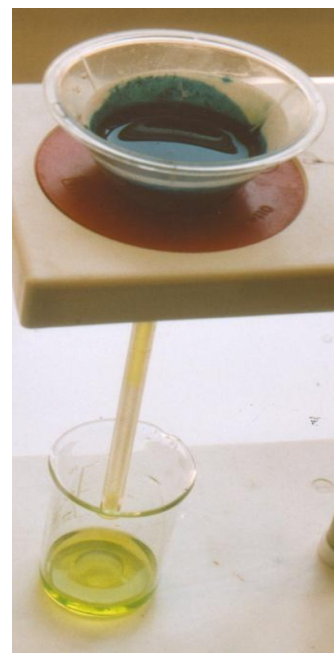
Vorwort

In der Schule stellt sich oft die eine Frage: **Was muss ich für dieses Fach lernen – und wie und wann?** Wenn Du eine gute Zusammenfassung von allem Wichtigen suchst, was Du im Fach Chemie bis zum Ende der Klasse 10 wissen musst, dann ist dieses Buch das Richtige für Dich. Es ist kein Schulbuch, aber es gibt **alle wichtigen Lerninhalte** wieder, die laut Lehrplan*in Chemie unterrichtet werden müssen.

Die **Kapitel** in diesem Buch entsprechen den „Inhaltsfeldern“ der **Lehrpläne*** für Realschulen und Gymnasien:

- 1) Stoffe und Stoffeigenschaften (Seite 4 bis 37)
- 2) Stoff- und Energieumsätze bei chemischen Reaktionen (auf Seite 38 bis 71)
- 3) Luft, Wasser und Verbrennung (Seite 72 bis 78)
- 4) Metalle und Metallgewinnung (Seite 79-86)
- 5) Elemente und ihre Ordnung (Seite 87 bis 98)
- 6) Säuren, Laugen, Salze (Seite 99 bis 114)
- 7) Redoxreaktionen (Chemischen Reaktionen durch Elektronenübertragung, Seite 115 bis 131)
- 8) Molekülverbindungen – Stoffe als Energieträger (auf Seite 132 bis 147)
- 9) Lerntipps, Lern- und Arbeitsmethoden (ab Seite 148)
- 10) Im Anhang (ab S. 154): **Lösungen** zu den Aufgaben und ein **Stichwortverzeichnis von A bis Z** zum Nachschlagen der „Fachbegriffe“!

Dieses Buch fasst diese in Klasse 7 bis 10 geforderten Lerninhalte aber nicht nur kurz und knapp zusammen, es gibt auch wichtige **Lernhilfen und -hinweise**, typische Test- und **Übungsaufgaben** sowie viele, **gut verständliche Erklärungen und Beispiele**, verfasst von einem erfahrenen Lehrer und Schulbuchautor, der Dir nun viel Erfolg und Freude am Lernen wünscht!



Filtern im Labor: Der feste, wasserunlösliche Farbstoff „Berliner Blau“ wird aus einer gelben Salzlösung abfiltriert. Filtration ist ein Verfahren zum Trennen von Stoffen (hier: in einen festen Filterrückstand (oben) und ein flüssiges Filtrat (unten) (eig. Foto)

* WICHTIGE HINWEISE:

1) Sicherheitshinweis: Alle **Versuche** in diesem Buch dürfen **nur unter Aufsicht einer erfahrenen Lehrkraft durchgeführt werden!** (siehe **Sicherheitshinweis** vorne S.2)

2) Inhalte: Die diesem Buch zu Grunde gelegten **Lehrpläne** sind u.a.: **a)** der Kernlehrplan Chemie für die **Realschule** in NRW (über: <https://www.schulentwicklung.nrw.de/lehrplaene/lehrplannavigator-s-i/realschule/chemie/chemie-klp/kernlehrplan-chemie-inhalt-.html>) und **b)** die Kernlehrpläne für die Pflichtfächer (RdErl. d. Ministeriums für Schule und Bildung v. 23.06.2019 - 526-6.03.13.02-143664) für die **Sekundarstufe I** der Gymnasien gemäß § 29 SchulG (BASS 1-1). Die einzelnen Inhaltsfelder hier entsprechen einander:

Realschule	Gymnasium
1 Stoffe und Stoffeigenschaften	1: Stoffe und Stoffeigenschaften
2 Energieumsätze bei Stoffveränderungen	2: Chemische Reaktion
3 Luft und Wasser	3: Verbrennung
4 Metalle und Metallgewinnung	4: Metalle und Metallgewinnung
5 Elemente und ihre Ordnung	5: Elemente und ihre Ordnung
6 Säuren, Basen, Salze	6: Salze und Ionen
7 Energie aus chemischen Reaktionen	7: Chemische Reaktionen durch Elektronenübertragung
8 Stoffe als Energieträger	8: Molekülverbindungen
	9: Saure und alkalische Lösungen
9 Produkte der Chemie	10: Organische Chemie

Die Lehrpläne beantworten auch die Frage: Was muss man als Schüler/in im Fach Chemie **können**?

In der Schule in den naturwissenschaftlichen Fächern werden neben dem Fachwissen meist **Fähigkeiten (Kompetenzen)** aus gleich mehreren Bereichen eingeübt und dann auch erwartet. Die Kernlehrpläne unterscheiden hier fast immer **vier Kompetenzbereiche**

- den Umgang mit **Fachwissen** (weiß man, worum es geht?),
- die **Erkenntnisgewinnung** (kommt man direkt darauf – oder geht man Um- und Irrwege?),
- die **Kommunikation** (kann man beschreiben und erklären, worum es geht?),
- die **Bewertung** (kann man zu Sachverhalten richtige bzw. gut begründete Entscheidungen treffen, d.h. in Problemsituationen sachlich fundiert und wertebasiert zu begründeten Entscheidungen kommen?).

Kapitel 1: Stoffe und Stoffeigenschaften

1.1 Die Welt der Stoffe

In der Chemie 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 Dichte, die Wasserlöslichkeit oder auch die Schmelz- und Siedetemperatur eines Reinstoffes.

Alles um uns herum besteht aus Stoffen. Je nach Temperatur und Druck nehmen sie einen bestimmten **Aggregatzustand** ein – sie sind fest, flüssig oder gasförmig. Reinstoffe haben immer gleich bleibenden **Schmelz- und Siedetemperaturen**. Manche können sogar direkt vom festen in den gasförmigen Zustand übergehen (Sublimation), und vom Gaszustand zurück in den festen Zustand (Resublimation).

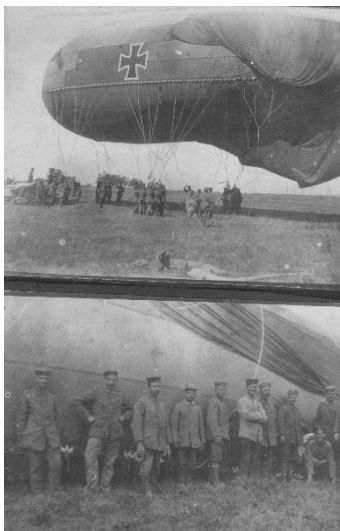


Abb. 3: Der „Ballonzug 50“, Aufnahmen von 1917.

Gase weisen eine geringe **Dichte** auf. Die von Wasserstoff ist noch geringer als die der Luftgase Stickstoff und Sauerstoff – mit Wasserstoffgas befüllte Zeppeline wurden daher schon im ersten Weltkrieg zum Auftrieb in „Luftschiffen“ eingesetzt (Abb.3). Metalle hingegen haben eine hohe Dichte (Schwermetalle sogar von über 5 g/cm³). Sie glänzen und leiten den elektrischen Strom – es sei denn, sie haben sich **chemisch verbunden**, z.B. mit Schwefel zu Sulfiden, Abb. 4 bis 6). Wenn Reinstoffe mit anderen Stoffen reagieren, dann handelt es sich um eine chemische Stoffeigenschaft: Bei chemischen Reaktionen entstehen immer neue Stoffe. Eine weitere, wichtige Stoffeigenschaft ist die **Löslichkeit**. So ist Iod z.B. kaum löslich in Wasser, aber gut in Hexan (Abb. 7). Hexan Iod vom Dampf Silberglänzen

Öl, Hexan und Waschbenzin
Wenn man Iodwasser daher mit zusammen schüttelt, wird das Hexan aus der wässrigen Phase herausgezogen (Extraktion, Abb. 4). Auch die **Farbe** ist eine Stoffeigenschaft: Iod ist als violett, Kohlenstoff und sind schwarz und Metalle (Kupfer rötlich und Silber hell; vgl. Abb. 2, 7 und 9). Metalle sind außerdem **verformbar** – salzartige Feststoffe wie Kupfer- und Silbersulfid sind das nicht.

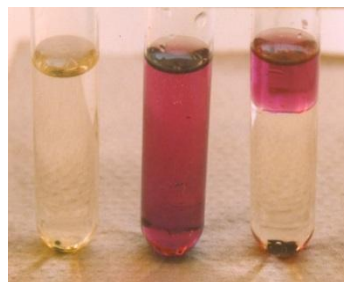


Abb. 6: Iod in Wasser, Hexan und in Wasser mit Hexan



Abb. 1: Gefrorenes Raureif – Wasserdampf (gasförmig) aus der Luft ist im Winter direkt zu festen Eiskristallen „resublimiert“



Abb. 2: Iodkristalle sublimieren beim Erwärmen. Am kalten Uhrglas oben resublimiert der violette Ioddampf wieder zu kleinen, schwarzen Kristallen.

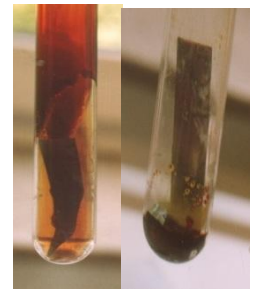


Abb. 4+5: Kupferblech reagiert mit Schwefeldampf (links) zu schwarzem Kupfersulfid (rechts).



Abb.7 (links): Magnesiumband, Abb. 8: Buntmetalle werden als Münzmetalle genutzt, oft auch in Form von Legierungen wie z.B. Messing. Abb. 9 (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).

Üb(er)legungsaufgaben zum Erkunden der Welt der Stoffe:

Welche Stoffe und Stoffeigenschaften werden im Text auf dieser Seite genannt?

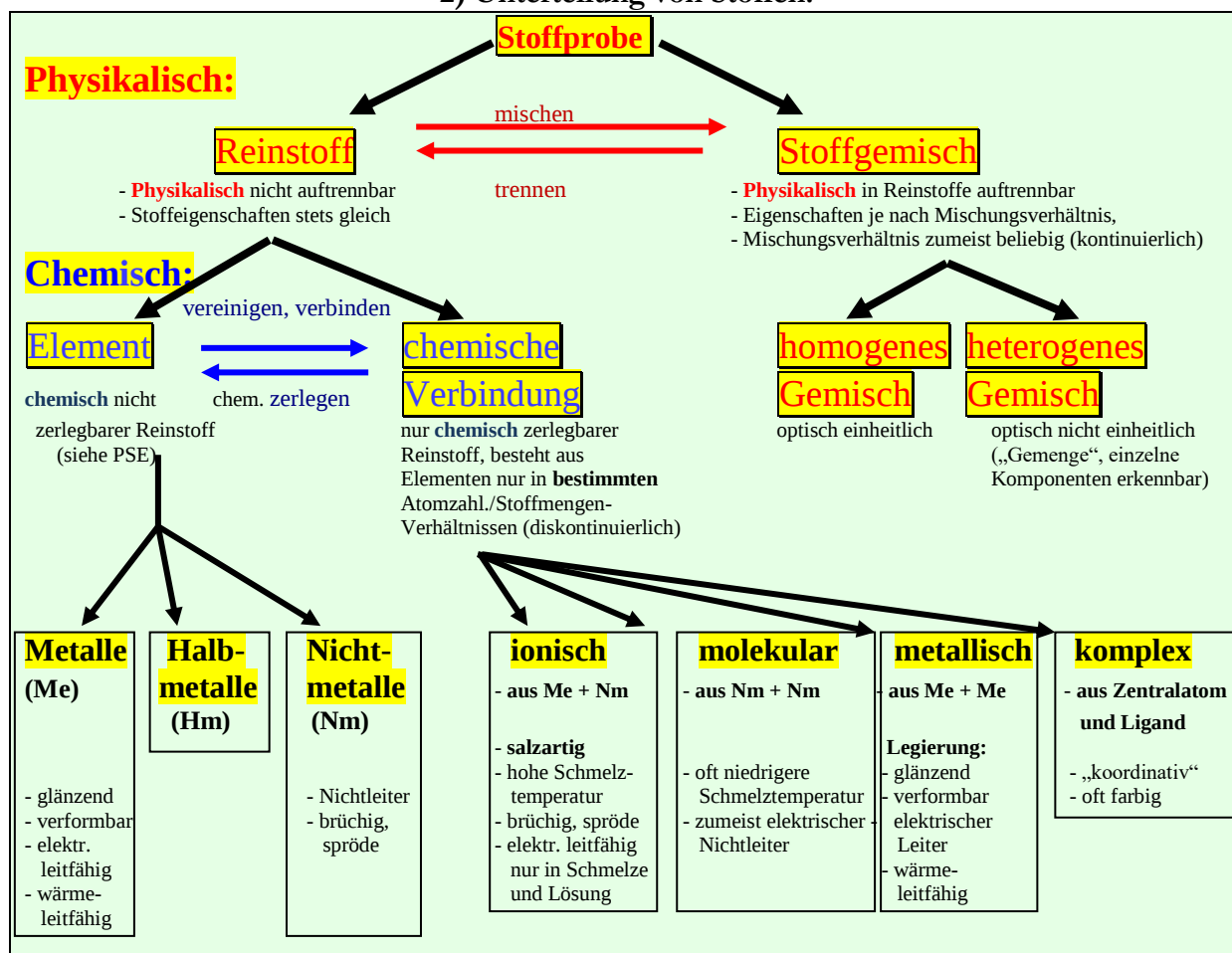
Wer Stoffe untersucht und ihre Eigenschaften erkennt, der kann Stoffe in **Stoffklassen und -gruppen** einteilen und Übersicht gewinnen. Im Alltag können so sinnvolle Entscheidungen zu ihrer Verwendung getroffen werden, z.B. zur Auftrennung von **Stoffgemischen** in ihre Bestandteile, die **Reinstoffe** – beim Zubereiten von Tee und Kaffee ebenso wie im Beruf bei der Produktion von Parfüm, Lacken oder Lebensmitteln.

1.2 Stoffeigenschaften und -gruppen (Überblick)

1) Eigenschaften von Stoffen:

Physikalisch		Chemisch(= mit Stoffumwandlung)	
Sinnlich wahrnehmbar	Nur messbar	gegenüber Stoffen	- und Lebewesen
Farbe/Glanz/Aussehen, Härte, Verformbarkeit/Brüchigkeit, Wärmeleitfähigkeit	Siede-/Schmelz- temperatur, Löslichkeit, elektr. Leitfähigkeit Dichte, ...	Brennbarkeit, Korrosionsverhalten, Reaktionsverhalten gegen- über anderen Stoffen	Geruch, Geschmack, Giftigkeit, Umwelt- und Gesundheitsschädlichkeit

2) Unterteilung von Stoffen:



Üb(erleg)ungsaufgaben zum Erkunden der Welt der Stoffe II:

1. Welche Geräte werden zur Erfassung oben genannter Stoffeigenschaften benötigt?
2. Welche Stofftrennverfahren gibt es?
Und was ist der Unterschied zu einer Stoffzerlegung?
3. Wie unterscheidet man Stoffgemische von chemischen Verbindungen? (Beispiele?)

1.3 Physikalische und chemische Eigenschaften

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.

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 Fähigkeit, **Wärme** und elektrischen **Strom** zu **leiten**,
- seine **Dichte** (angegeben in kg/dm³ bzw. g/cm³ oder auch kg/L bzw. g/mL),
- seine **Schmelz- und Siedetemperaturen** (gemessen z.B. in °C; Stoffe können bei bestimmten Temperaturen bestimmte Aggregatzustände einnehmen: fest, flüssig und gasförmig).



Abb.8a: Stoffe in einem Chemikalienlager
(Bildquelle: Eigenes Foto, ebenso im Folgenden, sofern nichts anderes vermerkt wurde)

Der **Aggregatzustand** ist keine Stoffeigenschaft, sondern nur eine von drei **Zustandsformen** einer Stoffportion: fest, flüssig oder gasförmig. Diese Zustandsform tritt bei bestimmten Temperaturen und Druckverhältnissen auf. So ist der Reinstoff Wasser bei Normalluftdruck (1013 hPa) unterhalb von 0°C fest und oberhalb von 100°C flüssig – es bleibt aber immer der Stoff Wasser. Die Temperatur, bei der der Stoff den Aggregatzustand ändern kann (bei Normalluftdruck 1013 hPa), ist jedoch eine spezifische **Eigenschaft** dieses Stoffes.

Das **Gewicht** einer Stoffportion (seine **Masse** m in g oder kg) ist ebenfalls keine Stoffeigenschaft, ebenso wenig wie ihre **Stoffmenge** n (angegeben in mol).

Die Masse m , die ein bestimmtes Volumen V eines Stoffes aufweist (zum Beispiel 1 cm³ oder 1 mL), wird als seine Dichte bezeichnet (Symbol: ρ). Die Dichte wird in g/cm³ oder in g/mL angegeben. Sie berechnet sich als Verhältnis von Masse zu Volumen: $\rho = m / V$, also als Bruch (Quotient) aus m und V . Anders als die Masse einer Stoffportion ist die **Dichte** eine spezifische Stoffeigenschaft. So hat Wasser immer eine Dichte von $\rho = 1$ g/mL (bei einer bestimmten Temperatur und Normalluftdruck), Gold eine Dichte von $\rho = 19,3$ g/cm³ und Luft eine Dichte von $\rho = 0,00133$ g/cm³ (also 1,33 g/l bzw. g/dm³, bezogen auf 20 °C und einem Luftdruck von 1013 hPa).

Auch Farbe, Verformbarkeit, elektrische Leitfähigkeit, Magnetisierbarkeit und Löslichkeit sind typische, physikalische Stoffeigenschaften.

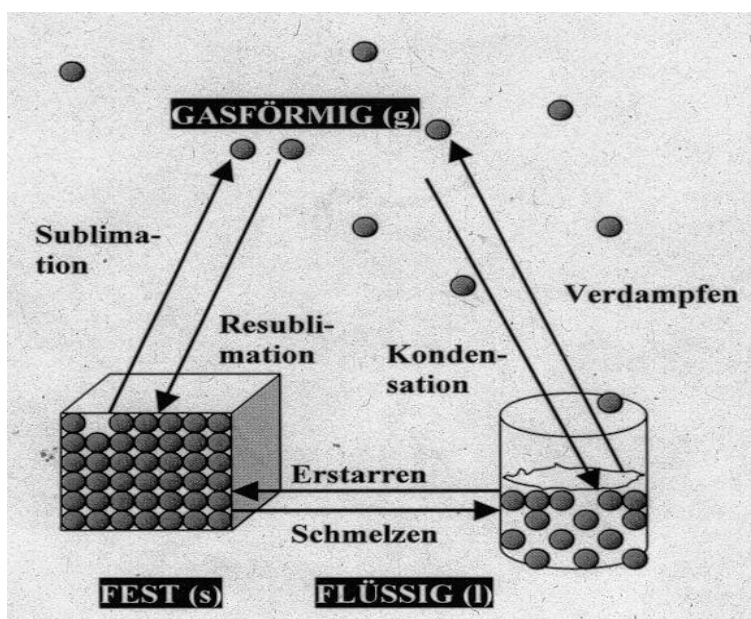


Abb.8b: Zustandsformen eines Reinstoffes (Aggregatzustände und Aggregatzustandsänderungen) – im Teilchenmodell veranschaulicht
(Bildquelle: Eigenes Werk)

Chemische Stoffeigenschaften beschreiben die Fähigkeit eines Stoffes, sich im Kontakt mit anderen Stoffen **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), es ist brennbar – Ballongas (Helium) ist es nicht (keine „Reaktivität“).

Bei chemischen Vorgängen entstehen **neue Stoffe**, erkennbar an neuen Stoffeigenschaften. Vorgänge mit **Stoffumwandlungen** werden als chemische Reaktionen bezeichnet. Chemische Stoffeigenschaften beschreiben also, 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. Eisen rostet – Gold nicht. Rost kann sich jedoch nur in Gegenwart von Wasser bilden – und von Sauerstoff oder sauerstoffhaltigen Gasgemischen (wie z.B. Luft). Beim Rosten vereinigen sich daher drei Stoffe zu einem neuen Stoff:

Eisen + Wasser + Sauerstoff → Rost.

Brennbarkeit ist eine typisch chemische Stoffeigenschaft. Sie gibt die Reaktivität eines Stoffes gegenüber Sauerstoff bzw. Luft an (Reaktivität beschreibt allgemein, wie gut und schnell ein Stoff mit sich selbst oder anderen Stoffen reagiert. Ist sie sehr hoch, bedeutet das, dass der Stoff chemisch „instabil“ ist und gerne mit ihm umgebenden Stoffen reagiert). Verbrennungen sind chemische Reaktionen mit Sauerstoff.



Abb. 8c: Steinofen mit Pizza, Rauch eines Großfeuers (Abb. gemeinfrei)

Wenn ein Stoff gegen Wasser, Salze, Säuren und allgemein Witterungsbedingungen beständig ist, so nennt man das als Korrosionsbeständigkeit. Anders als Chrom und Gold ist Eisen beispielsweise nicht sehr korrosionsbeständig: Es rostet schnell, wenn es den Witterungsbedingungen ausgesetzt ist.

Säuren und Laugen sind korrodierende Stoffe – sie **ätzen** viele Materialien an und lösen sie auf, zum Beispiel unter Bildung von Salzen und Gasen. Diese Stoffeigenschaft wird **Korrosivität** genannt (Man kann sie in Form von Säure- und Basekonstanten angeben).

Zu den **physiologischen Eigenschaften** gehören chemische



und physikalische Stoffeigenschaften im Hinblick auf die Wahrnehmbarkeit oder der Auswirkungen auf Mensch und Natur. Hierzu zählen Geruch, Geschmack und Giftigkeit (Toxizität). Der Stoff Trinkalkohol (Ethanol) schädigt beispielsweise unsere Zellen, während Zigaretten (Nikotin) die Nerven in unserem Gehirn angreifen. Die Ökotoxizität beschreibt die Auswirkung eines Stoffes auf seine belebte Umwelt (Tiere, Pflanzen, Pilze, Mikroorganismen). Ökotoxisch ist zum Beispiel „Agent Orange“ (TCDD), das Gift, das

während im Vietnam Krieg verteilt wurde und großflächig Pflanzen und Menschen verstümmelt und getötet hat.

Eine **„chemische Reaktion“** ist eine **Stoffumwandlung**. Chemische Stoffeigenschaften sind z.B. die Brennbarkeit, die Reaktionsfähigkeit eines Stoffes gegenüber Säuren, Laugen, Gasen und anderen Stoffen.

Reinstoffe und auch Stoffgemische weisen bestimmte Eigenschaften auf. Aber bei **Reinstoffen** bleiben diese **Eigenschaften immer gleich**. Bei anderen, einheitlich aussehenden Materialien gibt es Unterschiede: Salzwasser zum Beispiel ist flüssig, aber je nach Salzgehalt von unterschiedlicher Dichte, Schmelztemperatur und von unterschiedlich stark salzigem Geschmack. Auch die Siedetemperatur von Salzwasser liegt höher als die 100 °C von reinem Wasser. Beim Kochen 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.



Abb. 8d: Reaktionsbedingungen bei Verbrennungsreaktionen (Bildquelle: Von Stefan-Xp - Eigenes Werk, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=815131>)

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.

Eine weitere, wichtige Gruppe sind die **Salze**. 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 kleine, aber wichtige Stoffgruppe sind die **Edelgase** wie 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.



Abb. 9: Jeder Feststoff weist eigene **Kristallformen** auf – er bildet geometrisch geformte, typische Festkörper (hier: Chromalaun, Pyrit, Kupfervitriol – auch Kupfersulfat genannt – und Schwefel)

Wichtig zu wissen ist hier:

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.
- Chemische Vorgänge (Reaktionen) sind **Stoffumwandlungen**: es entstehen **neue Stoffe**, erkennbar an neuen Stoffeigenschaften.
- Bei **Reinstoffen** sind die Stoffeigenschaften immer gleich, bei **Stoffgemischen** hängen sie von der Art der Bestandteile und von deren Mischungsverhältnis ab. Bei Stoffgemischen ist dieses oft beliebig.

1.4 Reinstoffe und Stoffgemische

Grundlegend unterscheidet man **Stoffgemische** und **Reinstoffe**. Stoffgemische kann man in einzelne Reinstoffe auftrennen (Stofftrennverfahren, rein physikalisch). **Reinstoffe** haben konstante (gleichbleibende) Stoffeigenschaften – bei **Stoffgemischen** hängen sie von der Art der Bestandteile und von deren Mischungsverhältnis ab.

Hierzu einige Beispiele:

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 $1,0\text{ g/cm}^3$ (bei 20°C sind es $0,99997\text{ g/cm}^3$). Reines **Speisesalz** (Kochsalz, Natriumchlorid) hat eine Schmelz- bzw. Siedetemperatur: 801°C und 1461°C , die Dichte beträgt $2,162\text{ g/cm}^3$ und es färbt Flammen gelb.

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 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 g/cm³. Eine 10%ige Lösung liegt schon bei 1,07068 und eine 20%ige Lösung bei 1,14779 g/cm³.

Die Dichte steigt ebenso wie die Siedetemperatur mit zunehmendem Salzgehalt. Daher kann man in Meerwasser (Salzgehalt 3,5% und Dichte um 1,025 g/cm³ bei 25°C) besser schwimmen als in Süßwasser. Im Toten Meer (Salzgehalt 28 bis 33%) ist es sogar unmöglich unterzugehen – Schwimmbewegungen werden überflüssig (Abb. 10).



Abb. 10: Zeitungsleser im Toten Meer (Bildquelle: User Pete, wikimedia commons unter: https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Dead_sea_newspaper.jpg)

1.5 Stofftrennverfahren

Stoffgemische lassen sich in ihre Bestandteile auftrennen, die Reinstoffe. Wenn man zum Beispiel ein Becherglas mit Salzwasser kocht, dann siedet das Wasser, bis dass am Ende nur noch eine Salzkruste übrig bleibt („Eindampfen zur Trockene“). Wasser (Siedetemperatur 1090°C, jetzt also in Form von Wasserdampf) und Salz (Siedetemperatur über 1400 °C) wurden getrennt.

Stofftrennverfahren können mit mechanischen Methoden und mit thermischen Methoden (mit Hilfe von Wärme) durchgeführt werden. Es sind physikalische Vorgänge und keine chemischen Reaktionen, weil die einzelnen Stoffe erhalten bleiben. Um Gemische aufzutrennen, werden die unterschiedlichen Stoffeigenschaften der Bestandteile des Stoffgemisches genutzt.

Bei **thermischen Stofftrennverfahren** werden Stoffgemische durch **Wärmezufuhr** aufgetrennt. Wenn man Salzwasser eindampft, so kann der Wasserdampf auch 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.

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) und eine Siedetemperatur von 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 (Abb. 11). 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.

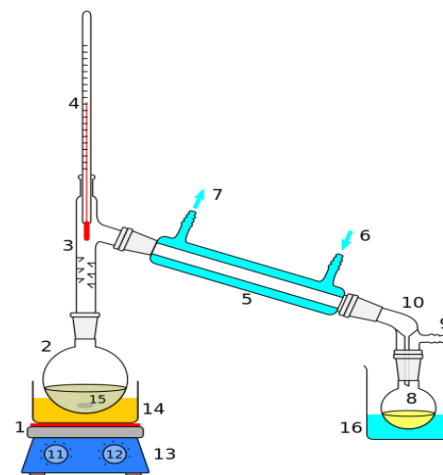


Abb. 11a: Destillationsapparatur mit „Vorlage“ (15), Heizplatte (1), Thermometer (4), Wasserkühlung (5) und Destillat (8). (Bildquelle: wikimedia commons, public domain)

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 Flüssigkeit in einem Gemisch von Mehreren wird überschritten und deren Dampf aufgefangen und gekühlt (Kondensation, Verflüssigung eines Gases), die Flüssigkeit mit höherer Siedetemperatur bleibt flüssig zurück (*Beispiel: Abdestillieren von Alkohol aus einem alkoholhaltigen Gemisch*),
- **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 (Abb. 2 vorne im Buch).

Ein wichtiges, mechanisches Stofftrennverfahren ist das Filtrieren.

Gereinigter Quarzsand und Wasser zwei Reinstoffe – das schlammige Gemisch aus beiden Stoffen, die **Aufschlammung** von Sand in Wasser (Chemischer Fachbegriff hierfür: Die „**Suspension**“) kann mit Hilfe eines Filters getrennt werden (Abb. 11b+c). Dem Gemisch sieht man 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, so wie Salzwasser durch „Kochen“ (Sieden) wieder in seine Bestandteile aufgetrennt wird. Das Filtrieren ist wie das Eindampfen bis zur Trockene also ein **Stofftrennverfahren** – das Gegenteil eines Mischvorgangs.

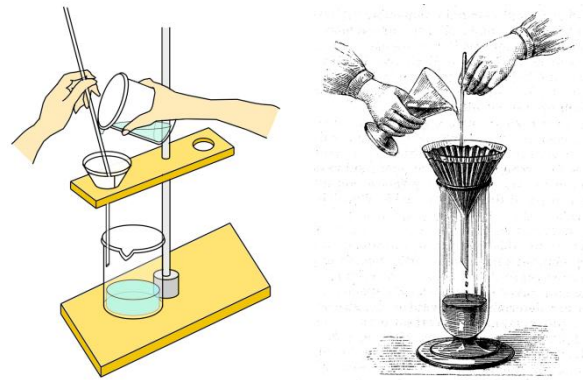


Abb. 11b: Filtration eines Wasser-Sand-Gemisches mit Rundfilter und Analysetrichter (links) und in einer historischen Zeichnung mit einem Faltenfilter (rechts; beide Abb. gemeinfrei)

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. 11d) – 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** (Siehe Abb. 11e 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 (ähnlich Abb. 11c).



Abb. 11c: Dekantieren einer Suspension von der wässrigen Phase mit Hilfe eines Glasstabes (historische Skizze, gemeinfrei)

Eine Öl-in-Wasser-Emulsion kann man mit einem **Scheidetrichter** auftrennen (Abb. 11d), manchmal auch durch **Dekantieren** (s.o., Abb. 11c). 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 **Schwimmescheiden** (**Flotation**). Danach könnte man den Sand wieder vom Wasser trennen, indem man ihn **abfiltriert**. Ein Gemisch aus Erbsen und Sand hingegen könnte man durch **Sieben** trennen (In einem Sieb sind die Öffnungen so groß, dass man sie noch sehen kann – in einem Filter sind die Porenöffnungen oft unsichtbar klein).

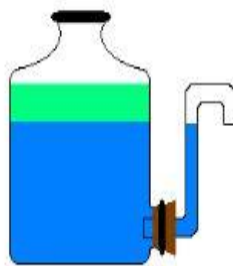


Abb. 11d: Ölabscheidung im „Florentiner Topf“ (links) und im Scheidetrichter (rechts, beide Abb. gemeinfrei)

Ein Gemisch aus Eisenpulver und Schwefelpulver trennt man einfacher mit Hilfe eines Magneten (**Magnetscheiden**, Abb. 11f auf der folgenden Seite). Ein gut verriebenes Gemisch aus grauem Eisen- und gelbem Schwefelpulver sieht einheitlich graugrün aus. Es kann deshalb mit Hilfe eines Magneten aufgetrennt werden, weil Eisen (als Pulver grau) magnetisch ist und Schwefelpulver (gelb) nicht. Hier nutzt man die Stoffeigenschaft „Magnetisierbarkeit“ aus, um das Eisen abzutrennen. Ein ähnlicher Vorgang wie bei der Müllsortierung, wenn Magnettrommelscheider magnetisierbare Metalle aus dem Stoffgemisch „Müll“ abtrennen (Abb. 12):



Abb. 11f: 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>)

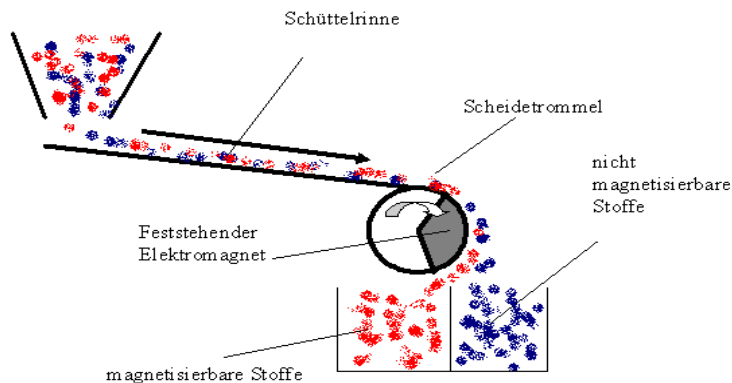


Abb. 12a: Magnettrommelscheider (Bildquelle: User Maettchy, wikimedia commons)

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. 6 vorne), 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. 12b (links): Ein „Coffemaker“ von 1941 – Kaffee ist das Extrakt aus Kaffeepulver (Abb. gemeinfrei)

Abb. 12c (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)

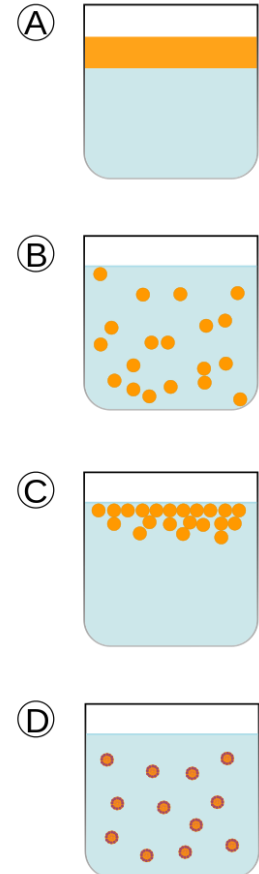


Abb. 11e: Schema zur Veranschaulichung von Emulsionen (Abb. gemeinfrei): Zwei nicht mischbare Flüssigkeiten wie z.B. Öl und Wasser liegen übereinander (A): Sie bilden zwei nicht emulgierte Phasen. Wenn das Öl in Wasser feinverteilt und verwirbelt wird (B), dann entsteht eine Emulsion (Feinste Verteilung 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 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).

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.

Zusammenfassend kann man sagen:

- **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).
- Stoffgemische kann man in einzelne Reinstoffe auftrennen. **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 unterschiedliche, physikalische Stoffeigenschaften der Bestandteile des Stoffgemisches genutzt, so z. B. Siedetemperatur, Wasserlöslichkeit, Dichte und Magnetisierbarkeit.

Bei **thermischen Stofftrennverfahren** werden Stoffgemische durch **Wärmezufuhr** aufgetrennt:

- **Abdampfen:** Die Siedetemperatur der Flüssigkeit wird überschritten, der zuvor gelöste Feststoff bleibt zurück,
- **Destillieren:** Die Siedetemperatur einer Flüssigkeit in einem Gemisch von Mehreren wird überschritten und deren Dampf aufgefangen und gekühlt,
- **Sublimation:** Einer von mehreren Feststoffen sublimiert, d. h. er geht vom festen direkt in den gasförmigen Zustand über.

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.
- **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; 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“).

1.6 Stoffumwandlungen (chemische Reaktionen)

Chemische Reaktionen erkennt man am **Auftreten neuer Stoffe** (neue Stoffeigenschaften zeigen sich) und häufig auch an **Energieumwandlungen** (Wärme, Licht, Elektrizität, Druck usw.).

Ein gut verriebenes Gemisch aus grauem Eisen- und gelbem Schwefelpulver sieht z.B. einheitlich graugrün aus. Es kann mit Hilfe eines Magneten aufgetrennt werden, weil Eisen magnetisch ist und Schwefelpulver nicht (Abb. 11f). Das 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). Beide Stoffe sind im Gemisch mitsamt ihren Stoffeigenschaften erhalten geblieben; es fand keine chemische Reaktion statt.

Wenn man das Stoffgemisch aus Eisen- und Schwefelpulver jedoch erhitzt, dann glüht es auf und bildet einen neuen, schwarzen Feststoff – das Eisensulfid. Ein neuer Feststoff ist entstanden:



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

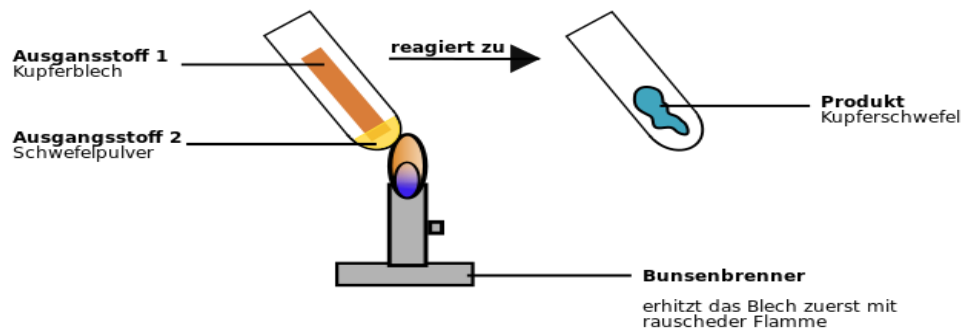
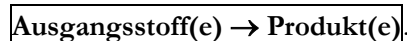


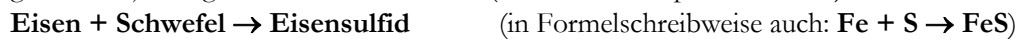
Abb. 13a: Stoffvereinigung von Kupfer und Schwefel zu Kupfersulfid (Abb. gemeinfrei)

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

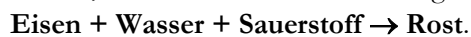


1.7 Stoffvereinigung und Stoffzerlegung – Reaktionsschemen

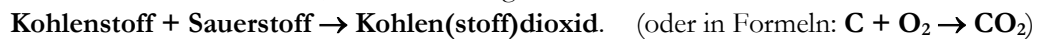
Die Reaktion von Eisen oder Kupfer mit Schwefel ist eine **Stoffvereinigung**. Es entsteht eine chemische Verbindung aus dem jeweiligen Metall und Schwefel (Eisensulfid, Kupfersulfid, s.o.):



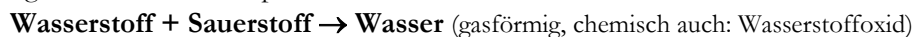
Auch bei der Rostbildung aus Eisen, Wasser und Luftsauerstoff verbinden sich sogar drei Ausgangsstoffe zu einem Produkt, einer chemischen Verbindung:



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



Auch die Verbrennung von Wasserstoffgas liefert ein Oxid. Das entstehende Wasserstoffoxid ist über 100 °C gasförmig – es ist Wasserdampf:



Verbindungen von Stoffen mit Schwefel nennt man **Sulfide**. Verbindungen mit Sauerstoff heißen **Oxide**.

Bei anderen chemischen Reaktionen finden **Stoffzerlegungen** statt. Hierzu einige Beispiele:

Wenn Zucker erhitzt wird, zersetzt es sich unter Bildung von Kohlenstoff und Wasserdampf:



Wenn Wasser mit Hilfe von Gleichstrom zersetzt wird, dann entstehen am Plus- und Minuspol zwei unterschiedliche Gase: Wasserstoff und Sauerstoff (Abb. 13b auf der folgenden Seite). Das Wasser (chemisch: Wasserstoffoxid) wird chemisch wieder zersetzt – eine Stoffzerlegung:



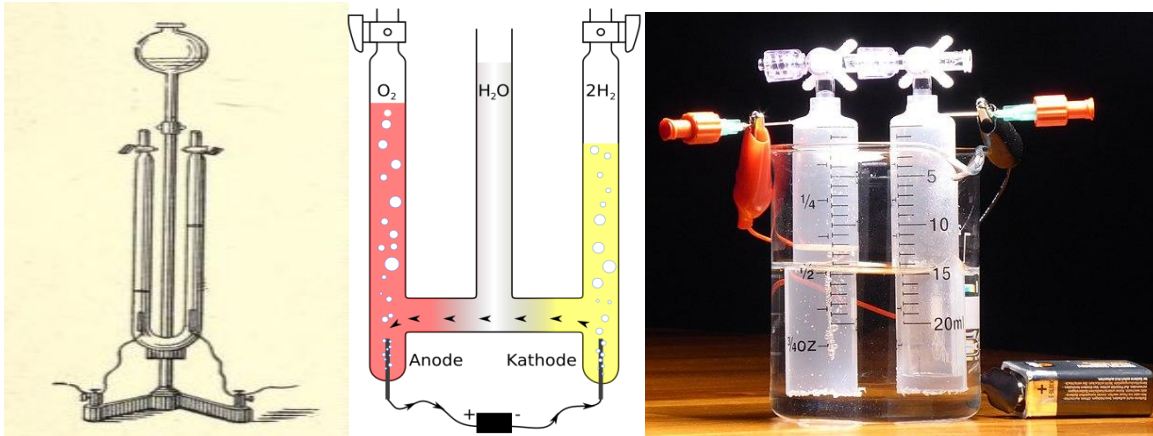


Abb. 13b: Apparatur zur Stoffzerlegung von Wasser – der Hofmannsche Zersetzungsschlauch (links) zerlegt Wasser mit Hilfe von Gleichstrom in die zwei Gase Wasserstoff (Formel: H_2 , am Minuspol) und Sauerstoff (O_2 , am Pluspol) – eine „Elektrolyse“ (Schema vgl. Mitte). Großtechnisch wird diese Stoffzerlegung genutzt, um Wasserstoffgas zu gewinnen (rechts ein Nachbau des Wasserzersetzers im Labormaßstab). Wenn das mit Hilfe von Solar- oder Windenergie geschieht, wird das eigentlich farblose Produkt auch als „Grüner Wasserstoff“ bezeichnet. (Bildquellen: Links und rechts gemeinfrei, rechts: über Wikipedia aus der Datei https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Hofmann_voltameter.svg#/media/Datei:Hofmann_voltameter.svg)

Eine andere Stoffzerlegung ist das Brennen von Kalk. Wenn Kalkstein im Ofen gebrannt wird, zersetzt er sich zu gebranntem Kalk und Kohlendioxid:

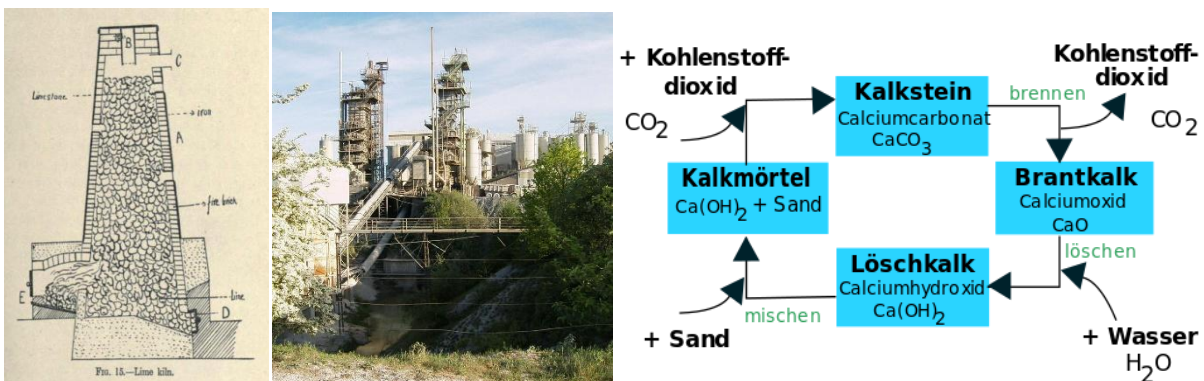
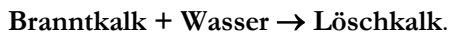


Abb. 14: Kalköfen und Kalkkreislauf (links historische Skizze, mittig das Kalkwerk Breckweg auf dem Thieberg in Rheine, Förderanlagen und zwei Brennöfen (beide Abb. gemeinfrei), rechts der Kalkkreislauf – Kalkstein wird zu Brantkalk, der sich mit Wasser (Symbol: H_2O), zu Löschkalk vereinigt, welcher unter Aufnahmen von Kohlendioxid (Symbol: CO_2) wieder zu Kalkstein zurückreagiert (Bildquelle: User Pete, wikimedia commons, https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Dead_sea_newspaper.jpg)

Der gebrannte Kalk (**Brantkalk**) wird später 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:



Chemisch gesehen laufen drei verschiedene Reaktionen ab (**Kalkkreislauf**):

- 1) Brennen: Zuerst wird Kalk (chemisch: Calciumcarbonat, Formel auch: $CaCO_3$), der Hauptbestandteil des Kalksteins, stark erhitzt (gebrannt), dabei entweicht Kohlenstoffdioxid CO_2 und es entsteht Calciumoxid CaO , Brantkalk.
- 2) Löschen: Versetzt man Brantkalk mit Wasser H_2O , bildet sich Löschkalk, also Calciumhydroxid $Ca(OH)_2$.
- 3) Abbinden: Löschkalk reagiert durch Wasserabgabe und Kohlenstoffdioxidaufnahme wieder zurück zu Calciumcarbonat $CaCO_3$, also Kalkstein.

Zusammenfassend kann man zu chemischen Reaktionen sagen, dass es zwei Arten von Reaktionen gibt:

- 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.

1.8 Üb(er)legungsaufgaben zu Stoffen und Stoffeigenschaften

Üb(er)legungsaufgaben zum Einordnen und Unterscheiden von Stoffen:

- 1) Was ist der Unterschied zwischen chemischen und physikalischen Stoffeigenschaften?
- 2) Welche Stoffarten unterscheidet man?
- 3) Wie kann ein Gemisch aus Kochsalz, Quarzsand und Bleischrot aufgetrennt werden?
- 4) Was ist ein chemisches Element?
- 5) Nenne für folgende Vorgänge je ein Beispiel:
a) Stoffzerlegung, b) Stoffvereinigung, c) Aggregatzustands-Änderung,
d) Stofftrennverfahren – und begründe Deine jeweilige Zuordnung!

Lösungen hierzu sind:

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) 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).

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

5) 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 (Filtern, Sieben, ...)	Ein physikalischer Vorgang (Die Stoffe Salz und Sand und Blei bleiben erhalten !)

Weiter Üb(erleg)ungsaufgaben zu diesem Thema:

Üb(erleg)ungsaufgabe 1: *Ein Silbenrätsel für Chemie-Anfänger*

Forme aus den unten angegebenen Silben folgende Begriffe:

- 1) ein Gerät zur Trennung einer Flüssigkeit von einem in ihr unlöslichen Feststoff – wird im Haushalt gebraucht,
- 2) ein unter Blitzlichtabstrahlung verbrennendes Leichtmetall,
- 3) ein Glasgerät im Chemielabor,
- 4) eine Flüssigkeit, die aus einem Stoffgemisch durch Sieden und anschließendes Abkühlen und Verflüssigen ihres Dampfes abgetrennt wurde,
- 5) ein lebensmittelchemisches Erzeugnis, das Kinder gerne trinken, weil es süß ist und sprudelt,
- 6) ein zitronengelbes Pulver, zugleich ein Element, das bei $+444^{\circ}\text{C}$ siedet,
- 7) ein Stoffgemisch aus Natriumchlorid und dem Oxid des ersten Elementes im Periodensystem, das auf Latein „Hydrogenium“ heißt,
- 8) Name der kleinstmöglichen Stoffportionen der Verbindungen wie Wasser, Kohlendioxid und Traubenzucker

Die übrig bleibenden Silben bilden den Namen des künstlichen Gewässers, das in Mittelamerika Süd- und Nordamerika trennt und die zwei Ozeane namens Atlantik und Pazifik verbindet.

Die Silben sind: **BEN/BRAU/DE/ER/ER/FEL/FIL/GNE/KA/KOL/KÜL/LAT/LE/LEN/MA/MA/MEY/MO/NA/NAL/PA/PUL/SALZ/SCHWE/SE/SER/SI/STIL/TER/UM/VER/WAS**

Üb(erleg)ungsaufgabe 2: *Silbenrätsel für Chemie-Amateure und Chemiker*

Forme aus den unten angegebenen Silben folgende Begriffe:

- 1) ein Edelmetall
- 2) ein gasförmiges Element
- 3) eine Substanz, die die Welt bunt machen kann
- 4) ein Zuckerersatz für Zuckerkrankte
- 5) ein Gerät zum Öffnen einer Weinflasche
- 6) ein zylinderförmiges Laborglasgerät mit Rundung (unten) und Öffnung (oben)
- 7) ein Gerät zum Erhitzen von Stoffproben im Labor mittels Feuer
- 8) ein Glasgerät zur Trennung zweier nicht mischbarer Flüssigkeiten
- 9) ein fast leerer Bestandteil eines Atoms (nach Rutherford)
- 10) Person zur Vermittlung einer Naturwissenschaft an Naturwissenschaft an Schüler/innen
- 11) Eine Zustandsgröße, die man ändert, wenn man z.B. den Schmelzpunkt eines Gletschers überschreitet
- 12) Ein zu Reklamezwecken missbrauchtes Edelgas
- 13) Name eines Gemenges aus verschiedenen Reinstoffen, die sich physikalisch wieder trennen lassen
- 14) Ein Haushaltsgerät zum Trennen von zum Beispiel Kieselsteinen und Sand oder Nudeln und Salzwasser
- 15) Bezeichnung für die Eigenschaft instabiler Atomsorten, unter Aussendung von Strahlen zu zerfallen

Übrig bleibt der Name eines grauen Tieres mit langer Nase (leicht) und eines Beamten, der einer Gruppe von Verwaltungsrichtern vorsitzt (schwer).

Die Silben: **A/AK/BER/BER/BREN/BUN/DE/DENT/DI/E/E/ER/FANT/FARB/GE/GE/GENZ/GLAS/HER/HOFS/HÜL/KEN/KOR/LE/LE/LEH/LEK/MISCH/NE/NEN/NER/O/O/ON/PE/PHY/PRÄ/QUECK/RA/RA/RE/RER/RICHTS/SAU/SCHEI/SEN/SI/SIEB/SIL/SIK/STOFF/STOFF/STOFF/STOFF/SÜSS/TÄT/TEM/TER/TI/TRICH/TRO/TUNGS/TUR/VER/VI/WAL/ZIE**

Üb(erleg)ungsaufgabe 3: Ankreuzrätsel für Chemie-Anfänger

Kreuze zu jedem der auf der folgenden Seite genannten Materialien an, ob es sich um ein Element oder eine Verbindung handelt (bei Reinstoffen) oder um welche der vier Arten von Stoffgemischen. Die Anzahl der Kreuzchen in den Spalten ergibt als Lösung des Rätsels eine Geheimnummer, deren Quersumme die Ordnungszahl des Stoffes im Periodensystem der Chemiker bezeichnet, das Bakterien und auch Menschen töten kann –im Schwimmbad ebenso wie im Krieg.

☺☺☺☺☺☺☺☺	Reinstoff		Stoffgemisch (unterteilt nach Aggregatzustand)			
Material / Bestandteile	Element	Verbindung	Fest/flüssig	Fest/ gasförmig	Flüssig/ gasförmig	Nur gasförmig
Salzwasser						
Luft						
Zucker						
Nebel						
Limonade						
Sauerstoff						
Seifenschaum						
Eisensulfid						
Schwefel						
Destilliertes Wasser						
Rauch / Qualm						
Schlamm						
Kohlendioxid						
Kalk						
Gold						
Kakaomilch						
Kreuzchenanzahl						
Geheimnummer						
Quersumme	= Ordnungszahl des giftgrünen Elementes namens: _____ !					

Üb(erleg)ungsaufgabe 4: Ankreuzrätsel für Chemie-Amateure und Chemiker

Kreuze im Folgenden die richtigen Antworten an (mit einem x im o). Die Silbe(n) hinter den richtigen Lösungen ergeben den Namen eines Werkes zur Gewinnung von Sauerstoff aus Luft (Abkürzung LZA).

- Was ist **Chemie**?
 - ☐ Die Wissenschaft der nichtstofflichen Natur (BLEI)
 - ☐ Die Wissenschaft der Herstellung von Gold und Silber in der Natur (IOD)
 - ☐ Die Wissenschaft nichtlebender Naturerscheinungen (GOLD)
 - ☐ Die Wissenschaft der Stoffe und Stoffumwandlungen (LUFT)
- Was ist eine **chemische Verbindung**?
 - ☐ Ein inniges Gemisch mehrerer Reinstoffe mit unterschiedlichsten Eigenschaften (VER)
 - ☐ Ein ohne Stoffumwandlung (physikalisch) nicht weiter zerlegbarer Reinstoff (AB)
 - ☐ Ein aus mehreren Reinstoffen entstandener, nur chemisch zerlegbarer Reinstoff (ZER)
 - ☐ Ein Gemisch aus mehreren Elementen (DURCH)
 - ☐ Eine eheähnliche Gemeinschaft mehrerer Chemiestudent/inn/en (AUF)
- Welche **Stoffeigenschaft** wird zur **Trennung** eines Stoffgemisches ausgenutzt, wenn man destilliert?
 - ☐ Die unterschiedliche Wasserlöslichkeit (DE)
 - ☐ Die unterschiedlichen Siedepunkte (LE)
 - ☐ Die unterschiedlichen Schmelzpunkte (VER)
 - ☐ Die Alkoholsucht des durstigen Chemikers (ER)
- Wie nennt man einen **Vorgang**, bei dem Gas oder Dampf an kalter Glaswand **Tröpfchen** bildet?

☐ Kondensation (GUNGS)	☐ Kristallisation (MUNGS)
☐ Sublimation (DUNG)	☐ Aggregation (TUNG) ☐ Industrienation (HIT)
- Wie nennt man die **Methode**, mit der ein in Wasser gelöster Stoff (wie z.B. Iod) mit einem nicht mit Wasser mischbaren **Lösungsmittel** (wie z.B. Waschbenzin oder Hexan) geschüttelt und dem Wasser **entzogen** wird?

☐ Experiment (ZER)	☐ Expansion (LANG)	☐ Explosion (GE)
☐ Extraktion (ANLA)	☐ Extraportion (DURCH)	
- Welche der folgenden **Arbeitsmethoden** ist **kein** Verfahren zur **Trennung eines Stoffgemisches**?

☐ Schwimmscheiden (TE)	☐ Magnetscheiden (RÄT)	☐ Destillieren (LA)
☐ Dekantieren (GANG)	☐ Sortieren (Klassifizieren, GA)	☐ Legieren (GE)

Üb(erleg)ungsaufgabe 5: Aufgaben zu Stoffen und Stoffeigenschaften

5a) Aufgaben zum Thema Stoffe und Stoffeigenschaften:

- 1) Nenne drei Stoffeigenschaften, die nur mit einem Hilfsmittel erfasst werden können.
Benenne das dazu erforderliche Hilfsmittel oder Messgerät.
- 2) Nenne je drei Stoffeigenschaften für folgende Stoffe:
a) Wasser, b) Ballongas, c) Eisen, d) Kochsalz, e) Iod.
Erstelle zu einem von ihnen einen Stoffsteckbrief.
- 3) Schreibe ein Versuchsprotokoll für das Experiment „Bestimmung der Löslichkeit von Kochsalz in Wasser“.
- 4) Ordne folgende Stoffe nach ihrer Siedetemperatur:
a) Diamant, b) Blei, c) Wasser, d) Eisen, e) Ballongas (Helium).
- 5) Welcher der folgenden Stoffe ist am besten verformbar: Der Werkstoff Glas, der Nährstoff Kandiszucker, der Schmuckstein Diamant oder das Metall Gold?
- 6) Zähle drei wasserlösliche Stoffe auf.
- 7) Benenne folgende Aggregatzustandsänderungen:
a) Schnee taut auf,
b) Wäsche trocknet im tiefen Winter auf einer Leine bei $T = -12^\circ\text{C}$,
c) Regenwasser gefriert am Boden.
- 8) Beschreibe, wie man für Blei und Alkohol die Dichte ρ bestimmen könnte.
- 9) Erkläre die beiden Begriffe „Siedetemperatur“ und „Sublimieren“ am Beispiel der Stoffe Wasser und Iod.
- 10) Nenne jeweils einen Stoff, der bei Raumtemperatur ($T = +20^\circ\text{C}$) fest, flüssig oder gasförmig ist.
- 11) Titan ist ein zähes, hitzebeständiges Leichtmetall,
Blei ein leicht schmelzbares Schwermetall und
Gold ist relativ weich und sehr gut verformbar.
Schlage vor, welches dieser drei Metalle sich für folgende Zwecke am Besten eignet:
a) als Gewichtsstücke für Hobbytaucher,
b) für Flugzeug- und Raketenteile,
c) für hauchdünne Schmuckfolien bei der Veredlung von Bilderrahmen.

5b) Aufgaben zu messbaren Stoffeigenschaften:

- 1) Nenne Stoffeigenschaften, die nur mit Hilfsmitteln erfassbar sind.
- 2) Gib an, welche Messgeräte oder andere Hilfsmittel dazu benötigt werden.
- 3) Welche „Hilfsmittel“ benötigt man zum Erfassen von Stoffeigenschaften wie Brennbarkeit, Giftigkeit, Wasserlöslichkeit und Verformbarkeit?
- 4) Was kann man über die Wärmeleitfähigkeit eines Stoffes aussagen, wenn kein Thermometer als Hilfsmittel nutzbar ist?

5c) Aufgaben zur Stoffeigenschaft „Dichte“:

1. Ein Kunststoffteil mit dem Volumen $V = 10 \text{ cm}^3$ wiegt 21g. Wie groß ist die Dichte des Kunststoffes?
2. Welches Volumen nehmen 1,93 kg Gold und 1290 g Luft jeweils ein?
3. Ein Metallklotz hat ein Volumen von $V = 10 \text{ dm}^3$, seine Masse beträgt $m = 26,9 \text{ kg}$. Berechne die Dichte ρ und gib mithilfe der Datentabelle rechts an, um welches Metall es sich handeln könnte.

Tabelle: Dichten	
Stoff ($T = +4^\circ\text{C}$)	Dichte ρ in g/cm^3
Helium*	0,000134
Luft	0,00129
Benzin	um 0,70
Hölzer	um 0,8
Wasser	1,0000
Aluminium	2,68
Kupfer	8,96
Blei	11,34
Gold	19,3

*Helium = Ballongas

1.9 Das Teilchenmodell (Atommodell)

Ein Volk besteht aus Menschen (Individuen), ein Mückenschwarm aus Mücken. Sand besteht aus Sandkörnern und Getreide aus Getreidekörnern. Auch bei den Stoffen gibt es kleinstmögliche Einheiten. Elemente bestehen **aus kleinstmöglichen Stoffportionen**. Diese kleinstmöglichen Stoff-Teilchen werden **Atome** genannt.

Atome sind unvorstellbar klein. Schon vor rund 2600 Jahren hatten griechische Naturphilosophen wie *Leukipp* und *Demokrit* vermutet, dass Stoffe (die „Materie“) aus kleinsten, unveränderlichen und unteilbaren Teilchen bestehen würde (Abb. 2.1). „Unteilbar“ heißt auf Griechisch *ατομος* („*a-tomos*“), und so benannten sie sie „Atome“.

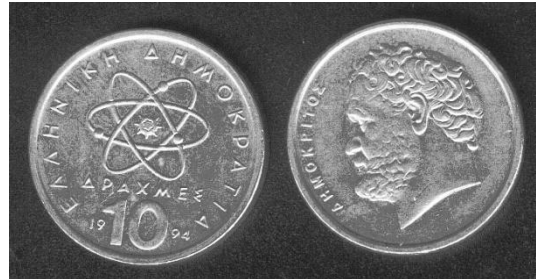


Abb. 15a: Zehn Drachmen, *Demokrit* (Eig. Foto)

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 Theoriengelten 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.

Durch die genaue Untersuchung vieler chemischer Reaktionen wurde es für die Forscher schließlich möglich, die relative Masse der Atome für alle 92 in der Natur vorkommenden Atomsorten durch Wägungen und Vergleiche zu berechnen. Sie betrachteten die Stoffmengenverhältnisse, also Massebilanzen und -verhältnisse bei chemischen Reaktionen. Und als dann die damals bekannten Elemente ihrer Atommasse nach aufgereiht wurden (1817 waren es schon über 50 Stück), entdeckten die Chemiker *Lothar Meyer* und *Dimitri Mendelejew* im Jahre 1869 schließlich, dass sich die Elemente in einer Art Tabelle ordnen ließen: Bestimmte chemische Eigenschaften wiederholen sich in dieser Aufreihung periodisch. Diese Tabelle wird als das **Periodensystem der Elemente (PSE)** bezeichnet.

Wichtig zu wissen ist hier:

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.

Genügend große Stoffportionen und ihre Eigenschaften können zwar wahrgenommen und gemessen werden, aber in kleinsten, atomaren Dimensionen (auf der Teilchenebene, im „Diskontinuum“) kann man sich die winzigen **Größenordnungen** und Messwerte nicht mehr vorstellen oder veranschaulichen.

Hierzu ein Beispiel: Jedes Wasserteilchen besteht aus drei Atomen. Es ist unvorstellbar klein: 18 Milliliter Wasser enthalten **6,023 • 10²³** solcher Teilchen – eine unvorstellbar große Zahl. Die „Größe“ von Atomen und Atomverbänden ist daher kaum vorstellbar. Der Professor *Heinrich Haber* hat einmal versucht, atomare Größen folgendermaßen zu veranschaulichen (in: *Der Stoff der Schöpfung*, Reinbek / Hamburg 1968):

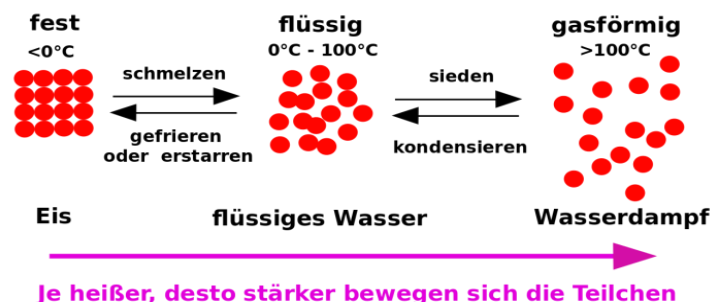
Ein Nanometer ist ein Milliardstel Meter – also ein millionstel Millimeter (10^{-9} m). 1000 Nanometer (nm) sind ein Pikometer (pm). Ein Chlorgasmolekül z. B. weist eine Bindungs-„Länge“ von 199 pm zwischen den beiden Chloratomen auf – das sind $1,99 \cdot 10^{-10}$ m (199 billionstel Meter oder 199 milliardstel Mil). 154 pm (Ein menschliches Haar hat eine Dicke von ca. 80 µm „groß“). Auch die oben genannte Avogadrozahl ist vorstellbar: 6023000000000000000000000 Planeten mit einer rund 10 km hohen Schicht aus Wasser.

Eine Trilliarde Protonen, also eine Milliarde mal eine Billionen Protonen, wiegen 1,6725 Milligramm. Da diese 1000000000000000000000 Teilchen (10^{21}) nur 1,6725 mg wiegen, wiegt ein einzelnes Proton nur $1,6725 \cdot 10^{-24}$ g (das sind 1,0073359 atomare Masseneinheiten, engl.: *unit*, Symbol u), ein Zellulosemolekül wiegt ca. $2,78 \cdot 10^6$ u (also 2780000 u) und ein Elefant rund 5700 kg. Das heißt, ein Zellulosemolekül hat eine Masse von rund 2,7 Millionen Protonen oder 400 billionstel mg, und ein Elefant eine Masse von rund 1,3 Trilliarden Zellulosemolekülen (oder 10^{30} Protonen).

The diagram illustrates the hierarchy of scales from macroscopic to microscopic. It is organized into three rows, each with three items. Brackets and labels indicate the scale of each item, and a conversion factor is provided for the middle row.

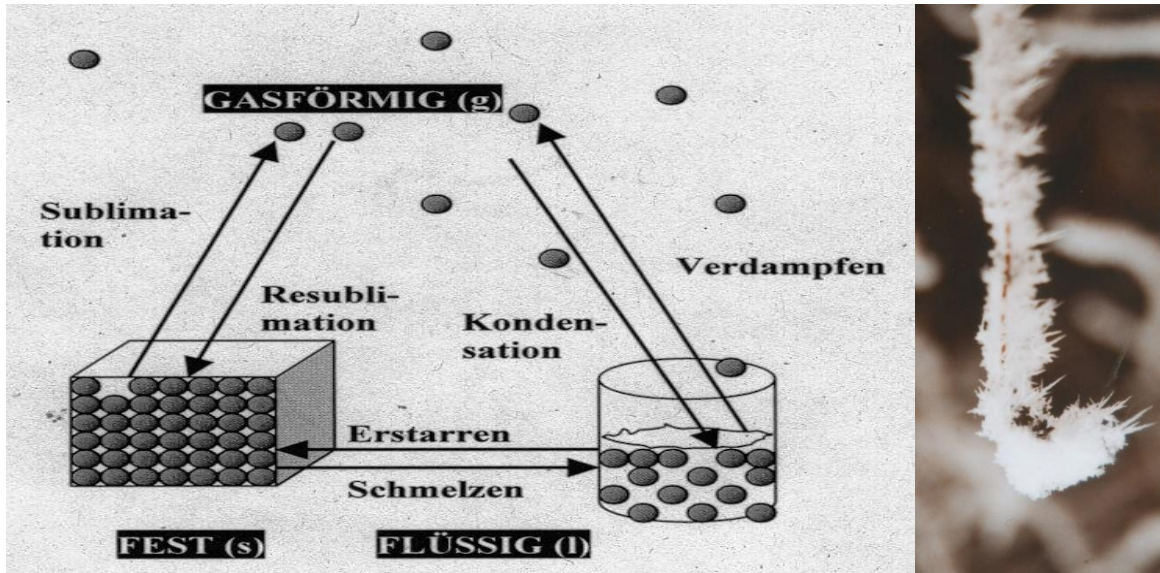
- Row 1 (Macroscopic):**
 - Globe: 10000 km
 - Nordseeküste – Kiel: 100 km
 - Siegessäule and Brandenburger Tor: 1 km = 1000 m
- Row 2 (Intermediate):**
 - Haus: 10 m
 - Dominostein: 10 cm
 - Stecknadelkopf: 1 mm
- Row 3 (Microscopic):**
 - Bakterium: 10 μm
 - Licht-Wellen, IR: 0,1 μm
 - Wasser-moleküle: 1 nm

Abb. 15b: Veranschaulichung der Größe von Atomen



Aggregatzustände im Teilchenmodell (Bildquelle: Von Sundance Raphael 09:06, 9. Dez. 2006 (CET) - "own work";, <https://de.wikibooks.org/w/index.php?curid=35798>)

Wenn beim Erhitzen die Schmelz- oder Siedetemperatur des Stoffes überschritten wird, dann ändert sich sogar der **Aggregatzustand** des Stoffes. Das Gleiche passiert beim Unterschreiten der Kondensations- und der Erstarrungstemperatur („Gefrierpunkt“): Der Stoff wird wieder flüssig bzw. fest. Entsprechende Übergänge zwischen fest und gasförmig werden Sublimation und Resublimation genannt. An einem kalten Wintermorgen kann Wasserdampf z.B. bei starker Abkühlung an Zweigen auskristallisieren (Resublimation, vgl. Foto neben der folgenden Skizze):



In Gasen sind die Teilchen völlig ungeordnet und sie bewegen sich mit hoher Geschwindigkeit. In Eis- und Salzkristallen hingegen nehmen die Teilchen der Stoffe eine hohe Ordnung ein. Daher bilden Kristalle oft geometrische Formen aus, mit ebenen Oberflächen:

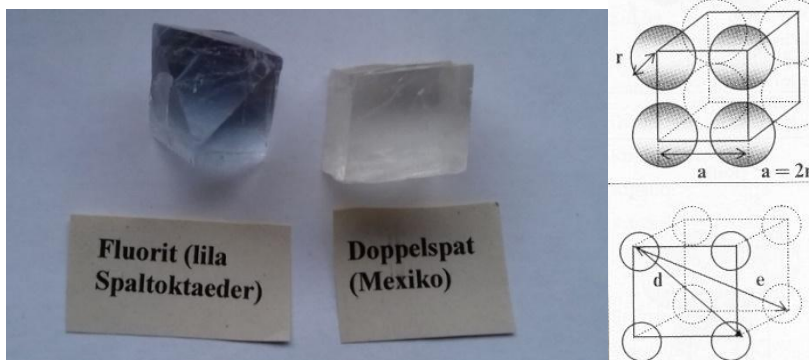


Abb. 15c+d: Resublimierte Luftfeuchtigkeit (Eiskristalle); Kristalle der Minerale Fluss- und Doppelspat (links) und Elementarzellen-Modell für solche Kristallformen (Eig. Fotos/Werke).

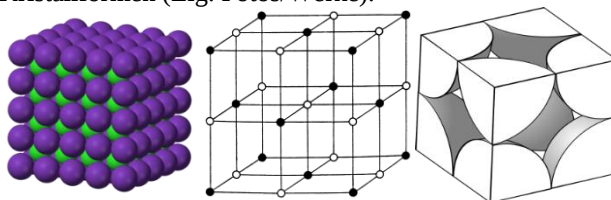


Abb. 16: Salze sind chemische Verbindungen. In ihren **Kristallen** sind oft zwei Atomsorten vorhanden, und sie sind in Würfeln oder anderen geometrischen Körpern angeordnet. Diese Abbildungen zeigen „kubisch-primitive Gitter wie sie in den Salzkristallen von Kochsalz (Natriumchlorid, Formel NaCl), Lithiumfluorid 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>). Deshalb bilden Salze geometrisch geordnete Körper – die **Salzkristalle**.



Abb. 17: Edelsteine und Kristalle. Rechts unten das Kupfersulfat zeigt große, ebene, viereckige Kristall-Oberflächen (Eig. Fotos).

Reinstoffe, mit denen man keine Stoffzerlegung durchführen kann (Schema: $AB \rightarrow A + B$) werden als chemische **Elemente** bezeichnet. Sie bestehen aus nur **einer** Teilchen-Sorte (Atomen). Die Atome jedes Elementes sind gleichartig – Atome eines anderen Elementes haben eine andere Größe und Masse.

Wenn zwei Elemente A und B miteinander reagieren (also nach dem Schema: $A + B \rightarrow AB$ eine Stoffvereinigung vollziehen), dann bilden ihre beiden Teilchensorten, die Atome A und B, Verbände aus diesen beiden **Atomsorten** A und B. Das tun sie immer in ganz bestimmten Zahlenverhältnissen. Verbindungen aus zwei chemischen Elementen A + B enthalten also Atome beider Sorten, zum Beispiel im Zahlenverhältnis 1 : 1 (AB) oder 1 : 2 (AB_2) oder 2 : 1 (A_2B) oder 2 : 3 (A_2B_3) usw. (Vgl. Abb. 16).

1.10 Zwei Modelle vom Atom (nach Rutherford und Bohr)

Der Chemiker *Sir Rutherford* entwickelte 1912 eine erste Vorstellung vom „Atom“, das auch ein Modell 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. Das ist 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.

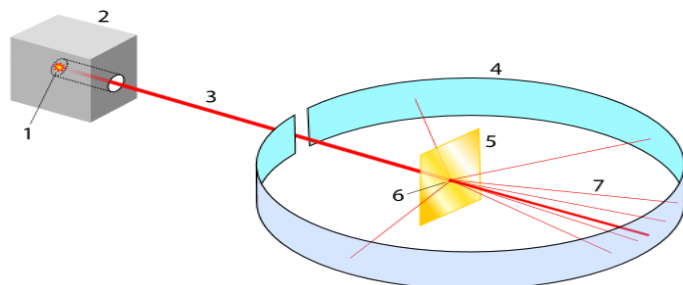


Abb. 18 Rutherfords Streuversuch: Die Atome erwiesen sich als fast leer. Nur sehr wenig Strahlen (3) wurden abgelenkt (7) – der Strahl hatte in der Goldfolie (5) einen Atomkern getroffen. Die anderen Strahlen gingen ohne Richtungsänderung durch die fast leere Atomhülle hindurch (Abb. gemeinfrei)

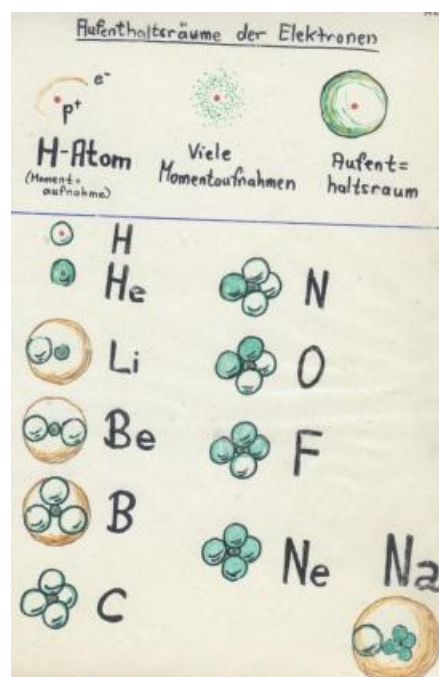
Atome bestehen also fast ganz aus leerem Raum - der **Atomhülle** - und zu nur einem kleinen, zentralen Teil aus dem **Atomkern**. Dieser beinhaltet aber über 99% der Atommasse, und an ihm prallten die positiv geladenen α -Strahlen ab (auch die erst 1932 entdeckten, ebenfalls massiven, aber ladungslosen Neutronen mussten also im Atomkern sitzen, die fast schwerelosen, leichtbeweglichen Elektronen sich hingegen in der Hülle bewegen).

Nach **Rutherfords Atommodell** sind die Bestandteile in einem Atom also elektrisch geladen:

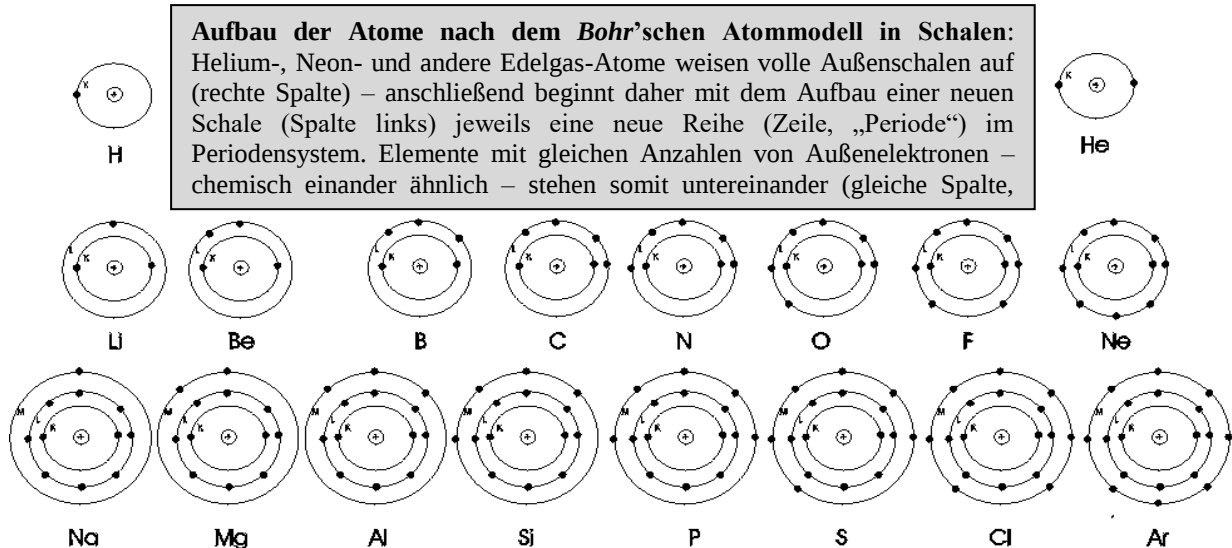
Atome bestehen fast ganz aus leerem Raum - der **Atomhülle**. Sie ist elektrisch negativ geladen. Im Zentrum sitzt der **Atomkern**. Er trägt fast die gesamte Atommasse und ist elektrisch **positive** geladen.

In der **Atomhülle** um den Atomkern befinden sich negative elektrische Ladungen, die sogenannten **Elektronen**. Neutrale Atome haben ebenso viele positive wie negative Ladungen.

Die negativen Ladungen (Elektronen) bewegen sich im Raum um den positiv geladenen Atomkern. Lange Zeit fragten sich die Forscher, wie sich die Elektronen um den Atomkern bewegen, und wo. Man nahm an, sie befinden sich paarweise in kugelförmigen Aufenthaltsräumen um den Atomkern, und zwar in je mehr Aufenthaltsräumen, desto mehr Elektronen das Atom besitzt. Die beiden kleinsten Atome, die der Elemente Wasserstoff und Helium, weisen nur ein und zwei Elektronen auf. Lithiumatome haben drei Elektronen – hier kommt ein neuer Aufenthaltsraum hinzu, weiter außen. Bei den folgenden Elementen werden die Atomhüllen dann mit Elektronen bzw. Aufenthaltsräumen weiter aufgefüllt – bis dass bei acht Außenelektronen im Neonatom (Ne) wieder eine volle „Außenschale“ erreicht ist und beim folgenden Atom, dem Natrium (Na) wieder ein neuer, weiter außen liegender Aufenthaltsraum hinzukommt („**Kugelwolkenmodell des Atoms**“, Abb. 19, vgl. rechts).



Der Chemiker *Bohr* entwarf ein Modell, nach dem die **Atomhüllen** aus Schalen und Bahnen bestehen. Es wird das **Bohr'sche Atommodell** genannt. Im „**Periodensystem der Elemente**“ werden die Atomsorten in einer Tabelle angeordnet, indem man mit dem kleinsten Atom beginnt – dem vom **Wasserstoffgas** (Elementsymbol: **H**). Es hat im Kern eine positive Ladung, in der Atomhülle eine negative (ein Elektron). Dann folgt das zweitkleinste Atom (Element), das Ballongas (**Helium**, Symbol **He**). Nach jedem Edelgas beginnt man dann eine neue Zeile, weil eine neue Schale in der Atomhülle aufgefüllt wird:



Die kernnächste Schale K fasst bis zu zwei Elektronen (Elemente Nr. 1 + 2, **H** und **He**), die nächsten zwei Schalen L und M je acht Elektronen (bis zum **Neonatom Ne** und **Argonatom Ar**). Im PSE untereinander stehen dann jeweils die Atomsorten mit gleichen Anzahlen von Valenzelektronen (die Elektronen auf der äußersten Schale, die die chemischen Elementeigenschaften, ihre Bindefähigkeiten bestimmen), nebeneinander die Atomsorten mit der gleichen Anzahl an Schalen.

Das **Kohlenstoffatom** (Abb. 20, Element Nr. 6, Symbol: **C**) steht zum Beispiel im Periodensystem PSE in der 4. Hauptgruppe – es hat also vier Außenelektronen. Es steht in der 2. Zeile (Periode) – es hat zwei Schalen. Die **Ordnungszahl 6** gibt an, dass es 6 Protonen p^+ im Kern hat (= Kernladungszahl 6). Die **Massezahl** beträgt 12, es enthält im Kern also zwölf Elementarteilchen: sechs Protonen und $12 - 6 = 6$ Neutronen. Die entsprechenden, fast masselosen 6 Elektronen teilen sich auf die K-Schale (mit 2 Elektronen voll besetzt) und auf die L-Schale (mit 4 Elektronen) auf.

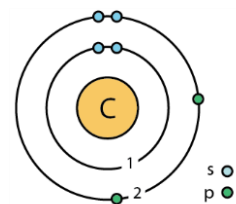


Abb. 20: Das C-Atom nach Bohrs Atommodell
(Bildquelle: Von Ahazard.sciencewriter - Eigenes Werk, [CC BY-SA 4.0] (<https://creativecommons.org/licenses/by-sa/4.0/>))

Sauerstoff O mit der Ordnungszahl OZ = 8 hat dann 6 Außenelektronen. Edelgasatome wie Neon Ne und Argon Ar haben je 8 Außenelektronen. Natrium, OZ 11, hat nur ein Einzelelektron auf der Außenschale, da ja nach Neon (Element Nr. 10) bei Natrium Na eine neue Schale beginnt:

Sauerstoffatom O: Innen 2 und außen 6 Elektronen ($2+6=8$), Neonatom Ne: $2+8=10$, Natriumatom Na: $2+8+1=11$, Krypton: $2+8+8(+10)+8=36$

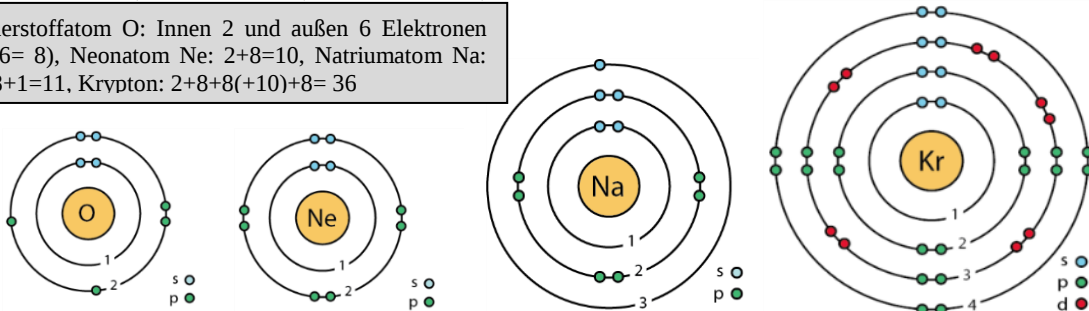


Abb. 21: Sauerstoff-, Neon-, Natrium- und Krypton-Atom nach Bohr

(Bildquellen: Alle vier Atomskizzen von Ahazard.sciencewriter - Eigenes Werk, CC BY-SA 4.0,
Atom O: <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=48867890>, Ne: <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=48867893>,
Na: <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=48868978>, Kr: <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=49449100>)

Mit *Bohrs* Atommodell lässt sich die chemischen Stoffeigenschaften vieler Elemente vom Bindungsverhalten ihrer Atome her gut erklären. Wichtig ist, dass man dazu an Folgendes denkt:

Im **Atomkern** befinden sich Protonen p^+ (elektrisch positiv geladen) und Neutronen n , in der Atomhülle fast masselose Elektronen e^- .

Die **Anzahl der Elektronen** in der Atomhülle entspricht im neutralen Atom der **Kernladung** (also der Anzahl Protonen im Atomkern).

Nach *Bohrs* Atommodell bewegen sich die Elektronen in bestimmten **Schalen** (auf **Bahnen**). Zwischen ihnen ist leerer Raum, den sie nur überspringen, nicht aber besetzen können („Quantensprung“).

Edelgasatome besitzen eine volle, komplett mit Elektronen befüllte **Außenschale** (Acht Außen- bzw. **Valenzelektronen**). Andere Atome streben diesen „Edelgaszustand“ an.

Hinweis: Das **Bohr-Atommodell** ist ab etwa Klasse 9 eine **wichtige Grundlage für den Chemieunterricht** bis etwa Klasse 10 zum Einstieg in die Themen „**Periodensystem**“ und „**Chemische Bindung**“ (Mehr hierzu im Lernheft „Elemente, Periodensystem, Atombau“, Verlag epubli –farbig: ISBN 9783753148243, schwarzweiß: ISBN 9783753148168

1.11 Stoffgruppen: Elemente und ihre Verbindungen

Bei Reinstoffen unterscheidet man chemisch zerlegbare Reinstoffe (Chemische **Verbindungen**) und chemisch nicht weiter zerlegbare Reinstoffe (Chemische **Elemente**). Man kennt inzwischen rund 120 Elemente und unterscheidet hier drei Stoffgruppen: Metalle, Halb- und Nichtmetalle. Durch Stoffvereinigungen bilden sie fast zwanzig Millionen organische Verbindungen.

Wer eine Großstadt mit –zig Millionen Einwohnern kennen lernen will, beginnt mit einem Überblick über die größten Stadtviertel und nicht mit dem Erlernen der sagen wir rund 20 Millionen Straßennamen aller Straßen und Seitengässchen.

Auch die Fülle bekannter chemischer **Verbindungen** ist kaum überschaubar – es dürften auch in etwa 20 Millionen sein. Jeder dieser Stoffe hat eigene, immer gleich bleibenden Stoffeigenschaften, und die Chemie versucht zu beschreiben, in welche großen „Stadtviertel“ bzw. Stoffgruppen diese –zig Millionen möglichen Reinstoffe aufgeteilt werden können. Doch selbst wissenschaftliche Standardwerke wie der *Beilstein* (ein Buch) oder wikipedia (auf dem Bildschirm) haben es nicht leicht, alle bekannten Stoffe nach Stoffgruppen sortiert aufzulisten.

Die rund 115 Elemente werden in der Chemie in Metalle und Nichtmetalle oder auch im Periodensystem in Haupt- und Nebengruppen eingeteilt. *Klaproth*, der „Champion“ unter den Entdeckern dieser chemischen Grundstoffe, fand allein acht Elemente. Auch die vielen chemischen Verbindungen werden in einige große Stoffgruppen eingeteilt. Ordnet man sie nach der Anzahl beteiligter Elemente gibt es binäre chemische Verbindungen (aus nur zwei Elementen A und B wie z.B. die Verbindung Kohlendioxid CO_2 aus den beiden Elementen Kohlenstoff, Symbol: C, und Sauerstoff, Symbol: O), und solche aus mehreren Elementen. Die Verbindung Traubenzucker besteht zum Beispiel aus den drei Elementen Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff (Formel: $C_6H_{12}O_6$, d.h. ein Traubenzuckermolekül besteht aus 6 C-, 12 H- und 6 O-Atomen).

C (oben↓), Si (unten) P (rot) S (gelb↓) I↓



Abb. 22: Nicht- und halbmimetallische Elemente und ihre Symbole (von links nach rechts zunehmend flüchtig, links Kohlenstoff C, links unten Silizium Si, mittig roter Phosphor P (halblink) und Schwefel S, ganz rechts Iodpulver (Symbol: I) (eig. Foto).

Wichtig zu wissen ist hier, wodurch sich Elemente und Verbindungen unterscheiden:

Chemisch nicht weiter zerlegbare Reinstoffe heißen chemische **Elemente**.

Bei den Elementen unterscheidet man drei Stoffgruppen: Metalle, Halb- und Nichtmetalle. Sie können bei Reaktionen nur Stoffvereinigungen vollziehen, keine Stoffzerlegungen.

Chemisch zerlegbare Reinstoffe heißen **Verbindungen**. Anders als Stoffgemische bestehen sie aus nur einem Reinstoff. Er enthält die chemisch gebundenen Elemente immer in ganz bestimmten Masseverhältnissen enthält (Stoffe hingegen sind oft in beliebigen Verhältnissen mischbar).

Bei den **Verbindungen** unterscheidet man ebenfalls drei große Gruppen:

- metallische Verbindungen (Verbindungen nur aus Metallen, **Legierungen**, z.B. Messing),
 - ionische Verbindungen (Verbindungen von Metallen mit Nichtmetallen, **Salze**, z.B. Natriumchlorid),
 - molekulare Verbindungen (Verbindungen nur aus Nichtmetallen, z.B. Kohlendioxid, Wasser, Zucker).
- Ionische, kovalente und metallische Verbindungen haben jeweils ähnliche physikalische und chemische Stoffeigenschaften:

1. **Metalle** sind Elemente. Sie sind allesamt Stoffe a) mit hoher elektrischer Leitfähigkeit, b) verformbar, c) glänzend und d) sehr gute Wärmeleiter.
2. **Salze** sind allesamt ionische Verbindungen: Sie sind a) spröde (brüchig), b) weisen sehr hohe Schmelzpunkte auf und sind c) nur in Lösung oder Schmelze elektrisch leitfähig.
3. **Molekulare Verbindungen** sind allesamt elektrische Nichtleiter (Isolatoren). Sie bestehen aus Molekülen. Verbindungen mit kleinen Molekülen sind flüchtig (niedriger Siedepunkt), Verbindungen mit sehr großen Molekülen kunststoff- oder diamantartig (zersetzlich oder hoher Schmelzpunkt).



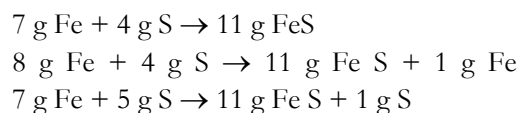
Abb. 23: Die molekulare Verbindung Stickstoffdioxid – ein braunes Giftgas – in einer Glasampulle

Metallische Verbindungen (**Legierungen**) haben Eigenschaften wie Metalle. Solche Legierungen sind z.B. Bronze (aus Kupfer und Zinn), Messing (aus Kupfer und Zink), Kupfernickel, Weißgold (aus Gold und Silber), Rotgold (aus Kupfer und Gold) oder auch die Amalgame (aus Quecksilber und mindestens einem weiteren Metall).

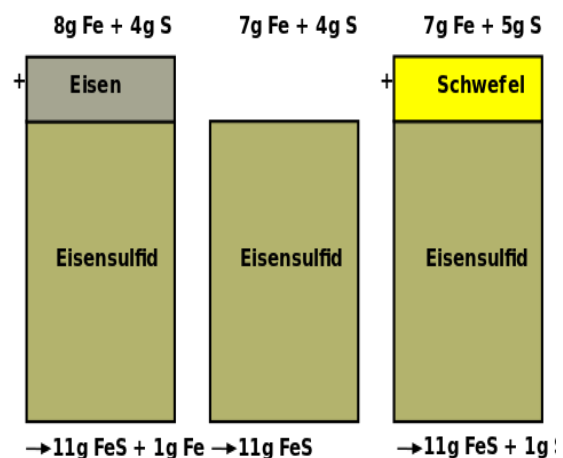
Ionische und molekulare Verbindungen entstehen aus den Elementen immer **in bestimmten, gleich bleibenden Masse-Verhältnissen**. Man kann zum Beispiel Eisen- und Schwefelpulver zwar in beliebigen Verhältnissen mischen, aber wenn sich diese Stoffe chemisch verbinden, weil man das Pulvergemisch aus **Eisen** (Symbol: **Fe**) und **Schwefel** (Symbol: **S**) entzündet, dann vereinigen sie sich zur Eisen-Schwefel-Verbindung immer nur in einem ganz bestimmten Masse-Verhältnis:

Hierzu ein Beispiel:

Wenn man 8 Gramm Eisenpulver Fe mit 4 Gramm Schwefel S umsetzt, so entstehen 11 g der Verbindung Eisensulfid FeS – ein Gramm Eisen bleibt übrig. Bei der Umsetzung von 7 Gramm Eisen und 5 Gramm Schwefel bleibt ein Gramm gelber Schwefel zurück:



Das schwarze Eisensulfid besteht aus Eisen und Schwefel also im **Massenverhältnis** von $m(\text{Fe}) : m(\text{S}) = 7 : 4$ – bei der Stoffvereinigung überschüssige Anteile bleiben unverbunden übrig.



Folgende **Elemente und Verbindungen** sind für den Anfang wichtig:

Die Elemente Eisen und Kupfer sind zwei wichtige Metalle. Schwefel, Sauerstoff und Kohlenstoff drei wichtige nichtmetallische Elemente.

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).

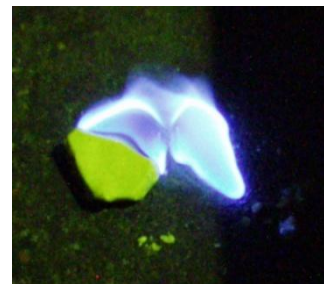


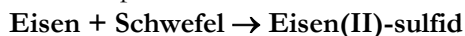
Abb. 24: Brennender Schwefel (Abb. aus wikipedia commons, GNU-Lizenz)

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

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

Diese fünf Elemente 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 Cu und Schwefel S (Formel: **CuS**). Seine Dichte liegt bei 4,6 g/cm³. „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 (Formel: **Cu₂S**). Es entsteht, wenn man Kupferblech mit Schwefel im Reagenzglas erhitzt.



Abb. 25: Kovellin – ein Kupfer-Schwefel-Erz (Abb. mit GNU-Lizenz)



Abb. 26: 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** Cu_2O , Dichte $6,1 \text{ g/cm}^3$, und das Mineral Tenorit, schwarzes **Kupfer(II)-oxid**, CuO , $6,48 \text{ g/cm}^3$) sowie die beiden **Eisenoxide** (Wüstit, schwarzes Eisen(II)-oxid, FeO , $5,7 \text{ g/cm}^3$) und rotes Eisen(III)-oxid (das Mineral Hämatit oder „Blutstein“, $5,34 \text{ g/cm}^3$, Formel: Fe_2O_3).

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

Schwefel + Sauerstoff → Schwefeldioxid

Kohlenstoff + Sauerstoff → Kohlendioxid.



Kohlendioxid ist geruchlos, bildet in Wasser Kohlensäure und kondensiert unterhalb von -78°C zu einem Feststoff, dem „Trockeneis“. 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).

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 und das farblose Giftgas **Kohlenmonoxid** CO . Auch eine Verbindung **Kohlenstoffdisulfid** CS_2 ist bekannt – eine leicht entzündliche, giftige Flüssigkeit.

Es gibt auch **Verbindungen aus drei Elementen**, so z.B. die Salze Kupfer(II)-sulfat, im ungetrockneten Zustand blau, und Eisen(II)-sulfat, hellgrün. Sie bestehen aus den Elementen Cu bzw. Fe sowie S und O.

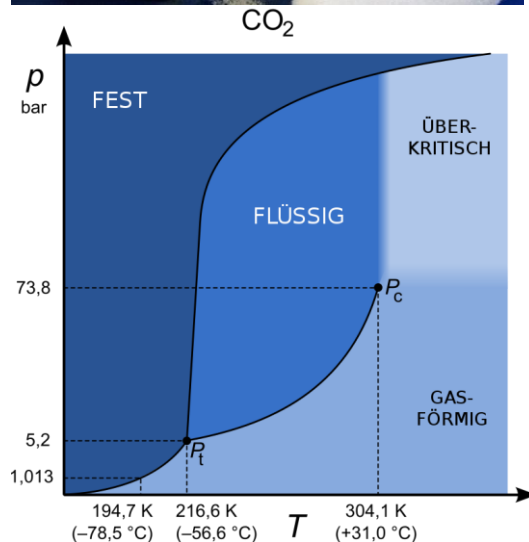


Abb. 27a: Trockeneis ist festes Kohlendioxid (unterhalb -70°C) (Abb. oben, GNU-Lizenz). Ein Bereich, in dem es flüssig sein kann, existiert nur oberhalb einem Druck von 5,2 bar (Druck/Temperatur- bzw. p/T -Diagramm rechts, Abb. gemeinfrei).

Üb(erleg)ungsaufgabe:

Elemente und ihre Verbindungen

Tabelliere die auf S. 26/27 genannten 25 Stoffe und teilen Sie sie in Stoffgruppen ein.

1.12 Chemische Versuche zu Kap.1: Stoffe, Trennverfahren und Reaktionen

Ganz einfache Versuche zum Thema Stoffeigenschaften

1. Betrachte und beschreibe das Aussehen von verschiedenen Metallteilen (Schlüssel, Blech, Nagel, Münze, Stange, Stab...), Glasstab, Radiergummi, Holzstück und Kunststoffteilen. Welche Farben und Formen haben sie? Glänzen sie? Wie ist die Beschaffenheit ihrer Oberfläche?
2. Befühle die in V.1 genannten Stoffe, teste ihre Härte, Glätte und Verformbarkeit. Gib an, ob sie sich eher warm oder eher kalt anfühlen.
3. Nimm vorsichtige Geruchsproben an Alkohol, Wasser, Parfüm und Essig vor.

Messversuche zum Thema „Dichte“:

1. Die Dichte einiger Stoffportionen aus Zink, Zinn, Kupfer, Glas, Gummi und Marmor wird durch Volumenmessung und Auswiegen bestimmt.
2. Miss jeweils $V=100\text{ mL}$ Wasser, Alkohol und Salatöl mithilfe eines leer ausgewogenen Messzylinders ab, bestimme die Masse m dieser Flüssigkeitsmengen und berechne deren Dichte ρ .
3. Fülle diese Flüssigkeiten in Bechergläser ab. Gib jeweils eine Senkspindel (Aräometer) hinein und lies an der Skala die Dichtewerte ab.

Ein Versuch in der Badewanne:



Abb. 27b: Links der Philosoph Archimedes. Er soll beim Nachdenken über Mathematik einmal gestört worden sein und gesagt haben: „Störe meine Kreise nicht!“. Mitte: Archimedes in seinen Kreisen (Skulptur auf dem Platz vor dem Schulhof eines Gymnasiums in Fulda). Rechts: Archimedes bei der Untersuchung des von ihm im folgenden Experiment entdeckten Prinzips (Abbildungen gemeinfrei)

Experiment in der Badewanne (Historisch):

„Heureka!“ schrie der Mann in der Badewanne, „Ich habe es gefunden!“, sprang auf und lief jubelnd, nackt wie er war, durch die Straßen der Stadt Syrakus. Er hieß **Archimedes**, war ein großer Erfinder und lebte etwa 285-212 v.Chr. Ihm war aufgefallen, dass sein Körper in der Wanne aufstieg, wenn er tief einatmete – und wenn er ausatmete und kleiner wurde, sank sein Bauch wieder unter Wasser. So entdeckte er, dass (s)ein Körper in der Wanne durch Einatmen scheinbar um so viel leichter wird verliert, wie das von ihm verdrängte Flüssigkeitsvolumen wiegt. Dieses von ihm entdeckte Naturgesetz nennt man noch heute das archimedische Prinzip. Ein Körper verdrängt also so viel Wasser, wie sein Volumen groß ist – und im Wasser wird er daher scheinbar um diese Wassermasse leichter (**Archimedisches Prinzip**). Nicht die Masse seines Körpers selbst bestimmt also zum Beispiel, ob er schwimmt, sondern das Verhältnis von Körpermasse zum Flüssigkeits- oder Körpervolumen – die Dichte. Demnach kann man sie durch Wägung und Wasserverdrängung bestimmen. Und was für seinen eigenen Körper in der Badewanne gilt, das – so merkte Archimedes – gilt ähnlich auch für das Problem seines Königs. Dieser hatte ihn nämlich um Rat gefragt, weil er vermutete, dass eine vom Schmied für ihn gefertigte Zweitkrone aus Falschgold bestand. Sie sah unglaublich echt aus, gelbglänzend und edel. Und sie wog genau so viel wie eine Krone aus echtem Gold. Wie also kann man echtes Gold von Falschgold unterscheiden?

Wie man Falschgold-Betrüger entlarvt? Auch hier wendete Archimedes „sein“ Prinzip an: Er tauchte beide Kronen in Wasser, maß das verdrängte Wasservolumen ab und wog ihre Massen aus. Er berechnete dann das Masse-Volumen-Verhältnis der beiden Kronen, indem er jeweils die Masse durch deren Volumen teilte. Denn das Masse-Volumen-Verhältnis ist bei der Krone aus Falschgold anders als bei der gleichschweren Königskrone aus echtem Gold. Die Wägung und Volumenbestimmung der beiden Kronen verhalf hier zur Unterscheidung der Stoffe und zur Überführung des Betrügers, der andere Metalle im Herdfeuer zu Falschgold zusammengeschmolzen hatte.

Archimedes wurde königlich belohnt – der Betrüger aber büßte lange Zeit im Kerker...

Erste chemische Versuche:

1) Vorschriften, Ordnung und Geräte im Labor

Zum Anfang: Experimentieren (Chemische Versuche machen) ist wie Lernen viel mehr als Ausprobieren und Informationen verarbeiten! Selbst wenn einzelne Fakten unbekannt sind, können wir sie mit Hilfe des Zusammenhangs verstehen – wenn man sie in den Zusammenhang einbauen kann. Hier ein Beispiel:

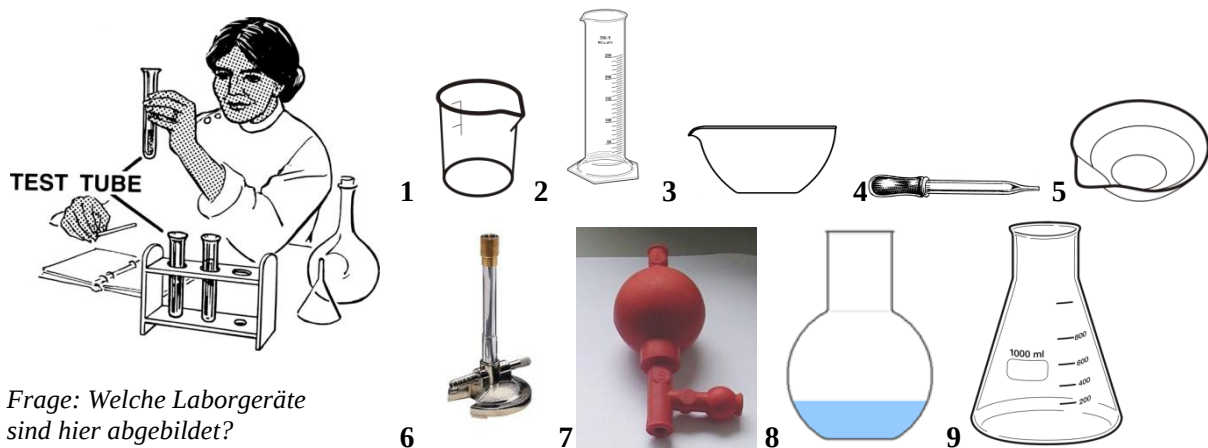
INFORMATIQN3N KÖNN3N 3RGÄNZT W3RD3N - D3R ZU5AMM3NHANG ZÄHLT!

UN53R KOPF KANN HÖCHSTL315TUNG3N VOLLBRING3N! D3R KONT3XT HILFT D3M KOPF, 31N3N T3XT AUCH DANN ZU V3R5T3H3N, W3NN IM T3XT 31N1G3 INFORMATIQN3N F3HL3N OD3R F3HL3RHAFT SIND. WU55T3N 513 5CHON, DA55 DA5 G3H1RN 53LB5T DANN 3TWA5 V3R5T3H3N KANN, W3NN NUR NOCH D3R ZU5AMM3NHANG HILFT, 1NF0RM4T10N3N 4UFZU5CHL13SS3N, D13 GARN1CHT M3HR VORH4ND3N 51ND? 31N B31S913L H13RFÜR 15T H13R D45 V13RT3 WORT „513“ IN Z31L3 DR31: 35 3NTHÄLT ST4TT D3R BUCH5TAB3N NUR NOCH Z4HL3N, 3B3N50 DA5 WORT „35“, DA55 513 G3RAD3 G3L3S3N H4B3N. D45 K4NN WIRKLICH K31N PC L315T3N: W3R R3G3LN 3RF455T UND AUCH L3RNT, D3R 15T KLAR IM VORT31L! (31N3 1NF0RM4T10N ZUM TH3M4 L3RN3N VON R3G3LN VON MICH43L W43CHT3R.)

In diesem Sinne viel Erfolg beim „Versuche machen“ und Kennenlernen von „Chemie im Labor“! Zum „(Kennen-)Lernen“ gehören dabei die Auswahl, Korrektur und Ergänzung von Informationen sowie das Sortieren von Daten – zum Beispiel der bei Versuchen gemachten **Beobachtungen**, die es zu erklären gilt (**Versuchsauswertung** und –dokumentation in Arbeitsberichten / **Laborprotokollen**)!

Hinweis: Vor dem Hantieren mit gefährlichen Chemikalien und Geräten solltest du an deine **SICHERHEIT** denken (Im Zoo füttert auch niemand die Löwen, indem er zu den Löwen in den Käfig geht!). Grundsätzlich gilt daher: Über Sicherheitseinrichtungen informieren, **Sicherheitsmaßnahmen** beachten! Deshalb sind beim Experimentieren im Laborraum Schutzbrillen, Schutzhandschuhe und Laborkittel zu tragen! **Gefahrenhinweise** beachten! Über die Gefahren und Sicherheitsmaßnahmen im Umgang mit Gefahrstoffen sollte man sich VOR Beginn des Versuches bei der Aufsicht oder Lehrkraft, im Internet oder Schulbuch informieren, indem man zum Beispiel die **H-/P-Sätze** liest!

H-Sätze sind Gefahrenhinweise, **P-Sätze** sind Sicherheitsmaßnahmen für den Umgang mit Gefahrstoffen! **Laborordnung, Sicherheits- und Entsorgungsvorschriften** beachten!



Frage: Welche Laborgeräte sind hier abgebildet?

(Abbildungen: wikimedia commons, gemeinfrei)

Arbeitsplatzerkundung: Standort von Laborgeräten, Bedienung des Bunsenbrenners

- Erkunde den Laborraum und besorge Dir die folgenden Arbeitsgeräte, indem Du Dir merkst, wo sie lagern und wohin sie nach Gebrauch auch wieder gereinigt zurückzulegen sind: Reagenzgläser, Reagenzglasständer, Filter, Trichter, Filtriergestell, Becherglas, Abfallbehälter für Chemikalien, Bunsenbrenner, Gasschlauch, Tropfpipetten, Magnesiastäbchen.
- Teste nach Anweisung der Lehrkraft den Bunsenbrenner aus (Brenner an- und ausstellen, Leuchtende und rauschende Flamme einstellen, leuchtend und nichtleuchtend).
- Halte die Spitze eines Magnesiastäbchens in die Brennerflamme und suchen Sie die heißeste Stelle in der Flamme (mit Hilfe eines Magnesiastäbchens: Wo glüht es zuerst auf?).

2) Zwei Stofftrennverfahren

ERSTE VERSUCHSVORSCHRIFT (VV)

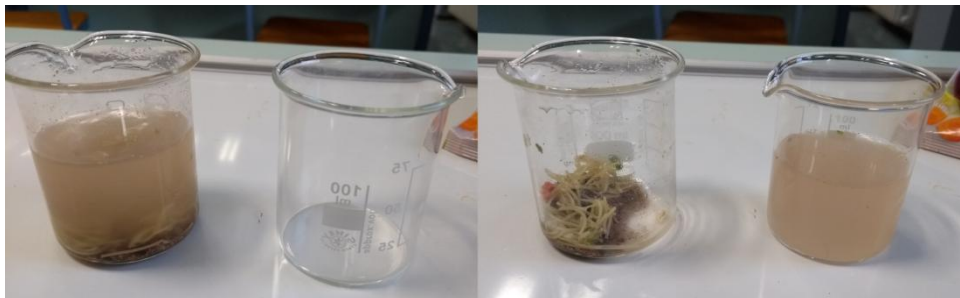
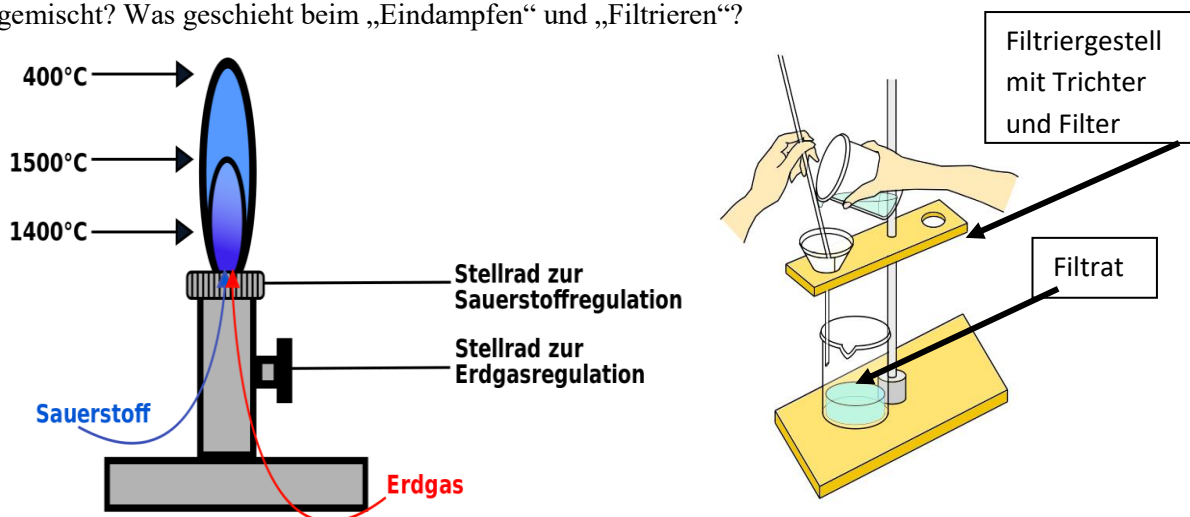
Vorversuch: Mischen und Trennen von Sand, Salz und Wasser (Filtrieren, Eindampfen)

a) **Stoffe:** Seesand, Kochsalz, Leitungswasser (Entsorgung: Salzwasser im Abguss, Seesand und Filterpapier in den Papierkorb).

b) **Geräte:** Schutzbrille, zwei Bechergläser, Spatel, Glasstab, Filtriergestell mit Analyse-Trichter und Rundfilter, Abdampfschale (Porzellan), Drei- oder Vierfuß, Bunsenbrenner, Tropfpipette

c) **Durchführung:** Geben Sie zwei Spatel Seesand und zwei Spatel Kochsalz in ein Becherglas. Gießen Sie etwas Leitungswasser hinzu – gerade so viel, dass sich das Kochsalz nach Umrühren mit dem Glasstab lösen kann. Gießen Sie die Sand-Salzwasser-Aufschlämmung in einen Filter im Analysentrichter, um den ungelösten Bestandteil abzufiltrieren. Reinigen Sie diesen Filtrerrückstand, indem sie einige Pipetten Wasser in den Filter geben (Auswaschen des abfiltrierten Rückstandes, Reinigung des Sandes von Salzresten). Geben Sie das Filtrat aus dem Becherglas unter dem Analysentrichter in eine Abdampfschale. Erhitzen Sie die Lösung in der Abdampfschale auf einem Drei- oder Vierfuß mit dem Bunsenbrenner so lange, bis dass eine Salzkruste sichtbar wird. Wenn der letzte Tropfen Wasser verdampft und die Porzellanschale abgekühlt sind, geben sie aus der Tropfpipette einige Tropfen Wasser hinzu. Lösen Sie schließlich das gesamte Salz im Wasser auf und reinigen Sie alle benutzten Geräte.

d) **Beobachtung und Auswertung:** Beobachten Sie die ablaufenden Vorgänge. Notieren Sie Ihre Beobachtungen. Erklären und deuten Sie diese in Ihrem Versuchsprotokoll: Wann werden die Stoffe voneinander getrennt und welche Stoffeigenschaften werden bei dem jeweiligen Trennverfahren ausgenutzt? Welche der drei Stoffe bleiben am Ende rein und unverändert zurück – welche bleiben gemischt? Was geschieht beim „Eindampfen“ und „Filtrieren“?



(Abb. 27c: Oben links Bunsenbrenner zum Erhitzen und Filtration zur Auftrennung fest-flüssiger Stoffgemische rechts, unten das Sedimentieren und Dekantieren eines Stoffgemisches aus Sand, Nudelsuppe und Wasser. Links: Mischung vor dem Sedimentieren und Dekantieren, rechts der sedimentierte Rückstand aus Sand und Nudeln und das Dekantat (die dekantierte Flüssigkeit aus Wasser und löslichen Bestandteilen der Nudelsuppe); (alle Abb. gemeinfrei)

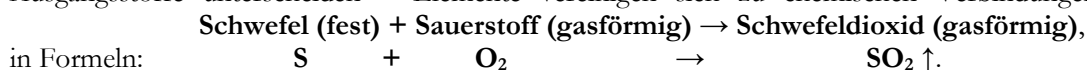
3) Schmelzen, Verdampfen, Verbrennen

ZWEITE VERSUCHSVORSCHRIFT (VV)

Vorerklärung:

Stoffe nehmen je nach Druck und Temperatur einen von drei Aggregatzuständen ein: fest, flüssig und gasförmig. Durch Erhitzen und Abkühlen können Aggregatzustandsänderungen herbeigeführt werden – der Stoff bleibt dabei erhalten (physikalischer Vorgang).

Brennbare Stoffe können sich beim Erhitzen entzünden – das ist eine chemische Reaktion. Bei der Verbrennung vereinigt sich der Stoff mit dem Sauerstoff aus der Luft zu chemischen Verbindungen des Sauerstoffs. Diese werden Oxide genannt. Jede Stoffvereinigung ist eine chemische Reaktion (Stoffumwandlung): Es entstehen neue Stoffe mit Stoffeigenschaften, die sich von denen der Ausgangsstoffe unterscheiden – Elemente vereinigen sich zu chemischen Verbindungen (Beispiel:



Versuch 1 (V01): Erhitzen von Schwefel im Reagenzglas und auf der Magnesiumrinne

a) **Stoffe:** Leitungswasser, Schwefelpulver (H- und P-Sätze:H315 „Verursacht Hautreizungen“, P210 Brennbar „Von Hitze, Funken, offenen Flammen, heißen Oberflächen sowie anderen Zündquellen fernhalten. Nicht rauchen.“ P280 „1. Geeignete Schutzhandschuhe tragen. 2. Geschlossenen Laborkittel tragen. 3. Augenschutz tragen, je nach Gefahr auch Gesichtsschutz in Erwägung ziehen.“, Entsorgung: Reagenzglas (RG) mit Schwefel für V. 2 wiederverwenden!), **Achtung:**



Am Reagenzglasrand kann es zur Entzündung von Schwefeldampf oder –schmelze kommen. Dabei kann das Gas Schwefeldioxid freigesetzt werden! Daher ist der Versuch nur im Abzug und nur über feuerfester Unterlage durchzuführen, mit Schutzbrille und beim Abfüllen des Schwefels auch mit Schutzhandschuhe, falls ein Hautkontakt möglich ist. Reagenzglas ggf. mit Glaswolle verschließen! Schwefel nicht ohne Reagenzglas in der Flamme erhitzen!

b) **Geräte:** Schutzbrille, Brenner und Streichhölzer, Reagenzglas (RG) mit Reagenzglashalter, Spatel, Drei- oder Vierfuß, Bunsenbrenner, Reagenzglasgestell (mit RG d=18mm oder 20mm), Becherglas, Magnesiumrinne, Tiegelzange

c) Durchführung:

(1) Geben Sie ein bis zwei Spatelspitzen Schwefelpulver in ein Reagenzglas (RG). Erhitzen Sie den Schwefel unter einem Abzug in der Brennerflamme, bis dass braune Dämpfe entstehen. Versuchen Sie, etwas von der Schwefelschmelze in ein Becherglas mit Wasser zu gießen (unter dem Abzug bereitgestellt). Lassen Sie das Reagenzglas anschließend abkühlen (im RG-Gestell).

(2) Geben Sie nun eine winzige Spatelspitze Schwefelpulver auf eine Magnesiumrinne (an deren Ende). Halten Sie die Magnesiumrinne mitsamt der Schwefelprobe mit einer Tiegelzange in die Brennerflamme, beobachten Sie und ziehen Sie die Magnesiumrinne wieder aus der Flamme, wenn sich die Schwefelschmelze entzündet hat (ACHTUNG: Verbrennungsgas nicht einatmen! Schwefelpulver und ins Besondere die brennende Schwefelschmelze nicht auf die Haut bringen oder berühren!).

d) **Beobachtung und Auswertung:** Beobachten Sie die ablaufenden Vorgänge. Notieren Sie Ihre Beobachtungen. Erklären und deuten Sie diese in Ihrem Versuchsprotokoll mit Hilfe geeigneter Informationsquellen (Schulbuch, Unterrichtsmitschrift, Internet-Quellen – z. B.: www.seilnacht.com/versuche/schwefel.html, <http://www.seilnacht.com/Lexikon/16Schwefel.htm>, https://de.wikibooks.org/wiki/Wikijunior_Die_Elemente/_Elemente/_Schwefel, https://de.wikipedia.org/wiki/Schwefel#Physikalische_Eigenschaften, https://de.wikibooks.org/wiki/Anorganische_Chemie_f%C3%BCr_Sch%C3%BCler/_Einteilung_chemischer_Reaktionen).



Abb. 27d: Brennender Schwefel. Schwefel schmilzt bei Verbrennung zu einer blutroten Flüssigkeit (oben). Die dabei entstehende blaue Flamme (unten) ist in Dunkelheit besser erkennbar. (Bildquelle: I, Johannes 'volty' Hemmerlein, CC BY-SA 2.5 <<https://creativecommons.org/licenses/by-sa/2.5/>>, via Wikimedia Commons)

4) Vereinigen, Mischen, Filtrieren

DRITTE VERSUCHSVORSCHRIFT (VV)

Versuch 2 (V02): Erhitzen von Schwefel mit Kupferblech und von Kupfersulfat im Reagenzglas

a) **Stoffe:** Kupferblech, Schwefelpulver (H- und P-Sätze bekannt aus Versuch 2); Entsorgung: Reaktionsprodukt in Versuch 3 wiederverwenden, überschüssige Reste Schwefel können im laufenden Abzug verbrannt werden. Achtung, dabei entsteht toxisches Schwefeldioxid SO_2 ! Die zerschlagenen Reagenzgläser und den übrigen Schwefel im Abfallbehälter für anorganische Feststoffe sammeln, Schwefel darf nicht zusammen mit Metallresten oder oxidierend wirkenden Stoffen gesammelt werden (Abfälle für brennbare Feststoffe sollten generell in einem brandsicheren Behälter mit Deckel und Sandeinlage gesammelt werden)!

b) **Geräte:** Reagenzglas, Reagenzglashalter, Spatel, Drei- / Vierfuß, Bunsenbrenner, Mörser + Pistill, zusätzlich für d) Zusatzversuch: Tropfpipette

c) **Durchführung:** Geben Sie in das Reagenzglas mit Schwefel(pulver) etwa ein bis zwei cm^2 Kupferblech und erhitzen Sie das RG erneut wie in Versuch 2. Beobachten Sie genau! Wenn das Kupferblech aufglüht, kann das Erhitzen kurz beendet werden. Schütten Sie das erkaltete Produkt in einen Mörser. Wenn es an klebriger Schwefelschmelze haften bleibt, erhitzen Sie das RG unter dem laufenden Abzug so, dass Sie die Öffnung des RGs nach unten über den Mörser halten, bis dass der Schwefel das schwarze Reaktionsprodukt freigibt. Testen Sie das schwarze Produkt im Mörser auf Verformbarkeit (ähnlich Kupferblech) oder Brüchigkeit (Sprödigkeit, wiederverwenden in V.03!).

d) **Beobachtung und Auswertung:** Notieren Sie Ihre Beobachtungen. Erklären und deuten Sie diese in Ihrem Versuchsprotokoll genau und mit Hilfe geeigneter Informationsquellen (Schulbuch, Internet, z.B.: www.seilnacht.com/versuche/schwefel.html, <http://www.seilnacht.com/Lexikon/16Schwefel.htm>, https://de.wikibooks.org/wiki/Wikijunior_Die_Elemente/_Elemente/_Schwefel, https://de.wikipedia.org/wiki/Schwefel#Physikalische_Eigenschaften, https://de.wikibooks.org/wiki/Anorganische_Chemie_f%C3%BCr_Sch%C3%BCler/_Einteilung_chemischer_Reaktionen).

e) Zusatzversuch: Erhitzen von Kupfervitriol im Reagenzglas

Kupfervitriol ist ein blaues, gesundheitsschädliches Salz. Der chemische Name ist Kupfersulfat-pentahydrat (H-/P-Sätze: siehe unten zu V.3, Entsorgungshinweisw beachten!). Erhitzen Sie sodann eine Spatelspitze Kupfervitriol im Reagenzglas, bis dass das weiße, fast farblose Kupfersulfat entsteht. Versetzen Sie das weiße Kupfersulfat anschließend mit einigen Tropfen Wasser.

Auswertungshilfe: Das blaue Kupfervitriol ist eine chemische Verbindung des weißen (wasserfreien) Kupfersulfates mit Wasser. Diese Stoffzerlegung ist ein umkehrbarer Vorgang.

V03 Mischen von Kupfersulfid und Kupfersulfat mit Wasser und Filtrieren des Gemisches

a) **Stoffe:** Kupfersulfid (Produkt aus Versuch 2), Leitungswasser, Kupfersulfat-pentahydrat (vgl. Zusatzversuch zu V02; H- und P-Sätze: H 302, 318, 400, 410, P 264.1, 273, 280.2+3, 301+312, 305+351+338 (im Wortlaut nachzuschlagen!)), Entsorgung G 4 – Abfallbehälter für Schwermetallabfälle)

b) **Geräte:** Schutzbrille, zwei Bechergläser, Spatel, Glasstab, Filtriergestell mit Analyse-Trichter und Rundfilter, Abdampfschale (Porzellan), Drei- oder Vierfuß, Bunsenbrenner, Tropfpipette

c) **Durchführung:** Geben Sie zwei Spatel Kupfersulfid und eine Spatelspitze Kupfersulfat-pentahydrat in ein Becherglas. Gießen Sie etwas Leitungswasser hinzu – gerade so viel, dass sich das blaue Kupfersalz nach Umrühren mit dem Glasstab lösen kann. Gießen Sie die Mischung in einen Filter im Analysentrichter, um den ungelösten Bestandteil abzufiltrieren. Reinigen Sie diesen Filterrückstand, indem sie einige Pipetten Wasser in den Filter geben (Auswaschen des abfiltrierten Rückstandes, Reinigung des Feststoffes von blauen Salzresten). Geben Sie das Filtrat aus dem Becherglas unter dem Analysentrichter in eine Abdampfschale. Erhitzen Sie die Lösung in der Abdampfschale auf einem Drei- oder Vierfuß so lange mit dem Bunsenbrenner, bis dass eine Salzkruste sichtbar wird. Wenn der letzte Tropfen Wasser verdampft und die Porzellanschale abgekühlt sind, geben sie aus der Tropfpipette einige Tropfen Wasser hinzu. Beobachten Sie genau! Lösen Sie schließlich das gesamte Salz im Wasser auf (Blaue Salzlösung nicht in den Ausguss!) und reinigen Sie alle benutzten Geräte.

d) **Beobachtung und Auswertung:** Beobachten Sie die ablaufenden Vorgänge. Notieren Sie Ihre Beobachtungen. Erklären und deuten Sie diese in Ihrem Versuchsprotokoll genau und mit Hilfe oben genannter Informationsquellen I: Wann werden die Stoffe voneinander getrennt und welche Stoffeigenschaften werden bei dem jeweiligen Trennverfahren ausgenutzt? Welche der drei Stoffe bleiben am Ende rein und unverändert zurück – welche bleiben gemischt?

5) Versuche protokollieren

Versuchsprotokolle erstellen – eine Anleitung

Ein Versuchsprotokoll ist ein *Arbeitsbericht* über ein oder mehrere chemische *Experimente*. Es können auch Versuchsreihen im Labor sein. Es enthält:

1. den **Namen** des/der Experimentierenden,
2. das **Datum** des (Labor-)Tages, an dem der Versuch (das Experiment) durchgeführt wurde,
3. die **Überschrift** oder das **Thema** des Versuches (oder der Versuchsreihe),
4. die eingesetzten **Stoffe und Geräte**, bei **Gefahrstoffen** unbedingt auch die Gefahrenhinweise und Sicherheitsratschläge (**H- und P-Sätze**) sowie Entsorgungshinweise (**E-Sätze**),
5. die **Versuchsdurchführung** (genaue Beschreibung, wie man den Versuch durchgeführt hat; wenn es keine Abänderungen gab, kann es auch eine Kopie der Versuchs-Vorschrift **VV** sein oder die genaue Angabe, wo sie z. B. im Schulbuch steht: Buchautor, Verlag, Jahr oder Auflage, Seitenzahl),
6. die **Versuchsbeobachtungen** (was man sieht, riecht, hört oder misst, also z. B. Änderungen von Farbtönen und Aggregatzuständen, Gerüche, Knister- oder Knallgeräusche, Wärmebildung, Wäge-Ergebnisse, pH-Werte u. a. Messwerte in °C, g usw. – am Besten alle Beobachtungen und Messwerte nummeriert und ggf. tabelliert),
7. die **Versuchsauswertung** (die Erklärung oder Deutung der gemachten Beobachtungen, Beispiel: „Die Lösung wird blau, weil ...“ oder „Das entstehende Gas mit Geruch nach faulen Eiern heißt ... Es entsteht bei der Reaktion von ... mit“ usw.) mit Endergebnis und, sofern Reaktionen stattfanden, mit Reaktionsgleichungen (Beispiel: „Diese Versuche zeigen, dass unedle Metalle mit Säuren immer zu Wasserstoffgas und Salzen reagieren: $\text{Metall} + \text{Säure} \rightarrow \text{Salz} + \text{Wasserstoffgas} \uparrow$ “).

Hinweise dazu:

Zu **3)** Bei Fortsetzungen oder wiederholten und sehr umfangreichen Versuchsreihen können Punkte 3 und 4 entfallen, jedoch müssen Gefahrstoffhinweise kommen („Eingesetzte Gefahrstoffe: bekannt“ bzw. „H-/P-/E-Sätze der neu eingesetzten bzw. der drei gefährlichsten Gefahrstoffe: ...“) und genaue Quellenangaben zur Versuchsvorschrift (VV, s.o.).
Zu **7)** Bei der Auswertung / Deutung der empfiehlt es sich, hilfreiche Informationen zu suchen (Schulbuch, Unterrichtsmitschrift, Internet – z. B. bei Adressen wie z. B. bei seilnacht.com, de.wikipedia.org, de.wikibooks.org und chemgapedia.de unter:

- <https://de.wikipedia.org/wiki/Wikipedia:Hauptseite> (Einstiegsseite zum Heraussuchen der Lexikonartikel) oder z. B. dort die Seite über Stoffumwandlungen / chemische Reaktionen:
https://de.wikipedia.org/wiki/Chemische_Reaktion,
[https://de.wikipedia.org/wiki/Produkt_\(Chemie\)](https://de.wikipedia.org/wiki/Produkt_(Chemie)) usw.
- <http://www.seilnacht.com/versuche/index.html> (Einstiegsseite) oder, für Chemikalien, unter der Seite http://www.seilnacht.com/Chemie/ch_index.htm
- <https://de.wikibooks.org/wiki/Regal:Chemie> (Einstiegsseite) oder z. B. für Analytische Versuche unter:
https://de.wikibooks.org/wiki/Praktikum_Anorganische_Chemie
- <http://www.chemgapedia.de/vsengine/topics/de/Chemie/index.html> (Einstiegsseite)

Achtung: Texte dürfen wörtlich nur dann entnommen und im Protokoll wiedergegeben (zitiert) werden, wenn man die entnommenen Hinweise in Anführungsstriche setzt: „(Zitat)“ und die Quelle des zitierten Textes oder des entnommenen Bildes genau angibt (genaue und ungekürzte Internetadresse und Entnahmedatum oder, bei Büchern, Buchautor, Verlag, Jahr oder Auflage, Seitenzahl – Vorsicht: nicht als Zitat gekennzeichnete, wörtlich entnommene Texte können u. U. als „Täuschungsversuch“ oder „Plagiat“ gelten!).

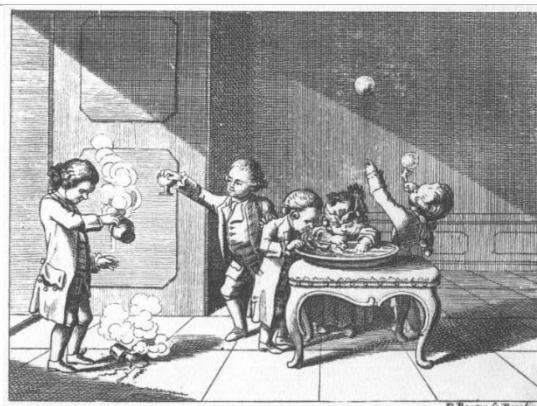


Abb. 27e: Ein Ausprobieren ohne Einhalten von Sicherheitsvorschriften und ohne Aufschreiben von Ergebnissen ist kein Experimentieren



Abb. 27f: Erhitzen im Reagenzglas: Die Reagenzglasklammer hilft, Abstand zur Flamme zu halten. (Beide Abb. gemeinfrei)

Versuchsprotokolle – ein Musterbeispiel

1.) Name: Max Mustermann

2.) Datum (des Labortages): 30.2.2025

3.) Versuche mit Schwefel und zwei Salzen

V 1: Erhitzen von Schwefel im Reagenzglas:

V 2: Erhitzen von Schwefel mit Kupferblech im Reagenzglas:

V 3: Mischen von Kupfersulfid und Kupfersulfat mit Wasser und Filtrieren des Gemisches

4.) a) eingesetzte Stoffe und Geräte: ...

b) Gefahrenhinweise und Sicherheitsratschläge (H- und P-Sätze) sowie Entsorgungshinweise (E-Sätze) der Gefahrstoffe:

b1) Schwefel: H315 Verursacht Hautreizungen; kein P-Satz (jedoch empfehlenswert: Hautkontakt vermeiden / Schutzhandschuhe verwenden), Entsorgung: Saubere Pulverreste in Vorratsbehälter zurückgeben, Reste im vorgegebenen Abfallbehälter deponieren; „ Entsorgung gemäß den behördlichen Vorschriften. Kontaminierte Verpackungen sind wie der Stoff selbst zu behandeln. Sofern nicht behördlich geregelt, können nicht kontaminierte Verpackungen wie Hausmüll behandelt oder einem Recycling zugeführt werden.“ (Quelle: http://www.chemikalienlexikon.de/cheminfo/betran/si_daten/0509-sic.htm),

b2) Kupfersulfat-pentahydrat: H 302: „Gesundheitsschädlich bei Verschlucken“, H 315: , H 318: , H 410: ... / P ... (Quelle: <https://de.wikipedia.org/wiki/Kupfersulfat>)

5) Versuchsdurchführung: Entsprechend beiliegender Kopie bzw. nach:

Schulbuch XY, Buchautor, Verlag, Jahr oder Auflage, Seitenzahl

6) Beobachtungen zu Versuch 1 bis 3 und

7) Auswertung (der Beobachtungen / Messwerte aus V1 bis V3):

Nr.	Versuchsbeobachtungen	Auswertung
V1	<u>Erhitzen von Schwefel im Reagenzglas</u>	
	1a) Das Pulver schmilzt und wird dünnflüssig und gelblich. 1b) Bei weiterem Erhitzen wird die Schmelze braun und zähflüssig. 1c) Es entsteht brauner Schwefeldampf (gasförmig). 1d) Am Reagenzglasrand entsteht ein gelber Belag (Farbe wie das anfängliche Schwefelpulver). 1e) Die braune Schmelze ist beim Abkühlen zähflüssig-harzig. 1f) Am Reagenzglasrand können sich Schmelze und Schwefeldampf entzünden. Sie brennen mit blauer, kaum sichtbarer Flamme und ein scharf-säuerlicher Geruch tritt auf (wie nach einem Feuerwerk und beim Abbrennen von Schwarzpulver).	1a) Schwefel schmilzt bei 115,21 °C (Schmelztemperatur, Quelle: https://de.wikipedia.org/wiki/Schwefel) 1b) Der Schwefel wird bei weiterem Erhitzen braun und zähflüssig, weil er verschiedene Erscheinungsformen zeigt. Die braune Färbung tritt ab etwa 160 °C auf, denn die Moleküle „lagern sich zu langen Kettenmolekülen zusammen“ ... und „verknäueln sich“ (Quelle: <i>Ignatowitz: Chemie für Schule und Beruf, Verlag Europa-Lehrmittel, Aufl. von 2014, S. 131 Mitte</i>). „Chemiker sprechen von Aggregatzuständen und Modifikationen.“ (Quelle: http://www.seilnacht.com/versuche/schwefel.html, entnommen am 11.5.2017). 1c) Schwefel verdampft bei 445 °C (Siedetemperatur, Quelle: https://de.wikipedia.org/wiki/Schwefel) 1d)und e) Schwefeldampf wird am kalten Glas wieder zu festem Pulver, er „resublimiert“ (s. <i>Ignatowitz, a.a.O., S. 15</i>). Zudem wird er „plastisch“ (<i>Ignatowitz, ebd. S. 131</i>). 1 f) Das bei der Verbrennung von Schwefel(dampf) entstehende Gas mit dem säuerlichem Geruch heißt Schwefeldioxid. Es entsteht bei der Reaktion von Schwefel mit Sauerstoff: Schwefel + Sauerstoff → Schwefeldioxid, in Formeln: S + O₂ → SO₂↑

(Fortsetzung folgt)

Versuchsprotokoll (MUSTERBEISPIEL), Fortsetzung (Seite 2):

Nr.	Versuchsbeobachtungen	Auswertung
V2	Erhitzen von Schwefel mit Kupferblech im Reagenzglas	
	2a) Der Schwefel schmilzt und verdampft.	2a) wie in Versuch 1 / s.o. bei 1 a) bis c)
	2b) Das Kupferblech glüht im braunen Schwefeldampf unten auf. 2c) Die Glut setzt sich nach oben hin fort, auch ohne weiteres Erhitzen.	2b) und c) Es wird Energie frei, eine Stoffumwandlung (chemische Reaktion) setzt ein (Es ist keine Verbrennung, da im Reagenzglas keine Luft mehr ist, sondern Schwefeldampf!), neue Atomverbände entstehen.
	2d) Es bleibt ein schwarzes Produkt zurück, das beim Ausschütten u. U. am Reagenzglasrand kleben bleibt (an der braunen, klebrigen Schwefelschmelze).	2d) Das Produkt ist ein neuer Feststoff, die chemische Verbindung von Kupfer und Schwefel: Kupfer + Schwefel → Kupfersulfid , in Formeln: $\text{Cu} + \text{S} \rightarrow \text{CuS}$
	2e) Beim Ausschütten in den Mörser entsteht ein gelber Belag.	2e) s. o. unter 1e (Resublimation)
	2f) Das schwarze Produkt lässt sich – anders als Kupferblech – gut verreiben.	2 f) Kupfersulfid ist spröde und brüchig (wie salzartige Stoffe, nicht verformbar wie Metalle)
V3	Mischen von Kupfersulfid und Kupfersulfat mit Wasser und Filtration	
	3a) Das Kupfersulfid (gemörstertes Versuchsprodukt aus V.2) mischt sich nicht mit Wasser, das blaue Kupfersulfat-pentahydrat löst sich mit blauer Farbe in Wasser) 3b) Das Gemisch läuft nur teilweise durch den Filter: Im Filter bleibt ein fester, schwarzer Feststoff zurück (Filterrückstand), im Becherglas unter dem Filter eine blaue Flüssigkeit (Filtrat).	3 a) und b) Kupfersulfid CuS ist nicht wasserlöslich. Man trennt es von der Flüssigkeit durch eine „Papierfiltration“ (vgl. Abbildung 2.16 in <i>Wächter: Chemielabor</i> , Wiley-Verlag 2011, S. 64). Das ist ein Stofftrennverfahren, keine Reaktion. Hier könnte man das „Sediment“ auch „dekantieren“ (<i>Wächter</i> , ebenda S. 63 unten). Kupfersulfat-pentahydrat $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ ist ein wasserlösliches Salz (Formel siehe <i>Ignatowitz</i> , a.a.O., S.46, Bild 1). Die Lösung des Salzes in Wasser enthält also Kationen und Anionen. Die Salzteilchen in der Lösung (gelöste Ionen) sind kleiner als die Filterporen – die ungelösten Kupfersulfidteilen sind größer. Das Stofftrennverfahren „Filtration“ ist also nur für nicht gelöste Stoffe geeignet.
	3c) Wenn man die blaue Flüssigkeit in einer Porzellanschale abdampft, entstehen Wasserdampf und eine hellblaue Salzkruste. Bei weiterem Erhitzen wird sie weiß.	3c) Durch Verdampfen des Wassers (bei 100 °C) wird die Lösung in Feststoff und Lösemittel getrennt (ein Stofftrennverfahren). Beim Erhitzen der blauen Salzkruste wird das blaue Salz Kupfersulfat-pentahydrat zerlegt (eine chemische Reaktion: Kupfersulfat-pentahydrat → Kupfersulfat (weiß) + Wasser (gasförmig) , in Formeln: $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuSO}_4 + 5 \text{H}_2\text{O} \uparrow$).
	3d) Bei Zugabe einiger Tropfen Wasser auf die erkaltete, weiße Salzkruste wird diese wieder hellblau und es entsteht mit noch mehr Wasser wieder die hellblaue Lösung	3d) Die Stoffzerlegung des blauen Kupfersulfat-pentahydrates (Reaktion aus 3c) ist umkehrbar: $\text{CuSO}_4 \text{ (weiß)} + 5 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O} \text{ (blau)}$ Und das blaue Salz löst sich dann wieder in Wasser

8) Ergebnisse:

- Bei Aggregatzustandsänderungen und Stofftrennverfahren bleiben die beteiligten Stoffe und ihre Stoffeigenschaften erhalten. Bei chemischen Reaktionen entstehen neue Stoffe.
- Schwefel, Kupfer, Kupfersulfid und Kupfersulfat sind vier Reinstoffe mit unterschiedlichen Eigenschaften: Schwefel ist brennbar, Kupfer verformbar und glänzend und Kupfersulfid ist die chemische Verbindung (Sie ist salzartig und besteht wie Kupfersulfat aus Ionen).
- Chemische Reaktionen können manchmal umkehrbar sein
(Beispiel: $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CuSO}_4 + 5 \text{H}_2\text{O} \uparrow$, Stoffzerlegung / Stoffvereinigung).

9) Anhang: Labornotizen (zu den obigen Versuchen, von der Lehrkraft abgezeichnet)

1.13 Zusammenfassung zu Kap.1

Alle Körper und Gegenstände bestehen aus Materialien und Substanzen. In der Chemie werden sie „Stoffe“ genannt:

1) Für Stoffe gibt es drei Aggregatzustände.

Wasser bleibt immer Wasser, ob es nun friert, verdampft oder verdunstet. Diese drei Zustandsformen (fest, flüssig und gasförmig) nennt man Aggregatzustände. Wenn wir von Feststoffe, Flüssigkeiten und Gasen sprechen beziehen wir uns dabei immer auf Raumtemperatur ($T=+20^{\circ}\text{C}$) und normalen Luftdruck ($p=1013\text{ hPa}$).

Fest, flüssig und gasförmig sind drei Erscheinungsformen eines Stoffes, die von seiner Temperatur abhängen. Diese drei Zustände nennt man Aggregatzustände.

2) Aggregatzustände können sich ändern.

Alle Stoffe können ihren Aggregatzustand bei Erreichen von bestimmten Temperaturen plötzlich ändern – dennoch bleiben die Stoffe unverändert erhalten. Es entsteht dabei kein neuer Stoff: Durch Rückführung auf die ursprüngliche Temperatur wird der Stoff auch wieder in den ursprünglichen Ausgangszustand überführt.

Ein Feststoff wie Eis kann bei Wärmezufuhr schmelzen. Wasser kann siedend und so zu einem Gas werden. Dieser Übergang von fest nach flüssig vollzieht sich bei der Schmelztemperatur eines Stoffes, der von flüssig nach gasförmig bei der Siedetemperatur.

Bei Wärmeentzug (Abkühlen) kann ein Gas wie z.B. Wasserdampf wieder zu Flüssigkeiten kondensieren. Ebenso kann eine Flüssigkeit zum Feststoff erstarrten. Manche Stoffe können sogar vom festen Aggregatzustand direkt in den gasförmigen übergehen. Das nennt man **Sublimation**. Wenn ein Dampf oder Gas durch Abkühlen fest wird, so bezeichnet man das als Resublimation („umgekehrte Sublimation“). Bei einer **Destillation** erhitzt man eine Flüssigkeit zum Sieden, fängt ihren Dampf auf und kühlt ihn wieder unter die Siedetemperatur ab.

Die Übergänge zwischen den Aggregatzuständen sind also stets umkehrbar.

Ein Stoff wird bei einer Aggregatzustands-änderung nicht in einen anderen Stoff umgewandelt: Schmelzen und Erstarren, Sieden und Kondensieren, Sublimation und Resublimation sind umkehrbare Vorgänge.

3) Stoffe haben ganz bestimmte Stoffeigenschaften. Das gilt unabhängig von der Form, die der Gegenstand aus diesem Stoff aufweist. Viele Stoffeigenschaften können wir mit den Sinnesorganen wahrnehmen, ohne sie erst nachmessen zu müssen.

Das Aussehen.

Mithilfe des Auges erkennen wir die Farbe eines Stoffes und seinen Oberflächenglanz. Manche Stoffe wie z.B. Glas sind zudem „durchsichtig“.

Einige Feststoffe zeigen z.B. auch bestimmte Kristallformen. Diese ist ebenfalls eine Stoffeigenschaft.

Der Geschmack.

Mithilfe der Zunge erkennen wir den Geschmack eines Stoffes. Doch hier lauern auch im Chemieunterricht große Gefahren: Einige Stoffe können tödliche Vergiftungen verursachen – bei bloßer Berührung mit Haut oder Zunge. Geschmacksproben werden daher nur an Lebensmitteln durchgeführt, auf keinen Fall jedoch im Chemieunterricht.

Der Tastsinn.

Mithilfe der Haut ertasten wir die „Festigkeit“ und in einigen Fällen die Wärmeleitfähigkeit eines Stoffes. Metallische Gegenstände fühlen sich daher oft kälter an – und im Unterschied zu Holz und Glas, die beim Biegen zerbrechen, sind sie in Kälte gut verformbar. **Die Verformbarkeit** oder Nicht-Verformbarkeit (**Sprödigkeit**) eines Stoffes ist ebenfalls eine typische Stoffeigenschaft. So lassen sich z.B. Gummi und Wachs mit den Händen verformen oder mit dem Fingernagel bzw. einem Messer anritzen. Ein Diamant ist hingegen kaum anritzbare – er ist der härteste Naturstoff.

Ein Stück Gummi nimmt nach seiner Verformung sogar die alte Form wieder an – es ist elastisch.

Der Geruch.

Mithilfe der Nase unterscheiden wir Stoffe wie Parfüm, Essig, Zimt, Chlorgas, oder Alkohol. Auch der Geruch ist eine typische Stoffeigenschaft.

Geruchspuren können in der Chemie jedoch gefährlich sein, denn viele Stoffe geben gesundheitsschädliche, stark reizende oder gar giftige Dämpfe ab (Gefahrstoffe). Geruchspuren im Chemieunterricht dürfen daher nur mit Erlaubnis der Lehrkraft durchgeführt werden. Sie erfolgen nur durch Zufächeln mit der Hand, niemals durch direktes Riechen mit der Nase!

Sinnlich wahrnehmbare Stoffeigenschaften sind Farbe und Glanz, Geruch und Geschmack, Härte, Verformbarkeit und Wärmeleitfähigkeit eines Stoffes.

Diese Eigenschaften können wir direkt mit unseren Sinnesorganen wahrnehmen.

Einige Stoffeigenschaften kann man mit den Sinnesorganen erkennen – andere wie zum Beispiel die elektrische Leitfähigkeit nur mithilfe von Messgeräten.

Wärmeleitfähigkeit erfassen.

Heißes Wasser wird in einem Metallbecher schneller kalt als in einem Kunststoffbecher.

Mit der Hand kann man sogar direkt fühlen, ob ein Feststoff gut Wärme leitet, denn dann fühlt er sich kälter an. Genauer jedoch wird die Messung der **Wärmeleitfähigkeit** mit Hilfsmitteln wie Wärmequelle, Uhr und einem Thermometer als Messgerät.

Elektrische Leitfähigkeit messen.

Ob ein Stoff jedoch den elektrischen Strom gut leitet, das sollte man **niemals** mit der Hand prüfen, sondern immer mit einem Messgerät. Zusätzlich benötigt man eine Stromquelle sowie elektrische Leitungen (Kabel) und Kontakte.

Einige Stoffeigenschaften kann man nur mit Messgeräten oder anderen Hilfsmitteln erfassen (Messung, Berechnung usw.). Hierzu gehören z. B. die elektrische Leitfähigkeit und die Wärmeleitfähigkeit eines Stoffes.

Volumen und Masse bestimmen.

Alle Körper bestehen aus Stoffen. Stoffportionen nehmen ein bestimmtes Volumen ein und haben eine bestimmte Masse. Die Masse bestimmen mit der Waage. Wenn man das Volumen einer Stoffportion bestimmen will, so kann man es mit einem Messzylinder ausmessen. Jede Feststoffportion verdrängt beim Untertauchen in Wasser genau so viel Wasser wie sie an Raum einnimmt.

Den Masse-Volumen-Quotient berechnen.

Das Masse-Volumen-Verhältnis $m : V$ wird berechnet, indem man die Masse m einer Stoffportion durch das Volumen V teilt. Es wird deshalb in Gramm pro Kubikzentimeter (g/cm^3) angegeben: $1 \text{ g/cm}^3 = \text{g/mL}$ – manchmal auch in kg/L . Dieser Quotient m/V wird **Dichte** genannt und mit dem griechischen Buchstaben ρ bezeichnet (Aussprache: „rho“): **$\rho = m : V$** .

Stoffe mit einer Dichte, die kleiner als $\rho = 1,0 \text{ g/cm}^3$ ist, schwimmen im Wasser. Ist ihre Dichte größer, so sinken sie hierin ab. Der Quotient m/V ist bei gleichen Stoffen immer gleichgroß, denn die Dichte ist eine Stoffeigenschaft.

Gleichgroße Würfel aus verschiedenen Stoffen sind z.B. deshalb – wegen unterschiedlicher Quotienten m/V – verschieden schwer ($> \text{B.1}$, unterschiedliche Masse m).

Oft lässt sich die Dichte auch mithilfe eines Gerätes messen, das man Senkspindel oder Aräometer nennt ($> \text{V.2}$).

Hier taucht ein Schwimmkörper bestimmter Masse in eine Flüssigkeit. Die Dichte der Flüssigkeit ist dann an einer Messkala ablesbar.

Das Verhältnis der Masse m einer Stoffportion zu deren Volumen V nennt man Dichte.

Die Dichte $\rho = m : V$ ist eine typische Stoffeigenschaft: An ihr erkennt man einen bestimmten Stoff.

4) Stoffeigenschaften:

Gegenstände und Körper bestehen aus Stoffen. Diese können Stoffgemische sein oder Reinstoffe. Reinstoffe haben immer gleich bleibende Eigenschaften, an denen man sie erkennt: Gleiche Stoffe haben gleiche Eigenschaften.

Diese Stoffeigenschaften kann man mit den Sinnen wahrnehmen:

- Glanz und Farbe, Geschmack, Geruch, Härte und Verformbarkeit,

Mit Hilfsmitteln kann man z.B. folgende Stoffeigenschaften erkennen und messen:

- Leitfähigkeit für Wärme und Strom, Löslichkeit, Schmelz- und Siedetemperatur, das Verhalten gegenüber bestimmten Chemikalien und Nachweismitteln.

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).

Reinstoffe haben konstante (gleichbleibende) Stoffeigenschaften – bei **Stoffgemischen** hängen sie von der Art der Bestandteile und ihrem Mischungsverhältnis ab

5) Stofftrennverfahren und Stoffumwandlungen:

- Stoffgemische kann man in einzelne Reinstoffe auftrennen. **Stofftrennverfahren** sind **physikalische Vorgänge** und keine chemischen Reaktionen, denn die einzelnen Stoffe bleiben erhalten.

- Um die Gemische aufzutrennen, werden die unterschiedliche, physikalische Stoffeigenschaften der Bestandteile des Stoffgemisches genutzt, so z. B. Siedetemperatur, Wasserlöslichkeit, Dichte und Magnetisierbarkeit.

- Bei **thermischen Stofftrennverfahren** werden Stoffgemische durch **Wärmezufuhr** aufgetrennt.

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

- Bei chemischen Reaktionen (Stoffumwandlungen) entstehen **NEUE** Stoffe:

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, das Reaktionsschema ist: **$AB \rightarrow A + B$** . Wichtig: Eine Stoffzerlegung ist eine chemische Reaktion und nicht nur ein physikalisches Stofftrennverfahren für Stoffgemische.

Kapitel 2: Stoff- und Energieumsätze bei chemischen Reaktionen

2.1 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. 28 rechts).

Chemische Reaktionen sind Vorgänge, bei denen eine oder mehrere Stoffe unter Beteiligung von Energie in andere umgewandelt werden: Chemische, in den Ausgangsstoffen gespeicherte Energie wird z.B. in Wärme, Druck oder auch Licht umgewandelt. Die Eigenschaften der Produkte verändern sich im Vergleich zu den Ausgangsstoffen stark: Schwarzpulver ist fest, die Reaktionsprodukte sind gasförmig. Auch die „Oxidation“ bei anderen, weniger schnell verlaufenden Verbrennungen ist dafür ein gutes Beispiel.

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.

Verbrennung, Rostbildung, Verdauung – chemische Reaktionen sind im Alltagüberall anzutreffen. Die Stoffumwandlung und die damit einhergehende Energieumwandlung sind Merkmale zur Beschreibung dieser chemischen Reaktionen im Alltag ebenso wie für die Produktion von Werkstoffen und Gütern des täglichen Gebrauchs in Fabriken sowie für die Energieumwandlung:

Am Samstag, den 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 200-600 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: Die Firma hatte in den nun brennenden Containern illegal große Schwarzpulver- und Sprengstoffmengen sowie Magnesium gelagert.



Abb. 28a: Detonation eines Feuerwerkskörpers (Eig. Foto)



Abb. 28b: Explosionswolken (Abb. gemeinfrei)

Der Löschversuch setzte eine unerwartete, chemische Reaktionen in Gang: Magnesium reagierte mit Wasser zu Magnesiumoxid und brennbarem Wasserstoffgas – Stoffumwandlungen verlaufen eben auch unter Umwandlung von Energie.

Ähnliches geschah August 2020 in Beirut: 2.750 Tonnen Ammoniumnitrat, ein Dünger- und Sprengmittel-Grundstoff, lagerten dort seit sechs Jahren auf einem Schiff im Hafen – offenbar ohne ausreichende Sicherheitsmaßnahmen. Plötzlich explodierten sie. Große Teile des Hafens der libanesischen Hauptstadt wurden zerstört, die Druckwelle war sogar noch im 200 km entfernten Zypern zu spüren. Die enorme Sprengkraft des Salzes kam von den komplett gasförmigen Zersetzungsprodukten her: Ein Kilogramm Ammoniumnitrat zerfällt zu 980 Litern Wasserdampf, Stickstoff- und Sauerstoffgas. Das Salz stammte von einem Frachtschiff, das den Stoff 2013 von Georgien nach Mosambik befördern sollte und aufgrund von Mängeln in Beirut an der Weiterfahrt gehindert wurde. Durch eine starke Initialzündung zerfiel das Salz direkt in Gase, was die hohe Sprengkraft erklärt. Bei vollständiger Umsetzung des in Beirut gelagerten Ammoniumnitrats wurden in Sekundenbruchteilen vermutlich 2,7 Milliarden Liter Gase freigesetzt.

„Chemie ist, wenn es knallt und stinkt“? 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.

2.1.1 Reaktionen auf Teilchenebene

Viele Vorgänge bei chemischen Reaktionen sind **wahrnehmbar** oder **messbar**. Auf der Teilchenebene, in kleineren, mikroskopischen Dimensionen, entziehen sich die Vorgänge unserer Anschauungs- und Vorstellungskraft, denn die kleinsten Teilchen (Atome und Atomverbände) sind unvorstellbar klein.

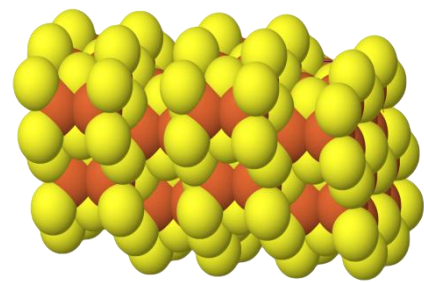
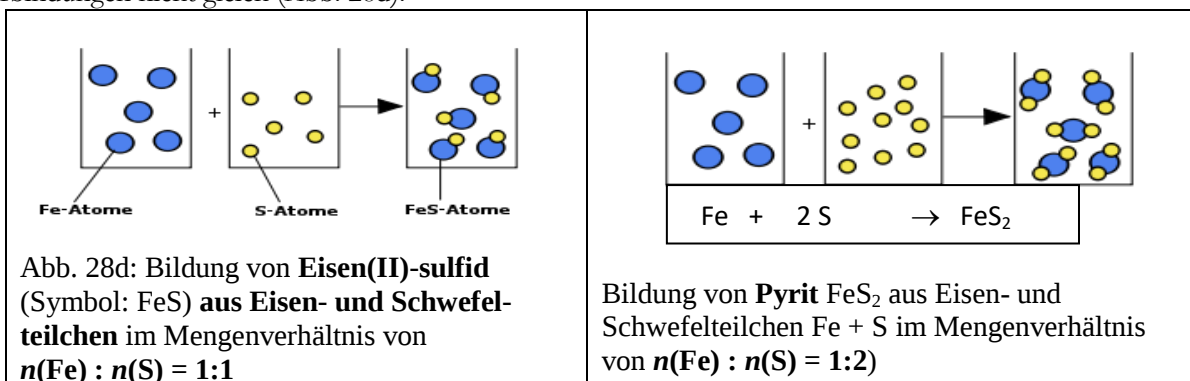


Abb. 28c: Links ein Körnchen Eisensulfid, rechts die Modellvorstellung von seinem Aufbau aus Schwefelatomen (als gelbe Kugeln dargestellt) und Eisenatomen (orangebraun). (Abb. gemeinfrei)

Hierzu ein Beispiel: Eisen und Schwefel bilden zwei verschiedene Verbindungen, die Eisensulfide: **Eisen + Schwefel → Eisensulfid**. Die in goldglänzenden, würfelförmigen Kristallen existierende Verbindung **Pyrit** enthält ganz genau doppelt so viel Schwefel wie das **schwarze Eisensulfid**. Das Verhältnis der Teilchenzahlen von Schwefel und Eisenatomen zueinander ist in diesen beiden Verbindungen nicht gleich (Abb. 28d):



Die Bildung von Aluminiumoxid aus Aluminium und Sauerstoff läuft auf der Ebene der kleinsten Teilchen ähnlich ab, allerdings in wieder anderen Zahlenverhältnissen:



Bei chemischen Reaktionen werden die kleinsten Teilchen der beteiligten Stoffe also umgruppiert. Sie bilden neue Verbände, oder aber Atomverbände lösen sich in einzelne Atome auf.

2.1.2 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. Wasserstoffgas verbrennt zu Wasserdampf: **Wasserstoff + Sauerstoff $\rightarrow$ Wasser(dampf)**. Eine Wasserstoffgas-Brennerflamme brennt gleichmäßig ab. Die **Reaktionsgeschwindigkeit** kann aber bei einer vorherigen, guten Durchmischung der gasförmigen Edukte aber sprunghaft so stark ansteigen, dass in Sekundenbruchteilen so gewaltige Energiemengen freigesetzt werden, dass sich der entstandene Wasserdampf mit Überschallgeschwindigkeit ausdehnt (Knallgasprobe): Wenn ein Wasserstoff-Sauerstoff-Gasgemisch in der idealen Zusammensetzung $2 : 1$ explodiert (Vgl. hierzu Kap. 2.10 und Kap. 1.7), dann erreicht die **Detonationsgeschwindigkeit** der Knallgasreaktion eine Überschallgeschwindigkeit von 10152 km/h bzw. 2820 m/s – innerhalb von Mikrosekunden werden Milliarden bis Trillionen von Wasserstoff- und Sauerstoffmolekülen umgesetzt. Sauerstoffmoleküle halten sich in einer reagierenden Mischung mit Wasserstoffgas also nur für Sekundenbruchteile.

Bei der Verbrennung von Wasserstoffgas im Gasrenner liegt z. B. wenig Sauerstoff vor. Bei vorheriger, guter Durchmischung der Ausgangsstoffe (Volumenverhältnis $2 : 1$, s.o.) beschleunigt sich die Stoffumwandlung von selbst, so dass diese Reaktion **immer schneller** wird (eine „verzweigte Kettenreaktion“ der Gasteilchen, s.u.).

Solche **Detonationen** verlaufen manchmal bis zu 1000 mal schneller ab als Explosionen: Die Stoßwelle drückt die Gase so schnell und stark zusammen, dass sie bis zu 6000 °C heiß werden. Dieser Wärmestau wiederum erhöht die Reaktionsgeschwindigkeit der nachfolgenden Reaktionsschritte zusätzlich wiederum um ein Vielfaches. Das nennt man „thermische Explosion“.

Untersuchungen zeigten, dass während einer Knallgasexplosion noch etwas abläuft: Eine „verzweigte“ Kettenreaktion. 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 also nicht nur linear, sondern auch verzweigt sein.



Abb. 29a: Das Luftschiff „Hindenburg“ bei der Katastrophe von Lakehurst. Der Körper des Zeppelins war mit Wasserstoffgas gefüllt, das sich entzündete.

Der Verlauf einer verzweigten Kettenreaktion ist vergleichbar mit dem Vorgang, der beim Anstoßen eines Tischtennisballes abläuft, welcher auf einer höheren Treppenstufe liegt (Abb. 29b): Wenn jede dieser Treppenstufen mit vielen Ping-Pong-Bällen belegt ist und der erste Ball bei seinem Fall eine Treppenstufe hinab dort nicht nur einen, sondern zwei weitere Bälle anstößt und in Bewegung setzt, dann werden auf der dritten Treppenstufe $2^2 = 4$ Bälle, auf der vierten $2^3 = 8$ Bälle und auf der siebenten schon $2^6 = 64$ Bälle mitgerissen:

Beispiel Treppe:

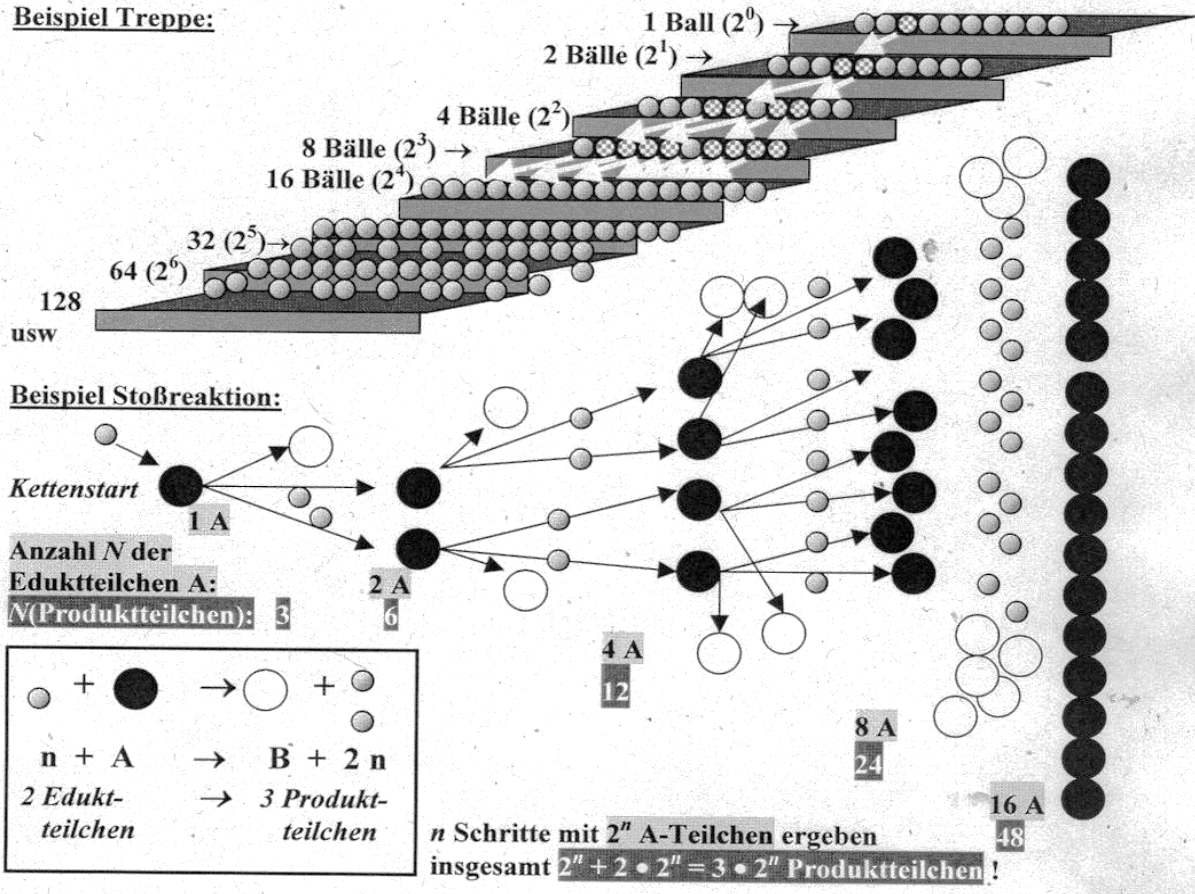


Abb. 29b: Modell einer Kettenreaktion, Beispiele Treppe und Stoßreaktion

Dieses Modell lässt sich übertragen auf Vorgänge zwischen reagierenden Teilchen (**Stoßreaktion**): 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.

In der Chemie untersucht man die Frage, **wie schnell** eine Reaktion abläuft, aber auch Fragen zu **Energieumwandlungen bei chemischen Reaktionen**.

2.1.3 Energieumsätze bei chemischen Reaktionen

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.

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. Rüffler* schlagen in ihrem Band „Physikalische Chemie – Eine Einführung nach neuem Konzept“ (Wiesbaden 2011) machen zum Beispiel einen anderen Lernvorschlag zur abstrakten Größe „Energie“:

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.

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).



Abb. 30: Ein Blitz – elektrische Energie wird bei der Entladung zu Wärme und Blitzlicht, und die Wärmeenergie wird zu mechanischer Energie (Gasdruck / eig. Foto)

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).

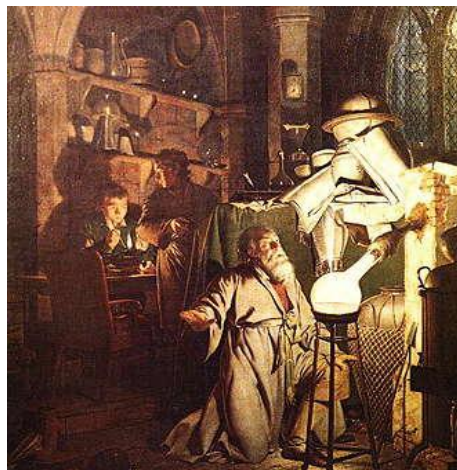
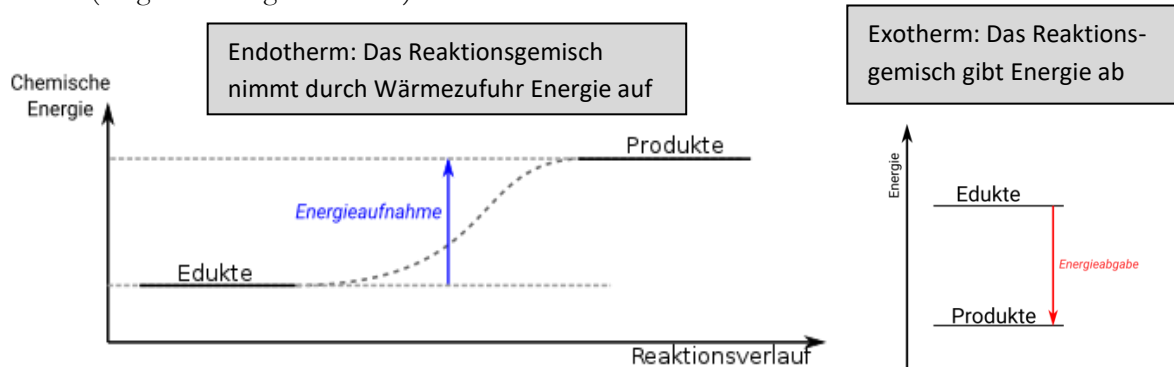


Abb. 31 rechts: Hennig Brand entdeckte 1669 das Element Phosphor. Es verbrennt an Luft, ohne zuvor angezündet werden zu müssen (Ursprung des Wortes „Phosphoreszieren“; Bildquelle: Von Joseph Wright of Derby - Übertragen aus de.wikipedia nach Commons durch Leyo mithilfe des CommonsHelper. Original source: 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>)

- **Energie** ist in den Lehrbüchern der Physik „gespeicherte Wärme oder Arbeit“. Sie tritt z. B. in Form folgender Größen 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 Enthalpie H .
- Grundlegende Maßeinheit der Energie E ist in 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 $2,4 \text{ }^{\circ}\text{C}$ erwärmen, eine 5-kg-Masse um 20 m/s beschleunigen oder um $20,4 \text{ m}$ anheben oder eine 40W-Glühlampe 25 s lang brennen lassen.

Grundmaß: **1 Joule (J) = 1 Nm = 1 Ws** (= 1 Watt pro Sekunde) = **1 kg • m² / s²**, $10^3 \text{ J} = 1 \text{ kJ}$,
Umrechnungen: 1 cal (Kalorie) = 4,187 J ; **1 kcal = ca. 4,2 kJ**, **1 kWh = 3,6 MJ**, 1 kW s = 1 kJ.

Die Energieformen werden immer nur ineinander umgewandelt. Dabei nimmt die innere Energie U eines Systems zu, wenn man ihm z.B. Wärme zuführt. So etwas nennt man einen **endothermen Vorgang**. In einem Energie/Zeit-Diagramm liegt das Energieniveau der Ausgangsstoffe (Edukte) daher tiefer als das der Produkte (Folgendes Diagramm links):



Das Diagramm rechts zeigt einen „exothermen“ Vorgang. Er verläuft so, dass die reagierenden Stoffe Wärmeenergie nach außen hin abgeben (Rechtes Schema, Bildquelle: By BirgitLachner - Own work, CC BY-SA 4.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=66526187>). So läuft zum Beispiel eine Verbrennung ab: Die inneren Energie der reagierenden Stoffe wird in Wärmeenergie umgewandelt, die das System nach außen hin abgibt. Benötigt das Gemisch zum Starten der Reaktion Energie zum Beispiel durch einen Zündfunken, so wird das als **Aktivierungsenergie** bezeichnet.

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.

Üb(erleg)ungsaufgabe: *Schnelle und langsame Reaktionen, spontan und erzwungen:*

Verlaufen folgende Reaktionen spontan und schnell oder nur erzwungen und langsam?

Und welche dieser Stoffumwandlungen benötigen zum „Starten“ Aktivierungsenergie?

- Luft und flüssiges Benzin (bei +20°C),
- Luft und Benzindampf (Kolbengemisch im Automotor),
- Zerfall von Zucker zu Kohle und Wasserdampf (Verkohlung),
- Kalkbrennen im Brennofen (ca. 1000°C)?

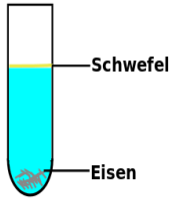
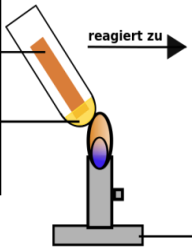
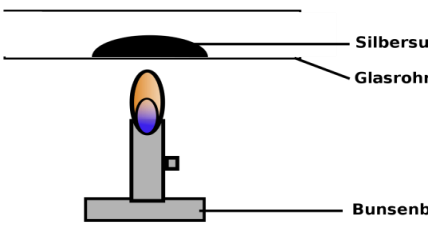
2.2 Stoffe vereinigen und zerlegen

Stoffumwandlungen (= „Chemische Reaktionen“) erkennt man daran, dass mindestens ein neuer Stoff entsteht. Ein Schwefelpulver-Eisenpulver-Gemisch kann man mit einem Magneten oder mit Wasser trennen. Wenn man das Gemisch glüht, dann entsteht ein ganz neuer Stoff – mit Wasser oder Magnet kann nichts mehr getrennt werden.

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  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)	Reagenzglas mit Kupfer- oder Eisenblech und Schwefel- reagiert zu  Produkt: Kupfer- bzw. Eisen- Bunsenbrenner erhitzt das Blech zuerst mit rauschender Flamme Stoffvereinigung von Kupfer oder Eisen mit Schwefel zu Kupfer- oder Eisensulfid (Bildquelle: Abb. gemeinfrei)  Silbersulfid = Silberschwefel Glasrohr Bunsenbrenner Stoffzerlegung von Silbersulfid in Silber und Schwefel (Bildquelle: Abb. gemeinfrei) Eisen + Schwefel (zwei Reinstoffe) Zersetzung ← Vereinigung Eisensulfid (Reinstoff, eine Verbindung)
--	--

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

Eisen (Fe) und Schwefel (S) im Mörser verreiben

Stoffgemisch Fe und S mit Magnet trennen

Reinstoffe chemisch zerlegen:

Stoffvereinigung: $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$ (chemisch)

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

Ähnlichkeit	Physikalisch	Chemisch
Zusammengeben 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>
„Auseinanderbringen“ 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>

2.3 Wie schnell Reaktionen ablaufen

Die **Reaktionsgeschwindigkeit** v_{RG} kann durch Messung von Masse-, Volumen-, Druck- oder Konzentrationsänderungen in einem Reaktionsgemisch **in Abhängigkeit von der Zeit** (Dauer) der Reaktion bestimmt werden. Je größer die in einer bestimmten Zeit t (in Sekunden) umgesetzte Stoffmenge n (in mol) ist, desto höher ist die Reaktionsgeschwindigkeit $v_{\text{RG}} = n / t$. Die Reaktionsgeschwindigkeit ist also ein Verhältnis (ein Bruch oder Quotient), genau so wie die Dichte.

Die Geschwindigkeit einer chemischen Reaktion wird also als **Stoffumsatz pro Zeit** festgelegt und in **mol/s** gemessen, als Formel: $v_{\text{RG}} = n/t$ in mol/s (mol Stoffumsatz n pro Zeiteinheit t)

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 (Verteilungsgrad erhöhen durch Mahlen, Pulverisieren).

Das geschieht zum Beispiel bei Bränden: Eine **Verbrennung** verläuft heftiger und schneller, wenn mehr Brenn- oder Luftsauerstoff zugeführt wird, wenn der Brennstoff heißer ist, wenn er feiner verteilt ist (Beispiel: Mehl- oder Holzstaubexplosion) und wenn die Verbrennung durch einen Katalysator verbessert wird (z. B. im Auto). Umgekehrt erlischt ein Feuer (Brand), wenn der Ausgangsstoff fehlt (Ersticken durch Unterbinden der Luftzufuhr) oder wenn das Gemisch unter die Zündtemperatur des Brennstoffes abgekühlt wird (Löschwasser; zu Verbrennungen vgl. auch Kap. 1.7: Verbrennungen und Brände sind Reaktionen von brennbaren Stoffen mit Sauerstoffgas aus der Luft. Verbrennungsreaktionen werden auch im folgenden Kapitel 3.3 näher erklärt).



Abb. 32a: Ein Kohlenfeuer – Kohlenstoff und Sauerstoff reagieren in der Flamme zu Kohlendioxidgas (Abb. gemeinfrei)

Eine **Reaktion** kann durch Druck- und Konzentrationserhöhung eines der Ausgangsstoffe oder Entfernen der Produkte und Zugabe geeigneter Katalysatoren beschleunigt oder gesteuert werden.

2.4 Wie weit Reaktionen ablaufen

Knallgas ist ein explosives Gasmisch aus Wasserstoff H_2 und Sauerstoff O_2 . Es reagiert in einer idealen Mischung von $n(H_2) : n(O_2) = 2 : 1$ nach der Zündung praktisch vollständig zu Wasserdampf (Symbol H_2O). Wasserfreies Kupfersulfat ist ein weißes Salz. Es reagiert bei Zugabe von einigen Tropfen Wasser teilweise zu blauem Kupfervitriol. Umgekehrt kann blaues Kupfervitriol durch Erhitzen wieder in Wasser und weißes Kupfersulfat zerlegt werden. Es handelt sich um eine **umkehrbare Reaktion**.

Manche umkehrbare Reaktionen laufen nicht bis zum Ende ab. Hierbei handelt sich um umkehrbare Reaktionen, die – gleichgültig von welcher Seite aus sie startet – immer in einem Edukte/Produkte-Gemisch stehen bleiben bzw. enden. Das ist vergleichbar mit dem Wärmefluss von einem heißen Kaffee zum direkt daneben stehenden Glas Eiswasser (Abb. 32b). Eine Ausbeute von 100% ist bei solchen Vorgängen unmöglich. Solche umkehrbaren Reaktionen werden als **Gleichgewichtsreaktionen** bezeichnet.

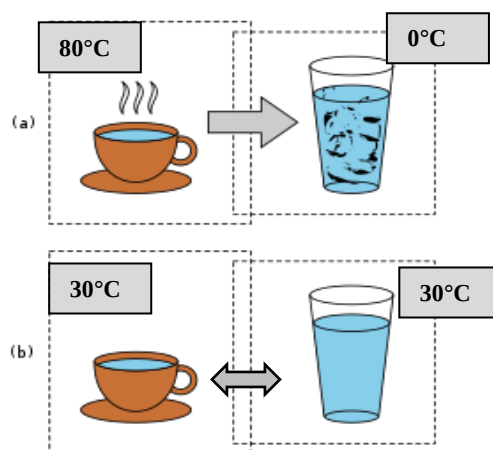


Abb. 32b: Links: Kinder versuchen, auf beiden Seiten der Wippe gleich viel Gewicht zu schaffen. Rechts: Ein heißer Kaffee wird neben ein Glas Eiswasser gestellt. Die Wärme fließt vom Kaffee zum Eiswasser. Am Ende sind beide Flüssigkeiten gleich warm – ein **Gleichgewicht** hat sich eingestellt, denn nun fließt genau so viel Wärme vom Kaffee zum Wasser wie vom Wasser zurück zum Kaffee – ein Gleichgewicht an Hin- und Rückfluss von Wärme wie ein Gewichtskraft-Gleichgewicht auf einer Kinderwippe.

(Bildquelle: MikeRun, CC BY-SA 4.0 <<https://creativecommons.org/licenses/by-sa/4.0/>>, via Wikimedia Commons)

Die Chemiker *Dickerson* und *Geis* erklärten die Gesetzmäßigkeit „chemisches Gleichgewicht“ einmal anschaulich in der Geschichte vom Holzapfelkrieg zwischen einem älteren Mann (M) und seinem jungen Buben (B):

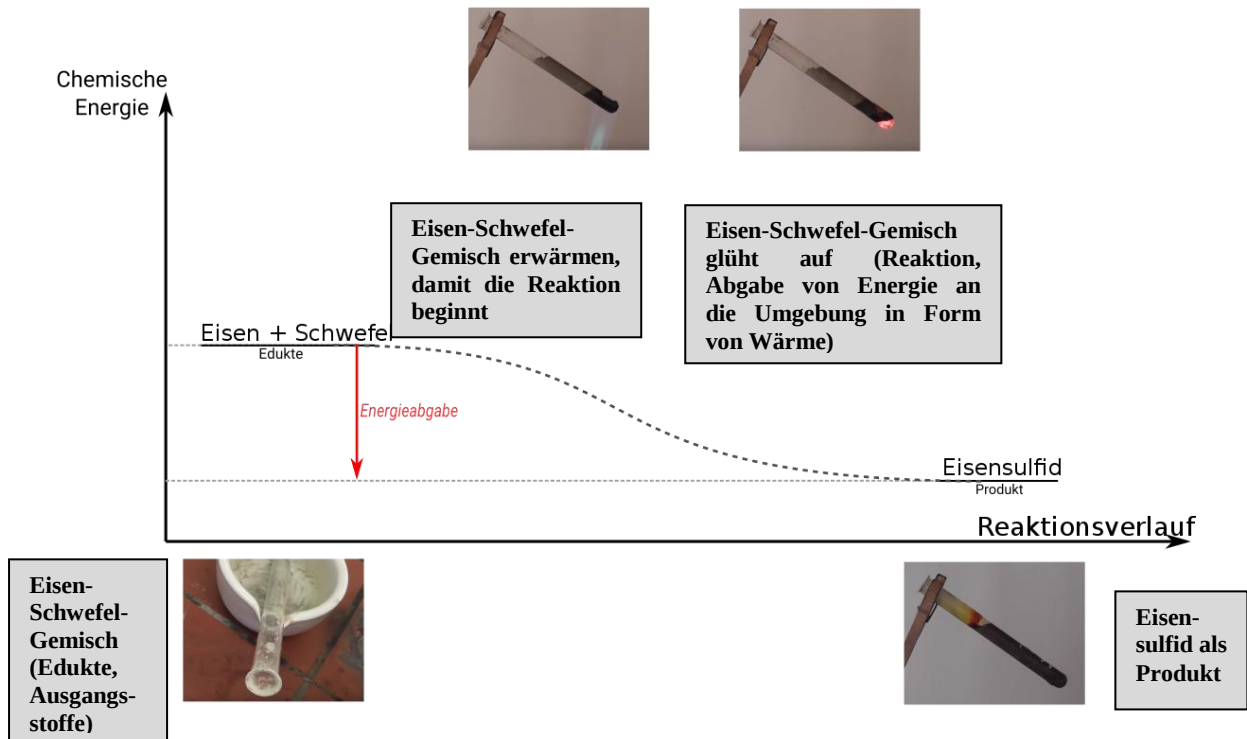
Ein Holzapfelbaum steht an der Grenzlinie zwischen zwei Gärten. Ein Vater trägt seinem Sohn auf, den Garten vom Holzapfel-Fallobst zu reinigen. Der forsche, junge Bube wirft sie jedoch einfach in den Nachbargarten des alten Mannes. Bald liegt dessen Garten voll mit Fallobst, während auf dem Grundstück mit dem Buben nur noch vereinzelt einige, wenige Äpfel liegen. Der alte Mann kommt heraus, wirft vom Gartenzaun Äpfel zurück und muss sich kaum mühen, denn direkt vor ihm liegen Äpfel genug. Der Junge will zurückwerfen, hat aber kaum noch Äpfel übrig und muss für jede Apfel suchend und kreuz und quer über die Wiese rennen, um zurück werfen zu können. Seine Wurfgeschwindigkeit (Äpfel pro Zeit) ist daher niedriger als die des alten Mannes, obgleich er schneller laufen kann als dieser.

Der Konflikt kann nicht einfach so enden, dass alle Äpfel im Garten des alten Mannes landen. Am Ende nämlich hat der alte Mann beim Zurückwerfen der Äpfel trotz angenommener, erheblich langsamerer Wurf- und Reaktionsgeschwindigkeit wesentlich geringere Mühe, die Äpfel zurückzuwerfen, 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 $c(B)$ der Äpfel in seinem Grundstück wird niemals gegen Null gehen, so lange der Konflikt (mit Reaktion und Gegenreaktion) andauern wird (nach dem Buch „Chemie – eine lebendige und anschauliche Einführung“, Wiley-VCH, Weinheim 1986, S. 328f). So können sich auch bei chemischen Reaktionen Gleichgewichte einstellen:

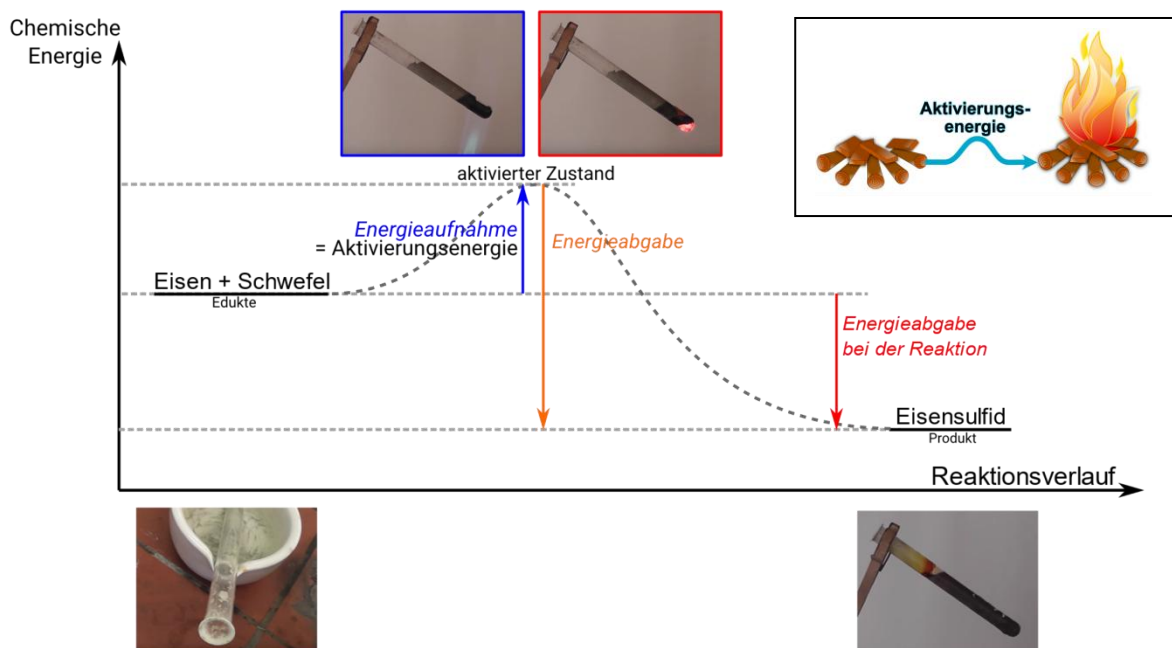
Umkehrbare Reaktionen werden als **Gleichgewichtsreaktionen** bezeichnet: Gleichgewichts-Reaktionen sind Reaktionen, die in zwei Richtungen gleichzeitig verlaufen können (Hin- und Rückreaktion laufen u. U. gleichzeitig ab, Beispiel: $A + B \rightleftharpoons AB$). Sie laufen daher niemals vollständig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

2.5 Aktivierungsenergie

Ein Gemisch aus Eisen- und Schwefelpulver reagiert unter Energieabgabe zu Eisensulfid – das Reaktionsgemisch gibt Wärmeenergie nach außen ab. Sein Gehalt an innerer, chemischer Energie sinkt also ab:



Die Reaktion läuft aber nur ab, wenn das Pulvergemisch erhitzt wird – sie benötigt Aktivierungsenergie: Erst dann startet die Energieabgabe des reagierenden Gemisches. Das ist im Energie/Zeit-Diagramm zu berücksichtigen. Zusätzlich wird auch die Aktivierungsenergie wieder abgeben, ebenfalls in Form von Wärme (Vgl. auch Abb. 32c):



(Alle Abb.dieser Seite: gemeinfrei)

Wärmeenergie wird beim Erwärmen in innere Energie U umgewandelt (von der Möglichkeit einer eventuell zusätzlichen Volumenänderung bei der Reaktion einmal abgesehen) und bei **exothermen Vorgängen** nimmt sie ab, so z. B. bei einer Beispiel Verbrennung: Die inneren Energie der reagierenden Stoffe wird in Wärmeenergie umgewandelt, die das System nach außen hin abgibt. Diese Zu- und Abnahme der inneren Energie kann grafisch in einem Energie/Zeit-Diagrammen dargestellt werden (vgl. Abb. 32c).

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 durch Erwärmung, durch Blitzlicht, Druck oder durch einen Zündfunken ist zum Beispiel eine Zufuhr von Aktivierungsenergie. Die bei einer exothermen Reaktion zugeführten Aktivierungsenergie wird im Verlauf der Reaktion wieder abgegeben.

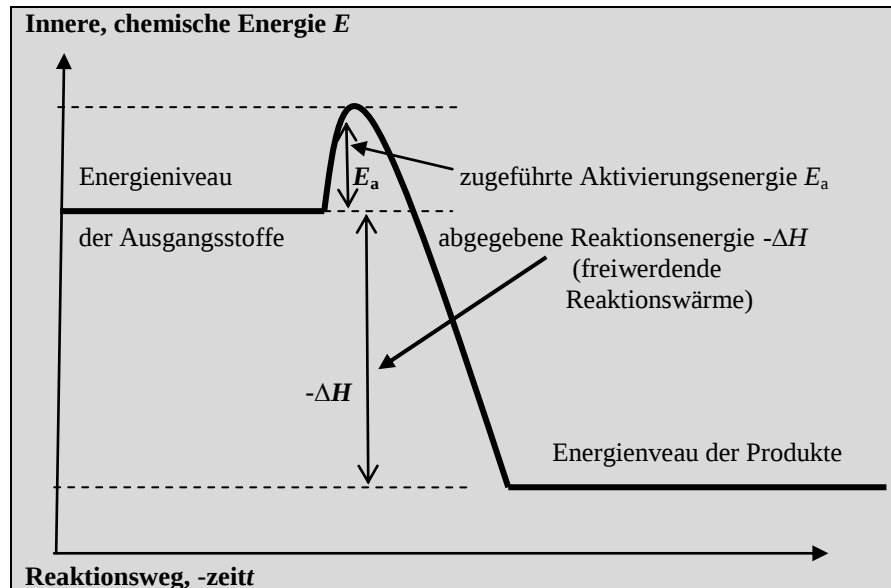


Abb. 32c: Energiediagramm einer exothermen Reaktionen

Je höher die Temperatur des reagierenden Systems liegt, desto größer ist die Wahrscheinlichkeit, dass die Reaktionspartner die benötigte **Aktivierungsenergie** bereitstellen und die Energiebarriere zum Start der Reaktion 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 (Geschwindigkeit) verfügen, um die Barriere zu überwinden und reagieren zu können (Stoßtheorie). Bei einer Temperaturerhöhung wächst auch die Häufigkeit ihrer Zusammenstöße (die Stoßzahl).

2.6 Katalyse

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: Der Autokatalysator, ist ein Beispiel für die Wirkweise von Katalysatoren. Edelmetalle wie Platin helfen, unvollständig verbrannte Autoabgase zu entgiften.

Bei exothermen Reaktionen hilft der Katalysator, die im Energiediagramm in Abb. 33 links dargestellte Energiebarriere der **Aktivierungsenergie** E_A zu „durchtunneln“. Er ermöglicht **einen anderen Reaktionsweg** (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 (das nennt man „selektive Katalyse“).

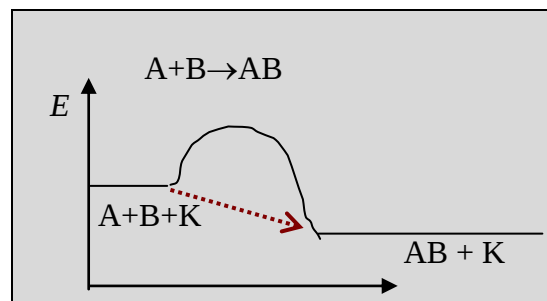
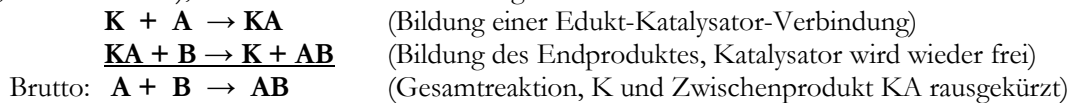


Abb. 33: Reaktionsweg im Energiediagramm mit und ohne Katalyse (vgl. Abb. 32a, S.44)

Der aufgrund von Katalyse alternative Reaktionsweg kann bei exothermen Reaktionen im Energiediagramm modellhaft angedeutet werden, dass man den „Tunnel“ in das Diagramm einzeichnet (s.o., 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: Viele Kraftstoffe, Medikamente, Tenside Düngemittel und Lösemittel werden mit Hilfe von Katalysatoren hergestellt.

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

Üb(erleg)ungsaufgaben:

Was ist ein Katalysator? Was heißt „exotherm“ und „endotherm“? Was ist Aktivierungsenergie?

2.7 Beeinflussung der Reaktionsgeschwindigkeit

Die Reaktionsgeschwindigkeit kann über Konzentrations- und Druckänderungen und mit Hilfe von Katalysatoren beeinflusst werden. 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).

2.8 Stoffumsetzungen bei chemischen Reaktionen – die Grundgesetze der Chemie

2.8.1 Die drei Grundgesetze der Chemie

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

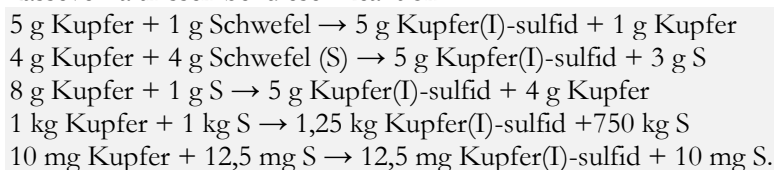
1 Das **Gesetz der Massenerhaltung**: Bei chemischen Reaktionen bleibt die Gesamtmasse m aller Ausgangsstoffe (Edukte) stets gleich (es geht keine Masse verloren):

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

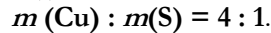
Wenn sich zum Beispiel 4,0 g Kupfer mit 1,0 g Schwefel verbinden, dann entstehen immer genau 5,0 g schwarzes Kupfer(I)-sulfid. Diese Verbindung besteht aus Kupfer und Schwefel,
 Reaktion: Kupfer + Schwefel $\rightarrow$ Kupfer(I)-sulfid, eine Stoffvereinigung.

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).

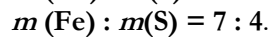
Beispiel: Kupfer und Schwefel verbinden sich zu schwarzblauem Kupfer(I)-sulfid immer ziemlich genau im Masseverhältnis $m(\text{Kupfer}) : m(\text{Schwefel}) = 4 : 1$. Wenn also 5 g Kupfer (Symbol: Cu) und 1 g Schwefel zur Reaktion gebracht werden, dann bleibt 1 g Kupfer Cu übrig. Bei der Reaktion von vier Gramm Kupfer und 4 g Schwefel entstehen 5 g Kupfer(I)-sulfid und 3 g Schwefel bleiben übrig (Symbol: S; die 3 g S bzw. Schwefel verbrennen an Luft anschließend oft zu Schwefeldioxid-Gas); weitere Beispiele zu den Masseverhältnissen bei dieser Reaktion:



Kupfer und Schwefel verbinden sich zum schwarzblauen Kupfer(I)-sulfid also immer ziemlich genau im Masseverhältnis



In der Verbindung Eisensulfid beträgt es hingegen



So hat jede chemische Verbindung ihre ganz eigene Zusammensetzung – auch dann, wenn zwei Elemente A und B zwei verschiedene Verbindungen AB bilden können:

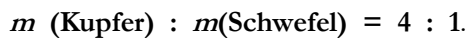
3 Das Gesetz der multiplen Proportionen: Wenn zwei Elemente miteinander mehrere Verbindungen bilden, dann stehen die Masseverhältnisse dieses Elementes in den beiden Verbindungen zueinander im Verhältnis kleiner, ganzer Zahlen:

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

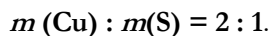
(3. Grundgesetz der Chemie)

Hierzu weitere Beispiele:

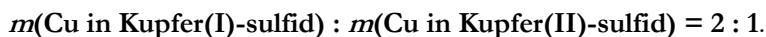
1) Kupfer und Schwefel verbinden sich zu schwarzblauem **Kupfer(I)-sulfid** immer im Masseverhältnis



Es gibt aber eine weitere, tiefschwarze Kupfer-Schwefel-Verbindung, das **Kupfer(II)-sulfid**. Es enthält die Elemente Kupfer Cu und Schwefel S immer im Verhältnis



In diesen beiden Verbindungen stehen die Massenanteile von Kupfer Cu zueinander genau im Verhältnis 4 : 2 bzw. 2 : 1:



Das heißt: Kupfer(I)-sulfid (Symbol: Cu_2S) enthält doppelt so viel chemisch gebundenes Kupfer wie Kupfer(II)-sulfid (Symbol: CuS). Die kleine Zwei hinter dem Symbol Cu für Kupfer weist darauf hin.

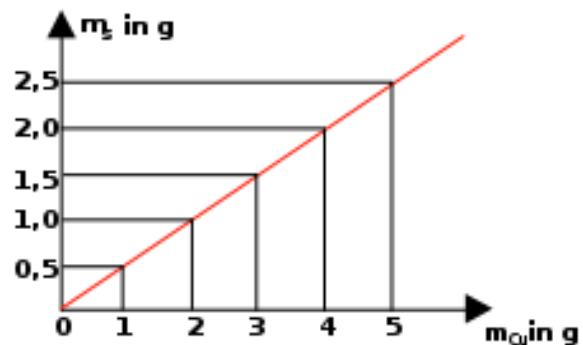


Abb. 34: Diagramm des Masseverhältnisses $m(\text{Cu}) : m(\text{S}) = 2 : 1$ im Kupfer(II)-sulfid (Abb. gemeinfrei)

2) Auch Eisen und Schwefel bilden **zwei Eisensulfide**. Das in goldglänzenden, würfelförmigen Kristallen existierende Pyrit FeS enthält ganz genau doppelt so viel Schwefel wie das schwarze Eisen(II)-sulfid (siehe Abb. 28d in Kap. 2.1.1).

Der englische Chemiker *Dalton* erkannte den Grund dafür: 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 also ähnlich wie mit Kachelmustern: Auch sie bestehen aus einzelnen Kacheln in ganz bestimmten Mengenverhältnissen. Für jedes Muster ist das Mengenverhältnis unterschiedlich – genau wie bei chemischen Verbindungen (denn Kachelmuster und Verbindungen bestehen beide aus kleinsten Einheiten).

Das Symbol der Masse ist in den Naturwissenschaften m , das der Stoffmenge das n . Denn **Masse m** und **Stoffmenge n** ist ein Unterschied – daher muss man auch Massen- und Stoffmengenverhältnisse unterscheiden.

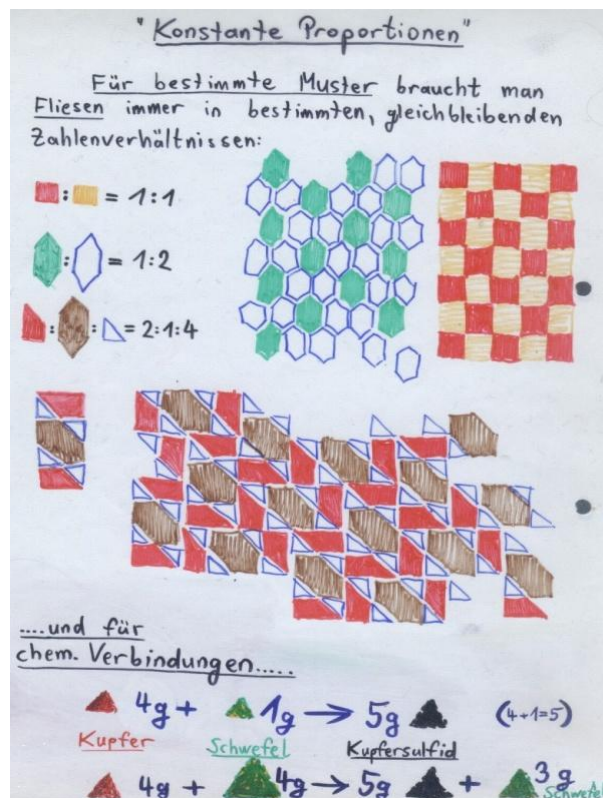


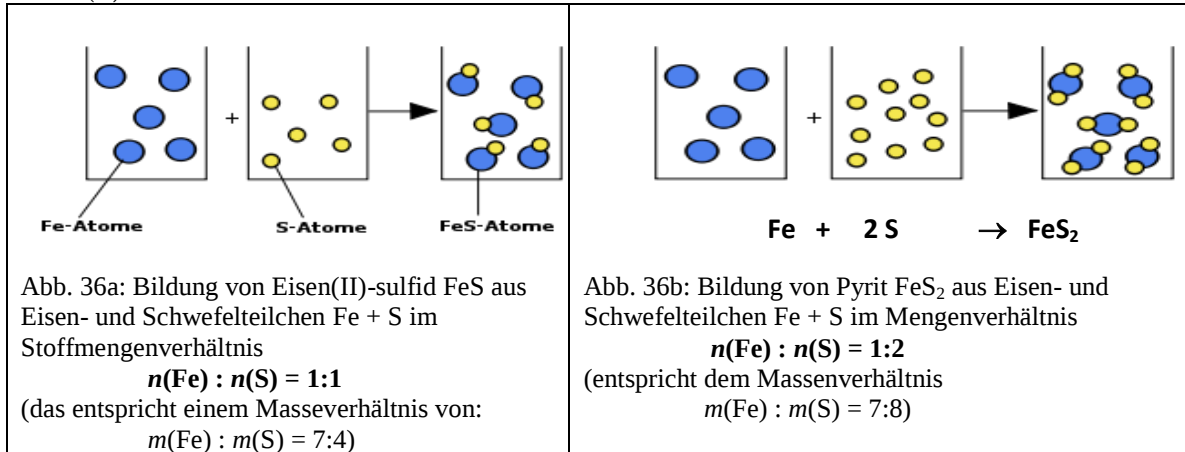
Abb. 35: Kachelmuster

Aus dem Verhältnis

Für das o.g. Beispiel der beiden Kupfer-Schwefel-Verbindungen oben heißt das, dass im Kupfer(I)-sulfid doppelt so viele Kupferteilchen enthalten sein müssen wie im Kupfer(II)-sulfid:

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

Das Verhältnis der beiden Kupfermengen $n(\text{Cu})$ zueinander ist in diesen beiden Kupfersulfiden also: $n : n = 2 : 1$). Entsprechend sind im Pyrit FeS_2 doppelt so viel Schwefel-Atome S gebunden wie in Eisen(II)-sulfid:

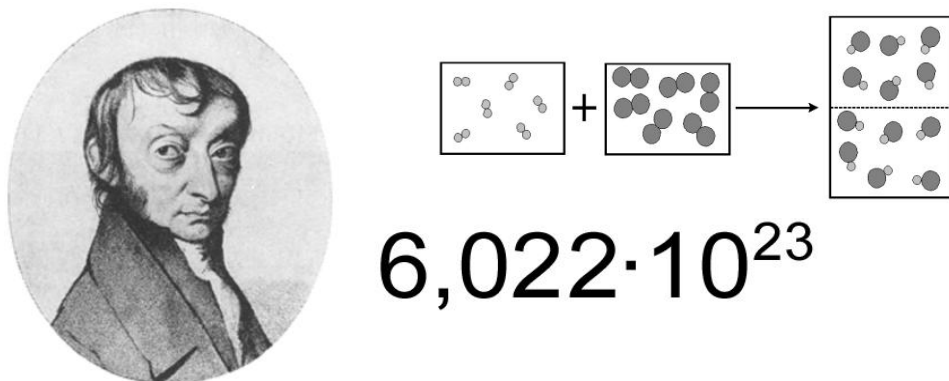


2.8.2 Avogadros Gesetz

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:

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 von Gasen untersuchte.

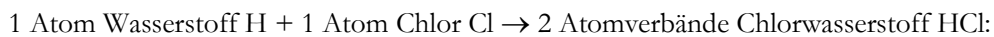
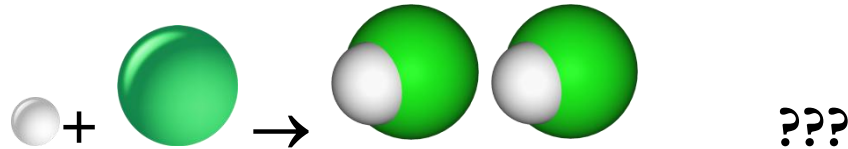


$$N_A = 6.022\,141\,79(30) \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 60221417930000000000000 \text{ pro mol}$$

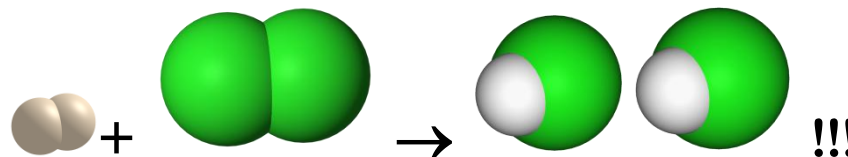
Abb. 37: Amadeo Avogadro (links), eine Skizze zu Avogadros Gesetz in Bezug auf Gasvolumina und Teilchenzahlen und die von ihm entdeckte Zahl „**Number Avogadro** N_A “. Sie gibt an, wie viele Teilchen ein Mol eines Stoffes enthält. Demnach sind es etwa **602 Trilliarden Teilchen pro Mol**. Die Stoffmenge von **1 Mol** Wasser enthält also z. B. 602 Trilliarden Wassermoleküle, das sind 18 Milliliter bzw. 18 Gramm = 1 mol Wasser (Abb. gemeinfrei)

Bei der Reaktion von Wasserstoff (Elementsymbol H) mit Chlor (Symbol: Cl) entsteht zum Beispiel das aggressive Gas Chlorwasserstoff:

Wasserstoff + Chlor → Chlorwasserstoff. Ihm fiel auf, dass z.B. ein Liter Wasserstoffgas mit einem Liter Chlorgas nicht zu einem, sondern immer 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. Sonst würden ja aus einem Atom Wasserstoff H (Kleinstmögliche Portion) und einem Atom Chlor Cl plötzlich zwei Atomverbände Chlorwasserstoff HCl:



Da aber jeder Raumteil Gas gleich viele Gasteilchen enthält, musste es also so sein, dass die Raumteile der Ausgangsstoffe Wasserstoff und Chlor Gasteilchen enthielten, die aus je zwei Atomen bestehen:



Avogadro's Schlussfolgerung: Ein kleinstmöglicher Raumteil Wasserstoffgas (ein Teilchen) und ein Raumteil Chlorgas (ein Teilchen) 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 **H₂** (ein Molekül aus zwei Wasserstoffatomen H) und **Cl₂** (ein Chlormolekül aus 2 Cl-Atomen).

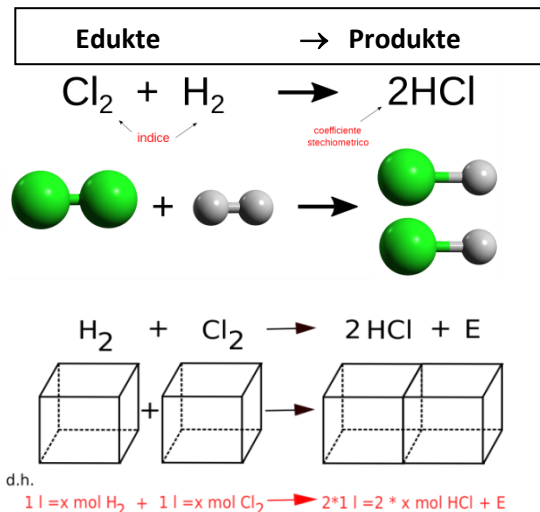
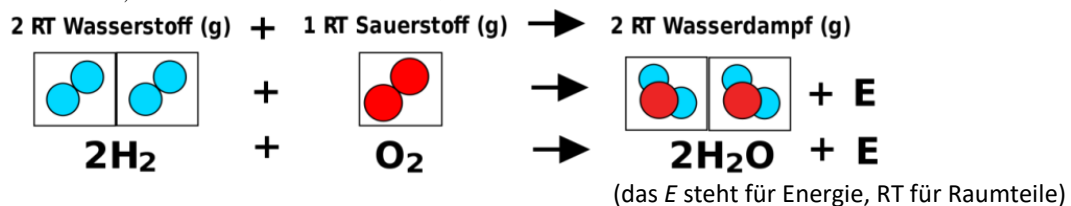


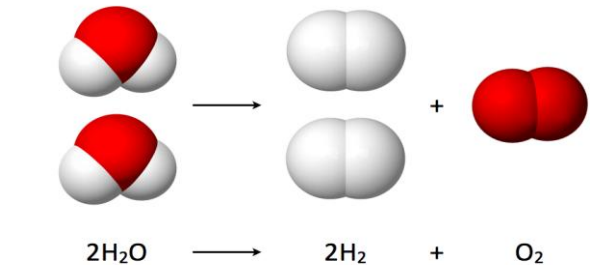
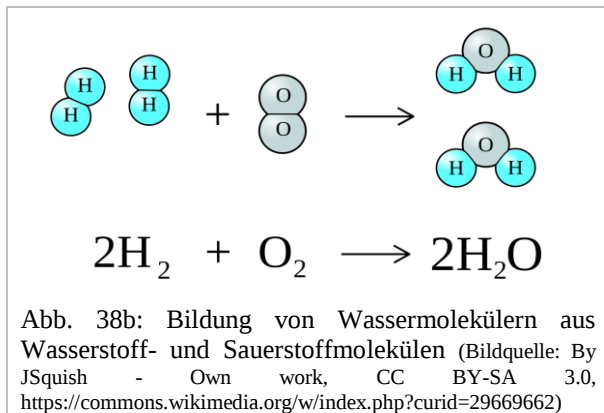
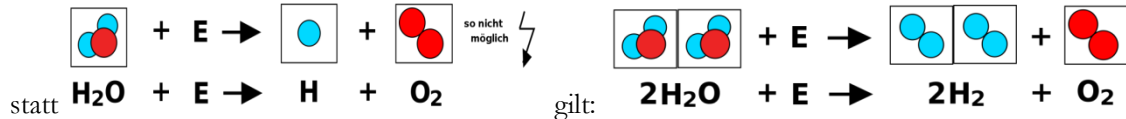
Abb. 38a: Wasserstoffgas H₂ und Chlorgas Cl₂ reagieren zu Chlorwasserstoffgas HCl im Volumenverhältnis 1 : 1

Entsprechend reagieren auch Wasserstoff- und Sauerstoffgas: Ein Liter Sauerstoffgas bindet zwei Liter Wasserstoffgas. Dabei entsteht Wasserdampf – jedoch nicht drei Liter, sondern zwei Liter. Wenn zwei Liter Wasserstoffgas mit einem Liter Sauerstoff reagieren – Mengenverhältnis $n(\text{H}) : n(\text{O}) = 2 : 1$ – dann bindet eine Sauerstoffportion die doppelte Stoffmenge an Wasserstoff. Aber warum werden aus 3 L Gas hierbei 2 L Wasserdampf?

Wie die H₂-Moleküle, so kann also auch das Sauerstoffgas nicht aus Einzelatomen bestehen, sondern aus Atomverbänden von je zwei Sauerstoffatomen O, den O₂-Molekülen:



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



Die Zerlegung von Wasser(molekülen) H_2O verläuft also auf der Ebene der Teilchen so, dass aus 2 H_2O -Teilchen drei Gasmoleküle entstehen:

Die Wasserstoffverbrennung und die Stoffzerlegung von Wasser sind also entgegengesetzte Vorgänge, bei denen aus 3 Litern bzw. Raumteilen der Elemente zwei Liter bzw. Raumteile der Verbindung Wasser aufgebaut bzw. in diese zerlegt werden:

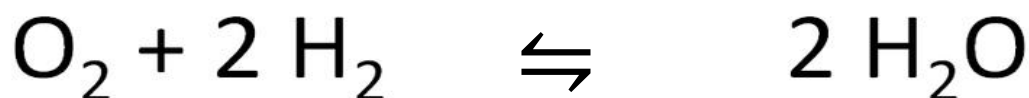
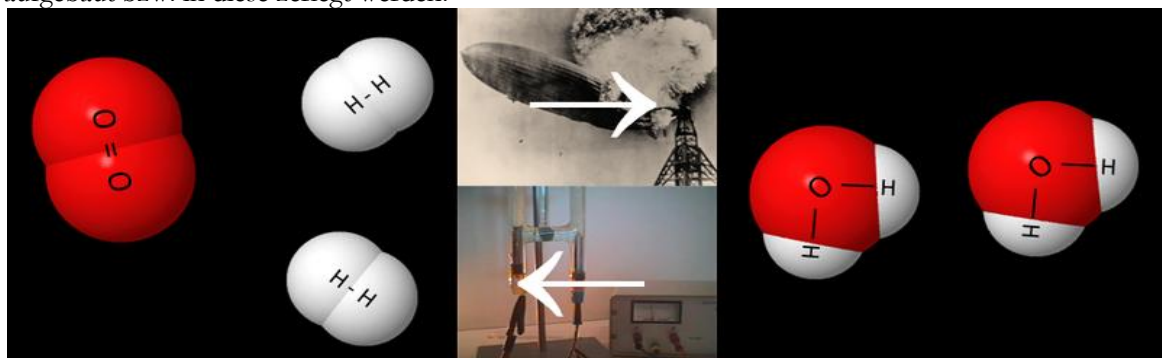


Abb. 38c: Bildung von Wassermolekülen aus Wasserstoff- und Sauerstoffmolekülen und Zerfall von Wasser als entgegengesetzte Vorgänge – hier mit den Modellen der Teilchen dargestellt sowie in Formelschreibweise mit Elementsymbolen (Bildquelle: By JSquish - Own work, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=29669662>)

- 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.

2.8.3 Üb(erleg)ungsaufgaben zu den Grundgesetzen der Chemie

Teste Dein Wissen:

Üb(erleg)ungsaufgabe 1 Grundbegriffe – vier Anfangsfragen

- 1) Was ist der Unterschied zwischen chemischen und physikalischen Stoffeigenschaften?
- 2) Welche Stoffarten unterscheidet man?
- 3) Wie kann ein Gemisch aus Kochsalz, Quarzsand und Bleischrot aufgetrennt werden?
- 4) Was ist ein chemisches Element?

Üb(erleg)ungsaufgabe 2 Physikalische Vorgänge und chemische Reaktionen

- 2.1) Nenne für folgende Vorgänge je ein Beispiel: a) Stoffzerlegung, b) Stoffvereinigung, c) Aggregatzustands-Änderung, d) Stofftrennverfahren;
- 2.2) Begründe Deine Zuordnung!

Üb(erleg)ungsaufgabe 3 Stoffeigenschaften im Überblick

- a) Gib an, welche typischen Stoffeigenschaften Metalle, Salze und molekulare Verbindungen jeweils aufweisen (also Stoffe mit metallischen, ionischen und kovalenten Bindungen).
- b) Tabelliere 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.

Üb(erleg)ungsaufgabe 4 Stoffliche Vorgänge und Mengenverhältnisse

- a) Zähle Stofftrennverfahren auf und unterscheide mechanische und thermische Verfahren.
- b) Erstelle die Reaktionsschemen (Ausgangsstoffe → Endstoffe, in Worten) für folgende Stoffumwandlungen: Die Bildung von Eisensulfid und Kupfersulfid aus dem jeweiligen Metall und Schwefel, die Verbrennung von Kohle(nstoff), die Stoffzerlegung bei der Verkohlung von Zucker (zu Kohlenstoff und Wasserdampf).
- c) Kupfer Cu und Schwefel S verbinden sich zum schwarzblauem Kupfer(I)-sulfid immer ziemlich genau im Masseverhältnis $m(\text{Kupfer}) : m(\text{Schwefel}) = 4 : 1$. Was entsteht also, wenn folgende Stoffportionen miteinander reagieren:
 - 5 g Kupfer (Symbol: Cu) und 1 g Schwefel?
 - 4 g Kupfer (Cu) und 4 g Schwefel (S)?
 - 5,0 g Cu + 1,0 g S?
 - 4,0 g Cu + 4,0 g S?
 - 8 g Cu + 1,0 g S?
 - 1 kg Cu + 1 kg S?
 - 10 mg Cu + 12,5 mg S?
- d) Kupfer und Schwefel verbinden sich zu schwarzblauem Kupfer(I)-sulfid immer im Masseverhältnis $m(\text{Kupfer}) : m(\text{Schwefel}) = 4 : 1$, in der Verbindung Eisensulfid beträgt das Masseverhältnis $m(\text{Fe}) : m(\text{S}) = 7 : 4$. Wieviel Kupfer kann von vier Gramm Schwefel gebunden werden? Und wieviel Gramm Eisenpulver Fe werden von vier Gramm Schwefel gebunden?

Versuche zum 1.+2. chemischen Grundgesetz

REAKTION: Kupfer + Schwefel → Kupfersulfid

BEISPIEL	
Nr.1:	 8g +  2g →  10g
Nr.2:	 4g +  1g →  5g
Nr.3:	 2g +  0,5g →  2,5g
Nr.4:	 2g +  2g →  2,5g +  1,5g
Nr.5:	 2g +  1g →  2,5g +  0,5g
Nr.6:	 4g +  2g →  5g +  1g
Nr.7:	 4g +  0,5g →  2,5g +  2g
Nr.8:	 16g +  0,5g →  2,5g + g (!?)

2.9 Cheimsche Formeln und Reaktionsgleichungen

2.9.1 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 wurden vergleichbar:

Im Gas Schwefeldioxid z.B. sind Schwefel und Sauerstoff im Massenverhältnis

$m(S) : m(O) = 1 : 1$ verbunden, aber das Stoffmengenverhältnis beträgt $n(S) : n(O) = 1 : 2$.

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.

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).

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:

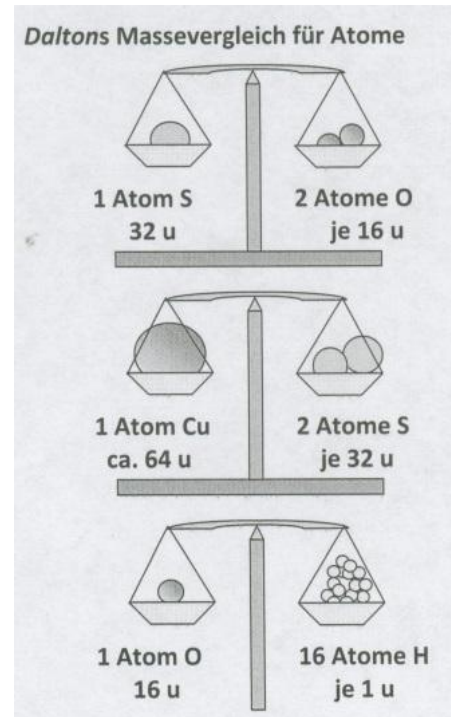


Abb. 39: Daltons Vergleich relativer Atommassen (hier in Einheiten, engl. „units“, Symbol: u; Eig. Abb.)

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.

Ein Mol eines Stoffes enthält $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$ Teilchen.

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

2.9.2 Formeln

Chemische Formeln sind einfach. Es gibt Summenformeln und Strukturformeln:

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

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

- Chemisch unzerlegbare Reinstoffe (Elemente) und deren kleinste Teilchen (Atome) werden mit **Elementensymbolen** abgekürzt.

Beispiel:

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 (die „Molare Masse“ M).

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

Das Massen-Verhältnis ist: $m(\text{Cu}) : m(\text{S}) = 4 : 1$

Die Berechnung der Stoffmenge n aus der Masse m erfolgt mit Hilfe der Molaren Masse $M = m/n$

(ähnlich der Berechnung des Volumens V aus der Masse m mit Hilfe der **Dichte** $\rho = m/V$):

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

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

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

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

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

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

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

Die Formel ist also: **Cu_2S** .

Die (Summen-)Formel einer Verbindung gibt also an, aus welchen Elementen und in welchem Stoffmengenverhältnis sie besteht. Sie gibt ebenso an, aus welchen Atomsorten ihre Atomverbände bestehen – und deren Atomzahlverhältnisse.

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

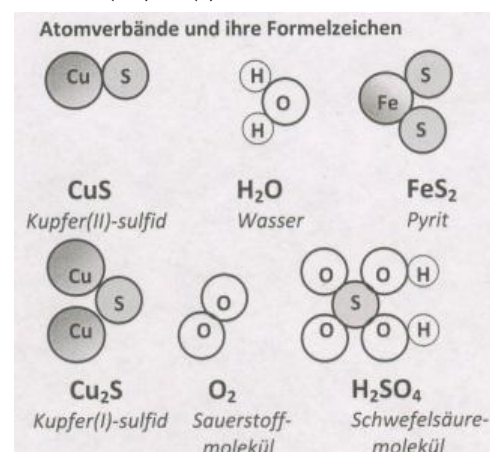


Abb. 40: Atomverbände und ihre Formelzeichen (Eig. Abb.)

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

Im **Eisen(II)-sulfid** binden vier Gramm Schwefel 7 g Eisen, da das Masseverhältnis hier

$m(\text{Fe}) : m(\text{S}) = 7 : 4$ beträgt. 7 g Eisen enthalten also ebensoviel Teilchen wie 8 g Kupfer und 4 g Schwefel. Diese 4 g Schwefel S, 16 g Kupfer Cu und 7 g Eisen Fe sind also jeweils gleichgroße Stoffmengen n .

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

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

Die Formel von Eisen(II)-sulfid ist also 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.

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

2.9.3 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 $\rightarrow$ 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:

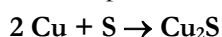
Aus 4 g Kupfer- und 1 g Schwefelpulver werden 5 g Kupfer(I)-sulfid hergestellt.

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 Cu_2S .

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



Sie besagt: 2 Mol Kupfer und 1 mol Schwefel bilden ein Mol Cu_2S

und: 2 Kupferatome und 1 Schwefelatom bilden jeweils einen Atomverband Cu_2S .

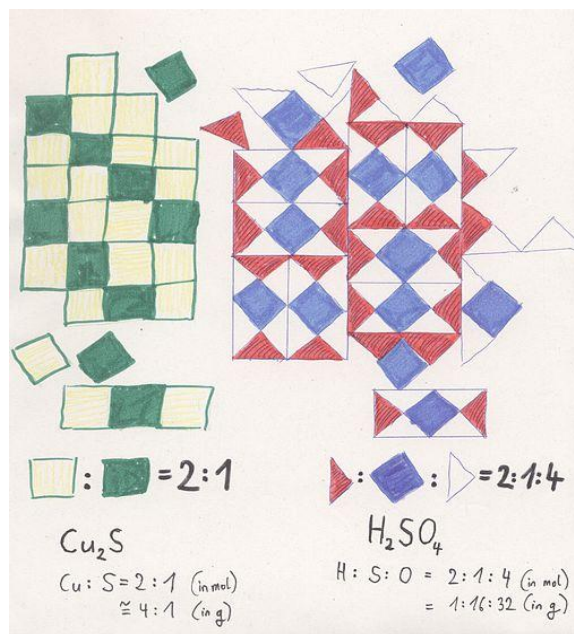
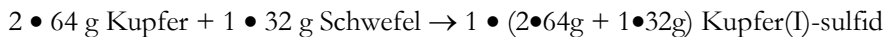


Abb. 41: Stoffmengenverhältnisse im Kupfer(I)-Sulfid Cu_2S und in der Wasserstoff-Schwefel-Sauerstoff-Verbindung Schwefelsäure H_2SO_4 , als Kachelmuster dargestellt (Eig. Abb.)

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



bzw. $128 \text{ g Kupfer} + 32 \text{ g Schwefel} \rightarrow 160 \text{ g Kupfer(I)-sulfid}$

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:

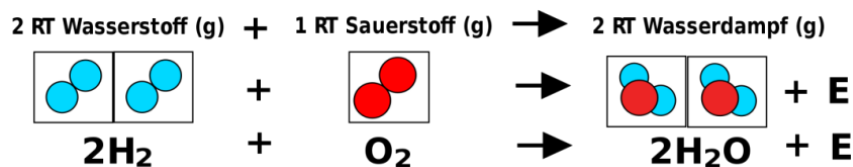
1) Für die Reaktion von Wasserstoffgas H_2 mit Chlorgas Cl_2 zu Chlorwasserstoffgas HCl ist die Reaktionsgleichung: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{HCl}$ (Vgl. Abb. 38a)

Hier reagieren also 1 mol Wasserstoffgas H_2 mit 1 mol Chlorgas Cl_2 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 H_2 zu Wasser(stoffoxid) H_2O ist die

Reaktionsgleichung: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$ (Vgl. Abb. 38b)

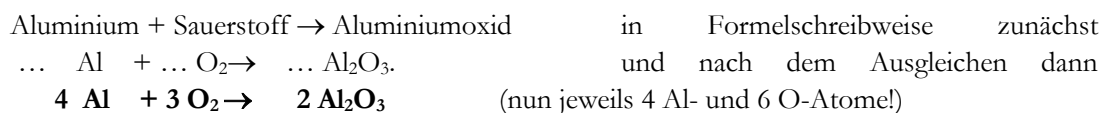
Hier reagieren also 2 mol Wasserstoffgas H_2 mit 1 mol Sauerstoffgas O_2 zu 2 mol Wasser H_2O :
 $V(\text{H}_2) : V(\text{O}_2) = n(\text{H}_2) : n(\text{O}_2) = 2 : 1$.



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.

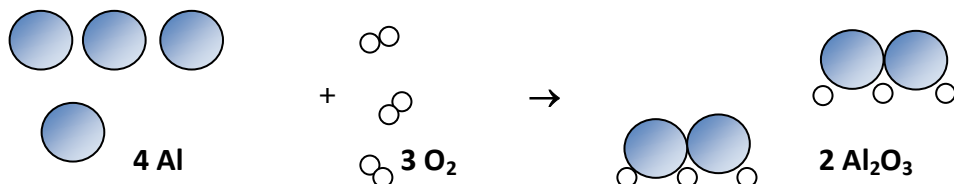
Wenn z.B. Aluminiumpulver Al verbrannt wird, verbindet es sich mit Luftsauerstoff O_2 zu Aluminiumoxid. Aluminiumoxid setzt sich aus den Elementen Al und O im Stoffmengenverhältnis $n(\text{Al}) : n(\text{O}) = 2 : 3$ zusammen.

Somit ergibt sich für die Reaktion



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 $2 \bullet 3 = 6$ (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 $2 \bullet 2 = 4$ Al-Atome.

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



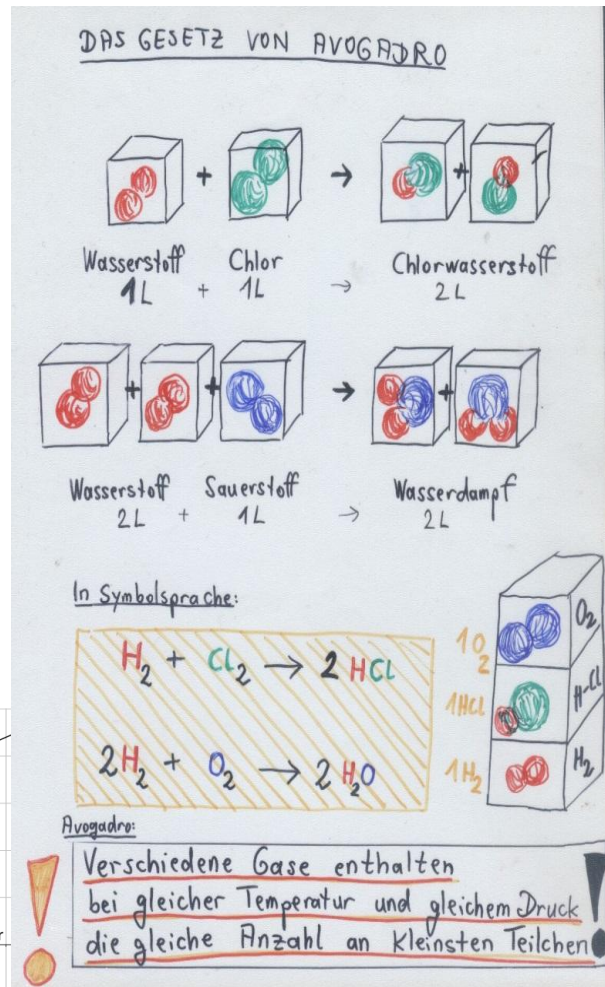
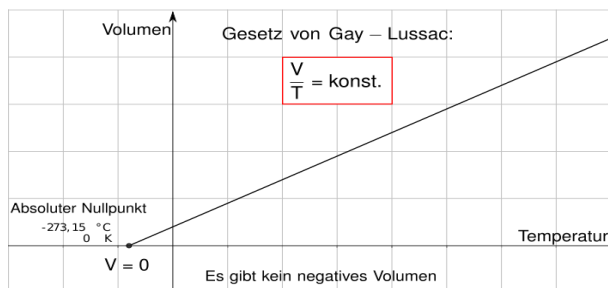
4 Aluminium-Atome und 3 Sauerstoffmoleküle bilden zwei Atomverbände Aluminiumoxid,
 und rechnerisch: $4 \text{ mol Aluminium Al} + 3 \text{ mol Sauerstoff O}_2 \rightarrow 2 \text{ mol Aluminiumoxid Al}_2\text{O}_3$,

in Gramm also: $4 \bullet 27 \text{ g Al} + 3 \bullet (2 \bullet 16) \text{ g O}_2 \rightarrow 2 \bullet (2 \bullet 27 + 3 \bullet 16) \text{ g Al}_2\text{O}_3$,

das sind: $108 \text{ g Aluminium} + 96 \text{ g Sauerstoff} \rightarrow 204 \text{ g Aluminiumoxid}$.

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 die folgende Abbildung zeigt (Bildquelle: Johannes Schneidee, wikipedia commons, über: https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Ermittlung_des_absoluten_Nullpunktes_mit_dem_Gesetz_von_Gay-Lussac.svg):



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.

2.10 Verbrennungsvorgänge und andere wichtige chemische Reaktionen

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 Gründe: 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.

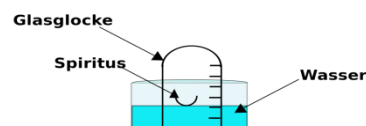


Abb. 42: Im schwimmenden Uhrglas brennendes Spiritus in einer pneumatischen Wanne (Bildquelle: , Von Sundance Raphael 18:35, 4. Dez. 2006 (CET) - "own work"; <https://de.wikibooks.org/w/index.php?curid=35561>)

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.

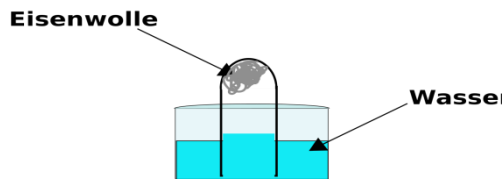


Abb. 43a: Eisenwolle in einer pneumatischen Wanne rostet – der Wasserspiegel steigt (Bildquelle: Von Sundance Raphael 18:37, 4. Dez. 2006 (CET) - „own work“, <https://de.wikibooks.org/w/index.php?curid=35562>)



Abb. 43b: Reaktionsbedingungen bei Verbrennungsreaktionen (Bildquelle: Von Stefan-Xp - Eigenes Werk, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=815131>)

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.

2.11 Arten chemischer Reaktionen und Reaktionsgleichungen

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

2.12 Chemische Versuche zu Kap.2: Stoff- und Energieumsätze bei chemischen Reaktionen

V05a: Zerlegung von Kupferacetat

Stoffe: Kupfer(II)-acetat (H 302, 315, 319, 335, 400, P 261, 273, 280.1-3, 301+312, 305+352, 305+351+338, Entsorgung G 3), ggf. auch Kupferblech ca. 1 x 4 cm, Essigessenz oder Essigsäure 25%: H 226, 314 P 210, 260, 280.1+3, 303+361+353, 304+340, 305+351+338, 310, Entsorgung: Kupfersalze in den Behälter Schwermetallabfälle flüssig, Essigsäurereste – sofern schwermetallfrei – in den Behälter für Säure-Base-Abfälle).

Achtung: Schutzbrille tragen und Schutzhandschuhe anziehen! Stoffe nicht anfassen! Nach dem Experimentieren Hände waschen! Reaktionsprodukte ordnungsgemäß entsorgen!



Geräte: Schutzbrille, Brenner und Streichhölzer, Reagenzglas, RG-Halter, ggf. ein Schraubglas

Durchführung: Erhitzen Sie eine Spatelspitze Kupfer(II)-acetat in einem Reagenzglas mit der nicht leuchtenden Brennerflamme.

Beobachtung und Auswertung: Achten Sie auf Farbbänderungen und Gerüche! Beobachtungen im Laborheft notieren und im Protokoll auswerten: Welcher Stoff wird hier zerlegt? Welche Stoffe entstehen? (Zwei mögliche Produkte genügen: Eines ist am Geruch erkennbar, das andere ist ein an der Farbe erkennbares Metallpulver).

Entsorgung: Reste des Kupferacetats werden im Behälter für feste, organische Abfälle entsorgt. Nach der Entsorgung des Kupferacetats werden die Reagenzgläser gut gewaschen und gespült. Geht der Kupferspiegel nicht weg, gibt man die Reagenzgläser zum Glasmüll. Generell wird empfohlen, den Glasmüll vom Restmüll zu trennen (Verletzungsgefahr!) und jeweils einen Metallbehälter mit Deckel zu verwenden.

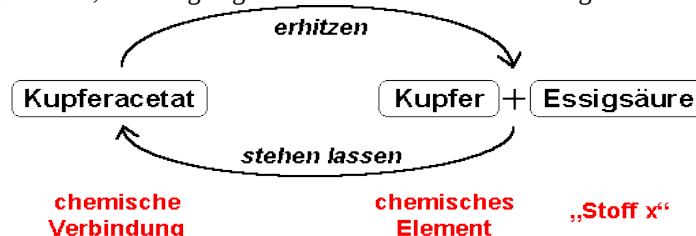
Evtl. möglicher Zusatzversuch (nach: <http://www.seilnacht.com/versuche/cuac.html>):

Die Frage, ob der Versuch umkehrbar ist, führt erst zum eigentlichen Experiment, das jedoch **mehrere Wochen** lang dauert: Ein Schraubglas wird 2cm hoch mit Essigessenz gefüllt. Dann stellt man ein Kupferblech hinein. Es sollte mindestens zur Hälfte aus der Flüssigkeit herausragen. Nach ein paar Tagen bilden sich türkisblaue Schichten. Lässt man das Gefäß offen, nimmt der Flüssigkeitsspiegel ab und am Boden bilden sich nach 1-2 Wochen dunkelgrüne Kupferacetat-Kristalle.

Auswertungshilfen hierzu (nach: <http://www.seilnacht.com/versuche/cuac.html>):

- 1.) Führen Sie das Zusatz-Experiment durch und erstelle einen ausführlichen Bericht!
- 2.) Suchen Sie im Internet oder in Büchern nach diesen Begriffen: Kupferacetat, Grünspan, chemisches Element, chemische Verbindung! Sammle auch Informationen über mögliche Gefahren!
- 3.) Versuchen Sie die Beobachtungen aus dem Experiment mit Hilfe der nachgeschlagenen Begriffe zu erklären!

Es kann auch gezeigt werden, dass der Versuch umkehrbar ist, in dem man die gebildeten Kristalle wieder erhitzt. Das Schema unten dient zur Erläuterung. Dabei genügt der Hinweis, dass "Stoff x" ebenfalls eine chemische Verbindung darstellt, die mit geeigneten Mitteln noch weiter zerlegt werden könnte.



Reaktionsgleichungen in Worten:

Stoffzerlegung: Kupferacetat → Kupfer + Essigsäure

Stoffvereinigung: Kupfer + Essigsäure → Kupferacetat

(Bei stärkerem Erhitzen zerlegt sich die Essigsäure weiter in andere Stoffe, es entsteht je nach Temperatur ggf. auch schwarzes Kupferoxid, Kohlenstoff, Wasserdampf u.a.)

V05b: Zerlegung von Kupfervitriol und von Kohlenhydraten

Stoffe: Kupfer(II)-sulfat-pentahydrat (H-/P-Sätze siehe unter Kupfervitriol, V. 02), ein Stück Weißbrot oder Zucker

Achtung: Schutzbrille tragen und Schutzhandschuhe anziehen! Stoffe nicht anfassen! Nach dem Experimentieren Hände waschen! Reaktionsprodukte ordnungsgemäß entsorgen!



Geräte: Schutzbrille, Brenner und Streichhölzer, Reagenzgläser, RG-Halter

Durchführung: (1) Erhitzen Sie eine Spatelspitze Kupfer(II)-sulfat-pentahydrat in einem Reagenzglas mit der nicht leuchtenden Brennerflamme. (2) Wiederholen Sie den Versuch mit einem kleinen Stück Weißbrot oder einem Spatel Zucker (An Stelle des Kupfersalzes).

Beobachtung und Auswertung: Achten Sie auf Farbänderungen und Gerüche! Beobachtungen im Laborheft notieren und im Protokoll auswerten: Welcher Stoff wird hier zerlegt? Welche Stoffe entstehen? (Die Produkte sind am Aussehen erkennbar).

Entsorgung: Kupfersalze in den Behälter Schwermetallabfälle, Zucker- und Brotreste zusammen mit dem benutzten Reagenzglas in den Glasmüll. Nach der Entsorgung des Kupfersalzes werden die Reagenzgläser gut gewaschen und gespült.

V05c: Herstellung eines Gases: „Kohlensäure“ (chemisch: Kohlen(stoff)dioxid)

Materialien: Soda (Natriumcarbonat), Essig oder Essigessenz, Reagenzglas (RG) mit und ohne Gasableitungsrohr, Gummistopfen, Ballon, Gummiband, Tropfpipette, Spatel

Durchführung / Versuchsanleitung:

- Gib eine Spatelspitze Sodapulver in ein RG mit 2-3 mL Essig und beobachte.
- Wiederhole den Versuch mit der doppelten Menge und in einem Reagenzglas mit seitlichem Gasableitungsrohr, an welchem ein Ballon mit Gummiband luftdicht befestigt wurde

V05d: Herstellung von Farbstoffen: „Berliner Blau“

Materialien: Lösungen von gelbem Blutlaugensalz (Kaliumhexacyanoferrat-II, Xn), Eisen-III-chlorid (C); Reagenzgläser (RG), Reagenzglashalter, Filtriergestell mit Trichter und Filterpapier (feinporig), Tropfpipette

Versuchsanleitung: Gib in einem RG jeweils 2 mL Eisen-III-chloridlösung (C) und Blutlaugensalz-Lösung (Xn) zusammen, filtriere den Niederschlag, wasche ihn durch Übergießen mit Wasser und lass den Farbstoff trocknen.

V05e: Herstellung von Iodstärke

Materialien: Stärkemehl, Iod (Xi), Wasser, Becherglas, Bunsenbrenner, Vierfuss mit Ceranplatte, Tropfpipette, Spatel, Reagenzglas

Versuchsanleitung:

- Gib einige mL Wasser in ein Reagenzglas, füge ein Körnchen Iod hinzu und löse es durch längeres, kräftiges Schütteln auf.
- Gib etwa 30-40 mL Wasser in ein Becherglas, erwärme es leicht und rühre einige Spatel Stärkemehl hinein. Lass die Mischung wieder erkalten und gieße die Iodlösung zu.
- Erwärme die entstandene Iodstärkelösung bis zum Farbumschlag und lass sie erneut erkalten.

V05f: Wo bleibt hier die Wärme(-energie)? Eine endotherme Reaktion

Materialien: Ammoniumthiocyanat (Xn), Ätzbaryt (Bariumhydroxid, C), Reagenzglas, Thermometer (Messbereich bis -20°C)

Versuchsanleitung: Gib jeweils 2-3 Spatel Ammoniumthiocyanat und Bariumhydroxid in ein Reagenzglas und rühre das Salzgemisch vorsichtig mit einem Thermometer um. Beobachte die Thermometerskala dabei und prüfe durch Zufächeln vorsichtig den Geruch der Mischung.

V05g: Was bewirkt Wärme? Eine umkehrbare Reaktion (Gleichgewichtsreaktion)

Materialien: Wässrige Iodlösung, frisch bereitete Stärkemehlsuspension, Wasser und Eis, Ceranplatte mit Vierfuß, Bunsenbrenner, Bechergläser, Reagenzgläser, Tropfpipette, Thermometer

Versuchsanleitung:

- Gib ca. 50-100 mL Wasser und ein Thermometer in ein Becherglas und in das Reagenzglas jeweils 2-3 mL Stärkelösung und Iodwasser. Erhitze das Wasser auf dem Vierfuß mit Ceranplatte langsam und beobachte dabei das Thermometer und den Reagenzglasinhalt.
- Wenn das Wasser zu sieden beginnt, nimm das Reagenzglas hinaus, stelle es in ein Becherglas voll Eiswasser und beobachte den Inhalt erneut.
- Stelle es anschließend wieder in das heiße Wasser. Wiederhole den Wechsel von heiß zu kalt und umgekehrt einige Male.

V05h: Belichtung von zwei Silbersalzen

Materialien: Silbernitratlösung, Natriumchloridlösung, Natriumbromidlösung, Reagenzgläser, Filtergestell mit Trichter und Filterpapier, ggf. UV-Lampe oder Sonnenlicht

Versuchsanleitung:

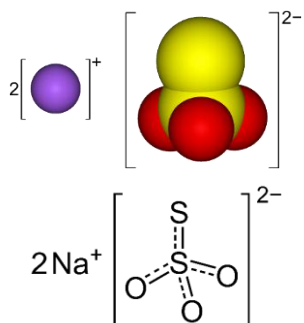
- Gieße etwas Silbernitratlösung in die Natriumchloridlösung und filtere den entstandenen Niederschlag ab. Lege das Filterpapier mit dem abfiltrierten Stoff namens Silberchlorid unter eine UV-Lampe oder in das Sonnenlicht. Betrachte ihn erneut nach mind. 30 min Belichtungszeit.
- Führe den Versuch nebenher auch mit Natriumbromidlösung statt Natriumchloridlösung durch und vergleiche.

V05i: Spannender Wettlauf: Warm gegen kalt – mit und ohne Katalysator:

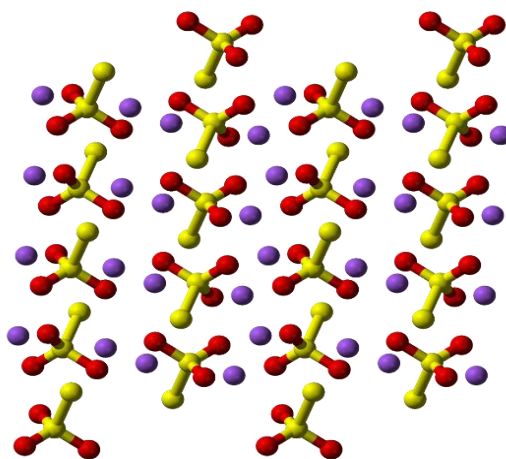
Materialien: Eisen-III-chloridlösung und Natriumthiosulfatlösung (von der Lehrkraft bereitgestellt, beide $c = 0,1 \text{ mol/L}$, $\vartheta = +20^\circ\text{C}$), Kupfer-II-sulfatlösung, Wasser, Eis; Reagenz- und Bechergläser, Tropfpipette, Becherglas, Vierfuß mit Ceranplatte, Bunsenbrenner, Uhr mit Sekundenzeiger, ggf. Thermometer

Versuchsanleitung:

- Gib in einem Reagenzglas (RG) gleichgroße Mengen an Eisen-III-chlorid- und Natriumthiosulfat-Lösung zusammen. Notiere, nach wieviel Sekunden die anfangs rotviolette Farbe wieder verblasst und vergleiche:
- Wiederhole den Versuch, indem beide zusammenzugießende Lösungen zuvor - in Reagenzgläsern getrennt - in einem Becherglas mit Eiswasser auf annähernd $1-2^\circ\text{C}$ abgekühlt werden.
- Wiederhole ihn nun nochmals, indem die Lösungen zuvor nun im Wasserbad zuvor auf ca. 40°C erwärmt werden. Dauer nun?
- Wiederhole Versuch a (bei $+20^\circ\text{C}$), gib aber zuvor zwei Tropfen Kupfer-II-sulfat-Lösung als Katalysator hinzu.
- Vergleiche die Reaktionszeiten: wann reagiert das Stoffgemisch am schnellsten? Warum?



Modell vom Aufbau des Natriumthiosulfat-Teilchens (oben links), Strukturformel dazu (links unten) und Kristallstruktur des Salzes (rechts, Abb. gemeinfrei)



2.13 Zusammenfassung und Üb(er)legungsaufgaben zu Kap.2

Chemische Reaktionen sind Stoffumwandlungen, also Vorgänge, bei denen aus den Roh- oder Ausgangsstoffen neue Stoffe entstehen. Die Endstoffe sind an ihren andersartigen Stoffeigenschaften erkennbar.

So wird zum Beispiel aus einem Gemisch von Kupfer- und Schwefelpulver beim Erhitzen der Endstoff schwarzes Kupfersulfid oder aus dem Ausgangsstoff(gemisch) Weißbrot verkohltes Toastbrot. Und aus Magnesium und Iod kann das Salz Magnesiumiodid hergestellt werden.

Chemische Reaktionen gibt man verkürzt in einem Reaktionsschema wieder. Hierzu zählt man die Ausgangsstoffe auf, zeichnet einen Reaktionspfeil und nennt rechts vom Pfeil die Namen der Endstoffe dieser Stoffumwandlung.

In einem Reaktionsschema nennt man links vom Reaktionspfeil die Ausgangsstoffe und rechts die Endstoffe der Stoffumwandlung.

Beim Vorlesen liest man an der Stelle des Pfeiles „reagiert zu“ oder „reagieren zu“.

Bei chemischen Reaktionen entstehen neue Stoffe. Ihre Reaktionsprodukte kann man an ihren neu auftretenden Stoffeigenschaften erkennen, z. B.:

- An einer neuen Farbe und am Glanz
- Am Aggregatzustand (Schmelz- und Siedetemperatur)
- An der Dichte
- An einem neuen Geschmack oder Geruch
- An ihrer Brennbarkeit
- An ihrer (Un)Löslichkeit in Wasser oder einem anderen Lösemittel
- An der Leitfähigkeit für Wärme oder elektrischen Strom.

So zum Beispiel bei der Reaktion von Kupfer- oder Silberblech mit Schwefel: Der Glanz, die elektrische und Wärmeleitfähigkeit des Metalles verschwinden. Man beobachtet stattdessen die Eigenschaft des neuen Stoffes:

Ein schwarzer, bröseliger, sich erdig anführender Stoff entsteht (Kupfer- bzw. Silbersulfid), der eine ganz andere Schmelztemperatur hat als Schwefel, Kupfer oder Silber. Die Farbe ist anders. Wärme oder elektrischen Strom leitet das Sulfid auch nicht mehr so gut wie die Metalle.

Umgekehrt kann man neben der Stoffvereinigung von Silber und Schwefel zu Silbersulfid auch eine Stoffzerlegung durchführen: Beim Erhitzen von reinem Silbersulfid entstehen dann Silber und Schwefeldampf:

Einige Reinstoffe wie Schwefel, Iod oder die Metalle sind chemisch nicht weiter zerlegbar. Diese nennt man die Elemente. Es gibt davon etwa 110 Stück, darunter rund 90 Metalle.

Alle anderen Reinstoffe sind chemische Verbindungen aus zwei oder mehr Elementen. Die Anzahl der Verbindungen geht in die Millionen.

Die Endstoffe einer chemischen Reaktion werden Produkte genannt, die Ausgangsstoffe Edukte (oder auch Rohstoffe).

Chemisch nicht zerlegbare Reinstoffe heißen Elemente – alle anderen Reinstoffe sind chemische Verbindungen.

Bei einer chemischen Reaktion werden Stoffe oft vereinigt oder zerlegt. Metalle vereinigen sich zum Beispiel mit Schwefel zu Metallsulfiden und mit Iod zu Metalliodiden. Aber Silbersulfid, Kupfervitriol und Zucker können beim Erhitzen auch in andere Stoffe zerlegt werden.

Stoffe werden bei Reaktionen immer zerlegt, miteinander vereinigt oder auch auf andere Weise umgruppiert.

Ausgangsstoffe werden bei chemischen Reaktionen immer zerlegt, miteinander vereinigt oder auch umgruppiert.

Eine Stoffzerlegung wird Analyse genannt, eine Stoffvereinigung heißt Synthese.

Teilchen und Teilchenverbände.

Demokrit von Abdera (455-370 v.Chr.) hieß der Mann, der als einer der ersten Denker auf die Idee kam, Stoffe könnten aus kleinsten, unteilbaren Portionen bestehen. Man nennt diese Teilchen Atome und Atomverbände.

Bei chemischen Reaktionen werden solche Teilchen dann umgruppiert: Bei der Reaktion von Eisen mit Schwefel bilden die Eisen- und Schwefelteilchen z. B. Teilchenbände miteinander – die kleinsten Portionen des neuen Stoffes Eisensulfid.

Aus der Produkte-Liste der Chemie – Stoffe, die Chemiker/innen durch Stoffumwandlungen herstellen:

Chemiefabrik GmbH -

Wir machen und verkaufen:

Kältemittel,	Heizmittel,
Beizmittel,	Ätzmittel,
Spritzmittel,	Löschmittel,
Lösemittel,	Bindemittel,
Waschmittel,	Reinigungsmittel,
Desinfektionsmittel,	
Schleifmittel,	Schlafmittel,
Aufputsch- und Betäubungsmittel,	
Schmerzmittel,	Herzmittel,
Rauschmittel,	Tauschmittel,
Nachweismittel,	Treibmittel,
Kampfmittel,	Arzneimittel;
Nahrungsmittel,	Düngemittel,
Schädlingsbekämpfungsmittel,	
Rohstoffe,	Abfallstoffe,
Schadstoffe,	Wertstoffe,
Mineralstoffe,	Ballaststoffe,
Dämmstoffe,	Rieselstoffe,
Schmierstoffe,	Schmirgelstoffe,
Schwebstoffe,	Rieselstoffe,
Aromastoffe,	Polierstoffe,
Baustoffe,	Klebstoffe,
Kunststoffe,	Naturstoffe,
Hilfsstoffe,	Prüfstoffe,
Stickstoff,	Wasserstoff,
Sauerstoff,	Kohlenstoff

Elemente bestehen aus Atomen.

Bei der Zerlegung einer Verbindung in Elemente werden Teilchenverbände zerlegt – die aus den Atomen nur einer Sorte gebildeten Elemente entstehen. Bei einer Stoffvereinigung von Elementen zu chemischen Verbindungen ordnen sich die Teilchen der Elemente anders an. entstehen Teilchenverbände aus beiderlei Teilchensorten.

Stoffe und Teilchenzahlen-Verhältnisse.

Fliesenleger kennen das: Wenn man bestimmte Fliesenmuster legen will, so braucht man dazu verschiedene Fliesen in ganz bestimmten Zahlenverhältnissen. Jedes Muster hat sein ganz bestimmtes Zahlenverhältnis:

Ähnlich ist es, wenn sich bei chemischen Reaktionen die Teilchen der beteiligten Stoffe umgruppieren – die Teilchen und ihre Verbände entsprechen den Fliesen und Fliesenmustern. Daher gilt:

Chemische Verbindungen entstehen aus den Elementen immer in ganz bestimmten, gleichbleibenden Zahlen- und Masseverhältnissen.

Schwefel und Eisen vereinigen sich zu Eisensulfid zum Beispiel immer im Masseverhältnis 7:4 – Kupfer und Eisen jedoch im Masseverhältnis von $16 : 4 = 4 : 1$.

So entstehen chemische Verbindungen immer in ganz bestimmten Masseverhältnissen – egal wieviel man davon herstellen will. Auch ein Fliesenleger braucht ja für bestimmte Muster Fliesen in ganz bestimmten Zahlenverhältnissen – unabhängig davon, wie groß die Fläche ist, die dieses Musters bedecken soll.

Bei chemischen Reaktionen können Millionen verschiedener Stoffe entstehen. Für ihre Benennung gibt es ein System. ^

Verbindung aus 2 Elementen.

Wenn Metalle mit Nichtmetallen reagieren, so entstehen aus diesen Elementen salzähnliche Verbindungen – ähnlich wie z. B.

Eisensulfid oder Kupferiodid. Die Namen solcher Verbindungen enden mit

„-id“, sie enthalten die rechts angegebenen Elemente →

Fast alle Elemente sind Metalle. Wichtige nichtmetallische Elemente sind Schwefel, Iod, der schwarze Kohlenstoff und Gase wie Wasserstoff und Sauerstoff.

Wichtige Metall-Verbindungen:

Name	enthaltene Nichtmetall
Bromide	Brom
Carbide	Kohlenstoff
Chloride	Chlor
Hydride	Wasserstoff
Iodide	Iod
Nitride	Stickstoff
Oxide	Sauerstoff
Phosphide	Phosphor
Sulfide	Schwefel

Einige ihrer Verbindungen sind die Gase Kohlen(stoff)dioxid (als „Kohlensäure“ im Mineralwasser enthalten), das beißend riechende Ammoniakgas oder auch Wasser. Sie gehören in die Gruppe der Nichtmetall-Nichtmetall-Verbindungen.

Eine wichtige Gruppe solcher Verbindungen sind in der Chemie die „Kohlenwasserstoffe“. Das sind Verbindungen, deren Teilchenverbände nur aus Kohlenstoff- und Wasserstoffteilchen aufgebaut sind. Sie können miteinander viele Tausend verschiedener Teilchenverbände und Verbindungen bilden. Einige davon sind z.B. in Sumpf-, Camping- und Stadtgas oder auch in Erdöl, Wachs und Benzin enthalten.

Verbindungen aus mehr als zwei Elementen.

Manche dieser Verbindungen erkennt man an der chemischen Namensendung „-at“.

Stoffe wie Kupfervitriol, Soda (Natriumcarbonat), Glaubersalz (Natriumsulfat), Bittersalz (Magnesiumsulfat), Kalk (Kalziumcarbonat) und Gips (Kalziumsulfat) gehören zu dieser Gruppe, auch einige Seifen und Farbstoffe wie z. B. Malerweiß (Bariumsulfat).

Einer weiteren, wichtigen Gruppe von Verbindungen gehören Stoffe wie Haushaltszucker, Alkohol und Essigsäure an, auch einige Kunst- und Naturstoffe.

Solche beim Erhitzen oft verkohlende Stoffe leiten sich von den Kohlenwasserstoffen ab: Neben Kohlen- und Wasserstoff enthalten sie als ein drittes Element z. B. Schwefel oder Sauerstoff, ein Gas.

Stoffzerlegungen von Verbindungen wie Salzen, Säuren und Dynamit führten so zur Entdeckung neuer Stoffe und Stoffumwandlungen – spannende Reaktionen, bei denen Licht, Strom, Hitze, Drücke und explosive Gase eine Rolle spielen.

Endotherm: Wenn Wärme benötigt wird...

Wenn Aluminium mit Brom zu Aluminiumbromid reagiert, so findet eine exotherme Stoffumwandlung statt. Auch bei der Vereinigung Zink und Schwefel zu Zinksulfid wird Wärme frei.

Die Stoffzerlegung von Silbersulfid in Schwefel und Silber verläuft hingegen nur so lange, wie das Sulfid erhitzt wird. Es nimmt die zugeführte Wärmeenergie von außen auf, der Energieinhalt steigt. Ein solcher Vorgang wird endotherm genannt.

Ähnliches 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.

Manche Reaktionsgemische entziehen der Umgebung die nötige Wärmeenergie auch ohne dass man sie erwärmen muss. Solche Gemische kühlen sich bei der Reaktion ab.

Reaktionen, bei denen die reagierenden Stoffe Wärmeenergie „verbrauchen“, nennt man endotherm: Die Stoffe reagieren dann nur so lange, wie sie weiter erhitzt werden – oder Wärmeenergie aus der Umgebung aufnehmen können.

Aktivierungsenergie.

Die Bildung von Zinksulfid setzt Wärme- und Lichtenergie frei. Diese Reaktion setzt aber erst ein, wenn man das Gemisch entzündet – es benötigt sozusagen „Starthilfe“ durch Energiezufuhr. Es brennt danach von selbst weiter – eine exotherme Reaktion (V4).

Dieser Vorgang ist mit einem Ball vergleichbar, den man auf einen Hügel gerollt hat: Sobald das Gelände abschüssig wird, rollt er selbständig weiter.

Vielfältige Formen von Energie.

Warum können Sprengstoffe so große Energiemengen freisetzen, ganze Berge versetzen? Weshalb können Treib- und Kraftstoff Trucks beschleunigen und Raketen in das All jagen? Und wieso kann man aus einer Batterie Strom „herausholen“ und mithilfe von Strom Licht und Wärme erzeugen, Stoffe zerlegen und Computer betreiben? Alles das hängt mit „Energie“ zusammen. Sie ist wie ein geheimnisvoller Verwandlungskünstler: Sie tritt in Form von Licht und Wärme auf, als Strahlung, Ruhe- und Bewegungsenergie, elektrisch, mechanisch oder chemisch. Auch bei chemischen Reaktionen werden diese Erscheinungsformen von Energie ineinander umgewandelt.

„Chemische“ Energie.

Wenn zum Beispiel Eisen- oder Zinkpulver mit Schwefel gemischt und entzündet wird, so wird bei dieser Stoffvereinigung viel Wärmeenergie frei. Sie stammt aus den Ausgangsstoffen dieser Reaktion. Der „Energieinhalt“ des Endstoffes Zink- oder Eisensulfid ist dann niedriger: Im Reaktionsgemisch wurde „chemische“ Energie in Wärmeenergie umgewandelt.

Kupfer reagiert mit Iod hingegen weniger heftig. Im Unterschied zur Bildung von Kupferiodid ist die Stoffvereinigung von Aluminium mit Brom fast schon explosionsartig heftig: Es wird sehr viel Wärmeenergie frei. Es scheint, als sei in bestimmten Stoffen und Stoffgemischen Energie gespeichert. So werden Brennstoffe wie Kohle, Gas und Erdöl oft als „Energieträger“ bezeichnet.

Energie ist die Fähigkeit eines Körpers oder Stoffes, Arbeit zu „leisten“. Energie bleibt stets erhalten. Sie kann nicht spurlos verschwinden oder aus dem Nichts auftauchen. Sie tritt aber in verschiedenen Formen auf: als Bewegung, Wärme oder Strahlung, als mechanische, elektrische oder chemische Energie.

Chemische Energie ist die Fähigkeit eines Stoffes, die in ihm gespeicherte Energie bei einer chemischen Reaktion in einer anderen Form von Energie freizusetzen (als elektrische oder als Wärme-, Licht- und Bewegungsenergie).

Exotherm und endotherm.

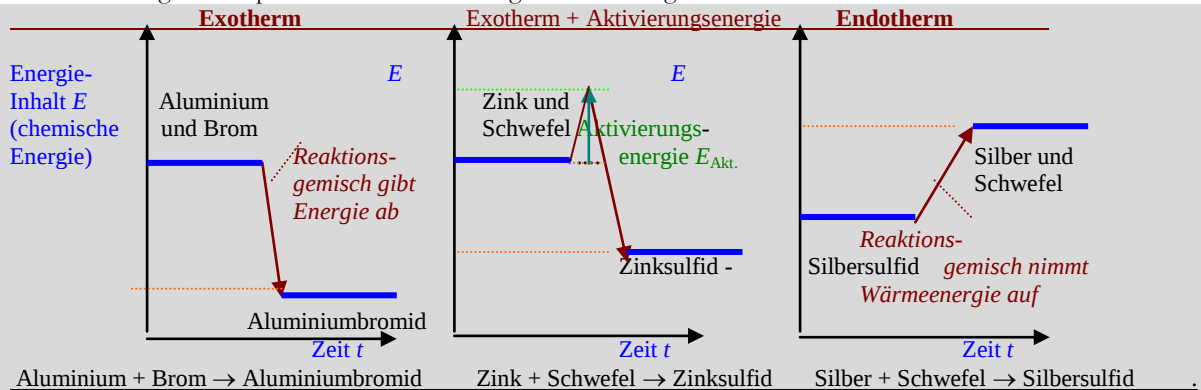
Wenn Zink mit Schwefel oder Aluminium mit Brom reagiert, so findet eine exotherme Stoffumwandlung statt. Auch bei der Vereinigung von weißem Kupfersulfat mit Wasser zu blauem Kupfervitriol wird Wärme frei.

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 von Eisen- oder Zinksulfid:



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).

Auch wir Menschen können Energie aufbringen (Arbeit verrichten), wenn unser Körper dazu auf Luft-, Wasser-, Nahrungs- und Kraftreserven zurückgreifen kann. Ob Mensch oder Maschine – ohne nutzbare Energiereserven wären sie nicht, was sie sind.

Die als „Starthilfe“ für eine Reaktion zugeführte Energiemenge wird Aktivierungsenergie genannt. Nach deren Zufuhr läuft die Reaktion selbständig weiter.

Wenn eine Reaktion erst dadurch einsetzt, dass man dem oder den Stoffen Energie von außen zuführt, so nennt man diese Energie Aktivierungsenergie.

Aktivierungsenergie.

Die Bildung von Zinksulfid setzt Wärme- und Lichtenergie frei. Diese Reaktion setzt aber erst ein, wenn man das Gemisch entzündet – es benötigt sozusagen „Starthilfe“ durch Energiezufuhr. Danach reagiert es exotherm weiter.

Wenn eine Reaktion erst dadurch einsetzt, dass man dem oder den Stoffen Energie von außen zuführt, so nennt man diese Energie Aktivierungsenergie. Nach deren Zufuhr läuft die Reaktion selbständig weiter. Das ist z. B. der Fall, wenn wir ein Zink-Schwefel-Gemisch entzünden: Es brennt danach von selbst weiter – ähnlich einem Ball, den man auf einen Hügel rollt. Sobald das Gelände abschüssig wird, rollt er selbständig weiter:

Was ist „Katalyse“?

Wasserstoff ist ein brennbares Gas. Bei der Zufuhr von Wärmeenergie durch Entzündung kann es fast explosionsartig verbrennen.

Wenn man aber in nicht erhitztes Wasserstoffgas einen Platindraht hält, so kann diese Reaktion –ebenfalls einsetzen – ganz ohne Zündung. Ähnlich funktionieren auch Feuerzeuge, die statt eines Zünders Platindrähtchen aufweisen. Stoffe wie das Platin, die eine solche Fähigkeit besitzen, nennt man Katalysator.

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

Wirkung durch Kontakt.

Der Katalysator bietet sich den Teilchen der reagierenden Stoffe dabei als eine Art „Vermittler“ an. Er eröffnet ihnen einen neuen Reaktionsweg: Er senkt die Aktivierungsenergie und erhöht die Reaktionsgeschwindigkeit.

Ähnlich wie Wasserstoffgas am Platin strömt im Autokatalysator das Luft-Abgas-Gemisch an einer möglichst großen Platinoberfläche vorbei. Dabei werden die giftigen, unvollständig verbrannten Abgase aus dem Motorraum am „Auto-Kat“ nachgezündet und nachverbrannt. Je größer dabei die Platinoberfläche ist, an der das Gas vorbeiströmt, umso vollständiger ist auch die Reaktion.

Auch im *Döbereiner*-Feuerzeug strömt das aus Zink und Säure hergestellte Wasserstoffgas an Platin vorbei, wo es sich dann entzündet.

Wie funktioniert ein Katalysator?

Weshalb kann eine Verbrennung von Wasserstoffgas ohne Zündung schon durch Kontakt mit Platin einsetzen? Und warum kann unser Körper Nährstoffe „verbrennen“ und verdauen, ohne dass dazu Zündflammen nötig sind?

Enthält auch er (Bio-)Katalysatoren?

Die Antwort auf diese Fragen fanden Chemiker bei der energetischen Untersuchung von Katalysatoren:

Katalysatoren setzen die Aktivierungsenergie einer Reaktion stark herab. Und sie ermöglichen so neue Reaktionsabläufe unter ganz neuen Bedingungen.

Deshalb entzündet sich das Wasserstoffgas am Platin von selbst. So kann auch z.B. unser Körper Nährstoffe mit Atemluft „verbrennen“: Sein Stoffwechsel verläuft mithilfe von Bio-Katalysatoren, den „Enzymen“ unseres Körpers – ganz ohne Feuer und Flamme.

Schlusszusammenfassung – noch einmal das Wichtigste zu chemischen Reaktionen:

Bei einer chemischen Reaktion entstehen neue Stoffe mit neuen Eigenschaften. Eine Reaktion kann als Stoffzerlegung, Stoffvereinigung oder Stoffumgruppierung verlaufen.

Energie wird dabei in eine andere Form umgewandelt, und die reagierenden Stoffe nehmen Wärmeenergie auf (endotherme Reaktion) oder geben sie nach außen ab (exotherm).

Eine chemische Reaktion wird verkürzt wiedergegeben, indem man Ausgangsstoffe aufzählt, einen Reaktionspfeil schreibt (lies: „wird zu“) und rechts davon die Endstoffe aufzählt. Beispiel: $\text{Blei} + \text{Iod} \rightarrow \text{Bleiiodid}$.

Reinstoffe, die sich durch chemische Reaktionen nicht weiter zerlegen lassen, nennt man Elemente. Diese sind aus Teilchen von nur einer Sorte aufgebaut.

Wenn Elemente zu Verbindungen reagieren, so geschieht das in bestimmten, immer gleichen Masseverhältnissen, denn es entstehen aus ihren Teilchen gemischte Teilchenverbände – immer in bestimmten Zahlenverhältnissen.

2) Aufgaben zum Thema Stoffe und Stoffeigenschaften:

Aufgaben zum Thema „Stoffumwandlungen“:

- 1) Stoffumwandlung in größeren Mengen müssen in der Industrie vorausgeplant werden. Beim Erhitzen von Zucker in geschmolzener Butter läuft eine Stoffumwandlung ab: Es entsteht Caramel. Beschreibe, welche Rohstoffe, Arbeitskräfte und –geräte ein Fabrikdirektor organisieren müsste, um täglich viele Eisenbahnwaggons voll von Karamellbonbons produzieren zu können.
- 2) Durch Stoffumwandlungen lassen sich Stoffe mit gewünschten Eigenschaften herstellen. Doch niemand verwendet Rostpulver als Brennstoff oder Benzin als Löschmittel. Gib Gründe dafür an.
- 3) Nenne Eigenschaften, die die Stoffe und Produkte in der nebenstehenden Liste besitzen müssen, damit sie sich gut anwenden und verkaufen lassen:
 - a) Schmierstoffe,
 - b) Treib- und Brennstoffe,
 - c) Schaumstoffe,
 - d) Farb- und Duftstoffe,
 - e) Konservierungsstoffe,
 - f) Kampf- und Sprengstoffe,
 - g) Mückenspray,
 - h) Reiz- und Tränengas.

Gib einige Stoffeigenschaften an, die die in Nr. 3 genannten Produkte aus der Sicht des Anwenders möglichst nicht aufweisen dürfen.

Aufgaben zum Thema Stoffvereinigung / Stoffzerlegung:

1. Aus Quecksilber und Schwefel kann man den zinnoberroten Stoff Quecksilbersulfid herstellen. Ist das eine Stoffzerlegung? Begründe die Antwort!
2. Erstelle die Reaktionsschemen für die Herstellung der drei Verbindungen Silbersulfid, Bleisulfid und Magnesiumiodid aus den Elementen.
3. Ist Kupfersulfid ein Element? Begründe!
4. Woraus könnte man den gelben Stoff Bleiiodid herstellen? Reaktionsschema?

Weitere Aufgaben zu chemischen Reaktionen:

- 10) Was entsteht bei der Reaktion von a) Aluminium mit Brom und b) von Quecksilber mit Schwefel?
- 11) Gib an, ob die folgenden Stoffe nur aus Teilchen einer Sorte bestehen oder aus Verbänden unterschiedlicher Teilchensorten:
a) Eisensulfid, b) Eisen, c) Aluminiumbromid, d) Iod, e) Kupferiodid,
f) Kupfer, g) Bleisulfid, h) Schwefel.
- 12) Welche der in A11 genannten Stoffe sind keine Elemente?
- 13) Welche Zusammenhänge gibt es zwischen der Wärme- oder Lichtenergie und einer chemischen Reaktion?
- 14) Erstelle die Reaktionsschemen für die chemischen Reaktionen
a) von Kupfer mit Schwefel, b) für die Zerlegung von Silbersulfid in die Elemente,
c) für die Reaktion von Zinnober (Quecksilbersulfid) mit Eisen im Ofen zu Eisensulfid und giftigem Quecksilberdampf.
- 15) Zeichne die Energiediagramme
a) für die Bildung von Eisensulfid und b) die Zerlegung von Silbersulfid.
- 16) Zähle einige chemische Reaktionen auf, die man aus dem alltäglichen Leben kennt.
- 17) Forscher Lui Lahm mischt zwei Salze mit den Namen Bariumhydroxid und Ammoniumthiozyanat in einem Reagenzglas. Das Gemisch wird beim Umrühren feucht, sehr kalt und ein beißend riechendes Gas entsteht.
a) Versuche, diese Versuchsbeobachtungen zu erklären.
b) Ist das eine chemische Reaktion? c) Woran kann man das erkennen?
- 18) Der Italiener Avogadro entdeckte, dass gleichgroße Volumina verschiedener Gase die gleiche Anzahl von Gasteilchen enthalten. Was folgt daraus, wenn 1 L Wasserstoffgas 16 mal weniger wiegt als 1 L Sauerstoffgas unter gleichen Bedingungen?
- 19) Avogadro und andere Forscher untersuchten auch, in welchen Mengen Stoffe miteinander reagieren.
a) Gib an, was man über Masseverhältnisse bei Reaktionen weiß, in denen Verbindungen aus zwei Elementen entstehen.
b) Wenn mit jedem Gramm Schwefel immer genau 4 g Kupfer reagieren, was geschieht dann, wenn man ein Gemisch aus 5 g Kupferpulver und 1g Schwefelpulver mischt und entzündet?

HINWEIS:

Anschaulich und ausführlichere Erklärungen zu diesem und weiteren Themen des Basiswissens Chemie für die Schule finden sich zum Selbst-Lernen auch in der Buchreihe **Chemie im Distanzunterricht** – **selbsterklärende Lernhilfen in sechs Bänden** vom epubli-Verlag zu folgenden Einzelthemen:

- 1: **Stoffe, Teilchen, Reaktionen** – ISBN farbig: 9783753144399, in schwarzweiß s/w: 9783753138558,
- 2: **Elemente, Periodensystem, Atombau** –farbig: 9783753148243, preiswerter in s/w: 9783753148168
- 3: **Salze, Säuren, Laugen** – ISBN farbig: 9783753159218, preiswerter auch in s/w: 9783753159249,
- 4: **Redoxreaktionen – Energie aus chemischen Reaktionen**; ISBN farbig: 9783753165097, auch in s/w,
- 5: **Molekülverbindungen, Strukturformeln, Stoffe als Energieträger**; farbig: 9783753172064; auch in s/w,
- 6: **Kohlenstoffverbindungen – Einführung in ihre Vielfalt: Organische Chemie**; farbig: 9783753178547.

Weitere Übungsaufgaben 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 6 Bänden/Lernheften:

Band 1: Grundlagen der Chemie (ISBN 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**.

Alle Lernhilfen sind online erhältlich durch Eingabe des Buchtitels bei: <https://www.epubli.de/shop> !!!

Eine wertvolle Zusammenfassung des ganzen Lernstoffs, kurz und knapp, findet sich auch in dem Taschenbuch **M. Wächter: Merksätze und Formeln Chemie**, epubli 2019, ISBN 9783748550129 zu nur **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** (epubli 2019, ISBN 9783753104713).

Kapitel 3: Luft, Wasser und Verbrennung

3.1 Luft – ein brandförderndes Stoffgemisch

Luft und **Wasser** sind lebenswichtige Stoffe. Sie sind an vielen alltäglichen Vorgängen beteiligt – auch an chemischen Reaktionen. Wenn in einem abgeschlossenen Volumen Luft eine Verbrennung oder ein Korrosionsvorgang wie das Rosten von Eisen stattfindet, dann verringert sich das Gasvolumen um ein Fünftel, sofern bei dieser Reaktion keine Abgase entstehen. Ein Fünftel der Luft ist also ein Gas, das die **Verbrennung** unterhält – Luft ist ein **Stoffgemisch** aus Gasen: Aus rund 78% **Stickstoffgas** (Symbol: N_2), welches die Flamme erstickt, aus rund 21% **Sauerstoffgas** (Symbol: O_2), das wir zum Atmen brauchen, und aus 1% weiterer Gase.

In der Industrie können **Luftzerlegungsanlagen LZA** das Stoffgemisch durch Tieftemperatur-Destillation auftrennen in Stickstoff, Sauerstoff und die Edelgase. **Verflüssigte Luft** ist farb- und geruchlos und siedet bei Normaldruck ständig. Eintauchende Gegenstände gefrieren schlagartig: Mit einer in Flüssigstickstoff bei -196 °C gefrostenen Banane lassen sich Nägel in eine Wand schlagen, bestimmte keramische Materialien verlieren unter -190 °C jeglichen elektrischen Widerstand („**Supraleitfähigkeit**“) und in LIN gefrorene Blüten oder Gummiteile werden spröde und zersplittern beim Hinfallen wie Glas und Porzellan. Auf der ungeschützten Haut bleiben tiefkalte Gegenstände kleben (sie frieren fest) und hinterlassen brandblasenähnliche Verköhlungen. Flüssigsauerstoff (LOX) ist leicht bläulich und reagiert mit brennbaren Teilen wie z.B. Gummi, Fett, Öl, Holz usw. u.U. explosionsartig.

Sauerstoffgas O_2 fördert und unterhält alle Verbrennungsvorgänge sowie die Atmung von Mensch und Tier. Es wird durch die **Glimmspanprobe** nachgewiesen und in der Industrie als **Schweißgas**, in großen Mengen aber auch in Hochöfen und zur Wasseraufbereitung und Fischzucht eingesetzt. In der Schweißtechnik (beim Schweißen mit Brenngas/Sauerstoff-Flammen) werden mit Kombinationen von Sauerstoff mit Wasserstoff, Propan, Erdgas und Azetylen extrem hohe Temperaturen erreicht.

Die **Edelgase** bilden eine eigene Stoffgruppe. Sie sind farb- und geruchlos, ungiftig, nicht brennbar und nehmen an chemischen Reaktionen nicht teil, weil die Edelgas-Atome in ihrer Hülle mit Elektronen voll besetzte „Außenschalen“ aufweisen – sie gehen daher keine chemischen Bindungen ein. Die Dichte der Edelgase steigt mit zunehmender Atommasse in der Reihenfolge vom leichten Helium He über Neon Ne, Argon Ar und Krypton Kr bis hin zum relativ schweren Xenon Xe an. Der Siedepunkt in dieser Reihenfolge fällt ab. Helium wird vornehmlich aus Erdgas gewonnen, die anderen Edelgase durch fraktionierte Tieftemperatur-Destillation aus der Luft.

Argon Ar als das häufigste und billigste Edelgas ist das ideale **Schutzgas** schlechthin. Es wird zum Befüllen von Glühbirnen, Leuchten und Lampen genutzt, aber auch als Schutzgas bei der Stahlerzeugung. Große Luftzerlegungsanlagen können der Luft sogar die schwereren Edelgase **Krypton Kr** und **Xenon Xe** entziehen. 1000 L Luft enthalten nur 0,08 mL Xenongas (siehe Abb. 47). Aufgrund ihrer Seltenheit sind Krypton und Xenon recht teuer.



Abb. 45: Heliumbefüllte Ballons steigen in Luft auf – die Dichte von Luft ist also größer als die des Ballongases Helium (Eig. Foto).

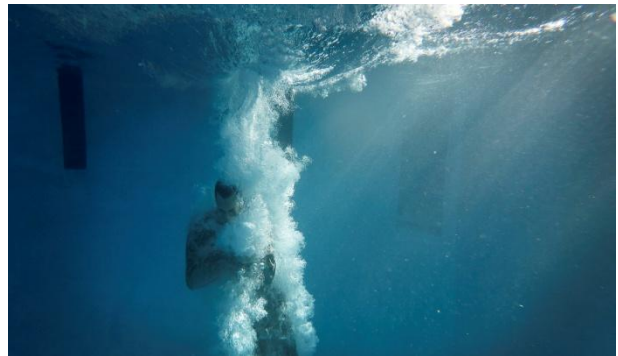


Abb. 46: Luft, bei einer Rettungsübung der Marine unter Wasser (Bildquelle: gemeinfrei)



Abb. 48: Ein mit Helium gefülltes Prallluftschiff („Zeppelin“, Bildquelle: user Abuelo / wikipedia, gemeinfrei, über: <https://commons.wikimedia.org/wiki/File:FH2.jpg>)

Gasförmig dient Helium als **Ballongas**, als Schutzgas beim Lichtbogenschweißen und als Kompensations-Füllgas in Raketentanks. Auch flüssiges Neon ist ein Tiefsttemperatur-Kühlmittel. In der **Beleuchtungstechnik** dienen Edelgase zum Schutz von Glühfäden.

Die **Erdatmosphäre** ist die Luft um die Erde, ihre Lufthülle. Sie wird von der Erdschwerkraft am Entweichen in den Weltraum gehindert. Bis zu einer Höhe von ca. 90 km ist die Zusammensetzung der Luft fast stabil. Allerdings betreffen diese Prozentsätze eine trockene Atmosphäre (Abb. 47). Luft kann aber, je nach Bedingungen, auch bis zu 4% Wasserdampf beinhalten. Wasserdampf „speichert“ die Wärme der Sonneneinstrahlung auf die Erdatmosphäre. Das wird als **Treibhauseffekt** bezeichnet.

Wasserdampf H_2O kondensiert beim Abkühlen zu Nebel oder Niederschlag (Regen, manchmal auch als auch Hagel oder Schnee). Es ist der Hauptverursacher des Treibhauseffektes. Andere, gefährlichere „**Treibhausgase**“ wie z.B. das durch Verbrennung entstehende **Kohlendioxid CO_2** , das Sumpfgas Methan und technisch erzeugte Gase wie Schwefelhexafluorid und die Fluorkohlenwasserstoffe FCKW erhöhen den Treibhauseffekt so stark, dass sich die Erdatmosphäre gefährlich erwärmt und ein weltweiter **Klimawandel** eintritt. Dieser führt nachweisbar zum Abschmelzen des Eises am Nordpol und in den Gletschern, zum Anstieg der Meeresspiegel, zu Überschwemmungen, kräftigeren Unwettern wie z.B. Wirbelstürmen, zu Dürre- und Hungerkatastrophen, Flüchtlingsbewegungen und weiteren, bedrohlichen Katastrophen.

Neon Ne und **Helium He** können ebenfalls aus Luft gewonnen werden. Helium besitzt den niedrigsten Schmelzpunkt aller Stoffe im gesamten Universum. Er liegt bei 3,19K bzw. $-269,96^{\circ}C$. Flüssighelium dient deshalb als Ultrakühlmittel. Es ist auch eine „Supraflüssigkeit“: Es fließt absolut reibungsfrei und sozusagen „bergauf“. Es wird zur Kühlung in Kernspintomographen und für ähnliche Tiefsttemperatur-Technologien verwendet.

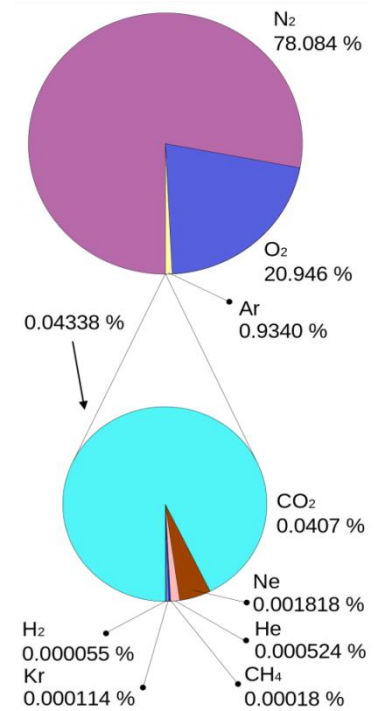


Abb. 47: Zusammensetzung der Luft (Bildquelle: Von Mysid - Vectorized version of w:Image:Atmosphere gas proportions.gif (originally by Brockert), gemeinfrei, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=823817>, gemeinfrei)

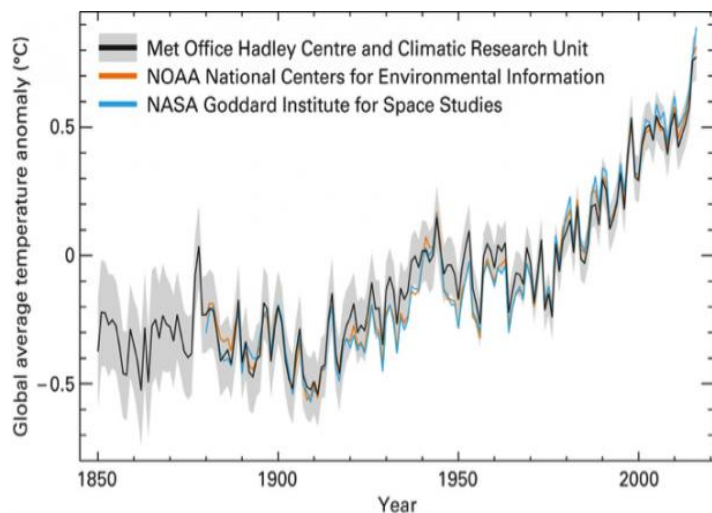
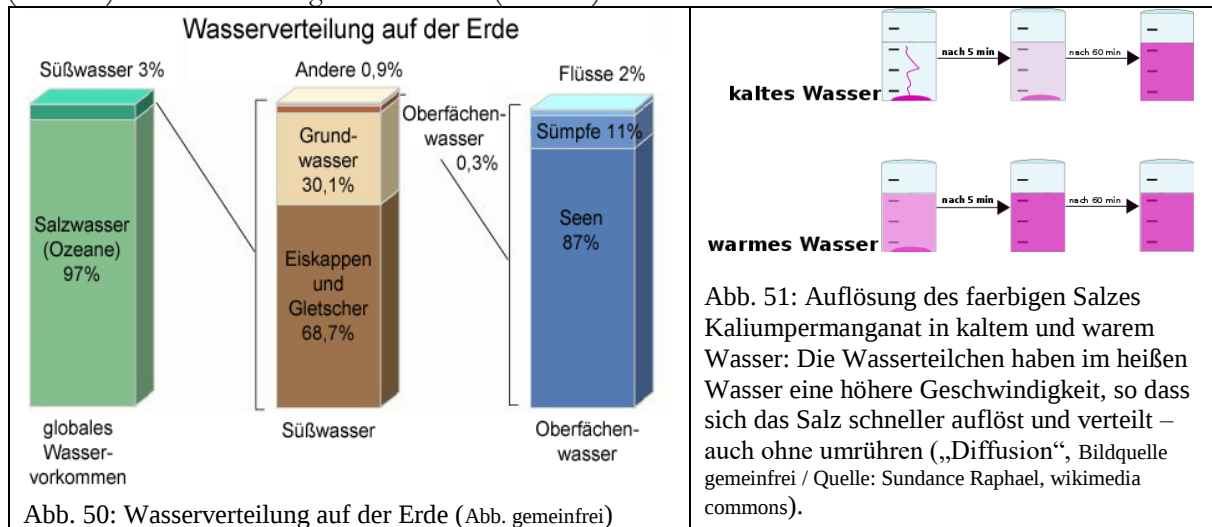


Abb. 49: Temperatur/Zeit-Diagramm zum weltweiten Anstieg der Durchschnittstemperatur auf der gesamten Erde seit 1850 (Abb. gemeinfrei).

Wirbelstürmen, zu Dürre- und Hungerkatastrophen, Flüchtlingsbewegungen und weiteren, bedrohlichen Katastrophen.

3.2 Wasser – eine Verbindung

Wasser auf der Erde kommt am häufigsten in den Ozeanen vor – ein geringerer Teil auch als Süßwasser (Abb. 50). Es ist ein wichtiges **Lösemittel** (Abb. 51).



Wasser ist eine Flüssigkeit – ein Lösemittel mit einzigartigen Eigenschaften. Es ist farb- und geruchlos, kann viele Feststoffe, Flüssigkeiten und Gase auflösen und ändert seine Siedetemperatur – je nach Art und Menge des gelösten Stoffes. Reines Wasser gefriert bei 0°C, siedet bei +100 °C und hat eine Dichte von ziemlich genau 1 g/mL (Ein Liter Wasser wiegt also genau ein Kilogramm). Die Dichte hängt von der Temperatur ab, denn Stoffe dehnen sich bei Erwärmung aus. Wasser zeigt hier eine Besonderheit: Es hat es bei +3,98°C eine maximale Dichte von $\rho=1,0000 \text{ g/mL}$. Das heißt: auch bei Abkühlung bis hin zum Gefrieren (Kristallisation) **sinkt** seine Dichte (**Anormalität des Wassers**), sodass Eis ($\rho < 1 \text{ g/mL}$) schwimmt (Der Grund liegt in der winkligen Struktur der Wasserteilchen: Sie sind gewinkelt aufgebaut).

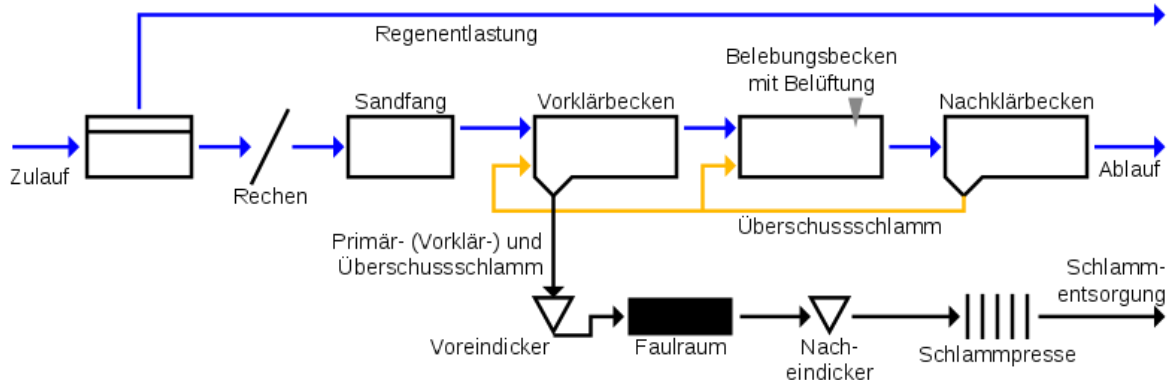
Die **Wasseraufbereitung** erfolgt in **Klärwerken**. Zur Abtrennung der Gewässer verunreinigenden Bestandteile der Abwässer werden nacheinander **mechanische, biologische und chemische Verfahren** eingesetzt („dreistufig“), z.T. auch eine vierte Reinigungsstufe (Ozoneinsatz, Aktivkohlefiltration, Entfernung von Mikroverunreinigungen wie Mikroplastik, Arzneimittelrückständen usw.).

Hinweise: Die **chemischen Eigenschaften des Wassers** als Lösemittel und potentieller Reaktionspartner werden in den Bänden zur Physikalischen und zur Anorganischen Chemie der S. 62 unten erwähnten Buchreihe „**Üb(erlegungs-aufgaben Chemie)**“ beschrieben, ebenso im zugehörigen Nachschlagewerk „Merksätze und Formeln CHEMIE“. Zusammenfassend gesagt ist Wasser Reaktionspartner a) vieler Nichtmetalloxide (Bildung von Sauerstoffsäuren), b) vieler Alkali- und Erdalkalioxide (Bildung von Basen) und c) einiger Halb-/Nichtmetall-Halogenide (Hydrolyse). Zur **Wasseranalytik** (Gewässergüteklassen und Kennzahlen) vgl. auch im Band Analytische Chemie.



Abb. 52: Die Rieselfelder Münster des Natura-2000-Schutzgebietsnetzes werden mit dem gereinigten Wasser der Kläranlage Münsters bewässert, das relativ viel Mikroplastik enthält. Derzeit wird untersucht, welche Auswirkungen es auf wirbellose Tiere wie Krebse und Schnecken hat, wenn diese die Plastikteilchen fressen (Bildquelle Guido Gerding - Personal photograph taken by Author, URL: Ex :: Natura - Freies Portal für Umweltbildung (Environmental Education), CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=3973333>)

Das Fließschema einer Kläranlage mit Vorklärung und Schlammfäulung zeigt die einzelnen Schritte:



(Bildquelle: Rathmer, Lizenz: the Creative CommonsAttribution-Share Alike 4.0 International license, über: https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Flie%C3%9Fschema_einer_Kl%C3%A4ranlage.svg)

Zusatzinfo: Wasser – seine Eigenschaften und Reaktionen im Chemielabor

1a) Die Anormalität des Wassers:

Nur ein Teil eines Eiswürfels - oder genauer: 8/9 eines Eisberges im Meerwasser - befindet sich unterhalb der Wasseroberfläche. Hätte Wasser - wie andere Flüssigkeiten auch - am Gefrierpunkt sein Maximum, so würde das Eis absinken und ein Gewässer komplett von unten nach oben durchfrieren. Da Eis schwimmt, kann es also **Eisdecken** auf gefrierenden Gewässern bilden. Diese sind - im Gegensatz zum Wasser - schlechte Wärmeleiter und verhindern ein weiteres Gefrieren des Sees. Gleichzeitig sinkt das schwerere Wasser (+3,98°C) auf den Grund des Sees. Das ermöglicht den Fischen ein Überleben auch im Winter.

1b) Eiskristall-Strukturen:

Aufgrund der räumlichen Struktur der Wasserteilchen bilden sich im Kristallgitter von Eis **Hohlräume**. Daher liegt die Dichte des Feststoffes (weitmaschiges Kristallgitter) unter der der Flüssigkeit (dichte Kugelpackung, bei +3,98°C sind alle Hohlräume aufgefüllt). Aus einem ähnlichen Grund bilden sich Eiskristalle und Schneeflocken bevorzugt in Strukturen mit 60°-Winkeln. Insgesamt sind 11 Modifikationen des Eiskristallgitters bekannt.

Bei der Wasseraufbereitung von besonderer Bedeutung ist die sogenannte „**Wasserhärte**“. Sie stellt ein Maß für die im (Trink-)Wasser enthaltene Menge an Ca^{2+} - und Mg^{2+} -Ionen dar. Ein Grad deutscher Härte (1° dH) entspricht einer Konzentration von 1 mg Kalziumoxid (gebrannter Kalk) / 100 mL H_2O . Ab einer Härte von 12° dH gilt Wasser als „**hart**“. Im Gegensatz zu „weichem“ Wasser (unter 12° dH) bildet sich dann beim Waschen mit Kern- und Schmierseifen. Das erhöht den Seifenverbrauch erheblich. Zudem stört der Kalk in Wasch- und Kaffeemaschinen. Wasser wird daher vor Gebrauch oft enthärtet. Die „**Wasserenthärtung**“ läuft teilweise ab, indem man es abkocht. Eine komplette Enthärtung erreicht man, indem man es destilliert oder mit Waschpulverbestandteilen, so genannten Ionenaustauschern oder Komplexbildnern behandelt.

Wasser kann mit Luft und Eisen zu Rost reagieren – und mit Magnesium. Ein Industrietaucher muss oft Rohrleitungen unter Wasser reparieren. Dann geht es mit Taucheranzug, Schwimmflossen, Atemluftflaschen, Werkzeug und manchmal sogar Unterwasser-Schweißbrennern in die Tiefe. Bei Nachteinsätzen unter Wasser werden Unterwasserlampen (u/w-Lampen, LED-Leuchten) und manchmal auch biologische sowie chemische Leuchtstäbe eingesetzt. Manchmal muss er eine **Magnesiumfackel** verwenden. Diese speziellen Stäbe werden nur im Tauchanzug und nur bei Nachtauchgängen oder bei schlechter Sicht oder rauher See verwendet. Sie werden mit Schweißbrennern entzündet. Das Metall entzündet sich und verbrennt in hellem Licht zu einem weißen Pulver – eine chemische Reaktion mit dem Sauerstoff aus der Luft:

Magnesium + Sauerstoff → Magnesiumoxid

Das Besondere ist, dass Magnesiumfackeln dann beim Unterwassergang weiterbrennen. Im Wasser bilden sie dabei weißen „Rauch“. Der "feine weiße Rauch bzw. Pulver", der bei der Reaktion entsteht, trübt das Wasser innerhalb von Sekunden auf „Alpenmilch-Niveau“ herunter, doch diese Fackeln brennen in nahezu jeder Situation weiter, also auch bei Regen und sogar eben auch unter Wasser. Aber weshalb, wo ansonsten doch mit Wasser gelöscht wird?

Damit ein Stoff brennen kann müssen drei Voraussetzungen erfüllt sein: der Stoff muss brennbar sein, es muss zweitens Sauerstoff vorhanden sein und drittens muss die Entzündungstemperatur des Stoffes erreicht werden. Magnesium ist ein Metall und brennbar – Punkt eins ist also erfüllt. Magnesiumbrände an Luft sind sogar sehr heiß und brennen hell leuchtend mit über 2.000°C. Wenn das brennende Magnesium dann in Wasser kommt, kühlt es jedoch meist so sehr ab, dass die Flamme erlischt – es sei denn, die Magnesiumfackel ist mit einem Sauerstoff spendenden Stoffen beschichtet (Punkt zwei). Dann läuft die Verbrennung weiter und Magnesiumfackeln lassen sich daher auch nicht mehr mit Wasser löschen, da die hohe Temperatur das Wasser verdampft. Das Magnesium zersetzt dann den Wasserstoff: **Magnesium + Wasser → Magnesiumhydroxid** (weiß, fest, unlöslich) + **Wasserstoff** (gasf.)↑



Abb. 53a: Wassersportler mit Magnesiumfackeln (Abb. gemeinfrei)

Da Wasserstoffgas im Gemisch mit Sauerstoff in der Luft hochexplosiv ist, muss man bei Magnesiumbränden große Vorsicht walten lassen. Ein Löschen mit Wasser kommt nicht in Frage. Magnesiumfackeln wird sogar noch zusätzlich ein Sauerstofflieferant zugesetzt (Kaliumchlorat oder Kaliumpermanganat), damit auch unter Wasser stets genügend Sauerstoff vorhanden ist – so dass die Verbrennungswärme Wasser verdampft und das Magnesium nun den Wasserdampf zersetzen kann. Daraus folgt auch, dass sich die Reaktion nicht mehr stoppen lässt bis die Fackel vollständig abgebrannt ist. Die einzige Möglichkeit der Unterbrechung, die dann noch bleibt, ist das Abschlagen des brennenden Teiles mit einem Beil oder einer Axt.

Magnesium kann Wasser also chemisch zersetzen, wobei **Wasserstoffgas** entsteht: Wasser ist also **eine chemische Verbindung von Wasserstoff** (Chemisches Symbol **H** bzw. als Gas auch **H₂**).

Eine weitere Möglichkeit, Wasser chemisch zu zersetzen, ist der **Hoffmann'sche Zersetzungsapparat** (HZA). Hier geschieht die Stoffzerlegung („Analyse“) mit Hilfe von elektrischem Strom – ähnlich wie in Brennstoffzellen, die mit Wasserstoff betrieben werden. Eine Stoffzerlegung mit elektrischem Strom wird **Elektrolyse** genannt. Das Wasser zersetzt sich dabei in zwei Gase – Wasserstoff H₂ und Sauerstoff O₂ (Stoffzerlegung, Analyse des Wassers):



Wasser ist also eine chemische Verbindung von Wasserstoff und Sauerstoff.

Umgekehrt kann man Wasserstoffgas verbrennen. Dabei entsteht als Verbrennungsprodukt Wasserdampf. An kalten Glasscheiben kondensiert es zu Wasser (vgl. Kap. 282).

Wasser kann man mit wasserfreiem Kupfersulfat nachweisen: Das weiße Salz Kupfersulfat wird durch Wasser blau gefärbt. Wasserstoffgas lässt sich durch die Knallgasprobe nachweisen: Im Gemisch mit Luft verbrennt es in Form einer lauten Verpuffung. Im Verhältnis 2 : 1 mit Sauerstoff gemischt, kann es sogar zu Explosionen kommen (Knallgasreaktion). Zurück bleibt Wasserdampf (Synthese von Wasser):



Wasser ist in der Industrie oft Rohstoff zur Gewinnung des leichtesten chemischen Elementes, des Wasserstoffs H₂. Großtechnisch geschieht das durch die Elektrolyse von Salzwasser („Chloralkalielektrolyse“: Strom zerlegt Salz und Wasser gleichzeitig zu Wasserstoff, Chlorgas und Natronlauge) und durch eine Dampfreformierung. Das ist eine Umsetzung von Wasserdampf mit glühender Kohle, Methan- oder Erdgas oder auch mit Erdöl):

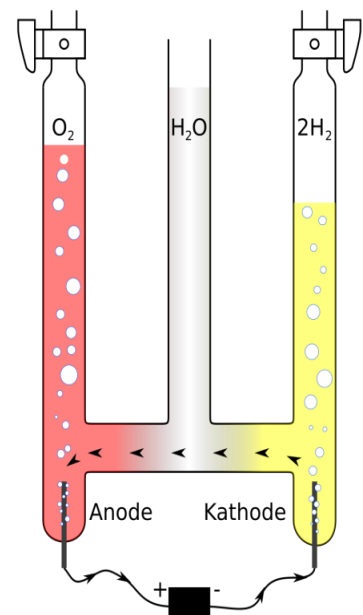
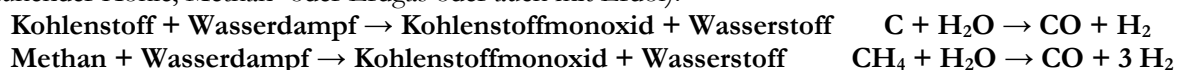


Abb. 53b: Hofmannscher Zersetzungsapparat zur Zerlegung von Wasser (Formel: H₂O) in Wasserstoff H₂ und Sauerstoff O₂. (Vgl. Abb. 13b; Bildquelle: Von IIVQ, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=1466901>)

Wasserstoffgas ist das Leichteste aller Gase (0,09 g/L). Es dringt durch einige Metalle (Palladium, Platin) und es ist unter Hochdruck und unterhalb von -253 °C metallisch und fest. Es ist das häufigste Element im Weltraum. In der Technik wird Wasserstoff verwendet, um das Gas Ammoniak und Methylalkohol herzustellen, Kohle zu verflüssigen und Raketen anzutreiben

3.3 Verbrennung als Oxidation

Jedes Mal, wenn ein Stoff verbrennt, dann verbindet er sich chemisch mit Sauerstoff. Wenn Magnesium an Luft entzündet wird, dann bildet sich ein weißes Pulver: Magnesia, auch Magnesiumoxid genannt:

Magnesium + Sauerstoff → Magnesiumoxid

Ähnlich verbrennt Stahlwolle zu schwarzem Eisenoxid:

Eisen + Sauerstoff → Eisenoxid

Kupfer bildet im Ofen schwarzes Kupferoxid:

Kupfer + Sauerstoff → Kupferoxid

Aluminiumpulver verbrennt zu weißem Aluminiumoxid:

Aluminium + Sauerstoff → Aluminiumoxid

Metalle bilden also immer feste **Metalloxide** – Verbindungen des Metalles mit Sauerstoff.



Abb. 54: Verbrennung von Kupfer im Ofen – Kupferverbindungen färben Flammen grünlich, es bleiben Kupferoxide zurück

(Bildquelle: שללי, Israel, über:

https://commons.wikimedia.org/wiki/File:%D7%91%D7%A2%D7%99%D7%A8%D7%94_%D7%A9%D7%9C_%D7%A0%D7%97%D7%95%D7%A9%D7%AA.jpg?uselang=de)

Die Verbrennung von Kohlenstoff liefert ein Gas:

Kohlenstoff + Sauerstoff → Kohlenstoffdioxid

Bei unvollständiger Verbrennung (Sauerstoffmangel) entsteht manchmal auch ein Giftgas:

Kohlenstoff + Sauerstoff → Kohlenstoffmonoxid

Schwefelpulver verbrennt zu einem Gas mit säuerlichem Geruch (wie beim Abbrennen von Schwarzpulver aus Feuerwerkskörpern):

Schwefel + Sauerstoff → Schwefeldioxid

Wasserstoffgas bildet bei der Verbrennung wie auch bei der Knallgasreaktion Wasserdampf:

Wasserstoff + Sauerstoff → Wasser

Wasser ist also ein Verbrennungsprodukt, ebenso wie andere Oxide auch: Chemisch gesehen ist es ein Wasserstoffoxid – nur dass es im Alltag Wasser genannt wird.

Auch diese Reaktionen werden in der Chemie oft in Formelschreibweise wiedergegeben. Für die Verbrennung von Magnesium wurde in Kap. 2.9.3 vorgestellt, wie man in vier Schritten diese Reaktionsgleichungen in Formelschreibweise erstellt:

<u>Ausgangsstoffe:</u>	Magnesium (Mg) und Sauerstoff (O₂), Produkt: Magnesiumoxid (MgO)
<u>Wortgleichung:</u>	Magnesium + Sauerstoff → Magnesiumoxid
<u>Reaktionsgleichung in Formeln:</u>	2 Mg + O₂ → 2 MgO

Wenn Aluminiumpulver Al verbrannt wird, verbindet es sich mit Luftsauerstoff O₂ zu Aluminiumoxid. Aluminiumoxid setzt sich aus den Elementen Al und O allerdings im Stoffmengenverhältnis $n(\text{Al}) : n(\text{O}) = 2 : 3$ zusammen (Vgl. Kap. 2.9). Somit ergibt sich für die Reaktion

Aluminium + Sauerstoff → Aluminiumoxid	in Formelschreibweise als Ansatz:
((... Al + ... O ₂ → ... Al ₂ O ₃))	und nach dem Ausgleichen dann:
4 Al + 3 O₂ → 2 Al₂O₃	

da: $n(\text{Al}) : n(\text{O}_2) = 2 : 3$ (im Aluminiumoxid Al₂O₃) und der Faktor 2 auftauchen (im O₂-Molekül).

Hinweis/ Erinnerung: Und die Reaktionsgleichung für die Verbrennung von Wasserstoffgas H₂ ist: **2 H₂ + O₂ → 2 H₂O**. Denn hier reagieren elementare Gase. Ihre Moleküle sind zweiatomig – daher die kleine, tiefgestellte 2 hinter den Elementensymbolen H und O. Und es reagieren immer 2 mol Wasserstoffgas H₂ mit 1 mol Sauerstoffgas O₂ zu 2 mol Wasser H₂O: $V(\text{H}_2) : V(\text{O}_2) = n(\text{H}_2) : n(\text{O}_2) = 2 : 1$. Daher die große 2 vor H₂ (Vgl. Kap. 2.9).

3.4 Chemische Versuche zu Kap.3: Luft und Oxidation

V06a: Reaktion von Magnesium mit Sauerstoff

Chemikalien: Magnesiumband (Mg; H-/P-Sätze: Bei Brand mit Löschdecke löschen, KEINESFALLS mit Wasser!).

Geräte: Tiegelfzange, Bunsenbrenner mit Gasschlauch, Uhrglas, Schutzbrille, feuerfeste Unterlage

Durchführung: Entzünden Sie das mit der Tiegelfzange gehaltene Magnesiumband (etwa 10 cm) und halten Sie es über ein Uhrglas. Untersuchen Sie das Verbrennungsprodukt.

Achtung: Es entsteht eine sehr heiße und helle Flamme. Herabtropfendes, flüssiges Magnesium kann auf der Haut schwere Verbrennungen verursachen. Eine Schutzbrille muss getragen werden. Nicht direkt in die Flamme sehen! Kopf fernhalten und zweite Hand fernhalten!

Beobachtung und Auswertung: Beschreiben Sie die Eigenschaften der Ausgangs- und Endstoffe. Erstellen Sie die Reaktionsgleichung in Worten (Namen der Ausgangsstoffe, Reaktionspfeil, Namen der Produkte). Erklären Sie die abgelaufenen Vorgänge in zwei, drei Sätzen, auch zum folgenden Versuch (Vergleichen!).

Entsorgung: Verwendung für Versuch 7 (andernfalls: Abfallbehälter Säuren und Laugen oder Behälter für Schwermetallsalzlösungen).

Magnesiumband gilt im Gegensatz zum Pulver oder dem Grieß trotz der Brennbarkeit nicht als Gefahrstoff. Beim Verbrennen an der Luft entsteht hauptsächlich Magnesiumoxid. Dieses ist auch kein Gefahrstoff (Als Nebenprodukt entsteht in Spuren Magnesiumnitrid. Dieses ist ein Reizstoff).

V06b: Reaktion von Magnesium und von Magnesiumoxid mit Salzsäure

Stoffe: Magnesiumband Mg, Magnesiumoxid MgO (aus Versuch 6), Salzsäure HCl (etwa 10%ig; H-/P-Sätze: Kann Atemwege reizen. Verursacht schwere Augenreizung. Kann gegenüber Metallen korrosiv sein. Augenschutz tragen. BEI BERÜHRUNG MIT DER HAUT: Mit viel Wasser und Seife waschen. BEI BERÜHRUNG MIT DEN AUGEN: Einige Minuten lang behutsam mit Wasser ausspülen. Eventuell vorhandene Kontaktlinsen nach Möglichkeit entfernen. Weiter ausspülen. Bei Hauteizung: Ärztlichen Rat einholen/ärztliche Hilfe hinzuziehen.).

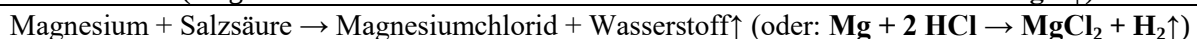
Geräte: Spatel (oder Magnesiumrinne), Reagenzgläser, Reagenzglasgestell, Schutzbrille/-handschuhe, Tropfpipette.

Durchführung: Wenig Magnesiumband oder -pulver (oder der Mg-Rest aus V.6) werden in einem Reagenzglas in 1-3 mL verdünnter Salzsäure gelöst. In einem zweiten Versuch wird eine Spatelspitze Magnesiumoxid (oder das Verbrennungsprodukt aus V.6) 1-3 mL Salzsäure gelöst. Vergleichen Sie!

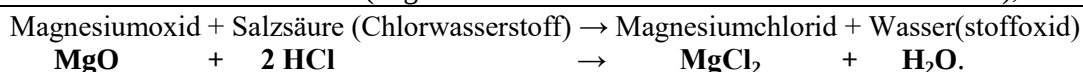
Entsorgung: Salzlösungen mit Säureanteilen werden mit Wasser verdünnt, dann neutralisiert (und/oder in den Behälter für Schwermetallsalzlösungen gegeben).

Hinweis: Die Mengen, die hier beim Reagenzglas-Versuch entstehen, reichen bei weitem nicht aus, um im Raum ein explosives-Luft-Gemisch zu erzeugen. Allerdings kann die Säure so heiß werden oder die Reaktion ist so heftig, dass die Säure aus dem Reagenzglas herausspritzt. Durch die Hitze gelangen ätzende Salzsäuredämpfe in den Raum. Der Versuch kann daher nur im Kleinmaßstab (Spatelspitze, kleines Bandstück) mit Schutzbrille bei guter Raumlüftung ohne Verwendung eines Abzugs durchgeführt werden. (Wird ein Magnesium-Spitzer, d.h. ein Bleistiftanspitzer aus Magnesium, in der Säure aufgelöst, muss auf eine gute Raumlüftung geachtet werden oder der Versuch findet im Abzug statt. Der Ansatz darf nicht unbeaufsichtigt stehen bleiben!).

Das Magnesium Mg löst sich unter Aufbrausen mit starker Wärmeentwicklung in verdünnter Salzsäure HCl. Dabei entsteht Wasserstoffgas H₂ und Magnesiumchlorid MgCl₂, ein wasserlösliches, farbloses Salz (Allgemeines Reaktionsschema: **Metall + Säure → Salz + Wasserstoffgas↑**):



Magnesiumoxid MgO löst sich in Salzsäure ohne Gasentwicklung auf. Der Wasserstoff aus der Salzsäure HCl ist am Ende an den Sauerstoff des Oxids gebunden, denn Metalloxide reagieren mit Säuren zu Salzen und Wasser (allg. Schema: **Metalloxid + Säure → Salz + Wasser**), hier:



Kapitel 4: Metalle und Metallgewinnung

4.1 Was sind 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



Abb. 55: Metalle (Eig. Foto)

Sauerstoff durch die Kohle entzogen wird. Inzwischen kennt man über 110 Elemente - und fast alle sind Metalle.

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

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

Diese **vier metallischen Eigenschaften** (Gute Verformbarkeit, gute elektrische und thermische Leitfähigkeit, metallischer Glanz) lassen sich von daher erklären, wie die Atome der Metalle miteinander verbunden sind (Näheres hierzu in Kap. 4.4).

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

Abb. 56: 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).

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.



Abb. 57a: Quecksilber Hg (im Thermometer in der Mitte) reagiert mit Schwefel S (links) zum Farbstoff Zinnober (rechts, chemischer Name: Quecksilbersulfid HgS ; eig. Foto)

4.3 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):



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

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

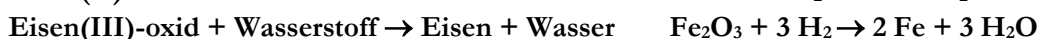
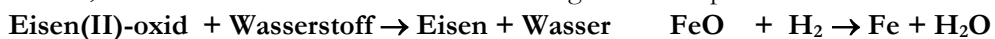


Kohlenstoff wird hier jeweils oxidiert. Das Metallerz – ein Oxid – wird hingegen zerlegt. Die Zerlegung eines Oxids ist das Gegenteil der Oxidation. Dieser Vorgang wird **Reduktion** genannt: Das Metalloxid wird zum Metall reduziert – zum Beispiel durch Kohlenstoff. Da dieser dabei selbst oxidiert wird, spricht man auch von **Redoxreaktionen**: **Reduktion** und **Oxidation** sind miteinander verknüpft – der Sauerstoff wird ausgetauscht.

Ähnliches geschieht bei der **Stahlherstellung**. Im **Hochofen** wird zunächst Eisen aus Eisenerzen wie z.B. Eisenoxiden und Eisencarbonat hergestellt. Der Rohstoff wird durch Magnetscheider von der Gangart (dem Gestein) getrennt und zusammen mit Wasserstoffgas (neu) oder – in älteren Hochöfen – mit Koks (Kohlenstoff) und Zuschlägen wie Kalk oder Quarzsand im Hochofen umgesetzt. Dort findet eine indirekte Reduktion des Eisenoxids durch Kohlenmonoxid CO und eine direkte Reduktion des Eisenoxids durch Koks statt. Der Koks wird durch Heißluft verbrannt. Durch eine Reaktion zwischen Kohlendioxid CO₂, Kohlenstoff C und Kohlenmonoxid CO, die „Boudouard-Gleichgewicht“ heißt, entsteht stets neues Kohlenmonoxid:



Die Gichtgase (Abgase) werden in so genannten Winderhitzern zum Vorheizen der angesaugten Luft verwendet. Unten im Hochofengestell werden Schlacke und **Roheisen** abgestochen. Roheisen enthält aber noch sehr viel gelösten Kohlenstoff, der z.T. mit dem Eisen zu Zementit (Eisencarbid) Fe₃C reagiert hat. Durch Auf- oder Einblasen von Sauerstoff in Konvertern oder durch das Zuschmelzen von Schrott lassen sich die unerwünschten Eisenbegleitstoffe Schwefel, Phosphor, Kohlenstoff, Silizium usw. im Roheisen zu einem Großteil oxidieren und in Gase oder Schlacke überführen. Aus dem 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.

Umgekehrt ist die Korrosion von unedlen Metallen – z.B. von Eisen durch Umwandlung von Eisen, Luft und Wasser zu Rost – ein Vorgang, der oft große Schäden anrichtet. Durch Lackieren und andere Maßnahmen wird versucht, die Korrosion von Metallen zu unterbinden (Korrosionsschutz, Rostschutz).

4.4 Die metallische Bindung

Die seltsame Fähigkeit der Metalle, den elektrischen Strom weiterzuleiten, erklären sich die Physiker z. B. so: Elemente bestehen aus Atomen. Metallatome besitzen auf ihrer äußersten Schale nur 1 oder 2, sehr selten auch 3 bis 4 Elektronen. 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.

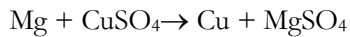
Auch das „feste“ Gitter der Metallatome in einem Stück Natrium, Kupfer oder Blei ist beweglich: Ein Metall lässt sich verformen. Man kann es biegen, dehnen, zu Folien pressen oder als Draht aufrollen; es ist "duktil". Nichtmetallische Feststoffe wie z. B. Kandiszucker, Salze, Kreide, Porzellan und Glas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

Es gibt Chemikalien, mit denen man die lockeren Außenelektronen der Metalle aus dem Metall "herausreißen" kann. Metalle durchlaufen dann Chemische Reaktionen. So bilden zum Beispiel Barium, Kalium, Aluminium und Magnesium an Luft stets eine Oxidschicht (Formeln z.B. MgO , K_2O , Al_2O_3 , CuO usw.): Der Sauerstoff entreißt den Metallatomen die Außenelektronen, so dass diese durch die Abgabe negativer Ladung (nämlich der Außenelektronen) selbst positiv aufgeladen werden. So entstehen elektrisch geladene Teilchen: die **Ionen**.

Die entgegengesetzt geladenen Teilchen ziehen sich an, so dass ein **Ionenkristall** entsteht.

Metalle bilden nur positiv geladene Ionen, sogenannte **Kationen**. Das sind Metallatome, die ihre äußerste Schale von 1, 2 oder 3 Elektronen verloren haben. Viele Atomsorten geben ihre Außenelektronen gerne ab. Unedle Leichtmetalle reagieren deswegen oft heftig mit Luft (Brennbarkeit!), 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 (Schmelzflusselektrolyse geschmolzener Salze). 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, Formel: CuSO_4 , Ionen: $\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$), so "entreißen" die Edelmetallionen dem unedlen Metall die Außenelektronen - ein **Elektronenaustausch** findet statt. Deshalb reagiert Magnesium z. B. mit Kupfersulfatlösung bzw. mit Kupfer-Kationen Cu^{2+} (Das Sulfat-Anion SO_4^{2-} reagiert nicht mit):



oder auch: $\text{Mg} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{Cu}$ das edlere Kupfer reagiert aber nicht mit Bittersalz (MgSO_4).

In Metallen bilden die Atome feste Verbände, weil ihre Atomrümpfe – die Atome ohne die wenigen Außenelektronen in der Atomhülle – zusammen mit einigen frei beweglichen Elektronen (Valenz- oder Außenelektronen genannt) Kristallgitter bilden. 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 Abb. 57b rechts oben dargestellt).

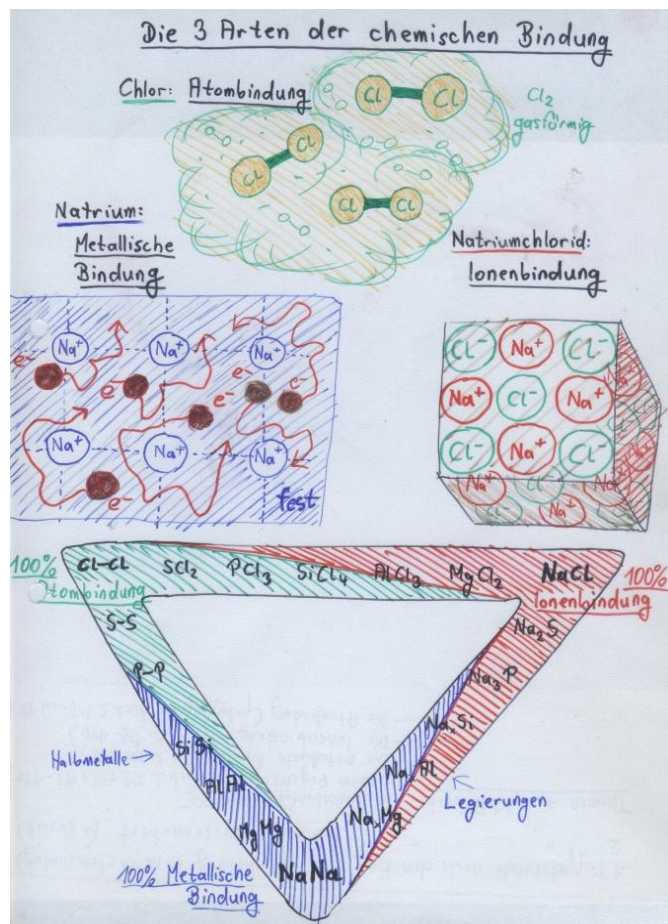


Abb. 57b: Drei Arten chemischer Bindung (eig. Skizze)

Neben der **metallischen Bindung** (z.B. zwischen Metallatomen im Natrium Na, Magnesium Mg oder Gold Au) gibt es zwei weitere Arten von **chemischer Bindung**: die Bindung zwischen zwei Nichtmetallatomen („kovalent“ oder „**Elektronenpaarbindung**“, Beispiel Cl-Cl bzw. Cl_2) und die Bindung zwischen Metall- und Nichtmetallatomen („ionisch“, salzartige Stoffe, Beispiel: Zwischen Na^+ und Cl^- im Kochsalz NaCl).

4.5 Chemische Versuche zu Kap.4: Metalle

V07a: Dehnen und Verformen von Metallteilen

Material: Kupfer, Zink, Zinn, Eisen, Aluminium (z.B. jeweils als Blechstück), Hammer, Zange, feste Unterlage.

Versuchsanleitung:

Bearbeite ein Stück Kupferdraht mit einem Hammer auf einer festen Unterlage. Versuche auch, das Kupferblech mit Zange und Hammer zu verformen (drücken, ziehen, treiben).

V07b: Dehnen und Verformen von nichtmetallischen Teilen

Material: Kreide, Holz und Marmor (z.B. als dünner Stab), Hammer, Zange, feste Unterlage

Versuchsanleitung:

Wiederhole Versuch 1 mit den ausstehenden nichtmetallischen Stoffen Kreide, Holz und Marmor. Vergleiche und sortiere die Stoffe aus V1+2 in zwei Gruppen: verformbar / nicht verformbar.

V07c: Aussehen und Magnetisierbarkeit

Material: Proben von Kupfer, Zink und Eisen in Form von Granalien, Blechen, Nägeln, Pulver, Drähten usw. sowie auch Marmor, Glas, Holz und Kreide, Magnet, ggf. Pinzette, Uhrgläser, Papier

Versuchsanleitung:

- Sortiere die Stoffproben nach ihrem Glanz und ihrer Farbe.
- Prüfe sie mit einem Magneten. Pulver werden dazu im Uhrglas mit einem von Papier umwickeltem Magneten geprüft. Sortiere die magnetisierbaren Stoffe aus.

V07d: Leitfähigkeitsprüfung

Material: Eisennagel, Zink- und Kupferblech, Gummischlauch, Metall- und Plastiklöffel, Taschenlampenbatterie, Krokodilklemmen, kleines Glühbirnchen mit Halterung, Verbindungsschnüre (isolierte Drähte)

Versuchsanleitung:

- Baue folgende Apparatur auf: Verbinde mithilfe von Krokodilklemmen die beiden Pole einer Taschenlampenbatterie über Krokodilklemmen mit dem Glühbirnchen, so dass dieses aufleuchtet.
- Schalte nun mithilfe einer weiteren Krokodilklemme einen Eisennagel in den Stromkreis und notiere, ob dabei die Glühbirne aufleuchtet.
- Wiederhole diesen Test mit den anderen Stoffen. Notiere und vergleiche die Ergebnisse.

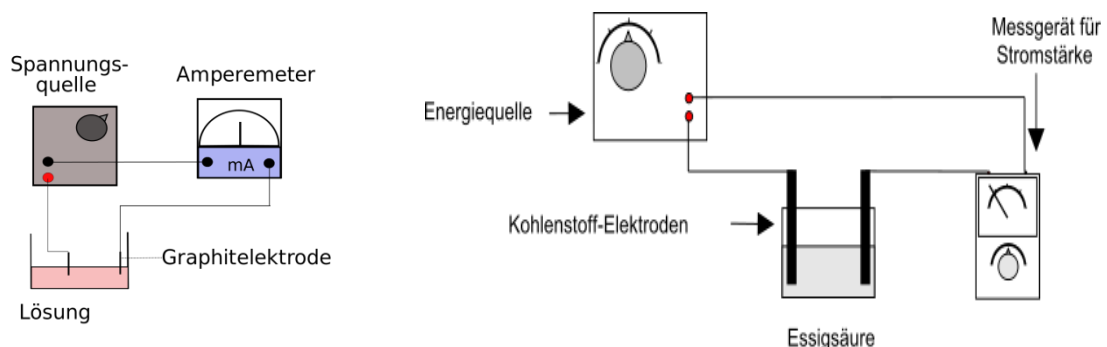


Abb. 58: Zwei Apparaturen für Leitfähigkeits-Messungen an Flüssigkeiten als Beispiele: Spannungsquelle kann eine Taschenlampenbatterie sein, statt Messgerät wie z.B. Amperemeter kann man eine Glühbirne einsetzen: Sie leuchtet, wenn Strom durch die Leiterkabel, die Elektroden und den gemessenen Stoff fließt (Bildquellen: Links: Sundance Raphael 14:12, 19. Nov. 2006 (CET) - "own work"; <https://de.wikibooks.org/w/index.php?curid=34762>, rechts: H. Hoffmeister, GNU-Lizenz, über: https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Versuchsaufbau_Leitf%C3%A4higkeit_Essigs%C3%A4ure.svg)

4.6 Zusammenfassung und Üb(er)legungsaufgaben zu Kap.4

Metalle und Metallgewinnung (Redoxreaktionen)

1) Wiederholung und Zusammenfassung:

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).

2) Aufgaben zum Thema „Metalle“ und „Redoxreaktionen“

Beantworten schriftlich folgende Fragen:

- 1.) Metalle erkennt man an vier besonderen Eigenschaften im Hinblick auf Aussehen, Verformbarkeit und ihrem Verhalten gegenüber Wärme und elektrischem Strom. Wie heißen diese Eigenschaften, die sie von den Nichtmetallen unterscheiden?
- 2.) Was sind Ionen?
- 3.) Warum bilden Metalle keine negativ geladenen Ionen?
- 4.) Was geschieht mit den Magnesiumatomen (Ein Mg-Atom hat 2 Außenelektronen), wenn ein Magnesiumband zu Magnesiumoxid (MgO) verbrannt wird?
- 5.) Unedle Metalle werden von Säuren wie z.B. Salzsäure (Formel: HCl) angeätzt, während edle Metalle wie Kupfer, Silber, Gold und Platin nicht von Salzsäure angegriffen werden können. Was geschieht mit den Magnesiumatomen, wenn Magnesiumband sich in Salzsäure löst? (Hinweis: Dabei entsteht aus der Salzsäure HCl das Gas Wasserstoff H_2 , so dass negativ geladene Chlorionen Cl^- zurückbleiben!)

- 6.) Natriummetallatome haben nur ein Außenelektron, Kupfer, Zink und die Erdalkalimetalle jeweils zwei pro Atom. Aluminium hat sogar drei Außenelektronen pro Atom, und Blei vier. Wieviel positive Ladungen tragen die Atome von Na, Mg, Ca, K, Al, Pb und Cu in den entsprechenden Sauerstoffverbindungen Natriumoxid, Magnesiumoxid, gebranntem Kalk usw.?
- 7.) Sauerstoffatome nehmen gerne zwei Elektronen auf, um so doppelt negativ geladene Ionen O^{2-} zu bilden. Wie müsste die chemische Formel der Oxide aus Aufgabe Nr.7 heißen?
- 8.) Welche der folgenden Reaktionsgleichungen sind **FALSCH**?! (Ggf. bitte durchstreichen; zur Lösung einiger dieser Aufgaben musst Du Dich erst über mögliche Ionenladungen im folgenden Kapitel zur Ordnung der Elemente informieren!)
- | | |
|-----------------------------------|--|
| a) $2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO_2$ | h) $3Fe + 9O_2 \rightarrow Fe_3O_{18}$ |
| b) $2Ca + O \rightarrow 2CaO$ | i) $Na + HCl \rightarrow NaHCl$ |
| c) $Mg + O \rightarrow MgO$ | j) $2Na + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2$ |
| d) $2Cu + O_2 \rightarrow 2CuO$ | k) $2Na + 2HCl \rightarrow 2AgCl + H_2$ |
| e) $2K + O_2 \rightarrow 2K_2O$ | l) $Ba + 2O_2 \rightarrow BaO_4$ |
| f) $4Na + O_2 \rightarrow 2Na_2O$ | m) $Na + H_2O \rightarrow NaOH + H_2$ |
| g) $Mg + Cl_2 \rightarrow MgCl_2$ | n) $2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$ |

Ein Lückentext zum Thema Hochofen:

Eisen wird aus _____ wie z. B. _____ usw. hergestellt. Der Rohstoff wird durch Magnetscheider von der _____ getrennt und zusammen mit _____ und Zuschlägen wie _____ oder _____ im _____ umgesetzt. Dort findet eine indirekte Reduktion durch _____ und eine _____ durch Koks statt. Der Koks wird durch _____ verbrannt und durch Einwirkung von Kohlendioxid, Kohlenstoff und Kohlenmonoxid entsteht stets neues _____. Die _____ werden im _____ zum Vorheizen der angesaugten _____ verwendet. Unten im Hochofengestell werden _____ und _____ abgestochen. Roheisen enthält noch sehr viel gelösten _____, der z.T. mit dem Eisen zu _____ (Fe_3C) reagiert hat. Durch Auf- oder Einblasen von Sauerstoff in _____ oder durch das Zuschmelzen von _____ lassen sich die unerwünschten Eisenbegleitstoffe _____, _____ und _____ usw. zu einem Großteil oxidieren und in _____ oder _____ überführen. Aus dem _____ wird so _____, dem je nach Verwendungszweck bestimmte _____ beigeschmolzen werden (wie z.B. _____, _____ und _____ usw.).

Hilfestellung, Einsetzbare Begriffe:

Gangart = Gesteine im Erz, Fe_2O_3 = Eisen-III-oxid, FeO = Eisen-II-oxid, CO = Kohlenmonoxid, Gichtgase = aus dem Hochofen austretende Abgase (brennbar), Winderhitzer = Gerät zur Produktion von Heißluft, die in den Hochofen gepresst wird, Fe_3C = Zementit (im Roheisen), Zuschläge = dem Hochofen oder Konverter neben Koks und Eisenerz zugegebene Stoffe wie z. B. Kalk, Sand u. ähnl. (bilden mit Verunreinigungen / Eisenbegleitern die Schlacke).

Lösungen (zur Selbstkontrolle nach versuchter Bearbeitung der Aufgaben, nicht zum bloßen Nachsehen!):

- 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
- 7) Die Anzahl der positiven Ladungen der Kationen entspricht der der Außenelektronen im Metallatom. Es sind:
 In Natrium- und Kaliumoxid: +I, Magnesium- und Kalziumoxid: +II, Aluminiumoxid: +III, Bleioxid: +IV (oder auch +II), Kupfer: +I (oder auch +II).
- 8) Na_2O , MgO , CaO , K_2O , Al_2O_3 , PbO und PbO_2 , Cu_2O und CuO .
- 9) Falsch sind die chemischen Gleichungen in a, c, h, i, k, l und m.

Lösungen zum Lückentext:

Eisen wird aus Eisenerzen wie z. B. Eisenoxiden, Eisencarbonat usw. hergestellt. Der Rohstoff wird durch Magnetscheider von der Gangart (dem Gestein) getrennt und zusammen mit Koks und Zuschlägen wie Kalk oder Quarzsand im Hochofen umgesetzt. Dort findet eine indirekte Reduktion durch Kohlenmonoxid und eine direkte Reduktion durch Koks statt. Der Koks wird durch Heißluft verbrannt und im Boudouard-Gleichgewicht zwischen Kohlendioxid, Kohlenstoff und Kohlenmonoxid entsteht stets neues Kohlenmonoxid. Die Gichtgase (Abgase) werden im Winderhitzer zum Vorheizen der angesaugten Luft verwendet. Unten im Hochofengestell werden Schlacke und Roheisen abgestochen. Roheisen enthält noch sehr viel gelösten Kohlenstoff, der z.T. mit dem Eisen zu Zementit (Eisencarbid) Fe_3C reagiert hat. Durch Auf- oder Einblasen von Sauerstoff in Konvertern oder durch das Zuschmelzen von Schrott lassen sich die unerwünschten Eisenbegleitstoffe Schwefel, Phosphor, Kohlenstoff, Silizium usw. zu einem Großteil oxidieren und in Gase oder Schlacke überführen. Aus dem Roheisen wird so Stahl, dem je nach Verwendungszweck bestimmte Legierungsmetalle beigeschmolzen werden (wie z.B. Nickel, Ferrochrom, Ferrovandium usw.).

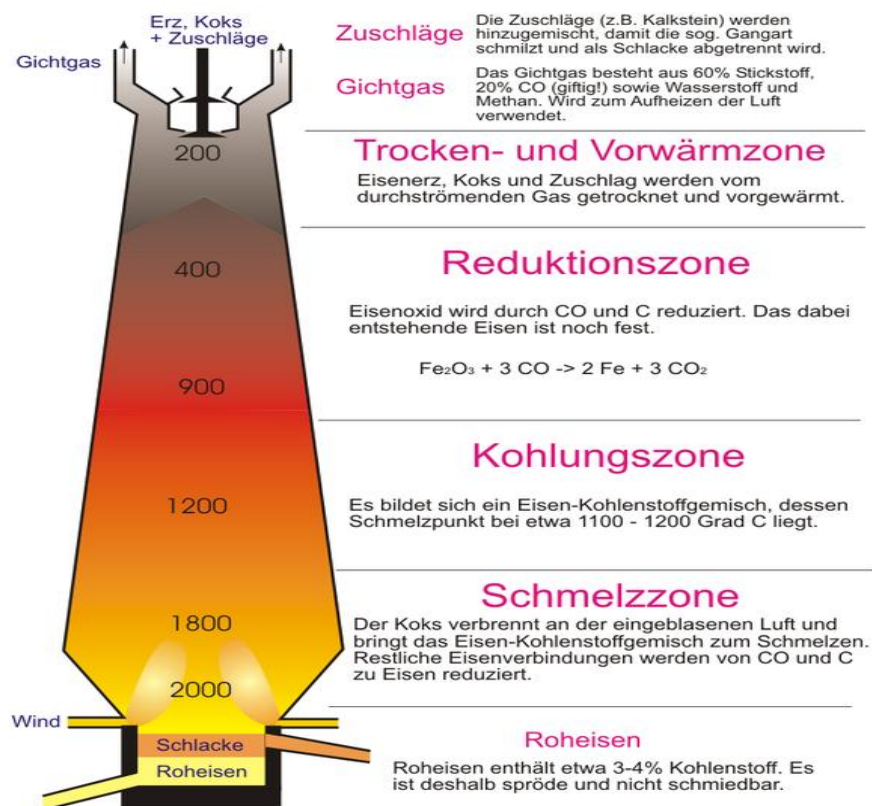


Abb. 59: Vorgänge im Hochofen

(Bildquelle: AndreasPSchmidt, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=542002>)

Kapitel 5: Elemente und ihre Ordnung

5.1 Was sind Hauptgruppen im Periodensystem?

Elemente bestehen aus Atomen. In Kapitel 1.9 bis 1.11 wurde der Aufbau der Atome beschrieben. In diesem Kapitel geht es um die Ordnung der Elemente und den Aufbau der Atome.

Eigenschaften und Umwandlungen von Stoffen lassen sich über Teilchenmodelle und Modelle vom Aufbau der Materie erklären. Die Elemente lassen sich systematisch **ordnen**, was in der Chemie in Form einer Tabelle, dem **Periodensystem der Elemente PSE** dargestellt wird. Es beschreibt Beziehungen und Verwandtschaften der Elemente und dient auch zur Information über den Atombau. Die Ordnung der Elemente im Periodensystem auf der Basis ihrer chemischen Eigenschaften erlaubt Vorhersagen von Eigenschaften der Elemente, ausgehend von der Stellung eines Elementes im Periodensystem. Das ermöglicht,

einen Zusammenhang zwischen Stoffeigenschaft und Atombau eines Elementes herzustellen.

Als die Elemente entdeckt und die Masse ihrer Atome verglichen waren, ordnete man sie nach deren Atommassen. Die Chemiker *Meyer* und *Mendelejew* bemerkten dabei, dass sich die **Eigenschaften der Elemente** in dieser Liste **periodisch wiederholten**: Etwa jedes achte Element war ein **Edelgas** – ein Gas, das farb- und geruchlos war, ungiftig, unbrennbar und auch ansonsten unfähig, chemisch zu reagieren. Vor jedem Edelgas kam jedes Mal ein farbiges, giftiges Nichtmetall, das Metalle angreifen konnte (Helium ausgenommen), und nach jedem Edelgas folgte ein brennbares und sehr reaktionsfreudiges Leichtmetall, das sogar von Wasser angegriffen werden konnte – wobei es eine ätzende Lauge bildete und Wasserstoffgas.

Die beiden Chemiker ordneten die Elemente daraufhin tabellarisch so an, dass sie nach jedem Edelgas eine neue Zeile begannen. Nun standen die Edelgase rechts am Zeilenende untereinander (Hauptgruppe **VIII**). Vor ihnen stand jeweils das aggressive, farbige Nichtmetall (Stoffgruppe der **Halogene**, Hauptgruppe **VII**), und in der Spalte ganz links die empfindlichen Leichtmetalle, die mit Wasser Laugen bilden (Stoffgruppe der **Alkalimetalle**, Hauptgruppe **I**):

Das Periodensystem der Elemente - PSE

a) Kurzform (ohne Nebengruppen, ohne 7. Periode):

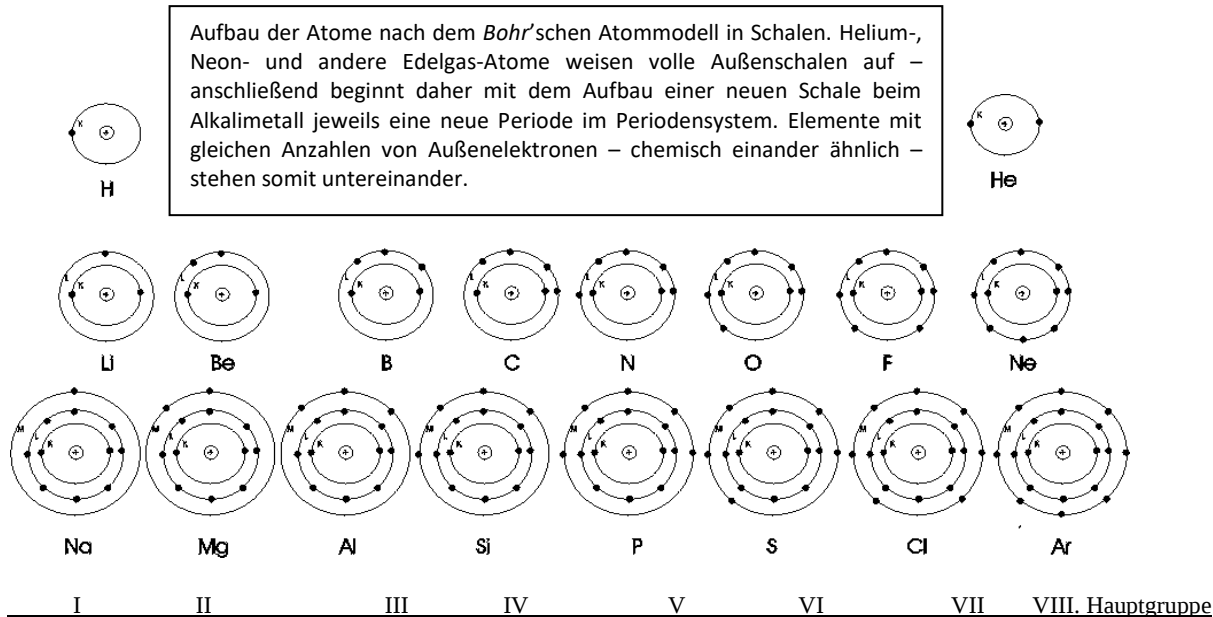
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	
1	H							He	1-7 Periode (= Anzahl der Schalen)
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	I-VIII Hauptgruppenzahl (= Anzahl der Außenelektronen)
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	. Radioaktiv (Atomkerne instabil)
4	K	Ca*	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	OZ Ordnungs- / Protonenzahl (H = 1, He = 2, Li = 3 usw.)
5	Rb	Sr*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

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

Später zeigte sich, dass diese Anordnung nicht nur den **periodisch sich wiederholenden Eigenschaften der Elemente** entsprach, sondern auch dem Aufbau der Atome nach *Bohr* (vgl. S. 20):

Untereinander stehende Elemente haben fast gleiche Eigenschaften.

- Die Anzahl der Elektronen in der äußersten Schale entspricht der Hauptgruppen-Nummer des Elementes (Atoms) im PSE.
- Die Anzahl der Schalen in der Atomhülle entspricht der Perioden-Zahl des Elementes (Atoms) im PSE.
- Die Ordnungszahl des Elementes im PSE entspricht der Anzahl der positiven Ladungen im Atomkern (Kernladungszahl).



Und zwischen der 2. und 3. Hauptgruppe waren weitere Elemente einzuordnen, die **Nebengruppen** (alles Metalle, daher auch Nebengruppen- oder Buntmetalle genannt):

Das Periodensystem der Elemente - PSE

b) Mit den Nebengruppen (Wichtige Elemente **fett markiert!):**

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

*Lanthanoide/Actinoide (Seltene Erden, f-Block)

(Nichtmetalle grau unterlegt)

**Lanthanoide: Ce Pr Nd Pm Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tm Yb Lu, °° Actinoide: Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

Periodensysteme weisen neben den Elementsymbolen oft auch Massezahlen für die Atommassen auf (hochgestellt), die Ordnungszahlen der Elemente (tiefgestellt) und die Unterscheidung der **Nichtmetalle** (hier grau unterlegt), **Metalle** (weißer Hintergrund) und **Halbmetalle** (diagonal dazwischen von H und B bis At, hier hellgrau unterlegt):

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

An der hier mit ↑ Strich markierten Stelle stehen die **Nebengruppen-Elemente** (40 Elemente, der „d-Block“ bzw. allesamt auch „Buntmetalle“ genannt):

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

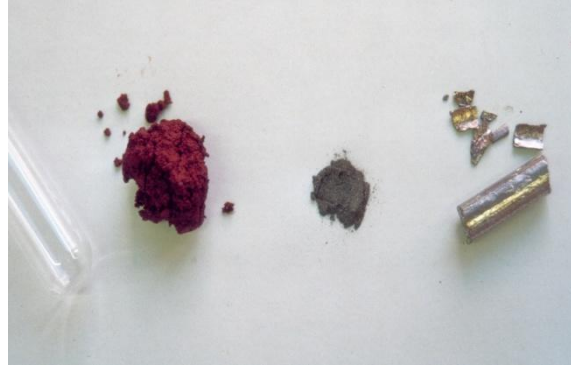


Abb. 60: Das linke Bild zeigt Elemente aus dem PSE oben rechts (von links nach rechts: Kohlenstoff C und Silizium Si, Phosphor P (rot), Schwefel S (gelb) und Iodpulver I_2) – allesamt Nichtmetalle. Das rechte Bild zeigt die Hauptgruppe Nr. 5: Links Stickstoff N_2 (Reagenzglas) und Phosphor P (rotes Pulver), rechts Selen Se (schwarzes Pulver) und Bismut Bi (Schwermetall) – der metallische Charakter der Stoffe nimmt von oben nach unten zu (Eig. Fotos).

Wiederholung: Periodensystem der Elemente PSE / Elemente und Verbindungen

Elemente sind chemisch nicht weiter zerlegbare Reinstoffe. Sie bestehen aus nur einer Atomsorte und werden in der Chemie tabellarisch nach steigender Kernladungszahl ihrer jeweiligen **Atomkerne** angeordnet.

Das **Periodensystem der Elemente PSE** weist neben den Luftgasen Stickstoff N, Sauerstoff O und Argon Ar insgesamt 115 weitere Elemente auf – unterteilt in 18 Spalten („Gruppen“) und 7 Zeilen („Perioden“).

Im PSE hier stehen die **Ordnungszahlen** der chemischen Elemente und **Elementsymbole**, die Edelgase sind hellblau und weitere Nichtmetalle gelb dargestellt. Halbmetalle sind hier grün – alle anderen Elemente sind Metalle (rot, orange, rosa, magenta und violett):

Group Period	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	57 La	* 72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	89 Ac	* 104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og
				* 58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	
				* 90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr	

Die Gruppen Nr. 1, 2 und 13 bis 18 werden als die **acht Hauptgruppen** bezeichnet, die Gruppen Nr. 3 bis 12 als die **Nebengruppen** und die Elemente Nr. 58 bis 71 und 90 bis 103 als „Lanthanide“ und „Aktinide“.

Diese 118 Elemente sind die Grundstoffe der Materie des Universums und bilden untereinander durch Stoffvereinigungen (**chemische Reaktionen**) neue Stoffe, die chemischen **Verbindungen**.

5.2 Wie sich Atome verbinden: Drei Arten chemischer Bindung

Elemente bilden chemische Verbindungen. Ihre Atome treten dabei über die Außenelektronen miteinander in Verbindung: Nichtmetallatome untereinander – sie stehen im PSE oben rechts – bilden **Moleküle**, indem sich die Außenelektronen der beiden Bindungspartner paarweise „zusammentun“ (Sie bilden bindende Elektronenpaare, wobei sich die Außenschalen der Atome „überlappen“). Metalle – sie stehen im PSE links und unten – bilden mit Nichtmetallen Atomverbände aus geladenen Teilchen (Ionenkristalle: Die Metallatome geben ihre Außenelektronen an die Nichtmetallatome ganz ab, so dass sie dabei elektrisch aufgeladen werden. Die Vereinigung von Elementen zu Verbindungen verläuft daher so, dass deren Atome je nach ihrer Stellung im PSE insgesamt **drei unterschiedliche Arten von Verbindungen** ausbilden können:

1. Metall + Metall → **Legierungen** (eine „metallische Bindung“ zwischen den Atomen)
2. Metall + Nichtmetall → **Salze** („ionische Bindung“ zwischen elektrisch geladenen Atomen)
3. Nichtmetall + Nichtmetall → **Molekulare Verbindungen** (eine „kovalente Bindung“ oder „Elektronenpaarbindung“ zwischen Atomen).

Diese **drei Arten von Verbindungen** haben jeweils typische Stoffeigenschaften:

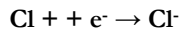
1. **Legierungen** haben wie die Metalle **metallische Eigenschaften** (glänzend, verformbar, gute Leiter für Wärme und elektrischen Strom).
2. **Ionische Verbindungen** sind **salzartig** (hohe Schmelztemperaturen, als Feststoffe spröde und nicht leitfähig – außer in Schmelze und Lösung).
3. **Molekulare Verbindungen** sind **elektrisch nicht leitfähig** und flüchtig (haben also niedrige Siedetemperaturen) oder kunststoff- bis diamantartig.

Metallatome weisen wenig Außenelektronen auf. Sie geben diese leicht an Nichtmetallatome ab, weil diese die Anzahl ihrer Außenelektronen dabei auf acht ergänzen (Nach *Bohr*: Diese Atome besitzen nun eine „volle“ Außenschale). Die durch **Abgabe oder Aufnahme von Außenelektronen** nun elektrisch aufgeladenen Atome werden **Ionen** genannt (Positiv geladene Atome und Atomverbände heißen Kationen, negativ geladene Teilchen heißen Anionen). Die Bildung von Ionen aus Atomen heißt **Ionisierung**.

Beispiel: Natriumatome haben nur ein Außenelektron. Es gibt dieses ab:



Die Außenschale im Chloratom ist mit sieben Elektronen fast voll besetzt. Eine voll aufgefüllte Schale (Edelgaskonfiguration) erreicht das Chloratom, indem es ein Elektron e^- aufnimmt und zum Chlorid-Anion wird:



Die Natrium-Kationen und Chlorid-Anionen bilden dann den Natriumchlorid-Ionenkristall. Es fand also eine **Elektronen-Übertragung** statt („Redox-Reaktion“, aus: **Reduktion** + **Oxidation**):



(Bildquelle NaCl-Bindung: CC BY-SA 2.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=71165>)

Wichtig zu wissen ist hier:

Eine **ionische (salzartige) Verbindung** entsteht, wenn **Metalle** mit **Nichtmetallen** reagieren. Dabei geben Metallatome Außenelektronen ab und werden zu **Kationen**, die Nichtmetallatome nehmen sie auf und werden zu **Anionen**.

Molekulare Verbindungen bilden sich nur zwischen **Nichtmetall(atom)en**.

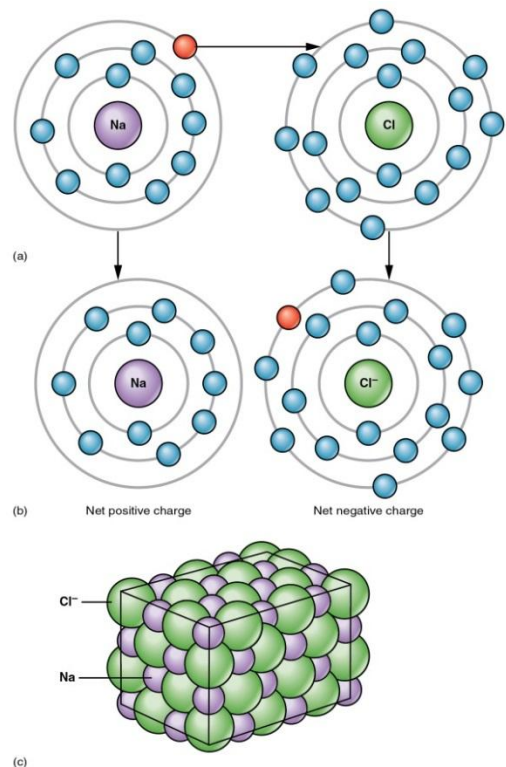
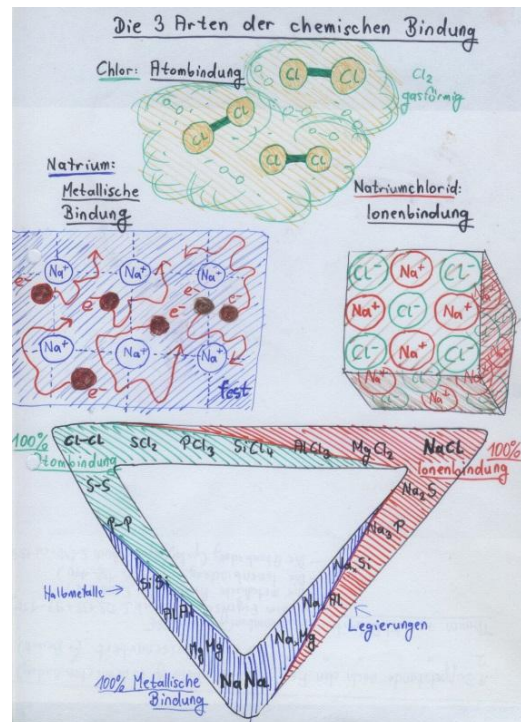


Abb. 61: Ein Natriumatom (oben links) gibt sein einziges Außenelektron an ein Chloratom ab (a), (oben rechts). Daraufhin entstehen das Na^+ -Kation und das Chlorid-Anion Cl^- (b). Die Kationen und Anionen ziehen sich elektrisch an und bilden den Natriumchloridkristall (bei (c), unten). (Bildquelle: OpenStax College, CC BY 3.0 (<https://creativecommons.org/licenses/by/3.0>))

Ionische, kovalente und metallische Verbindungen haben untereinander jeweils ähnliche physikalische und chemische Stoffeigenschaften – entsprechend der Art der Bindung, die die Atome miteinander eingehen:

- 1.) Die **metallische Bindung**: Metallatome haben in ihrer Atomhülle außen nur wenig Elektronen. Sie stellen sie dem Gesamtverband zur Verfügung (bewegliche Elektronen, vgl. Kap. 4.4). Dadurch hält die Stoffportion zusammen, wird elektrisch leitfähig und glänzend (durch eine Wechselwirkung zwischen Lichtteilchen, die das Metallstück treffen, und Elektronen an dessen Oberfläche).
- 2.) Die **Ionenbindung**: elektrisch geladene Atome (Ionen) halten über elektrische Anziehungskräfte zusammen. Sie bilden Kristalle (salzartige Stoffe) mit hohen Schmelztemperaturen. Ein typisches Beispiel ist das Kochsalz (Natriumchlorid, aus Natriumkationen Na^+ und Chlorid-Anionen Cl^-).
- 3.) Die **Atombindung** (kovalente Bindung): Die Atome bilden Moleküle, indem sie Elektronen in ihrer äußeren Atomhülle gemeinsam nutzen. Stoffe aus kleinen Molekülen sind elektrische Nichtleiter und oft flüchtig (Niedrige Schmelz- und Siedetemperatur, Beispiele: Chlorgas Cl_2 , Chlorwasserstoff HCl oder Wasser H_2O), Stoffe mit Riesenmolekülen sind wachs-, kunststoff- oder diamantartig (Beispiel: Polyethylen, hier weisen die Moleküle viele Tausend C- und H-Atome auf).



a) Die metallische Bindung:

In Metallen stellen die Atome ihre Außenelektronen nicht nur einzelnen Bindungspartnern, sondern allen Atomen im Atomverband zur Verfügung. Die Außenelektronen sind dadurch beweglich – und bewegliche elektrische Ladungen sind der Grund, warum Metalle den Strom leiten können und glänzen.

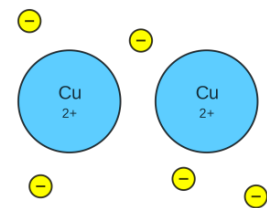


Abb. 62: Metallische Bindung (Public domain)

b) Die ionische Bindung:

Wenn Metallatome mit Nichtmetallatomen reagieren, dann geben sie ihre Außenelektronen ganz ab. Das Nichtmetallatom nimmt sie auf. Beide Teilchen werden dadurch zu elektrisch geladenen Ionen, zum Na^+ -Kation und zum Cl^- -Anion, denn Reaktionen zwischen Metallatomen und Nichtmetallatomen verlaufen so, dass Elektronen komplett zwischen Atomen ausgetauscht werden (**Elektronenaustausch- oder Redox-Reaktion**): Das Metallatom gibt sie ab, das Nichtmetallatom nimmt sie auf. Dabei bilden sich **Ionen**:

$\text{Na} + \text{Cl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

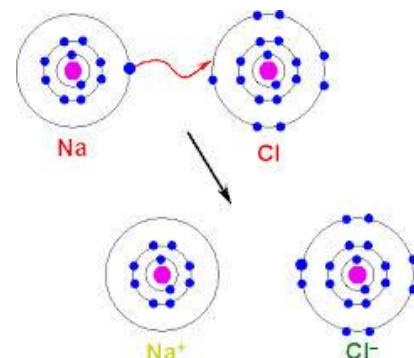


Abb. 63: Elektronenübergang vom Na-
zum Cl-Atom (Bildquelle: J:136401 - Own
work, CC BY-SA 3.0,
<https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=33082694>)

Nach *Bohr* sind die Elektronen so auf Schalen aufgeteilt, dass die des Chlorid-Anions nach der Elektronenaufnahme voll ist (acht Außenelektronen, das Chloratom hatte sieben) und die des Natrium-Kations leer (Das Natriumatom hatte ja nur ein Außenelektron). Die Schale im Natriumkation darunter ist nun die neue Außenschale, sie hat ebenfalls Edelgaskonfiguration (8 Außenelektronen). Das folgende Schema zeigt den Übergang des Elektrons vom Metallatom Na zum Chloratom Cl, bei dem das Natriumkation Na^+ und das Chlorid-Anion Cl^- entstehen:

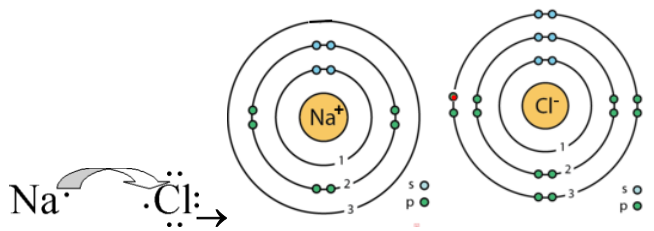


Abb. 64: Das Natrium- und das Chloratom bilden das Natrium- und Chlor-Ion (Bildquelle: By Yomomo - Own work, CC BY-SA 4.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=74856392> und <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=71165>) NaCl-Bindung: CC BY-SA 2.0,

Die **Ionenbindung** zwischen Natrium- und Chlor-Atomen kommt am Ende der Reaktion $\text{Na} + \text{Cl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ dadurch zu Stande, dass sich die Kationen Na^+ und die Anionen Cl^- elektrisch anziehen – es wird sehr viel Energie freigesetzt. Dazu hatten die Natriumatome zuvor ihre Außenelektronen an die Chloratome abgegeben. Immer wenn ein Metall wie z.B. Natrium Na Elektronen e^- abgibt (Darstellung in Formeln: $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + e^-$) und ein Nichtmetall wie Chlorgas Cl_2 sie aufnimmt (In Formeln: $\text{Cl} + e^- \rightarrow \text{Cl}^-$), dann laufen fünf Einzelschritte ab:

- 1) Sublimation: Das Metall bildet unter Energieaufnahme einzelne Atome, es verdampft,
- 2) Elektronenabgabe: es bildet einzelne Na^+ -Ionen („Oxidation“: $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + e^-$),
- 3) Dissoziation: das Chlorgas, Symbol: Cl_2 , bildet Einzelatome Cl : $\text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{Cl}$,
- 4) Elektronenaufnahme (Elektronenaffinität): $\text{Cl} + e^- \rightarrow \text{Cl}^-$ und:
- 5.) Kristallbildung: die Na^+ -Kationen und Cl^- -Anionen vereinigen sich unter Abgabe von Energie: $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{NaCl}$.

Jeder einzelne Schritt verläuft unter Aufnahme oder Abgabe von Energie. Wenn man die Energiebeträge in kJ/mol angibt, dann lässt sich diese Reaktion von Natrium mit Chlorgas als Schema darstellen:

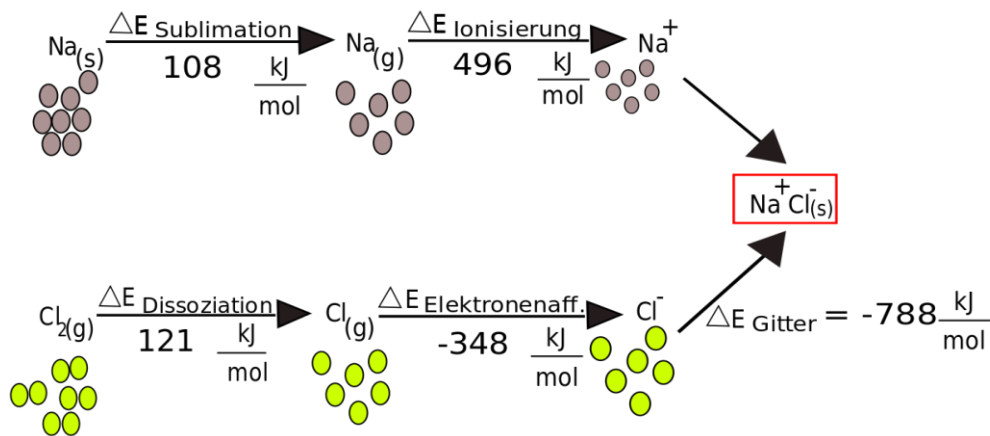


Abb. 65: Einzelschritte und deren Energiebeträge bei der Bildung von NaCl aus den Elementen (Bildquelle: Von Sundance Raphael 21:10, 23. Nov. 2006 (CET) - "own work", <https://de.wikibooks.org/w/index.php?curid=34969>)

Die beiden Stoffgruppen, zu denen die beiden Elemente Natrium und Chlor gehören, werden in einem folgenden Unterkapitel näher vorgestellt. Sie heißen die Alkalimetalle und die Halogene. Doch es gibt auch andere Gruppen von Metallen und Nichtmetallen, die ebenfalls so miteinander reagieren, dass Ionen und salzartige Verbindungen entstehen, z.B. in der 3. und 6. Hauptgruppe. Auch hier werden Elektronen ausgetauscht. Auf Grund unterschiedlicher Anzahlen von Außenelektronen sind zur Bildung der Atomverbände oft mehrere Metall- und Nichtmetallatome erforderlich. Verbindungen entstehen also nicht immer nur im Teilchenzahlen- oder Stoffmengenverhältnis 1 : 1 wie beim Natriumchlorid NaCl und den anderen Alkalihalogeniden:

Bei dem einfachsten Molekül, aufgebaut aus den beiden kleinstmöglichen Atomen, geschieht das, indem sich die zwei Wasserstoffatome H einander so weit nähern, dass das Außenelektron des Bindungspartners in die Elektronenhülle eindringt. Nun hat jedes Wasserstoffatom zwei Elektronen in der Außenschale – ein Elektronenpaar. Es wird gemeinsam genutzt („bindendes Elektronenpaar“), die beiden Bahnen „überlappen“ sich (engl.: *orbital overlap*), ein **H₂-Molekül** entsteht:

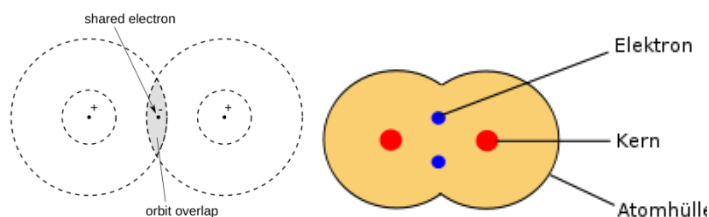
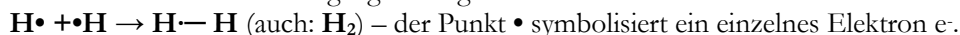


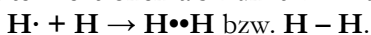
Abb. 66: H₂-Molekül (Bildquelle: https://de.wikibooks.org/wiki/Datei:Schema_Wasserstoffmolek%C3%BCl.svg , gemeinfrei)

Reaktionen zwischen **Nichtmetallatomen** und deren Verbänden (Molekülen) verlaufen so. Hier werden Elektronen gemeinsam genutzt: Zwei einzelne Außenelektronen, die zu je einem Atom gehören, bilden ein **bindendes Elektronenpaar**. Diese „**Elektronenpaar-Bindung**“ (EPB) wird auch **kovalente Bindung** oder einfach **Atombindung** genannt. Sie hält die beiden Atome zusammen.

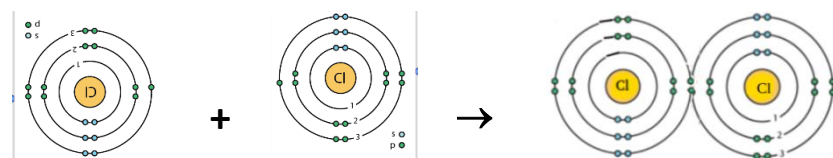
Zwei Wasserstoffatome H (je einzelnes Außenelektron bilden so ein Wasserstoffmolekül H₂, Abb. rechts). In Formelschreibweise wird der Vorgang so dargestellt:



Jedes Wasserstoffatom **H•** hat nur ein Elektron. Ihm „fehlt“ gewissermaßen ein zweites Elektron zum Erreichen des Idealzustandes, wie er im Heliumatom vorliegt („**Edelgaskonfiguration**“). Aber auch der Bindungs-Partner benötigt eines. Also wird ihm das eigene e⁻ zur Verfügung gestellt und das des Partners mitbenutzt. Das gemeinsam genutzte, **bindende Elektronenpaar** (die EPB) wird in Formelschreibweise als Strich — dargestellt, vereinzelter Elektronen als Punkt H•. Aus zwei H-Atomen **H•** und **•H** wird ein Gasmolekül **H—H**:



Entsprechendes gilt für Chloratome. Sie haben nach *Bohr* auf der Außenschale sieben Elektronen. Das jeweils siebte Elektron bildet mit dem Bindungspartner ein gemeinsam genutztes, bindendes Elektronenpaar, so dass es auf acht Außenelektronen kommt – die Edelgaskonfiguration des Argon-Atoms. Die beiden Cl-Atome sind nun zum Cl₂-Molekül verknüpft:



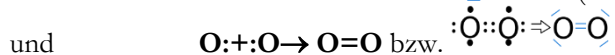
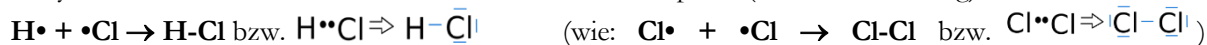
in Formeln auch:



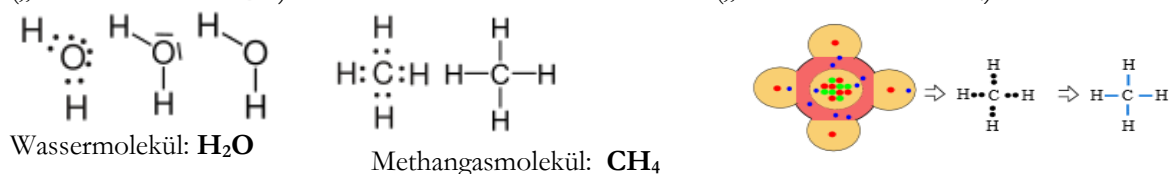
Abb. 67: Cl₂-Bildung (Bildquelle: Chlor: By Yomomo - Own work, CC BY-SA 4.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=74856390>)

Wie sich zwei Chloratome **Cl•** zu einem Chlormolekül **Cl-Cl** (bzw.: **Cl₂**) verbinden, so verbinden sich auch ein Wasserstoff- und ein Chloratom (Symbole: **H** und **Cl**) zu einem **H-Cl**-Molekül, oder auch zwei Sauerstoffatome O (mit je sechs Außenelektronen) zu einem **O₂**-Molekül.

In Symbolschreibweise wird das bindende Elektronenpaar (die Atombindung) zum Bindestrich:



Dementsprechend stellt man dann auch die Verbände z.B. von zwei H-Atomen und einem O-Atom („Wassermolekül“ H₂O) und von vier H- und einem C-Atom („Methanmolekül“ CH₄) dar:



Wassermolekül: H₂O

Methangasmolekül: CH₄

(Bildquellen: HCl-Bildung: Von Sundance Raphael 16:18, 16. Nov. 2006 (CET) - "own work",

<https://de.wikibooks.org/w/index.php?curid=34621>, Sauerstoffmolekül:

https://de.wikibooks.org/wiki/Datei:Sauerstoff_Elektronenschreibweise.svg, Chlormolekül:

https://de.wikibooks.org/wiki/Anorganische_Chemie_f%C3%BCr_Sch%C3%BCler/_Die_Atombindung#/media/File:Chlor_Elektronenschreibweise.svg, CH₄-Molekül unten rechts: https://de.wikibooks.org/wiki/Datei:Methan_Elektronenschreibweise.svg)

Im H_2 - oder Cl_2 -Molekül wird das bindende Elektronenpaar zwischen beiden Atomen gleichmäßig aufgeteilt (gleichgroße Anziehungskräfte), in HCl - und H_2O -Molekülen ist das nicht der Fall: Das Teilchen wird polar, d.h. es bildet einen Plus- und einen Minuspol aus:

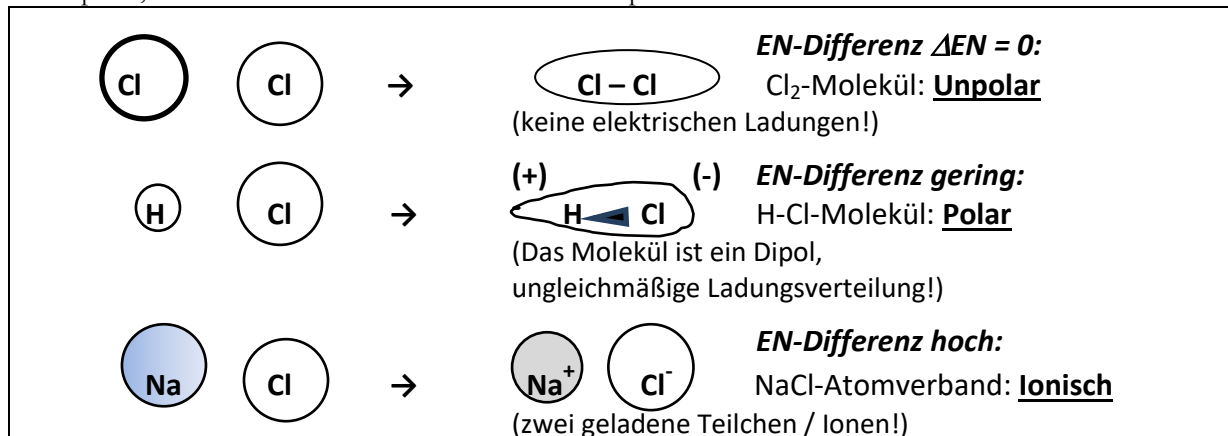


Abb. 68: Unpolare, polare und ionische Bindungen. Polare Bindungen weisen Plus- und Minuspole auf, ihre Moleküle sind Dipole (wie z.B. bei Magneten). Wenn die Elektronen GANZ zum Nichtmetallatom gehen, dann liegen zwei elektrisch geladene Teilchen vor – die Bindung ist ionisch.

Die **Elektronegativität EN** eines Atoms gibt an, mit welcher Kraft ein Atom ein bindendes Elektronenpaar zu sich herüberzieht. Auch die EN eines Atoms ist, wie die Ionisierungsenergie, abhängig von der Stellung des Elementes im Periodensystem. Hier nimmt sie von unten nach oben und von links nach rechts zu – sie ist also beim Fluor am Größten: $EN(F) = 4,0$.

- Verbindungen mit sehr hoher **EN-Differenz** zwischen den Partnern wie z. B. Metallen und Nichtmetallen sind **ionisch**.
- Verbindungen zwischen Partnern mit nicht ganz so hoher EN-Differenz werden als **polar** bezeichnet, Verbindungen mit extrem geringer EN-Differenz als **unpolar**.

Unpolare Stoffe wie Chlor- und Wasserstoffgas haben niedrige Schmelz- und Siedetemperaturen, bei polaren Stoffen wie Wasser oder Chlorwasserstoff HCl liegen sie etwas höher. Bei **ionischen** Verbindungen liegen diese auf Grund hoher elektrischer Anziehungskräfte zwischen den Ionen sehr hoch: Kochsalz (Natriumchlorid $NaCl$ bzw. Na^+Cl^-) wird erst über $800^\circ C$ flüssig.

Ähnlich wie Elektronegativität und Ionisierungsenergie wiederholen sich also auch die Stoffeigenschaften der Elemente und ihrer Verbindungen periodisch, in Abhängigkeit von der Stellung der Elemente im PSE. Entsprechendes gilt für analoge Verbindungen von Elementen (wie z. B. die Siedepunkte der Halogenwasserstoffe). Die **EN-Differenz** bestimmt, wie stark der ggf. partiell ionische Charakter einer Elektronenpaarbindung ist. Das beeinflusst ihre Eigenschaften: je polarer die Moleküle sind, desto stärkere Bindungskräfte wirken zwischen den Teilchen. Die Stellung der Elemente im PSE bestimmt also die EN sowie die Eigenschaften ihrer chemischen Verbindungen.

Wichtig zu wissen ist hier:

- Die **Ionisierungsenergie** eines Atoms gibt an, welche Energiemenge erforderlich ist, um ein Mol Atome zu ionisieren. Reaktionen der Elemente unter Elektronenabgabe (Oxidation) und Elektronenaufnahme (Reduktion) führen zur Bildung von Salzen (ionische Verbindungen).
- Die **Elektronegativität (EN)** eines Atoms gibt an, mit welcher Kraft es ein bindendes Elektronenpaar zu sich herüberzieht (molekulare Verbindungen).
- Der **Aufbau der Atome** bzw. ihre Stellung im PSE bestimmt die physikalischen und chemischen **Stoffeigenschaften der Elemente** und ihrer Verbindungen – z. B. die Fähigkeit, bindende Elektronenpaare anzuziehen (Elektronegativität) oder Elektronen abgeben zu können (Geringe Ionisierungsenergie: Metalle, Reduktionsmittel) oder aufnehmen zu können (Nichtmetalle, Oxidationsmittel).
- Verbindungen sind **metallisch**, **ionisch** oder **molekular**. Nichtmetallatome untereinander bilden Atombindungen aus – elektrisch neutrale Atomverbände mit bindenden Elektronenpaaren. Diese **Elektronenpaarbindungen** EPB können **unpolar** oder **polar** sein, je nach Elektronegativitätsunterschied der Bindungspartner.

5.3 Alkalimetalle – die erste Hauptgruppe im Periodensystem

Als **Alkalimetalle** werden die chemischen Elemente Lithium Li, Natrium Na, Kalium K, Rubidium Rb, Caesium Cs und Francium Fr aus der 1. Hauptgruppe des Periodensystems bezeichnet (von dem arabischen Wort القلية / al-qalya für „Pottasche“, aus der man das Alkalimetall Kalium herstellen kann. Kalium heißt auf Englisch daher „Potassium“).

Alkalimetall	Atommasse (u)	Schmelzpunkt (K)	Siedepunkt (K)	Dichte (g/cm ³)	Elektronegativität* (Pauling)
Lithium	6,941	453	1615	0,534	0,98
Natrium	22,990	370	1156	0,968	0,93
Kalium	39,098	336	1032	0,89	0,82
Rubidium	85,468	312	961	1,532	0,82
Cäsium	132,905	301	944	1,93	0,79
Francium	(223)	295	950	1,87	0,70

*(Elektronegativität EN ist die Kraft, mit der ein Atom in einer Bindung das bindende Elektronenpaar zu sich herüberziehen kann. Sie ist bei den Alkalimetallen extrem niedrig. Am größten ist die EN bei Fluor: EN = 4,0)

Eigenschaften:

Physikalisch: Alkalimetalle sind metallisch glänzende, silbrig-weiße (Ausnahme: Caesium hat bei geringster Verunreinigung einen Goldton), weiche Leichtmetalle. Sie sind mit dem Messer schneidbar. Alkalimetalle haben eine geringe Dichte.

Chemisch: Alkalimetalle reagieren mit vielen Stoffen, so beispielsweise mit Wasser, Luft oder Halogenen teilweise äußerst heftig unter starker Wärmeentwicklung. Insbesondere die schwereren Alkalimetalle können sich an der Luft selbst entzünden und sogar Peroxide bilden. Daher werden sie unter Schutzflüssigkeiten, wie Paraffin oder Petroleum (Lithium, Natrium und Kalium), bzw. unter Luftabschluss in Ampullen (Rubidium und Caesium) aufbewahrt. Alkalimetalle reagieren mit Sauerstoff zu festen, weißen Oxiden. Diese reagieren mit Wasser weiter zu ätzenden Laugen (Hydroxide, in Wasser gelöst). Hydroxide entstehen auch, wenn Alkalimetalle direkt mit Wasser reagieren, dann jedoch unter Gasbildung:

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

Vom Lithium zum Caesium steigt die Reaktivität stark an; ab dem Kalium erfolgt Selbstentzündung. Die Alkalimetallhydroxide sind farblose Feststoffe, die sich in Wasser unter starker Erwärmung leicht lösen und dabei stark basisch reagieren. Die Hydroxide und ihre Lösungen wirken stark ätzend.

Mit Halogenen reagieren die Alkalimetalle zu den salzartigen Alkalimetallhalogeniden.

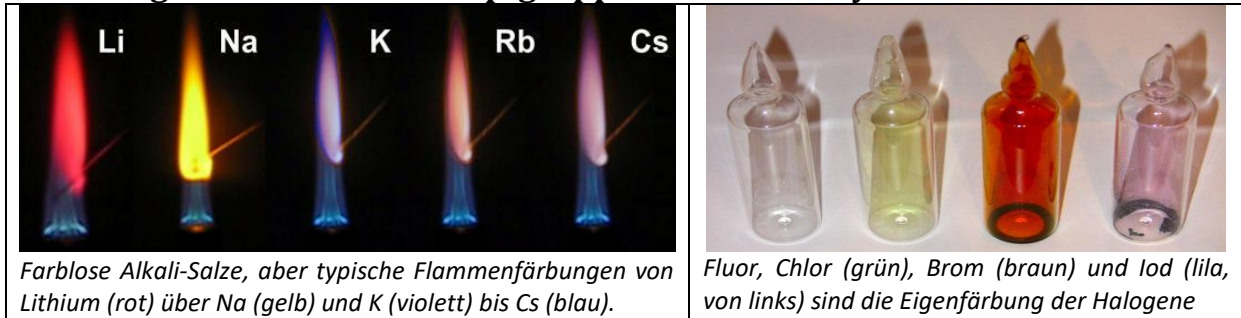
Die Reaktivität steigt vom Lithium zum Caesium und sinkt vom Fluor zum Iod. So reagiert Natrium mit Iod kaum und mit Brom sehr langsam, während die Reaktion von Kalium mit Brom und Iod explosionsartig erfolgt.

Alle Alkalimetall-Verbindungen zeigen charakteristische Flammenfärbungen, die zur Qualitativen Analyse verwendet werden können. Lithium färbt die Flamme Karminrot, Natrium gelb, Kalium violett, Rubidium rotviolett und Caesium blaviolett (vgl. S.88).

Alkalimetalle sind silbrig glänzende, reaktive Metalle, deren Atome auf der äußeren Atomhülle in ihrer Valenzschale nur ein einzelnes Elektron besitzen (Obwohl Wasserstoff in den meisten Darstellungen des Periodensystems in der ersten Hauptgruppe steht und zum Teil ähnliche chemische Eigenschaften wie die Alkalimetalle aufweist, kann er nicht zu diesen gezählt werden, da er unter Standardbedingungen weder fest ist noch metallische Eigenschaften aufweist!). Fazit:

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

5.4 Halogene – die siebte Hauptgruppe im Periodensystem



Halogene sind sehr reaktionsfreudige Nichtmetalle, weil ihren Atomen in der äußeren Atomhülle nur noch ein einziges, achtes Valenzelektron fehlt (zur Vollbesetzung der Valenzschale, die im Hinblick auf den Energiezustand die Idealform darstellt und bei Edelgasatomen vorkommt: „Edelgasstruktur“, „Elektronenoktett“). Als Elemente verbinden sich die Halogenatome daher miteinander zu Molekülen: $\text{Cl} + \text{Cl} \rightarrow \text{Cl-Cl}$ (auch: Cl_2). Gasförmige Halogene reizen stark die Schleimhäute und können über einen langen Zeitraum des Einatmens sogar tödlich wirken. Die Halogene sind von Iod zu Fluor zunehmend giftig. Sie töten Mikroorganismen und können so zur Desinfektion eingesetzt werden, Chlor im Trinkwasser, Iod in Wunden.

Halogen/Eigenschaft	F_2	Cl_2	Br_2	I_2
Farbe	blassgelb	grüngelb	rotbraun	schwarz(s)
Schmelzpunkt	-220 °C	-101 °C	-7 °C	+114 °C
Siedepunkt	-188 °C	-34 °C	+59 °C	+185 °C
Elektronegativität	4,0	3,2	3,0	2,7

Chemische Eigenschaften der Halogene:

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

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

5.5 Üb(er)legungsaufgaben zu Alkalimetallen und Halogenen

- Wie verläuft die chemische Reaktion zwischen Natrium Na und Brom Br₂?
(Was kann man beobachten und was passiert mit den Atomen während der Reaktion?)
- Erstellen Sie die Strukturformeln folgender Verbindungen:
a) Chlorwasserstoffgas, b) Kaliumchlorid, c) Eisen-II-chlorid
- Benennen Sie kurz folgende Verbindungen: a) Cu₂S, b) NaOH, c) CO.
- Zählen Sie auf, welche Stoffeigenschaften alle Stoffe aus folgenden Stoffgruppen gemeinsam haben:
a) Salze, b) Halogene, c) Säuren
- Welche Eigenschaften hat der Stoff „Natrium“?
- Erklären Sie in einigen Sätzen den Unterschied zwischen Atombindung und Ionenbindung.
- a) Welcher der folgenden drei Stoffe weist eine polare Atombindung auf: KBr, Br₂ oder HBr?
b) Welche Eigenschaften müsste dieser Stoff dementsprechend aufweisen?
- Erstellen Sie die Reaktionsgleichungen für die Reaktion von Kupfer(II)-oxid mit Wasserstoffgas und für die Zerlegung von Silber(I)-sulfid in die Elemente.
- Geben Sie an, wie man folgende Ionen nachweist:
a) Kaliumion in einem Gemisch aus NaCl und KI,
b) Iodidionen in einem Gemisch aus NaCl und KI.

Hilfsmittel: Das Periodensystem der Elemente (PSE):

PSE in Kurzform (Perioden 1-7 von oben nach unten, Hauptgruppen I-VIII von links nach rechts angeordnet, hier in Kurzform ohne die Nebengruppen I-VIII):

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

An der hier mit ↑ Strich markierten Stelle stehen die **Nebengruppen-Elemente** (40 Elemente):

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

(Hier ↑ stehen weitere Elemente)

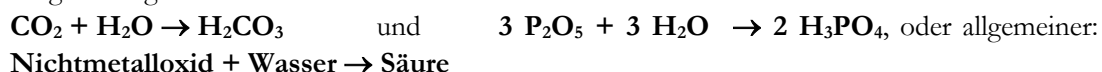
Kapitel 6: Säuren, Basen, Salze

6.1 Säuren – die Protonenspender

Es gibt Stoffe, die sind „echt **ätzend**“ – sie greifen andere Stoffe unter Aufbrausen an und lösen sie auf: Essig reagiert mit Natron und Soda zu Kohlensäure, Salzsäure mit Eisenpulver zu Wasserstoffgas und Eisensalzen. Einige dieser ätzenden Stoffe schmecken in stark verdünntem Zustand sauer, andere nach Seifenlauge – und konzentrierte Säuren oder Laugen sind hochgefährlich und unter Umständen sogar tödlich: Sie verätzen sofort die Zunge und Schleimhäute. Um „**Säuren**“ zu beschreiben, ging man schon in der Antike vom sauren Geschmack aus, wusste aber auch schon, dass Säuren Metalle und Carbonate angreifen können. Dass man das Aufbrausen dieser gasbildenden chemischen Reaktion kannte, zeigt folgender Vergleich: „Wie einer, der jemandem an einem kalten Tage das Kleid auszieht oder Essig auf Natron gießt, so ist derjenige, der einem misshandigten Herzen Lieder singt.“ (Buch der Sprüche, Kap. 25, V.20).

Dieses Kapitel erklärt kurz, was Säuren und Laugen sind.

Der berühmte Chemiker *Antoine L. de Lavoisier* (1743-1794) führte die „aufbrauchende Fähigkeit“ von Säuren gegenüber Metallen und einigen Salzen wie z.B. Kalk und anderen Carbonaten darauf zurück, dass sie **Sauerstoff** enthalten (oxygenium) und **aus Nichtmetalloxiden und Wasser** entstehen. So reagieren z.B. Kohlendioxid mit Wasser zu Kohlensäure und Phosphorpent(a)oxid mit Wasser zu Phosphorsäure. Die Reaktionsgleichungen hierzu sind:



Säuren entstehen auch, wenn man **Halogenwasserstoffe** wie z.B. Chlorwasserstoffgas HCl in Wasser auflöst. Auch bei dieser Reaktion entstehen Wasserstoff-Verbindungen, und diese können unedle Metalle wie z.B. Eisenpulver angreifen, wobei Wasserstoffgas entsteht. Lavoisier untersuchte auch, wie Metalloxide mit Säuren reagieren: Sie bilden Salzlösungen – es entsteht jedoch kein Wasserstoffgas, sondern Wasser. Metalloxide bilden mit Wasser nach seinem Verständnis daher die Basis zur Salzbildung mit Säuren – er nannte diese Metalloxide („Kalke“) daher „Basen“ (In Wasser gelöste Basen nennt man Laugen).

Svante Arrhenius (1859 – 1927) lernte schließlich aus vielen Experimenten, dass elektrischer Strom in Lösungen durch Ionen transportiert wird.

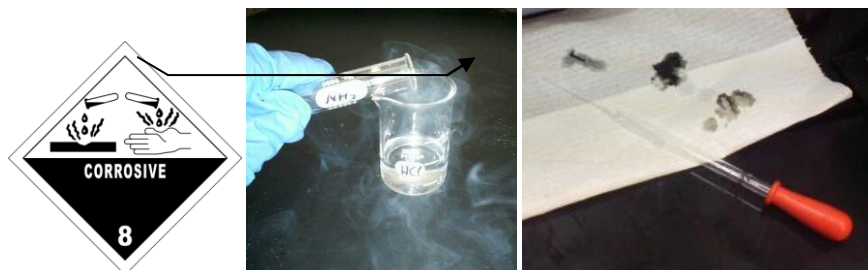
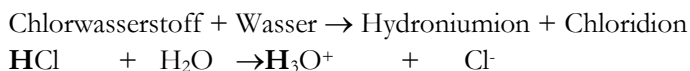


Abb. 70: Warnzeichen für ätzende Säuren und Basen (links), Reaktion von Salzsäure mit Ammoniakwasser unter Bildung von Salmiaksalz-Rauch (Mitte) und von konz. Schwefelsäure mit Papier (Verkohlung; Abb. gemeinfrei).

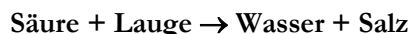
Hieraus folgerte er, dass Säuren **H⁺-Ionen (Protonen)** bilden und Laugen (wässrige Lösungen von Basen) **Hydroxidionen OH⁻**. Er definierte Säuren als **Protonenspender** („**Protonendonatoren**“); Beispiel: Chlorwasserstoffgas („Salzsäuregas“ gibt an Wasser **Protonen H⁺** ab und bildet Salzsäure, die aus **Hydroniumionen H₃O⁺** und Chloridionen Cl⁻ besteht:



Weitere wichtige Säuren neben **Salzsäure HCl** (bzw. H₃O⁺Cl⁻) sind **Schwefelsäure H₂SO₄** (bzw. 2 H₃O⁺ SO₄²⁻), **Salpetersäure HNO₃** (bzw. H₃O⁺ + NO₃⁻) und **Essigsäure CH₃COOH**.

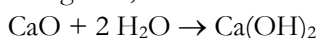
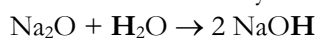
6.2 Basen – die Protonenakzeptoren

Alkalimetalle, Erdalkalimetalle und ihre Oxide reagieren mit Wasser sofort zu ätzenden Laugen. Laugen können mit Säuren neutralisiert werden, wobei Salze entstehen:

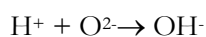


Laugen sind in Wasser gelöste Basen. **Basen** nehmen dabei die Protonen H^+ der Säuren auf – es entsteht Wasser. *Arrhenius* entdeckte, dass Laugen Hydroxid-Ionen OH^- enthalten, und die Chemiker *Brønsted* und *Lowry* entdeckten später, dass die neutralisierende Wirkung der *Arrhenius*-Basen auf Säuren darauf zurückzuführen ist, dass sie damit die Protonen aufnehmen können: $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$.

Wichtige Laugen sind Natronlauge NaOH , Kalilauge KOH , Kalziumhydroxidlösung $\text{Ca}(\text{OH})_2$ („Kalkwasser“) und Ammoniakwasser NH_4OH („Salmiakgeist“). Sie entstehen, wenn man stark **basische** Stoffe in Wasser auflöst – also z.B. Natriumhydroxid (Ätznatron NaOH), Kaliumhydroxid (KOH , „Ätzkali“), Kalziumhydroxid („Ätzkalk“ $\text{Ca}(\text{OH})_2$ oder auch „Gelöschter Kalk“ genannt) sowie Ammoniakgas NH_3 . Auch Natriumoxid Na_2O , Kaliumoxid K_2O und Kalziumoxid CaO („Gebrannter Kalk“) können mit Wasser zu Hydroxiden und Laugen reagieren, z.B.:



Das „basische“ Oxidion nimmt dabei jeweils ein Proton auf und wird zum Hydroxidion:



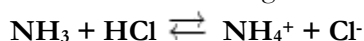
Vereinfacht dargestellt gibt es also zwei Wege, Laugen herzustellen, und zwei Wege, aus Säuren Salze zu gewinnen (Darstellung der Säure als Verbindung von Wasserstoff H mit einem Anion A und von Basen als Oxide oder Hydroxide eines Metalles M wie z.B. Natrium):

Reaktion von unedlen (Alkali-)Metallen M mit Wasser:	$2 \text{M} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{MOH} + \text{H}_2 \uparrow$
Reaktion von unedlen Metalloxiden mit Wasser:	$\text{M}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{MOH}$
Reaktionen von Laugen MOH mit Säuren HA zu Salzen:	$\text{MOH} + \text{HA} \rightarrow \text{MA} + \text{H}_2\text{O}$
Reaktionen von Metalloxiden mit Säuren HA:	$\text{M}_2\text{O} + 2 \text{HA} \rightarrow 2 \text{MA} + \text{H}_2\text{O}$

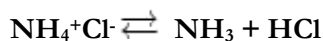
Bei Reaktionen zwischen Basen (oder Laugen) und Säuren werden **Protonen** H^+ ausgetauscht. Dieser Austausch ist **umkehrbar** („reversibel“), eine sogenannte „Gleichgewichtsreaktion“.

Hierzu ein Beispiel:

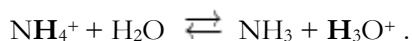
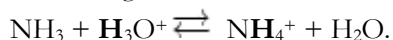
Wenn **Ammoniakgas** NH_3 mit **Chlorwasserstoffgas** HCl in der Luft reagiert, bildet sich ein Salz als weißer Rauch (**Ammoniumchlorid** NH_4Cl), weil das HCl -Molekül sein H^+ an das Ammoniakmolekül abgibt:



Das Salz kann umgekehrt wieder unter Gasbildung zerfallen:



Wenn die Lösung von Ammoniakgas NH_3 in Wasser (Ammoniakwasser) mit einer Säure versetzt wird, dann entstehen in der Lösung **Ammoniumionen** NH_4^+ , und die Ammoniumsalze reagieren in Wasser sauer:



In diesem Gleichgewicht sind NH_3 die **Base** und Ammonium NH_4^+ die zugehörige **Säure** (Sie bilden ein „korrespondierendes Säure-Base-Paar“).

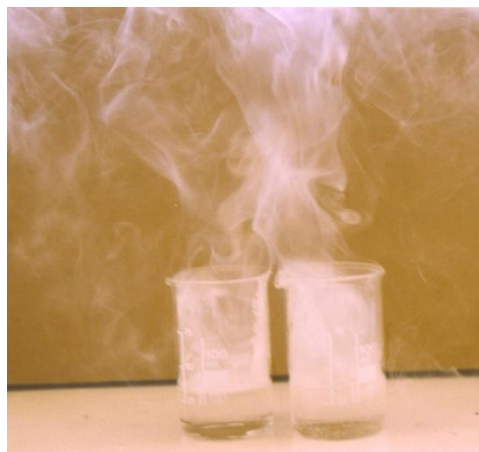


Abb. 71: Konzentrierte Salzsäure und konzentriertes Ammoniakwasser nebeneinander in offenen Bechergläsern: Die Gase entweichen und reagieren miteinander zu Salmiaksalz-Rauch (Ammoniumchlorid, eig. Foto).

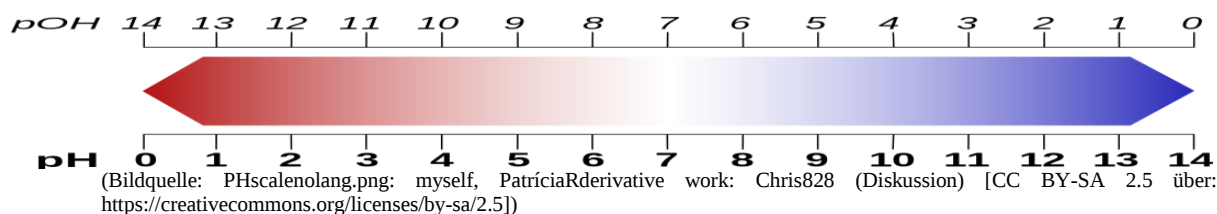
6.3 Neutralisation und pH-Wert

Säuren und Basen reagieren zu Salzen:

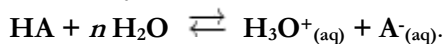


Den „sauen“ oder „basischen“ Charakter einer wässrigen Lösung misst man in Form der **Konzentration der Protonen H^+** bzw. Hydroniumionen H_3O^+ (in Säuren) oder auch der Hydroxidionen OH^- (in Laugen). Diese Konzentration kann in den **pH-Wert** umgerechnet werden. Er ist bei Säuren kleiner und bei Laugen größer als 7 (Lösungen mit $\text{pH} = 7$ sind neutral wie Wasser). Die Skala reicht von $\text{pH} = 0$ (stark sauer) bis $\text{pH} = 14$ (stark basisch):

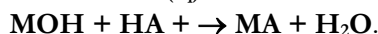
Flüssigkeit	pH-Wert
Magensäure	1,0 bis 1,5
Zitronensäure	2,4
Cola	2,0 bis 3,0
Orangen-/Apfelsaft	3,5
Kaffee, Bier	4,5 bis 5,0
Mineralwasser	6,0
Wasser	7,0
Blut	7,4
Seifenlauge	9,0 bis 10,0
Bleichmittel	12,5
Natronlauge	13,5 bis 14



Säuren weisen polar-kovalente Elektronenpaarbindungen von Wasserstoffatomen an stark elektronegative Nichtmetallatome auf (hohe EN-Differenz). In wässriger Lösung dissoziieren sie deshalb, wobei das abgegebene **Proton H^+** nicht nur vom Säurerest-Anion A^- abgespalten wird: Es protoniert ein Wassermolekül, so dass ein **Hydroniumion H_3O^+** entsteht und von weiteren Wassermolekülen hydratisiert wird:



Laugen enthalten als wässrige Lösungen von Metalloxiden oder -hydroxiden hydratisierte **Hydroxidionen $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$** . Säuren neutralisieren Laugen daher, wobei Salze MA entstehen:



Salze können also auch durch Reaktionen gebildet werden, bei denen keine Neutralisation stattfindet. Doch auch dabei werden oft Protonen übertragen (**Protolyse**).

Wichtig zu wissen ist hier:

In wässriger Lösung existieren keine freien Protonen H^+ , sie werden an Wassermoleküle angelagert und von Wassermolekülen umgeben (hydratisiert) zu **Hydroniumionen $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$** . Von großer Bedeutung ist auch die Bildung von Ionen in Wasser:



Säuren und Basen bilden bei einer **Neutralisation** Salze und Wasser.

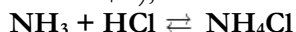
Säuren sind **Protonen-Donatoren**, Basen sind **Protonen-Akzeptoren**.

Die Bildung von Salzen MA ist auf verschiedenen Wegen möglich:

1. Reaktionen zwischen Metallen M und Nichtmetallen: $\text{M} + \text{A} \rightarrow \text{MA}$,
2. Reaktionen von Metallen mit Säuren HA: $\text{M} + 2 \text{HA} \rightarrow 2 \text{MA} + \text{H}_2$
3. Reaktionen von Metalloxiden mit Säuren HA: $\text{M}_2\text{O} + 2 \text{HA} \rightarrow 2 \text{MA} + \text{H}_2\text{O}$
4. Reaktionen von Laugen MOH mit Säuren: $\text{MOH} + \text{HA} \rightarrow \text{MA} + \text{H}_2\text{O}$
5. Reaktionen von Laugen mit Nichtmetalloxiden: $\text{M}(\text{OH})_2 + \text{AO}_2 \rightarrow \text{MAO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
6. Reaktionen von Salzen mit starken Säuren: $\text{MB} + \text{HA} \rightarrow \text{MA} + \text{HB}$
7. Reaktionen von Salzen mit starken Basen: $\text{MOH} + \text{XA} \rightarrow \text{MA} + \text{XOH}$

6.4 Säure-Base-Reaktionen als Protonenaustausch (Protolyse)

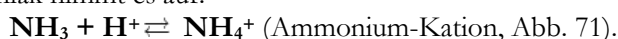
Chlorwasserstoff HCl ist ein Gas. Es ist wasseranziehend und aggressiv, denn es reagiert wie eine Säure. Ammoniak NH₃ ist ebenfalls ein aggressives Gas, doch es reagiert wie eine Base: Es nimmt Protonen H⁺ von der Säure Chlorwasserstoffgas auf. Als Produkt entsteht in der Luft das Gas Ammoniumchlorid (Salmiaksalz NH₄Cl), das beim Erhitzen wieder aufgespalten werden kann (umkehrbare Reaktion):



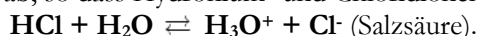
Bei dieser **Säure-Basse-Reaktion** gibt HCl ein Proton ab:



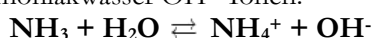
Ammoniak nimmt es auf:



Beide Gase sind extrem gut wasserlöslich. Chlorwasserstoffgas gibt beim Lösevorgang ein Proton an Wasser ab, so dass Hydronium- und Chloridionen entstehen:

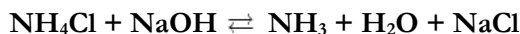


Eine hohe Hydroniumionen-Konzentration färbt Universalindikatorpapier UIP rot und senkt den pH-Wert ab (Abb. 72). Ammoniakgas hingegen senkt die H₃O⁺-Konzentration im Wasser seiter ab. Es bildet im Ammoniakwasser OH⁻-Ionen:

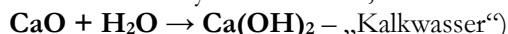


Wenn bei der „Kreuzprobe“ (Abb. 73) im Uhrglas Salmiaksalz mit festem NaOH reagiert, dann wird Ammoniak freigesetzt. Das unter dem oberen Uhrglas mit Wasser angeheftete UIP färbt sich blau, da das NH₃ sich im Wasser löst.

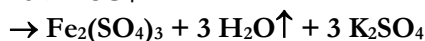
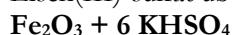
Die Reaktionsgleichung für die Reaktion von Natriumhydroxid (Natronlauge) mit Ammoniumchlorid NH₄Cl ist:



Basen wie NH₃ entziehen dem Wasser Hydroniumionen, ebenso wie die Oxide unedler Metalle (z.B. CaO, MgO; Beispiel:

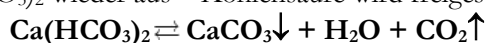


Säure-Base-Reaktionen können auch in Salzschnmelzen stattfinden. **Oxid-Anionen** sind starke Basen. Das säureunlösliche Oxid Fe₂O₃ kann deshalb durch Aufschmelzen mit KHSO₄ in lösliches Eisen(III)-sulfat überführt werden:



(Oder einfacher formuliert: $\text{O}^{2-} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O}$).

Auch die Bildung von Tropfsteinen in Höhlen, das Lösen und Ausfällen von Kalk, ist eine Säure-Base-Reaktion: Die aus Kohlendioxid in Luft und aus Wasser gebildete Kohlensäure löst den leicht basischen Kalkstein auf. Bei der Verdunstung von Wasser kristallisiert das gelöste Kalziumhydroxid Ca(HCO₃)₂ wieder aus – Kohlensäure wird freigesetzt:



Wie bei allen Säure-Base-Reaktionen liegen auch dieser Reaktion **Gleichgewichtsreaktionen** zugrunde, also umkehrbare Reaktionen, in diesem Fall die Reaktionen

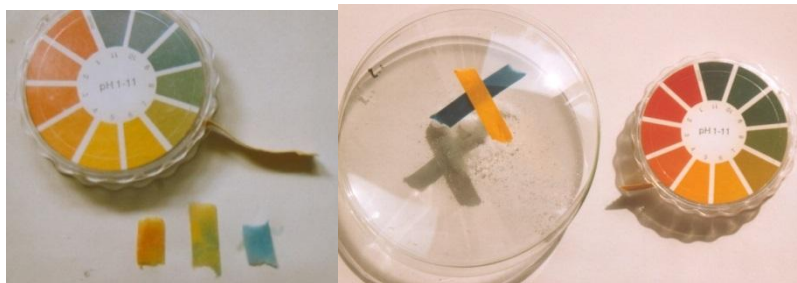
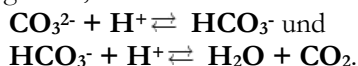


Abb. 72+73: Indikatorpapier zeigt Änderungen der Konzentration an H₃O⁺-Ionen an – als Farbumschlag entsprechend dem pH-Wert. Bild 3 rechts zeigt die Kreuzprobe: Das Indikatorpapier wird vom Ammoniakgas blau gefärbt – es reagiert basisch.

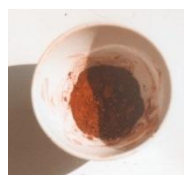


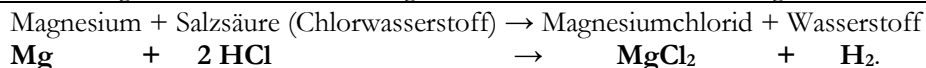
Abb. 74: Saurer Aufschluss von Fe₂O₃ mit KHSO₄



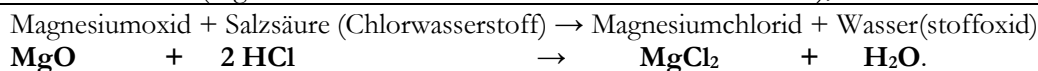
Abb. 75: Kalkablagerungen in der Tropfsteinhöhle in der Bilsteinhöhle (Bildquelle Abb. 71-75: Eig. Fotos)

6.5 pH- und pKS-Werte (Säuregrad und Säurestärke)

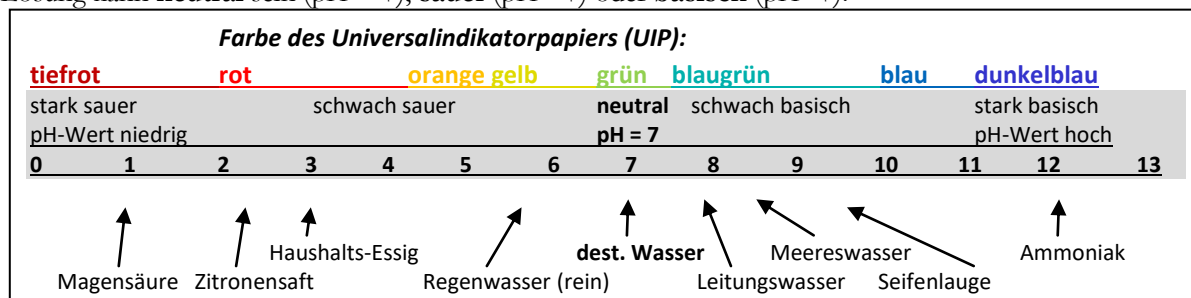
Magnesium reagiert mit Salzsäure zu Magnesiumchlorid und Wasserstoffgas:



Magnesiumoxid MgO löst sich in Salzsäure jedoch ohne Gasentwicklung auf. Der Wasserstoff aus der Salzsäure HCl ist am Ende an den Sauerstoff des Oxids gebunden, denn Metalloxide reagieren mit Säuren zu Salzen und Wasser (allg. Schema: **Metalloxid + Säure $\rightarrow$ Salz + Wasser**), hier:



Der **pH-Wert** gibt den Säuregrad des Wassers an. Der Charakter von Wasser H_2O oder einer wässrigen Lösung kann **neutral** sein ($\text{pH} = 7$), **sauer** ($\text{pH} < 7$) oder **basisch** ($\text{pH} > 7$):



Säuren geben an Wasser Protonen H^+ ab, Basen nehmen sie vom Wasser auf. Säuren enthalten daher **Hydroniumionen** H_3O^+ . Sie entstehen durch Anlagerung des Protons H^+ der Säure an ein Wassermolekül: $\text{H}_2\text{O} + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+$. Der **pH-Wert** (die „*potentia Hydrogenii*“) gibt den Gehalt an Protonen H^+ bzw. Hydroniumionen H_3O^+ in der wässrigen Lösung an. Er entspricht der negativen „Hochzahl“ (Potenz) der Hydroniumionen-Konzentration in mol/L.

Auch saure wässrige Lösungen enthalten das Hydroniumion H_3O^+ (auch „Oxoniumion“ genannt).

Basische wässrige Lösungen (Laugen) enthalten **Hydroxidionen** OH^- , die entstehen, wenn Wassermoleküle Protonen abspalten: $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{OH}^- + \text{H}^+$ (Zum Beispiel, Ammoniakgas NH_3 ist eine Base, weil sie ein Proton H^+ aufnimmt – z. B. vom Wasser: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$; Produkt: Ammoniumion NH_4^+).

Der pH-Wert ist ein Maß für den **Säuregrad** einer Lösung:

pH < 7 = sauer, pH 7 = neutral, pH > 7 = basisch (alkalisch).

Er gibt die Stoffmengen-Konzentration c an H_3O^+ -Ionen in mol/L wieder, jedoch in Form der Hochzahl mit umgekehrtem Vorzeichen (negativer dekadischer Logarithmus). Daher gilt:

$$\text{pH} = -\log c(\text{H}_3\text{O}^+) \text{ und: } c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-\text{pH}}$$

Bei **starken** Säuren HA geben fast 100% der Moleküle ihre H^+ ab: **$\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$** .

Protolysegrad $\alpha = c(\text{A}^-)/c(\text{HA}) \cong 1,00 = 100\%$ heißt: z.B. eine Salzsäure der Anfangskonzentration $c_0(\text{HCl}) = 0,01 \text{ mol HCl/L}$ enthält ebensoviel an H_3O^+ (also: $0,01 = 10^{-2} \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pH} = 2$).

Bei **schwachen** Säuren wie z.B. Essigsäure geben die Moleküle zu nur wenigen % ihre H^+ ab:

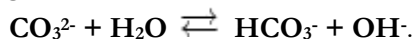
$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$ Hier z. B. zu nur ca. 1% (d.h. $\alpha \approx 0,01$). Eine Essigsäure der gleichen Anfangskonzentration von $c_0(\text{HAz}) = 0,01 \text{ mol HAz/L} = 10^{-2} \text{ mol/L}$ enthält also viel weniger an H_3O^+ (hier also gerundet nur: $0,0001 = 10^{-4} \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pH} = 4$). Für starke Laugen gilt entsprechend: **$\text{pOH} = -\log c(\text{OH}^-)$** sowie in wässriger Lösung: **$\text{pH} + \text{pOH} = 14$** . Bei der Verdünnung um das Zehnfache ändert sich der pH-Wert um eine Stufe.

Tabelle: Beispiel für pH- und pOH-Werte:

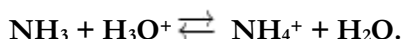
Lösung	Charakter	$c(\text{H}_3\text{O}^+)$, mol/L	pH	$c(\text{OH}^-)$, mol/L	pOH
Salzsäure (konz.)	Sehr stark sauer	1,0 = 10^0	0	0,00000000000001 = 10^{-14}	14
Kaffee	Schwach sauer	0,00001 = 10^{-5}	5	0,000000001 = 10^{-9}	9
Wasser (+20°C)	Neutral	0,0000001 = 10^{-7}	7	0,0000001 = 10^{-7}	7
Seifenlauge	Schwach basisch	0,0000000001 = 10^{-10}	10	0,0001 = 10^{-4}	4
Ammoniakwasser (konzentriert)	Stark basisch (alkalisch)	0,000000000001 = 10^{-12}	12	0,01 = 10^{-2}	2

6.6 Salze – sauer, basisch und neutral

Die Lösung von Natriumcarbonat Na_2CO_3 („Soda“) schmeckt nach Seifenlauge und kann Schleimhäute anätzen – Sodalösung ist stark basisch. Das Carbonat-Anion wird vom Lösemittel Wasser protolysiert:



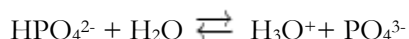
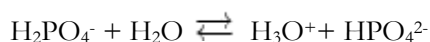
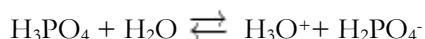
Ammoniumchlorid NH_4Cl („Salmiaksalz“) hingegen schmeckt stark sauer: Das Ammoniumion kann Protonen abgeben:



Es gibt sogar Salze, die aus einer unvollständigen „**Neutralisation**“ entstehen, z.B. wenn das Molekül der Säure mehrere Protonen abspalten kann. Sie werden **saure Salze** (Hydrosalze) und **basische Salze** genannt.

Hierzu ein Beispiel:

Es gibt die Salze Natriumphosphat Na_3PO_4 (stark basisch), Natriumhydrogenphosphat Na_2HPO_4 (neutral) und Natriumdihydrogenphosphat NaH_2PO_4 (ein schwach saures Salz) – alles Produkte der Reaktion von Phosphorsäure H_3PO_4 mit unterschiedlichen Mengen Natronlauge NaOH . Der Grund liegt darin, dass Phosphorsäure nach Abgabe eines Protons das Dihydrogenphosphat-Anion H_2PO_4^- bilden kann. Dieses kann jedoch wiederum als Säure reagieren (zum HPO_4^{2-} -Anion), die gebildete Base kann noch ein H^+ abgeben:



Entsprechendes gilt für weitere mehrwertige Basen wie z. B. das Carbonat-Anion CO_3^{2-} : Es kann zwei Mal ein Proton aufnehmen. Das stark saure, ätzende Salz Natriumhydrogensulfat NaHSO_4 wird als WC-Reiniger eingesetzt. Es ist in seiner Wirkung mit 50%iger Schwefelsäure vergleichbar: Wenn es in das Auge gelangt, kann es zu Hornhautverätzungen bis hin zur Erblindung führen (Sicherheitsmaßnahme: Schutzbrille tragen, Erste Hilfe: Auge sofort mit viel Wasser auswaschen und Arzt aufsuchen oder Notarzt rufen!).

Teilchen wie HCO_3^- , H_2PO_4^- und HPO_4^{2-} können Protonen ebenso aufnehmen wie abgeben. Solche Teilchen werden als **Ampholyte** bezeichnet. Der pH-Wert entscheidet darüber, in welcher „Protonierungsform“ diese Teilchen in der Lösung vorliegen.

Wichtig zu wissen ist hier:

Säuren und Laugen neutralisieren sich gegenseitig unter Austausch von Protonen (**Protonenübertragung**, Protolyse). Protonenübertragungen sind **Gleichgewichtsreaktionen**.

Es gibt **saure, neutrale und basische Salze**, weil es starke und schwache Säuren und Basen gibt.

Der **pH-Wert** gibt den sauren oder basischen Charakter einer Lösung an. Er kann in die Konzentration der **H^+ -Ionen (Protonen)** umgerechnet werden und hängt ab von der Konzentration eines Stoffes und seiner Säure- oder Basenstärke. **Basische Lösungen** weisen pH-Werte über 7 auf, **saure Lösungen** pH-Werte unter 7. **Neutrale Lösungen** haben pH-Werte um 7 (wie z.B. Wasser).

Teilchen, die wie Wasser als Säure und Base reagieren können, nennt man **Ampholyte**.

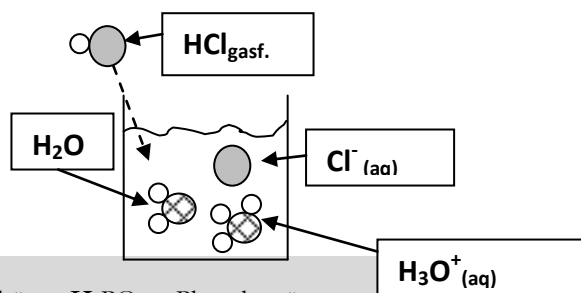
6.7 Zusammenfassung und Üb(er)legungsaufgaben: Säuren, Basen, Salze

1) Wiederholung und Zusammenfassung:

SÄUREN sind Stoffe, die H^+ -Teilchen abgeben (**Protonendonatoren**: ätzende, meist wasserlösliche Wasserstoff-Verbindungen, polar). Ihre Lösungen färben Universal-Indikatorpapier **rot** ($\text{pH} < 7$).

Es gibt starke und schwache Säuren: Die Moleküle starker Säuren geben zu fast 100% ihre Protonen ab (**Protonenübertragung, Protolyse**).

Beispiel: $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$



a) Starke Säuren:

HCl = Salzsäure, HNO_3 = Salpetersäure, H_2SO_4 = Schwefelsäure, H_3PO_4 = Phosphorsäure

b) Schwache Säuren:

HCN = Blausäure, H_2S = Schwefelwasserstoffsäure, H_2CO_3 = Kohlensäure, CH_3COOH = Essigsäure

BASEN sind Stoffe, die Protonen aufnehmen (Protonenakzeptoren, auch Laugen genannt, verfügen meist über Hydroxidionen OH^-). Ihre Lösungen, Laugen, färben Indikatorpapier **blau** ($\text{pH} > 7$).

Es gibt starke und schwache Basen: Starke Basen nehmen zu fast 100% Protonen auf. Basen reagieren mit Säuren zu Salzen und Wasser (Neutralisation): $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

a) Starke Basen:

NaOH = Natronlauge, KOH = Kalilauge, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ = Kalkwasser (Kalziumhydroxidlösung)

b) Schwache Basen:

NH_3 Ammoniak (Lösen des Gases NH_3 in Wasser H_2O ergibt: NH_4OH Ammoniakwasser)

Reaktionsweisen von Säuren:

- 1) Nichtmetalloxid + Wasser $\rightarrow$ Säure (Säure-Bildung)
- 2) Säure + Metall $\rightarrow$ Salz + Wasserstoff (Elektronenaustausch)
- 3) Säure + Metalloxyd $\rightarrow$ Salz + Wasser (Protonenaustausch)
- 4) Säure + Metallhydroxyd * $\rightarrow$ Salz + Wasser * Metallhydroxyd = Base
- 5) Säure + Salz schwächerer Säure $\rightarrow$ Schwächere Säure + Salz stärkerer Säure

Typ 5 = Protonenaustausch („Protolyse“, Übertragung von H^+ -Teilchen oder Verdrängungs-Reaktion (Starke Säure verdrängt schwächere aus deren Salz), Typ 3 Neutralisation.

Reaktionsweisen von Basen:

- 1) Metalloxyd + Wasser $\rightarrow$ Metallhydroxyd (= Base; nur bei unedlen Metallen)
- 2) Base + Säure $\rightarrow$ Salz + Wasser (Neutralisation, Säure-/Base-Reaktion)
- 3) Base + Salz schwächerer Base $\rightarrow$ Schwächere Base + Salz stärkerer Base

Typ 1-3 sind Protonenübertragungen, Typ 3 zudem ebenfalls eine Verdrängungsreaktion.

SALZE entstehen aus den **Metall-Kationen der Lauge** (oder Ammoniumion, organische Basen usw.) und dem **(Nichtmetall-)Anion der Säure** (Ausnahme hier: Nebengruppenmetall-Kationen mit hohen Oxidationszahlen bilden mit Sauerstoff komplexe Oxo-Anionen wie Chromat CrO_4^{2-} oder Permanganat MnO_4^-). Auch Komplexe existieren in Form von Anionen, z. B. Hexacyanoferrat(II) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$.

Metallkationen: Li^+ , Na^+ , K^+ , Ag^+ , Mg^{2+} , Ca^{2+} , Ba^{2+} , Zn^{2+} , Mn^{2+} , Pb^{2+} , Fe^{3+} , Al^{3+} , Cr^{3+} , Pb^{4+} / NH_4^+

Anionen: F^- = Fluorid, Cl^- = Chlorid, Br^- = Bromid, I^- = Iodid, O^{2-} = Oxid, S^{2-} = Sulfid, N^{3-} = Nitrid, CO_3^{2-} = Carbonat, NO_3^- = Nitrat, PO_4^{3-} = Phosphat, SO_4^{2-} = Sulfat, ClO_3^- = Chlorat, CH_3COO^- = Azetat, SO_3^{2-} = Sulfit, SCN^- = Thiocyanat, CN^- = Zyanid, SiO_4^{4-} = Silikat.

Salze bestehen aus also Metall-Kationen (z.B. Mg^{2+}) und Nichtmetall-Anionen (z.B. O^{2-} oder Cl^-). Anders als Salze sind **Säuren** keine ionischen Verbindungen. Aber sie können **H^+ -Kationen** (Protonen) bilden, z.B. Salzsäure HCl : Chlorwasserstoff $\rightarrow$ Wasserstoffion + Chloridion, in Formeln: $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$.

pH- und pK_s-Werte:

Der pH-Wert gibt die Stoffmengen-Konzentration c an H_3O^+ -Ionen in mol/L wieder, jedoch in Form der Hochzahl mit umgekehrtem Vorzeichen (negativer dekadischer Logarithmus). Daher gilt:

$$\text{pH} = -\log c(\text{H}_3\text{O}^+) \text{ und: } c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-\text{pH}}.$$

Bei **starken** Säuren HA geben fast 100% der Moleküle ihre H^+ ab: $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$.

Bei **schwachen** Säuren wie z.B. Essigsäure geben die Moleküle zu nur wenigen % ihre H^+ ab:

$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$ Hier z. B. zu nur ca.1% (d.h. $\alpha \approx 0,01$). Für starke Laugen gilt entsprechend: $\text{pOH} = -\log c(\text{OH}^-)$ sowie in wässriger Lösung: $\text{pH} + \text{pOH} = 14$. Bei der Verdünnung um das Zehnfache ändert sich der pH-Wert um eine Stufe.

Der pK_s-Wert ist ein Maß für die **Stärke einer Säure**. Der K_s-Wert für starke Säuren ist recht groß (z.B. für Fluorwasserstoff bei 10^{-3} mol/L), für schwache Säuren sehr klein (z.B. $\text{pK}_s(\text{H}_2\text{CO}_3) \approx 10^{-6}$). Er dient zur Berechnung von pH-Werten schwacher Säuren HA aus deren Anfangskonzentration $c_0(\text{HA})$ und berechnet sich als Quotient aus dem Produkt der Ionenkonzentrationen $c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{A}^-)$ durch die Konzentration der Säure $c(\text{HA})$:

$$K_s = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})}$$

Es gilt hier: $\text{pK}_s = -\log K_s$ und: $\text{pH} = \frac{1}{2} [\text{pK}_s - \log c_0(\text{HA})]$

2) Üb(erleg)ungsaufgaben zum Thema „Säuren, Laugen, Salze“:

a) Säure-Base-Reaktionen allgemein:

Übungsaufgabe 1: Zählen Sie jeweils 5 Säuren und 5 Basen auf (Namen und Formeln). Erstellen Sie mit Hilfe dieser Aufzählung eine Liste von 8 Säuren, nach Säurestärke geordnet.

Übungsaufgabe 2: Erstellen Sie die Reaktionsgleichungen in Formeln zu folgenden Reaktionen (sofern möglich) und benennen Sie die Reaktionsprodukte:

- | | | |
|---|-----------------------------------|----------------------------|
| a) Salzsäure + Natronlauge; | b) Schwefelsäure + Kalilauge; | c) Salzsäure + Kalkwasser; |
| d) Magnesiumhydroxid + Salpetersäure; | e) Phosphorsäure + Kalkwasser; | f) Salzsäure + Magnesium; |
| g) Schwefelsäure + Kalziumoxid; | h) Phosphorsäure + Natriumoxid; | |
| i) Ammoniakwasser + Salzsäure; | j) Natriumazetat + Schwefelsäure; | |
| k) Kalk + Schwefelsäure; | l) Natriumsulfat + Essigsäure; | |
| m) basisches Abflussfrei (Ätznatron) + saures Abflussfrei (Natriumhydrogensulfat); | | |
| n) Kalk + Essig; | o) Ammoniumchlorid + Ätznatron; | |
| p) Kalziumhydroxid + Phosphorsäure, | q) Kalziumoxid + Wasser | |
| r) Geben Sie auch an, wo in Teilaufgabe a)-q) Verdrängungs- und Neutralisationsreaktionen ablaufen! | | |

Übungsaufgabe 3:

Erstellen Sie Reaktionsgleichungen für folgende Edukte und geben Sie die Art der Reaktion an:

- | | |
|---|---|
| a) $2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | k) $2\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ |
| b) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow$ | l) $2\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ |
| c) $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | m) $\text{P}_4\text{O}_{10} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |
| d) $2\text{Al} + 6\text{HCl} \rightarrow$ | n) $\text{NaOH} + \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow$ |
| e) $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow$ | o) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |
| f) $2\text{FeS} + \text{O}_2 \rightarrow$ | p) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow$ |
| g) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow$ | q) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |
| h) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | r) $\text{CuSO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ |
| i) $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | s) $\text{Cl}_2 + \text{NaI} \rightarrow$ |
| j) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow$ | t) $\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow$ |

b) Säure-Base-Reaktionen im Alltag:

Üb(erleg)ungsaufgabe 1

Eine Reinigungskraft mischt zur besseren Reinigung des WCs einen sauren Abflussreiniger, der das Salz Natriumhydrogensulfat enthält (NaHSO_4) mit einem basischen „Abflussfrei“, welches NaOH enthält. Verdoppelt sich die Reinigungskraft? Begründen Sie ihre Antwort!

Üb(erleg)ungsaufgabe 2

Geben Sie Eigenschaften von Stoffen in folgenden Stoffgruppen an: Welche Eigenschaften haben...

- a) Alle Metalle (und die Oxide sehr unedler Metalle), b) Alkalimetalle,
c) Alle Halogene (und ihre Wasserstoff-Verbindungen), d) Alle Laugen (Basen).

Üb(erleg)ungsaufgabe 3

Laborreagenzien und Lösemittel – sauer, basisch, protisch, oxidierend und reduzierend:

- a) Nennen Sie je vier im Labor gebräuchliche, wichtige Säuren und Laugen (Name/Formel)
b) In einem Vorrat uralter Laborreagenzien finden sich Vorratsgefäße mit den im Folgenden aufgelisteten Aufschriften (Trivialnamen). Geben Sie die chemisch-systematische Stoffnamen (nach IUPAC) und Formeln dieser Reagenzien an:

1) Ätznatron, 2) Natron, 3) Soda, 4) Salpeter, 5) Steinsalz, 6) Ätzkalk / gelöschter Kalk, 7) Gebrannter Kalk, 8) Ätzkali, 9) Kalk, 10) Hirschhornsalz, 11) Pottasche, 12) Natronlauge, 13) Kalkwasser

c) Salze aus Säuren und Laugen, pH-Werte:

Übungsaufgabe 1 (zum Einstieg):

Geben Sie an, aus welcher Lauge oder Base und aus welcher Säure folgende Salze entstehen:

NaCl = Natriumchlorid MgCl_2 = Magnesiumchlorid, AlCl_3 = Aluminiumchlorid,
 CuSO_4 = Kupfer-II-sulfat, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ = Eisen-III-sulfat, CaCO_3 = Kalziumcarbonat (Kalk),
 Na_3PO_4 = Natriumphosphat, $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Fe}$ = Eisen-II-azetat Na_2CO_3 = Natriumcarbonat (Soda)
 NH_4Cl = Ammoniumchlorid, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ = Ammoniumcarbonat $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ = Aluminiumsulfat

Übungsaufgabe 2 (für Fortgeschrittene): Berechnen Sie den **pH-Wert** folgender Lösungen:

Starke Säuren: a) 0,1 mol HCl/L, b) 0,000005 mol H_2SO_4 /L, c) 10^{-6} mol HNO_3 /L, d) 10^{-10} mol HCl/L;

Starke Basen: e) 1 mol NaOH/L ; f) 40 g NaOH/L; g) 4 g Ätznatron/L; h) 0,001 mol KOH/L

Schwache Säuren: i) 0,01 mol CH_3COOH /L (pK_s (Essigsäure) = 4,75) ,
 j) 0,01 mol H_2CO_3 /L (K_s (Kohlensäure)= ca. 10^{-6} mol/L,

Schwache Basen: k) 0,01 mol NH_4OH /L (pK_B (Ammoniakwasser)= 4,75

Hilfestellung:

$\text{K}_B = \frac{c(\text{OH}^-) \cdot c(\text{HB}^+)}{c(\text{B})}$ Reaktionsschema allgemein: $\text{B} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HB}^+ + \text{OH}^-$
 Es gilt hier zudem: $\text{pK}_B = -\log \text{K}_B$ und: $\text{pOH} = \frac{1}{2} [\text{pK}_B - \log c_0(\text{B})]$

Die **Lösungen** zu den drei Aufgaben unter **b)** sind:

Üb(erleg)ungsaufgabe 1:

$\text{NaHSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (Neutralisation, die Reinigungskraft des sauren und des basischen WC-Reinigers heben sich gegenseitig auf statt sich zu verdoppeln!)

Üb(erleg)ungsaufgabe 2:

- a) Alle Metalle: glänzend, verformbar, elektr. Leiter, gute Wärmeleiter, bilden mit Halogenen Salze (und nur zum Teil mit Säuren Salze und Wasserstoffgas, sofern nicht zu edel; Oxide unedler metalle reagieren mit Wasser zu Laugen)
- b) Alkalimetalle zudem: brennbar, Dichte unter 1 g/cm^3 , reagieren mit Wasser zu Laugen und Wasserstoffgas, mit Säuren zu Salzen und Wasserstoffgas und mit Halogenen zu Salzen
- c) Alle Halogene: Giftig, farbig, niedrige Schmelz- und Siedetemperatur, wasserlöslich (außer F_2 , reagiert zu HF), reagieren mit Wasserstoff zu Säuren (Halogenwasserstoffsäuren!) und mit Metallen zu Salzen (Oxidationsmittel!)
- d) Alle Laugen (Basen): wässrige Lösung $\text{pH} > 7$, reagieren mit Säuren sowie mit Nichtmetalloxiden zu Salzen und Wasser, vertreiben schwächere Basen aus ihren Salzen

Üb(erleg)ungsaufgabe 3:

- a) Beispiele für mögl. Lösungen bei Säuren: Salzsäure / HCl , Schwefelsäure, H_2SO_4 , Salpeter-, Phosphor-, Essigsäure / HNO_3 , H_3PO_4 , CH_3COOH u.a.; bei Laugen: Natronlauge / NaOH , Kalilauge / KOH , Kalkwasser / $\text{Ca}(\text{OH})_2$, Salmiakgeist = Ammoniakwasser NH_4OH (oder NH_3aq), Barytwasser $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- b) Die IUPAC-Namen und Formeln sind:
 - 1) Natriumhydroxid, NaOH , 2) Natriumhydrogencarbonat, NaHCO_3 ,
 - 3) Natriumcarbonat, Na_2CO_3 (• $n \text{ H}_2\text{O}$), 4) Kaliumnitrat, KNO_3 , 5) Natriumchlorid, NaCl ,
 - 6) Kalziumhydroxid, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, 7) Kalziumoxid, CaO , 8) Kaliumhydroxid, KOH ,
 - 9) Kalziumcarbonat, CaCO_3 , 10) Ammoniumhydrogencarbonat, NH_4HCO_3 ,
 - 11) Kaliumcarbonat, K_2CO_3 , 12) Natriumhydroxidlösung, NaOH ,
 - 13) Kalziumhydroxidlösung, $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Mögliche Zusatzaufgabe:

Können Sie Beispiele für die im folgenden Lehrplan-Text angeführten Sachverhalte (die unterstrichenen Fachbegriffe) nennen?

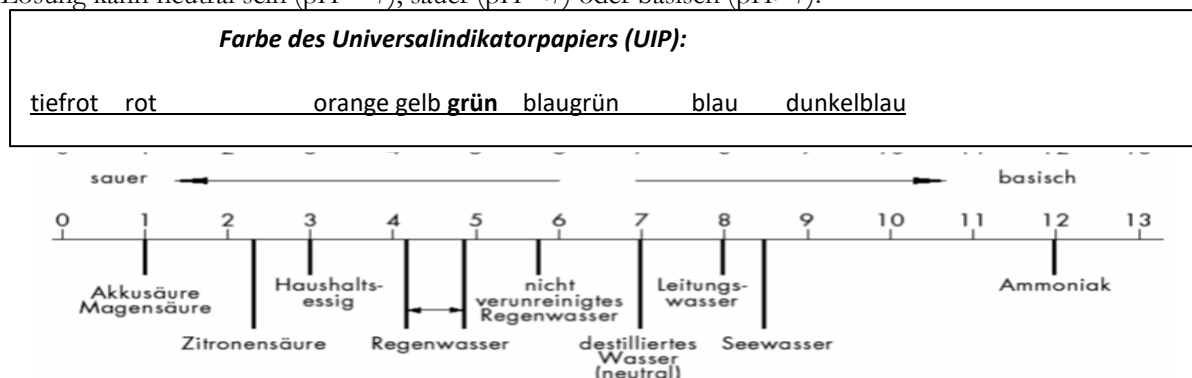
Säuren, Laugen und Salze sind in vielen verschiedenen Kontexten des Alltags und der Lebenswelt anzutreffen. Sie sind u. a. Bestandteil von Reinigungsmitteln, Konservierungsmitteln und Düngemitteln. Eigenschaften und der Aufbau von Salzen aus Ionen, der Zusammenhalt im Ionengitter sowie die Neutralisation als Reaktion von Säuren und Laugen lassen sich mit einfachen Modellen anschaulich erklären. Eine besondere Rolle spielt hier das Wasser als Lösungsmittel. Vielen sauren und alkalischen Lösungen und Salzen begegnet man auch in der Berufs- und Arbeitswelt, vor allem in den Bereichen Landwirtschaft und Ernährung.

Salze kommen in der Natur als Kristalle oder in wässrigen Lösungen vor. Ihre charakteristischen Stoffeigenschaften wie z. B. die elektrische Leitfähigkeit ihrer Schmelzen und Lösungen sind bedingt durch ihren Aufbau aus Ionen. Die Stärke der in den Salzen vorliegenden Ionenbindung wird durch den Energieumsatz bei Salzbildungsreaktionen deutlich und erklärt ihr Vorkommen in der Natur. Salze sind für alle Lebewesen lebensnotwendig. Die richtige Dosierung und Zusammensetzung von Salzgemischen sind bezüglich der Gesunderhaltung und im Bereich der Landwirtschaft auch unter dem Aspekt der Nachhaltigkeit von entscheidender Bedeutung.

Saure und alkalische Lösungen sowie ihre Reaktionen und ihre entstehenden Salze sind in der Umwelt, im Alltag und der Industrie allgegenwärtig. Kenntnisse zu Wirkungen saurer und alkalischer Lösungen und ihrer Neutralisationsreaktion ermöglichen ihre sichere Handhabung im Alltag. Mithilfe einfacher stöchiometrischer Berechnungen können konkrete Maßnahmen zum angemessenen, vorsichtigen Umgang mit Gefahrstoffen abgeschätzt werden.

6.8 Chemische Versuche zu Kap.6: Säuren, Laugen, Salze

Der pH-Wert gibt den Säuregrad des Wassers an. Der Charakter von Wasser H_2O oder einer wässrigen Lösung kann neutral sein ($\text{pH} = 7$), sauer ($\text{pH} < 7$) oder basisch ($\text{pH} > 7$):



Säuren geben an Wasser Protonen H^+ ab, Basen nehmen sie vom Wasser auf. Säuren enthalten daher **Hydroniumionen** H_3O^+ . Sie entstehen durch Anlagerung des Protons H^+ der Säure an ein Wassermolekül: $\text{H}_2\text{O} + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+$. Der **pH-Wert** (die „potentia Hydrogenii“) gibt den Gehalt an Protonen H^+ bzw. Hydroniumionen H_3O^+ in der wässrigen Lösung an. Er entspricht der negativen „Hochzahl“ (Potenz) der Hydroniumionen-Konzentration in mol/L.

Auch saure wässrige Lösungen enthalten das Hydroniumion H_3O^+ (auch „Oxoniumion“ genannt).

Basische wässrige Lösungen (Laugen) enthalten **Hydroxidionen** OH^- , die entstehen, wenn Wassermoleküle Protonen abspalten: $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{OH}^- + \text{H}^+$ (Zum Beispiel, Ammoniakgas NH_3 ist eine Base, weil sie ein Proton H^+ aufnimmt – z. B. vom Wasser: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$; Produkt: Ammoniumion NH_4^+).

V08: H_3O^+ -Nachweis in Salzsäure

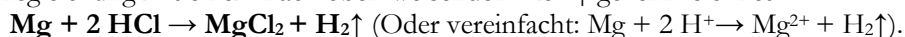
Chemikalien: 5 %ige HCl, NaCl-Lsg.

Durchführung: a) Legen Sie einen ca. 1 cm langen Streifen Indikatorpapier in ein Schälchen der Tüpfelplatte oder in ein Uhrglas. Das Papier nimmt, nachdem Sie es über den Glasstab mit 1 Tr. entmin. H_2O angefeuchtet haben, einen gelblichgrünen Farbton an, dem Sie durch Vergleich mit einer Farbskala auf der Indikatorpapierbox den pH-Wert 7 zuordnen können.

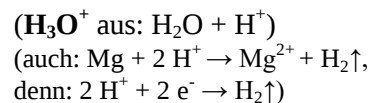
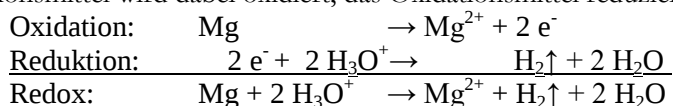
b) Geben Sie mit dem Glasstab auf einen zweiten Indikatorpapierstreifen 1 Tr. 5 %ige HCl. Sie beobachten eine Rotfärbung, der zugehörige pH-Wert liegt bei 1 oder kleiner als 1. c) Um zu beweisen, dass die Färbänderung durch die Hydroniumionen und nicht durch die Chloridionen der Salzsäure hervorgerufen wird, geben Sie auf einen dritten Indikatorpapierstreifen 1 Tr. NaCl-Lsg.. Es tritt keine Rotfärbung auf, der pH-Wert der Lsg. beträgt 7.

Entsorgung: Hausmüll.

Salzsäure HCl reagiert mit vielen Metallen, wie z.B. Magnesium Mg, unter Wasserstoffentwicklung und Bildung eines löslichen Salzes. Ein Stoff, der während einer Reaktion als Gas entweicht, wird in der Reaktionsgleichung mit einem nach oben weisenden Pfeil $\uparrow$ gekennzeichnet:



Die Umsetzungen unedler Metalle mit Säuren sind **Redoxreaktionen**, d.h., es werden **Elektronen** vom **Reduktionsmittel** (Metall) auf das **Oxidationsmittel** (Säuren: Hydroniumion H_3O^+) übertragen. Das Reduktionsmittel wird dabei oxidiert, das Oxidationsmittel reduziert.



V09: Reaktion von HCl mit Mg

Chemikalien: 5 %ige HCl, Mg-Band

Durchführung: In ein mi. Reagenzglas, das mit 2 ml 5 %iger HCl gefüllt ist, wird ein Stück (ca. 0,5 cm) Mg-Band gegeben. Beobachten Sie die aufsteigenden Gasblasen, die aus H₂ bestehen!

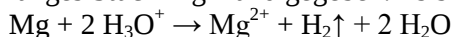
Entsorgung: Abfallbehälter Säuren und Laugen

Basische Salze wie Azetate und Carbonate nehmen vom Wasser Protonen auf, so dass Hydroxidionen OH⁻ entstehen: $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$. Umgekehrt sind Säuren wie Kohlen- H₂CO₃ und Essigsäure CH₃COOH schwache Säuren. Sie geben ihre Protonen H⁺ nur schwer an Wasser ab: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$.

V10: Reaktion von HNO₃ mit Mg

Chemikalien: 5 %ige HNO₃, konz. HNO₃, Mg-Band

Durchführung: a) In ein mi. Reagenzglas, das mit 2 ml 5 %iger HNO₃ gefüllt ist, wird ein 0,5 cm langes Stück Mg-Band gegeben. Es bilden sich farblose Gasblasen aus Wasserstoff:



b) Mit einer Tropfpipette werden 5 Tr. konz. HNO₃ zugegeben. Nun entsteht braunes NO₂ (toxisch!).

Anmerkung: Der gesamte Versuch ist im Abzug durchzuführen! Tropfpipetten werden mit der Spitze nach unten in einem Becherglas abgestellt.

Vermeiden Sie grundsätzlich, Tropfpipetten, die Lösungen oder Reste davon enthalten, waagrecht abzulegen, oder gar mit der Spitze nach oben zu halten, da Flüssigkeit in das Gummihütchen laufen kann und die Gefahr der Verunreinigung von Reagenzien besteht!

Entsorgung: Im Abzug in den Abfallbehälter Säuren und Laugen.

Haut enthält Proteine, die aromatische Aminosäuren enthalten. Diese bilden mit konz. Salpetersäure Nitroverbindungen, deren Ammoniumsalze eine orange Farbe haben. Auch die Gelbfärbung der Haut durch konz. Salpetersäure beruht auf dieser sog. Xanthoproteinreaktion.

V11: Wärmeentwicklung beim Verdünnen von konz. H₂SO₄

Chemikalien: Konz. H₂SO₄ (*Vorsicht: Gefahrstoff! Sicherheitsvorschriften beachten!*)

Durchführung: Ein mi. Reagenzglas wird mit 3 ml entmin. H₂O gefüllt, danach werden aus einer Tropfpipette 10 Tr. konz. H₂SO₄ zugegeben (umschütteln!). Vergleichen Sie die Temperatur vor und nach der Säurezugabe durch Befühlen mit der Hand! Sie werden eine Temperaturerhöhung feststellen.

Entsorgung: Abfallbehälter Säuren und Laugen.

V12: Verkohlung von Holz durch konz H₂SO₄

Chemikalien: Konz. H₂SO₄ (*Vorsicht: Gefahrstoff! Sicherheitsvorschriften beachten!*)

Durchführung: Das Holzstäbchen vom Versuch Inbetriebnahme des Gasbrenners wird in einem kl. Reagenzglas etwa 30-40 s lang in 1 ml konz. H₂SO₄ getaucht. Alternativ kann auch ein Stück Filterpapier verwendet werden. Unter Schwarzfärbung tritt Zerstörung der organischen Substanz ein.

Entsorgung: Holzspan unter fließendem Wasser gut abspülen, danach zum Hausmüll. H₂SO₄ in den Abfallbehälter Säuren und Laugen.

Im Gegensatz zum Chlorwasserstoff oder zur Salpetersäure kann ein Schwefelsäuremolekül bei der Reaktion mit Wasser zwei Protonen abgeben:



Das Anion HSO₄⁻ wird Hydrogensulfat genannt, das Anion SO₄²⁻ Sulfat (Sulfid ist S²⁻).

V13: H₃O⁺-Nachweis in H₂SO₄ und in KHSO₄-Lösung

Chemikalien: 5 %ige H₂SO₄, KHSO₄, Na₂SO₄

Durchführung: Auf je einen Indikatorpapierstreifen, der im Schälchen einer Tüpfelplatte oder in einem Uhrglas liegt, wird a) 1 Tr. 5 %ige H₂SO₄, b) eine Mikrospatelspitze KHSO₄ und 1 Tr. entmin. H₂O, c) 1 Tr. Na₂SO₄-Lsg. gegeben.

Nur in den Fällen a) und b) wird eine Rotfärbung (pH < 7) beobachtet. Na₂SO₄-Lsg. reagiert neutral.

Entsorgung: Hausmüll.

Basische Salze wie Azetate und Carbonate nehmen vom Wasser Protonen auf, so dass Hydroxidionen OH^- entstehen: $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$. Umgekehrt sind Säuren wie Kohlen- H_2CO_3 und Essigsäure CH_3COOH schwache Säuren. Sie geben ihre Protonen H^+ nur schwer an Wasser ab: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

V14: OH^- -Nachweis in CH_3COONa -Lösung

Chemikalien: CH_3COONa (Natriumazetat, auch: NaCH_3COO)

Durchführung: Legen Sie einen etwa 1 cm langen Streifen Indikatorpapier in ein Schälchen der Tüpfelplatte oder in ein Uhrglas, geben Sie eine Spatelspitze CH_3COONa auf das Papier und befeuchten Sie das Salz mit 1 Tr. entmin. H_2O . Sie beobachten eine Blaufärbung des Indikatorpapiers, der zugehörige pH-Wert liegt im basischen Bereich.

Entsorgung: Hausmüll.

V15: Reaktionen von Mg mit Eisessig und Essigsäure

Chemikalien: Eisessig (konz. Essigsäure), Mg-Band

Durchführung: a) Ein trockenes (!) mi. Reagenzglas wird mit 2 ml Eisessig gefüllt. Nach Zugabe von 0,5 cm Mg-Band findet keine Reaktion statt, bei Verwendung von konz. Essigsäure wegen geringer Spuren an Wasser eine langsame Reaktion.

b) Beim Zutropfen von 2 ml entmin. H_2O (umschütteln!) beginnt sich Wasserstoff zu entwickeln.

Anmerkung: Für ein Gelingen des Versuchs muss der Eisessig absolut wasserfrei sein! Eisessig, der schon längere Zeit aufbewahrt wurde, enthält wie konz. Essigsäure meist etwas Wasser, das er aus der Luft aufgenommen hat. Dieses Wasser lässt sich durch Zugabe geringer Mengen an Essigsäureanhydrid entfernen (wenden Sie sich ggf. an die Laboraufsicht).

Entsorgung: Abfallbehälter Säuren und Laugen.

V16: Wärmeentwicklung beim Lösen von NaOH, Hygroskopizität von NaOH

Chemikalien: NaOH-Plätzchen (*Vorsicht: Gefahrstoff! Sicherheitsvorschriften beachten!*)

Durchführung:

a) Ein mi. Reagenzglas wird mit 3 ml entmin. H_2O gefüllt, danach werden

NaOH-Plätzchen zugegeben (umschütteln!). Vergleichen Sie die Temperatur vor und nach der NaOH-Zugabe durch Befühlen mit der Hand! Sie werden eine Temperaturerhöhung feststellen.

b) Geben Sie einen etwa 1 cm langen Streifen Indikatorpapier in das Schälchen einer Tüpfelplatte oder in ein Uhrglas und legen Sie ein NaOH-Plätzchen auf das Papier. Die anfänglich matte Oberfläche des Plätzchens beginnt nach einiger Zeit zu glänzen (gegen das Licht beobachten!), und das Indikatorpapier bläut sich durch die gebildete Natronlauge (Zeitdauer ca. 30 min).

Entsorgung: NaOH in den Abfallbehälter Säuren und Laugen, Indikatorpapier zum Hausmüll.

Festes NaOH ist hygroskopisch, d. h., es zieht Feuchtigkeit aus der Luft an. Behälter zur Aufbewahrung von NaOH-Plätzchen sind deshalb gut zu verschließen.

Laugen sind ebenso wie Säuren ätzend. Laugen enthalten Hydroxid-Ionen OH^- .

Die Hydroniumionenkonzentration von Natronlauge ist gegenüber derjenigen von Wasser herabgesetzt, da ein Teil der Hydroniumionen des Wassers mit Hydroxidionen der Natronlauge zu Wasser reagiert:

$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \leftrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$. Diese Verminderung der Hydroniumionenkonzentration lässt sich mit einem Säure-Base- Indikator nachweisen:

V17: OH^- -Nachweis in Natronlauge

Chemikalien: 5 %ige Natronlauge (NaOH-Lösung)

Durchführung: Legen Sie einen etwa 1 cm langen Streifen Indikatorpapier in ein Schälchen der Tüpfelplatte oder in ein Uhrglas und geben Sie 1 Tr. 5 %ige NaOH auf das Papier. Sie beobachten eine Blaufärbung, der zugehörige pH-Wert liegt bei 12 oder größer als 12 (basisch).

Entsorgung: NaOH-Plätzchen in den Abfallbehälter Säuren und Laugen.

Säuren und Basen (Laugen) neutralisieren sich gegenseitig unter Bildung von Salz und Wasser:



V18: Neutralisation von Natronlauge mit Salzsäure

Chemikalien: 5 %ige NaOH, 5 %ige HCl

Durchführung:

a) Geben Sie in einem Becherglas (50 mL) zu 10 mL 5 %iger NaOH portionsweise 5 %ige HCl und prüfen Sie mit Indikatorpapier den jeweiligen pH-Wert (Mit dem Glasstab umrühren und anhaftenden Tropfen auf ein Stück Indikatorpapier bringen). Beenden Sie die Zugabe von HCl beim pH-Wert 7 (neutral). Sollten Sie bereits zuviel Säure zugegeben haben, so können Sie den pH-Wert durch Zugabe von 5 %iger Natronlauge wieder korrigieren.

b) Die neutrale NaCl-Lösung wird in eine Porzellanabdampfschale überführt und im Abzug mit Gasbrenner, Dreifuß und Ceranplatte bis zur Trockene eingedampft. Besonders gegen Ende des Eindampfens darf nicht zu stark erhitzt werden, da die eingedampfte Lösung zum Spritzen neigt (ggf. Gaszufuhr drosseln oder Brenner zeitweilig ganz abstellen!). Lassen Sie die Porzellanschale nach dem Abdampfen des H_2O erkalten, und gewinnen Sie das NaCl durch Abkratzen mit einem Spatel.

Anmerkung: Im Salz können Sie mit Hilfe der Flammprobe das Natrium nachweisen: Bringen Sie ein Salzkristall mit Hilfe eines Magnesiastäbchens in die rauschende, nichtleuchtende Brennerflamme (V.01). Ein gelboranges Aufleuchten zeigt die Gegenwart von Natriumionen Na^+ an. Die Chloridionen der Salzsäure weisen Sie im Salz nach, indem Sie einige Körnchen des NaCl in möglichst wenig entmin. Wasser lösen. Bei Zugabe einiger Tropfen Silbernitratlösung AgNO_3 reagieren die Silberionen Ag^+ mit den Chloridionen Cl^- zu einer weißen Trübung von Silberchlorid AgCl (V.21): $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl} \downarrow$ (oder auch: $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl} \downarrow + \text{HNO}_3$)

V19: Löslichkeit von Calciumsalzen

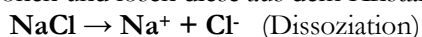
Chemikalien: CaCl_2 , Ca(OH)_2 , CaF_2

Durchführung: In je ein mi. Reagenzglas, das 3 cm hoch mit entmin. H_2O gefüllt ist, wird jeweils 1 Mikrospatel **a)** CaCl_2 , **b)** Ca(OH)_2 und **c)** CaF_2 gegeben. Beobachten Sie, bei welchen Verbindungen nach dem Umschütteln eine klare Lsg. entsteht, und vergleichen Sie das Ergebnis mit der Voraussage durch die Faustregeln unten!

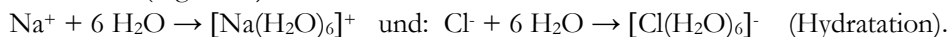
d) Die trübe Mischung von b) wird durch Zutropfen von 5 %iger HCl in eine klare Lsg. von CaCl_2 überführt. $\text{Ca(OH)}_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

Entsorgung: Lsg. von d) in den Abfallbehälter Säuren und Laugen, Rest in den Ausguss.

Beim **Auflösen eines Salzes** lagern sich die Wassermoleküle mit ihren entgegengesetzt geladenen Enden an die Ionen und lösen diese aus dem Kristallverband, das Salz dissoziiert:



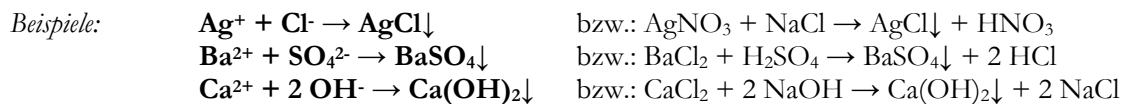
Die Ionen verteilen sich dabei in der gesamten Flüssigkeit. In der Lösung sind die Ionen von einer Hydrathülle umgeben. Es entstehen so genannte **(Aqua-)Komplexe**, in denen das Zentralion häufig von 6 Wassermolekülen (Liganden) koordiniert wird:



Nicht alle Salze sind in Wasser gleich gut löslich. Für die **Wasserlöslichkeiten von Salzen**, die in diesem Praktikum Verwendung finden, gelten folgende **Faustregeln** (eine Regel mit kleinerer Nummer hat jeweils höhere Priorität):

1. Alle Li^+ -, Na^+ -, K^+ - und NH_4^+ -Salze sind gut löslich.
2. Alle Nitrate (NO_3^-) und Acetate (CH_3COO^-) sind gut löslich.
3. Ag^+ - und Pb^{2+} -Salze sind schwer löslich (außer: AgNO_3 , $\text{Pb(NO}_3)_2$, AgCH_3COO , $\text{Pb(CH}_3\text{COO)}_2$).
4. Chloride (Cl^-), Bromide (Br^-) und Iodide (I^-) sind gut löslich (außer: mit Ag^+ und Pb^{2+}).
5. Carbonate (CO_3^{2-}), Phosphate (PO_4^{3-}), Sulfide (S^{2-}) und Hydroxide (OH^-) sind schwer löslich.
6. Sulfate (SO_4^{2-}) sind gut löslich (außer: CaSO_4 (Gips), SrSO_4 , BaSO_4 und PbSO_4).

Ein wesentliches methodisches Ziel der chemischen Arbeitstechnik bei der anorganischqualitativen Analyse ist die Überführung eines homogenen Systems (Lösung) in ein heterogenes, das sich dann auf verschiedenen mechanischen Wegen in die Bestandteile (Mutterlauge und Niederschlag) zerlegen lässt. Ein Feststoff, der sich beim Zusammengießen zweier klarer (durchsichtiger) Lösungen bildet, wird als Niederschlag bezeichnet und in der Reaktionsgleichung mit einem nach unten weisenden Pfeil ↓ gekennzeichnet.



Solange der Niederschlag im gesamten Volumen der flüssigen Phase gleichmäßig verteilt ist, liegt eine **Suspension** vor. Die Abtrennung des Niederschlags von der Mutterlauge erfolgt im einfachsten Fall durch Absitzenlassen (**Sedimentieren**) und anschließendes Abgießen der überstehenden Lösung über die Kante des Gefäßes (**Dekantieren**). Alternativ wird man häufig das **Filtrieren** anwenden. Man erhält ein idealerweise klares **Filtrat** und einen festen **Filtrerrückstand**.

Der Filtrerrückstand wird von restlicher Lösung durch Waschen im Filter befreit. Hierzu gibt man ein neues, kleines Becherglas unter den Filter mit Filtrerrückstand. Dann wird aus einer Tropfpipette entmin. Wasser über den Filtrerrückstand geträufelt, bis dass das unten abtropfende Waschwasser farblos und rein ist („Filtrerrückstand waschen“).

V20: Fälln und Sedimentieren von BaSO₄

Chemikalien: BaCl₂-Lsg., 5 %ige H₂SO₄

Durchführung: In einem mi. Reagenzglas wird eine Lsg. aus 1 ml 5 %iger H₂SO₄ in 1 ml entmin. H₂O mit 5 Tr. BaCl₂-Lsg. versetzt, wobei weißes BaSO₄ ausfällt: $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2 \text{HCl}$.

Lassen Sie das Reagenzglas nach dem Umschütteln stehen, und bestimmen Sie die Zeit (in min), die der Niederschlag zum vollständigen Absitzen benötigt!

Protokoll: Zeitdauer bis zum vollständigen Absitzen des Niederschlags.

Entsorgung: Abfallbehälter Säuren und Laugen.

Blindprobe und Kontrollprobe

Um ein eindeutiges Analyseergebnis zu erhalten, muss grundsätzlich vor einem Nachweis die **Reinheit der Reagenzien** durch eine **Blindprobe**, nach einem negativen Nachweis die **Einhaltung der Reaktionsbedingungen** durch eine **Kontrollprobe** (Positivprobe) überprüft werden.

Chemisch analysieren heißt vergleichen.

Bei einer **Blindprobe** werden die erforderlichen Reagenzien zusammengegeben, ohne die gesuchte Substanz bzw. das gesuchte Ion zuzufügen. Der Nachweis muss dabei **negativ** ausfallen.

Wenn eine Blindprobe (erwartungsgemäß) oder ein beliebiger Nachweis negativ verläuft, könnten Sie trotzdem bei der Versuchsdurchführung Fehler begangen haben (Lösungen organischer Reagenzien sind häufig nur begrenzte Zeit haltbar, falsche Substanz zugetropft, etc.). Um auch diese Fehler auszuschließen, wird bei allen negativen Nachweisen eine **Kontrollprobe** durchgeführt, d.h., die gesuchte Substanz wird absichtlich zugefügt. Der Nachweis muss dann positiv sein.

Beispiel: 1) „Blindprobe“ (Negativprobe): Wenn Sie eine unbekannte Substanz auf Chloridionen überprüfen wollen, müssen Sie sicher sein, dass Sie mit Ihren Reagenzien keine Cl⁻-Ionen eingeschleppt haben, die dann ein falsches Ergebnis vortäuschen (Cl⁻-Ionen treten tatsächlich häufig als Verunreinigungen auf). Geben Sie deshalb entmin. Wasser (das Sie benötigen, um die Analysesubstanz zu lösen) und Silbernitratlösung AgNO₃ zusammen. Nun darf kein weißer Niederschlag entstehen, andernfalls ist Ihr entmin. Wasser nicht in Ordnung, oder Sie haben das Reaktionsgefäß vorher nicht genügend gereinigt.

2) „Kontrollprobe“ (Positivprobe): In unserem Beispiel würden Sie etwa einige Tropfen Salzsäure oder Kochsalzlösung zugeben, um den weißen Niederschlag von Silberchlorid zu beobachten.

V21: Reinheitsüberprüfung der Säuren des Reagenziensatzes auf Chlorid (Cl⁻-Nachweis)

Chemikalien: 5 %ige HCl, 5 %ige H₂SO₄, 5 %ige HNO₃, 5 %ige CH₃COOH, AgNO₃- Lsg.

Durchführung: Versetzen Sie in je einem kl. Reagenzglas je 10 Tr. von **a)** 5 %iger HCl,

b) 5 %iger H₂SO₄, **c)** 5 %iger HNO₃ und **d)** 5 %iger CH₃COOH mit je 2 Tr. AgNO₃- Lsg..

Nur bei der HCl darf sich ein weißer Nd. bilden! Andernfalls ist die entsprechende Säure mit Chlorid

verunreinigt oder das benutzte Reagenzglas war nicht sauber. Wiederholen Sie in diesem Fall den Nachweis und wenden Sie sich an die Laboraufsicht, wenn noch immer ein Niederschlag entsteht.
Entsorgung: Abfallbehälter Silber.

V22: Reinheitsüberprüfung der Säuren des Reagenziensatzes auf Sulfat (SO_4^{2-} -Nachweis)

Chemikalien: 5 %ige HCl, 5 %ige H_2SO_4 , 5 %ige HNO_3 , 5 %ige CH_3COOH , BaCl_2 - I Lsg.

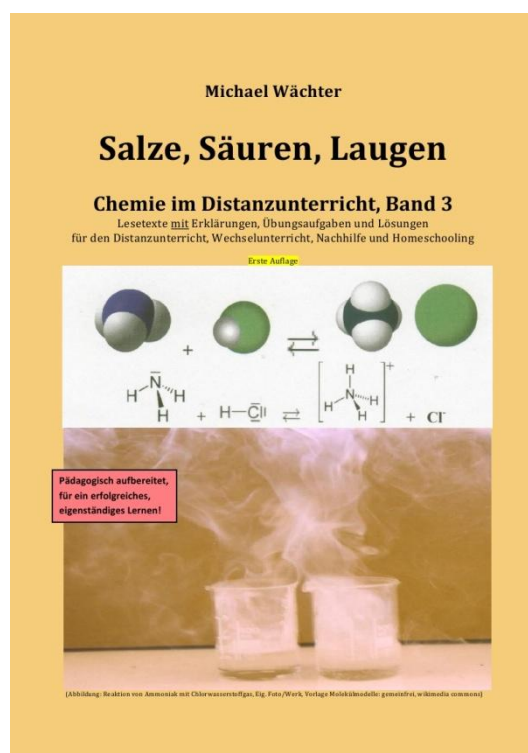
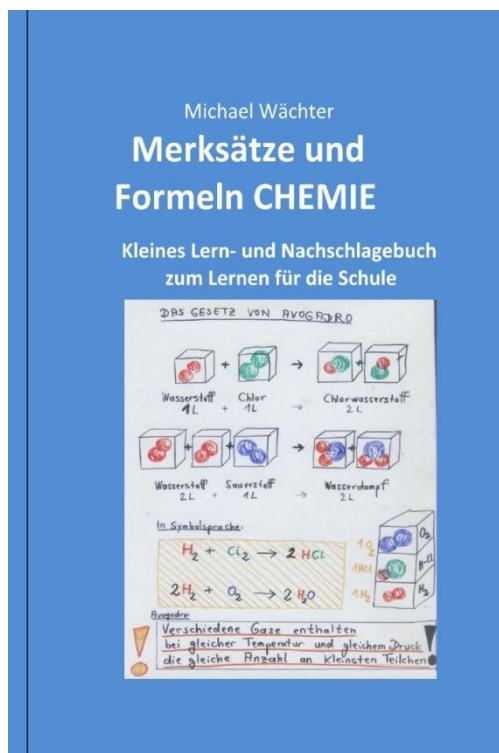
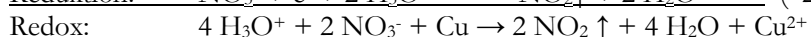
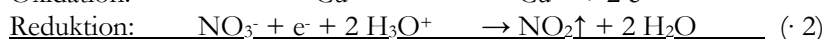
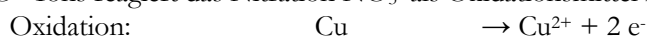
Durchführung: Versetzen Sie in je einem kl. Reagenzglas je 10 Tr. von **a)** 5 %iger HCl,

b) 5 %iger H_2SO_4 , **c)** 5 %iger HNO_3 und **d)** 5 %iger CH_3COOH mit je 2 Tr. BaCl_2 - Lsg..

Nur bei der H_2SO_4 darf sich ein weißer Nd. bilden! Andernfalls ist die entsprechende Säure mit Sulfat verunreinigt oder das benutzte Reagenzglas war nicht sauber. Wiederholen Sie in diesem Fall den Nachweis und wenden Sie sich an die Laboraufsicht, wenn noch immer ein Niederschlag entsteht.

Entsorgung: Abfallbehälter Säuren und Laugen

Bei Reaktionen unedler und einiger edler Metalle mit konz. Salpetersäure entsteht hingegen vorwiegend Stickstoffdioxid NO_2 (sowie farbloses Stickstoffmonoxid NO , das mit Luft sofort zu NO_2 reagiert). Statt des H_3O^+ -Ions reagiert das Nitration NO_3^- als Oxidationsmittel mit dem Metall:



Lernhilfen zu schüler*innen-freundlichen Preisen:

Merksätze und Formeln CHEMIE

von Michael Wächter: Dieses Merkbuch bietet die **Erklärungen der wichtigsten Fachbegriffe**, die man im Chemieunterricht braucht – für Abitur, Klassenarbeiten, Klausuren, Prüfungen.

Ganze 152 Seiten für **nur 7,99 €**, ISBN: 9783748550129 (als ebook noch preiswerter)

Salze, Säuren, Laugen

– **Chemie im Distanzunterricht, Band 3:**

Ein **Sachbuch zum Selbst-Lernen** und Üben, von Michael Wächter:

für nur 14,99 €, ISBN: 9783753159249

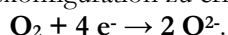
Beide Bücher online im epubli-Buchshop erhältlich: <https://www.epubli.com/shop>

Kapitel 7: Chemische Reaktionen durch Elektronenübertragung

7.1 Oxidations-Reaktionen

Wenn ein Brennstoff wie z.B. Kohlenstoff verbrennt, dann reagiert der Luftsauerstoff mit ihm zu einem **Oxid**: $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$. Auch Metalle oxidieren, oft sogar ohne Verbrennungserscheinungen: Wenn sich Natrium an Luft mit einer Kruste überzieht, Eisen rostet oder Kupfer zu Patina verwittert, dann sind auch das Oxidationsreaktionen.

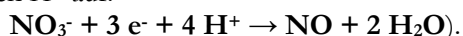
Lavoisier fand heraus, dass Oxide Sauerstoff-Verbindungen sind. Sauerstoff nimmt bei Reaktionen zu Oxiden vom Reaktionspartner Elektronen auf, und zwar so, dass jedes der beiden Sauerstoffatome im O_2 -Molekül zwei Elektronen e^- aufnimmt, um die Edelgaskonfiguration zu erreichen:



Später entdeckte man, dass auch andere Stoffe

Sauerstoff abgeben und Oxide bilden – **Oxidationsmittel** wie z.B. Salpeter KNO_3 , Kaliumpermanganat KMnO_4 und Wasserstoffperoxid H_2O_2 . Doch auch sauerstofffreie Verbindungen wie Silbernitrat oder Kupfer(II)-sulfat können andere Stoffe oxidieren – so z.B. leicht oxidierbare Metalle wie Magnesium und Aluminium: Sie nehmen deren Elektronen auf und oxidieren sie zum Kation. Und das Permanganat-Anion MnO_4^- kann das Chlorid-Anion Cl^- in der Salzsäure zum grünen Chlorgas aufoxidieren (Teilgleichung: $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2\uparrow + 2 e^-$; vgl. Abb. 76). Also definierte man den Begriff schließlich Oxidation neu: Eine **Oxidation** ist die **Abgabe von Elektronen e^-** .

Wenn man also konz. Salpetersäure mit Metallen reagieren lässt, so entsteht Stickstoffmonoxid NO statt Wasserstoff (Abb. 77). Der Stickstoff im Nitrat-Anion NO_3^- (Oxidationszahl +V) nimmt die Elektronen vom Metall auf – er oxidiert es. Das Nitrat ist dabei zum NO -Molekül geworden (Stickstoff hat hier drei Elektronen aufgenommen und die Oxidationszahl +II erreicht, die beiden freigewordenen Oxidionen reagieren als Basen und nehmen je zwei Protonen H^+ auf:



Das freiwerdende NO reagiert dann mit Luftsauerstoff weiter zum braunen Giftgas Stickstoffdioxid NO_2 . Auch Nitrat-Salze können als Oxidationsmittel reagieren: Im Schwarzpulver oxidiert Kaliumnitrat KNO_3 die Elemente C und S, und bei einer Oxidationsschmelze oxidiert es Kationen wie Cr^{3+} und Mn^{4+} in die extrem hohen Oxidationsstufen +VI (im gelben Chromat CrO_4^{2-} und im blaugrünen Manganat MnO_4^{2-} ; Abb. 78). Der Grund: Verbindungen, in denen die Elemente höchstmögliche Oxidationszahlen einnehmen, sind oft gute Oxidationsmittel: Sie nehmen Elektronen auf (Vgl. Abb. 79: In Kaliumperchlorat KClO_4 hat Chlor genauso wie Mangan in Kaliumpermanganat KMnO_4 die Oxidationszahl +VII, im H_2O_2 hat Sauerstoff die instabile, ungewöhnliche Oxidationszahl –I!).



(Bildquellen Abb. 76-78: Eig. Fotos)

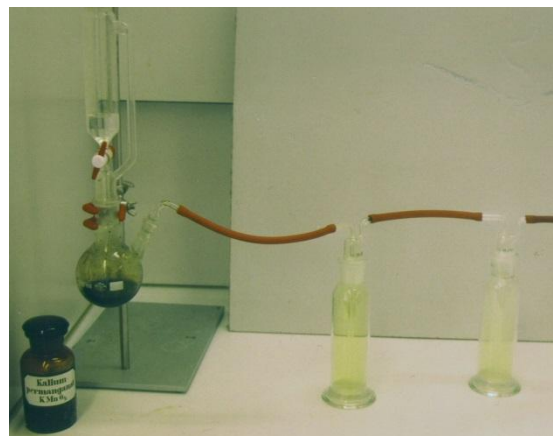


Abb. 76: Chlorgasherstellung im Labor



Abb. 77: Reaktion von konz. Salpetersäure mit einer Kupfermünze

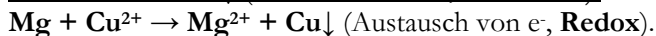
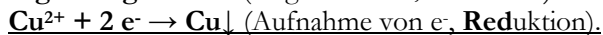


Abb. 78: Oxidationsschmelzen mit Chrom(III)- und Mangan(IV)-oxid: Das Nitrat-Ion oxidiert die nicht säurelöslichen Oxide Cr_2O_3 (grün) und MnO_2 (schwarzbraun) zu löslichem, gelbem Chromat CrO_4^{2-} und blaugrünem Manganat MnO_4^{2-} (ein „Aufschluss“ unlöslicher Proben)

Abb. 79: Oxidationsmittel im Labor (von rechts): Kaliumperchlorat KClO_4 , Kaliumpermanganat KMnO_4 , konz. Salpetersäure HNO_3 und Wasserstoffperoxid H_2O_2 .

7.2 Reduktionsreaktionen – die Aufnahme von Elektronen

Magnesiumband reagiert mit Kupfer(II)-sulfat-Lösung zu einem braunen Belag (Kupferpulver), wobei sich das Magnesium unter Bildung von Magnesiumsulfat auflöst:



Bei jeder Oxidation findet ein Ladungs- und Elektronenaustausch statt: Das Oxidationsmittel nimmt Elektronen auf (Reduktion), der oxidierte Stoff hat Elektronen abgegeben (Oxidation). Reaktionen, bei denen sich Ladungszahlen ändern, werden daher als **Elektronenaustausch-Reaktionen** oder kürzer auch **Redox-Reaktionen** bezeichnet. Stoffe, die Elektronen aufnehmen, sind Oxidationsmittel – Stoffe, die Elektronen abgeben, sind Reduktionsmittel (denn sie reduzieren den Reaktionspartner).

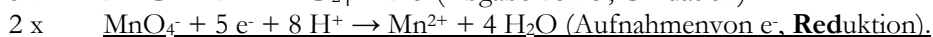
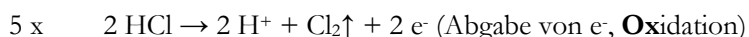
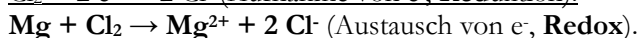
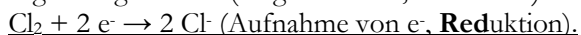
Alkali- und Erdalkalimetalle, Aluminium, Zink, Wasserstoffgas und Verbindungen, in denen Elemente ungewöhnlich niedrige Oxidationszahlen aufweisen, sind gute **Reduktionsmittel** – sie geben leicht Elektronen ab (Beispiele: Kalium, Abb.1, Kaliumhydrid KH , und Natriumsulfid Na_2S).

Ein besonders starkes Reduktionsmittel ist atomarer Wasserstoff. Er entsteht, wenn unedle Metalle mit Säuren reagieren: $\text{Mg} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + 2 \text{H}^0$. Erst einige Sekunden später vereinigen sich die H^0 -Atome zum Gasmolekül: $2 \text{H}^0 \rightarrow \text{H}_2 \uparrow$.

Atomarer Wasserstoff ist ähnlich reaktionsfreudig wie Alkalimetalle. Im Unterschied zum Wasserstoffgas H_2 reduziert er Silber-Kationen zu schwarzem Silberpulver, gelbe, giftige Chromat-Ionen CrO_4^{2-} zu grünen Chrom(III)-Ionen und Zinn(IV)-Kationen zu Zinn(II)-Kationen und Stannan SnH_4 , was ein blaues Leuchten in der Gasflamme verursacht.

Auch Ionen wie H , S^{2-} , I^- , Fe^{2+} und Sn^{2+} sowie Schwefel in SO_3^{2-} und $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ weisen sehr niedrige Oxidationszahlen auf, so dass sie bestrebt sind, Elektronen abzugeben. Ebenso wie brennbare Stoffe sind sie daher gute Reduktionsmittel.

Elektronenaufnahme und –abgabe laufen bei den Redoxreaktionen immer gleichzeitig ab. Ebenso sind Reduktion und Oxidation stets umkehrbare Vorgänge. Das zeigt sich z.B. bei der Reaktion von Chlor zum Chlorid (bei der Reaktion mit Magnesium) und die Rückreaktion vom Chlorid zum Chlor (bei der Reaktion von Salzsäure mit Kaliumpermanganat (Abb. 1 auf der Vorseite):



So gibt es für Chlor und die Chloridionen ein **Redox-Gleichgewicht**:

$2 \text{Cl}^- \rightleftharpoons \text{Cl}_2 \uparrow + 2 \text{e}^-$. Ähnlich löst sich Kupferblech in Silbernitratlösung auf, während Zink aus Kupfer(II)-salzlösungen Kupfermetall abscheiden kann – umgekehrt jedoch geschieht nichts: Kupferblech kann aus Zinksalzlösungen kein Zink abscheiden, und Silberblech kein Kupfer aus Kupfersalzlösungen (Redox-Gleichgewichte:

$\text{Ag} \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + \text{e}^-$; $\text{Cu} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$; $\text{Zn} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$). Andere Redox-Gleichgewichte sind z.B. für die Oxidationsmittel Sauerstoff und Salpetersäure $\text{O}_2 + 4 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{O}^{2-}$ und $\text{NO}_3^- + 3 \text{e}^- + 4 \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$. Die Richtung, in der die Gleichgewichtsreaktion abläuft, wird vom „Redoxpotenzial“ der Reaktionspartner bestimmt, ihrer Oxidations- oder Reduktionskraft.



Abb. 80: Kalium kann sogar Wasser zu Wasserstoff reduzieren (s. S.87). Es wird zum Schutz vor Luftfeuchtigkeit unter Petroleum aufbewahrt.

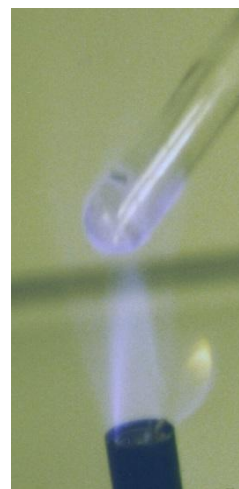


Abb. 81: Die „Leuchtprobe“ – hier reduziert atomarer Wasserstoff Sn^{4+} - und Sn^{2+} -Ionen z.T. bis zum Stannan SnH_4 . Die Sn^{2+} -Ionen und Stannan-Moleküle verursachen ein blaues Fluoreszieren in der Flamme – ein Zinn-Nachweis.

7.3 Redox als Elektronenübertragung / Oxidationszahl-Änderung

Reaktionen, bei denen **Elektronen übertragen** werden, nennt man **Redoxreaktionen**:

- Eine **Oxidation** ist die Abgabe von Elektronen. Die Oxidationszahl (Ionenladung) wird größer.
- Eine **Reduktion** ist die Aufnahme von Elektronen: Die Oxidationszahl wird reduziert.
- Ein **Oxidationsmittel** oxidiert andere Stoffe (wird selbst reduziert, nimmt e^- auf)

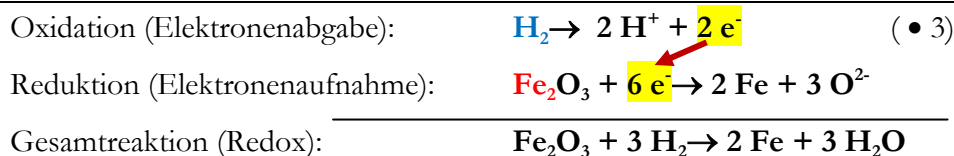
Gute **Oxidationsmittel**: F_2 , O_2 , Cl_2 , Br_2 , HNO_3 (konz), KNO_3 , H_2SO_4 (konz), H_2O_2 , Ag^+ , Cu^{2+}

- Ein **Reduktionsmittel** liefert Elektronen (wirkt reduzierend, wird selbst oxidiert).

Gute **Reduktionsmittel**: unedle Metalle, H_2 , C , H_2S , P , SO_3^{2-} , SO_2 , CH_4 , N_2H_4

Reduktionsmittel + **Oxidationsmittel** → **Oxidationsprodukt** + **reduzierte Form**
 (gibt e^- ab) (nimmt e^- auf) (z.B. Metallkation Me^{n+}) (z.B. O^{2-} , F^- , ...)

Eine **Oxidation** z.B. von Eisen zu Eisenoxid kann auch **rückgängig** gemacht werden, indem man ein **Reduktionsmittel** wie z.B. Wasserstoffgas mit dem Metalloxid reagieren lässt. Der Wasserstoff gibt Elektronen an das Metall ab, woraufhin sich die verbliebenen Protonen mit den Oxid-Ionen zu Wasser verbinden:



Die **Oxidationszahl** gibt an, welche positiven oder negativen Ladungen ein Atom tragen würde, wenn die Komplex-Ionen oder die Moleküle aus Einzel-Ionen aufgebaut wären.

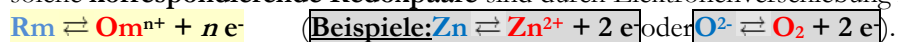
Beispiele:

Na^+	Oxidationszahl +1 (ebenso H in HF)	Cl^- , F^-	Oxidationszahl -1 (auch: H in CaH_2)
Ca^{2+}	Oxidationszahl +2 (ebenso Fe in $FeCl_2$)	S^{2-}	Oxidationszahl -2 (in H_2O , SO_2 , ...)
Al^{3+}	Oxidationszahl +3 (ebenso Fe in Fe_2O_3)	N^{3-}	Oxidationszahl -3 (in NH_3)
C^{4+}	Oxidationszahl +4 (in CO_2 + H_2CO_3)	C^{4-}	Oxidationszahl -4 (in CH_4)
N^{5+} , P^{5+}	Oxidationszahl +5 (in N_2O_5 + H_3PO_4)		

Regeln zur Bestimmung der Oxidationszahlen:

- Für Elemente / Elementverbindungen gilt die Oxidationszahl Null
Beispiel: O_2 Oxidationszahl $O = 0$.
- Alle **Metalle** haben immer **positive** Oxidationszahlen (als Elemente jedoch 0)
- **Fluor F** hat die immer die Oxidationszahl -1 (es sei denn, es liegt elementar vor).
- **Wasserstoff H** hat die Oxidationszahl +1 (als Element jedoch 0, in Metallhydriden -1).
- **Sauerstoff O** hat die Oxidationszahl -2 (außer als Element, Peroxid oder Sauerstofffluorid).
- Bor B und Silicium Si haben positive Oxidationszahlen (außer als Hydride).
- Unter Rückgriff auf die bereits bekannten Oxidationszahlen von Elementen in einer Verbindung und Anwendung der Regeln Nr. 1-7 lassen sich die unbekannten Oxidationszahlen weiterer Elemente in einer anorganischen Verbindung berechnen:
- Die **Summe der Oxidationszahlen** ist: a) in einem Molekül gleich Null, b) in einem (Komplex-)Ion gleich der Ladung, die das (Komplex-)Ion nach außen trägt.
- Bei den **Ionenladungen** geben die Ziffern die Anzahl der positiven bzw. negativen Ladungen an.

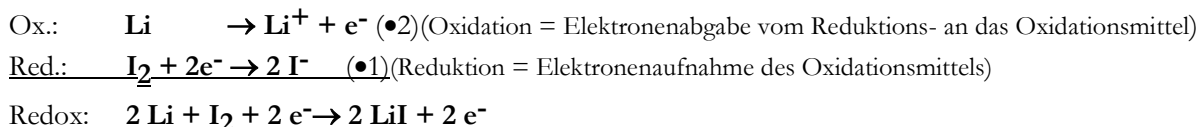
Zu jedem **Oxidationsmittel Om** gibt es ein zugehöriges („korrespondierendes“) **Reduktionsmittel Rm**; solche **korrespondierende Redoxpaare** sind durch Elektronenverschiebung ineinander überführbar:



Korrespondierende Redoxpaare können ihrer Stärke bzw. Schwäche nach in Reihen angeordnet werden. Diese Reihen nennt man **Spannungs- oder Redoxreihen**. Die Stärke eines Reduktions- oder Oxidationsmittels kann elektrochemisch gemessen werden („Redoxpotential“).

7.4 Oxidationszahlen, Oxidations- und Reduktionsmittel

Redoxreaktionen wie z. B. die von Lithium mit Iod verlaufen in zwei „Schritten“:



- es entsteht also (bei Zusatz eines Wassertropfens u.U. explosionsartig) Lithiumjodid.

Immer wenn sich in einer Reaktion **Oxidationszahlen** ändern, dann werden **Elektronen übertragen**: Beim Reduktionsmittel wird die Oxidationszahl größer (vgl. oben: Li geht von null im Elementarzustand zu +1 im Kation), beim Oxidationsmittel kleiner (Iod von null nach -1 im Anion).

Ob eine theoretisch formulierbare Reaktion allerdings auch abläuft, das ist abhängig von der Stärke der u.U. konkurrierenden Oxidations- bzw. Reduktionsmittel (ablesbar in der "Spannungsreihe" der Metalle bzw. am "Redoxpotential"). So reagiert zwar Magnesium mit Kupfersulfatlösung oder Chlorwasser mit Kaliumiodidlösung - nicht aber umgekehrt, da Kupfer und Iodid viel zu schwache Reduktionsmittel und Magnesium und Chlorid viel zu schwache Oxidationsmittel sind.

Auch Reaktionen wie die der konz. Salpetersäure mit unedlen Metallen oder mit Sulfiden sind Reaktionen, bei denen nicht Protonen (H^+), sondern Elektronen (e^-) übertragen werden. Die Gleichung hier ist:



Die Redoxreaktion ist erkennbar an der Änderung der Oxidationszahl, hier z.B. des Stickstoffs von +V in HNO_3 zu +II im NO-Gas und des Schwefels von -II im Sulfid zu +VI im Sulfat). Aber auch weniger komplizierte Redoxreaktionen - z.B. zwischen Elementen von sehr großer **EN-Differenz** (wie z.B. $\text{H}_2 + \text{Cl}_2$ oder $\text{F}_2 + \text{K}$, vgl. S. 86) - laufen ebenso schnell und heftig, u.U. auch explosionsartig ab.

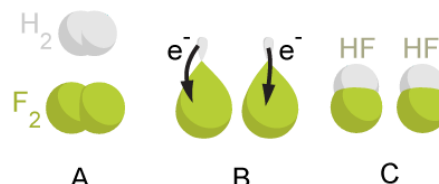
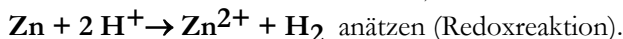


Abb. 82: H_2 gibt an F_2 Elektronen ab – eine Redoxreaktion (Abb. gemeinfrei)

Die **Stärke eines Oxidationsmittels** (sein "**Redoxpotential**") wird in galvanischen Elementen im Vergleich zur Normalwasserstoffelektrode gemessen. Hier tauchen zwei Metallstücke M+N (**Elektroden**) in einmolare Elektrolytlösungen. Die Metallstücke werden über einen elektrischen Leiter miteinander verbunden, die Lösungen über ein ebenfalls mit Salzlösung gefülltes Glasrohr (**Salzbrücke**). Somit schließt sich ein Stromkreis und an es lässt sich über einen Spannungsmesser ablesen, daß hier eine elektr. Spannung abgreifbar wird - eine "Batterie" ist entstanden, in der nun der Strom über den elektr. Leiter von einer Halbzelle zur anderen fließt.

Die **Normalwasserstoffelektrode (NWE)** besteht - anstelle von "metallischem" Wasserstoff in 1molarer Salzsäure - aus einem Platinblech, welches von unten mit Wasserstoffgas umspült wird. Dieses kann vom Platin aufgesaugt werden. Die gasumspülte Pt-Elektrode verhält sich nun so wie "metallischer" Wasserstoff. Jedes andere Element (z.B. Zn in ZnSO_4 -Lösung, 1molar) baut nun im Vergleich zur NWE eine ganz charakteristische Spannung auf, die als "**Redoxpotential**" bezeichnet wird. Im galvanischen Element $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}/\text{H}^+/\text{H}_2$ würde ja die Säure das Metall Zink nach der Gleichung



Daher gibt hier das Zink seine Elektronen über den Metalldraht an das Platinblech ab. An dessen Oberfläche reagieren die Protonen der Säure mit diesen Elektronen zu Wasserstoffgas. Zum Ladungsausgleich wandern gleichzeitig die Anionen der Säure über die Salzbrücke in die Zink-Halbzelle. So lange Strom fließt, wird also die Konzentration des Zinksalzes zunehmen, die der Säure abnehmen - ganz so, als ob man Zink direkt in die Säure gegeben hätte. Nur, dass hier Reduktion und Oxidation räumlich voneinander getrennt worden sind.

Über die aus den Normalpotentialen erstellbare "**Spannungsreihe der Metalle**" lässt sich nun sagen, welche Metalle das jeweils stärkere Reduktionsmittel darstellen - eine Reihe, die etwa folgendermaßen aussieht: **K Na Mg Al Zn Fe H₂ Sn Cu Ag Au Pt**. Entsprechendes lässt sich auch für Nichtmetalle ermitteln: **S J Br Cl F** - Fluor ist also das stärkste aller Oxidationsmittel.

7.5 Energie und Elektrizität: „Strom“ – bewegte elektrische Ladungen

7.5.1 Was ist „Energie“ und was ist „elektrischer Strom“?

Energie ist in der Physik eine Größe, die als Fähigkeit eines Systems beschrieben werden kann, Wärme abzugeben, Arbeit zu leisten oder Strahlung aussenden zu können (wobei sich diese Größe „Energie“ des Systems verringert). Sie wird in **Joule** gemessen und kann in jeweils verschiedene Erscheinungsformen umgewandelt werden (es gibt potentielle oder Lage-Energie, kinetische oder Bewegungsenergie, elektrische, chemische und thermische oder Wärme-Energie).

Elektrischer Strom ist (nutzbare) Energie in Form von bewegter, elektrischer Ladung.

Elektrizität entsteht, wenn:

- Reibung Elektronen vom Atomkern oder von Atomrümpfen trennt (bewirkt Ladungsüberschüsse, elektrostatische Aufladung)
- Aufgeladene Körper ungeladene Körper aufladen (Influenz)
- Elektrische Leiter in einem elektrischen Feld bewegt werden (Induktion: Dynamo, Generator)
- Chemische Umsetzungen stattfinden mit räumlicher Trennung von Elektronenabgabe (Oxidation) und Elektronenaufnahme (Reduktion; galvanisches Element).

Sie bewirkt:

- **Wärme** (wachsend mit dem Quadrat der Stromstärke, Beispiel: Elektr. Heizofen, Glühlampe)
- **Magnetismus** (kreisförmiges Magnetfeld senkrecht zur Flussrichtung des elektrischen Stromes im Leiter, Beispiel: Elektromagnet, -motor)
- **Chemische Umwandlungen** (Elektrolyse, Galvanotechnik, kathodische Tauchlackierung)

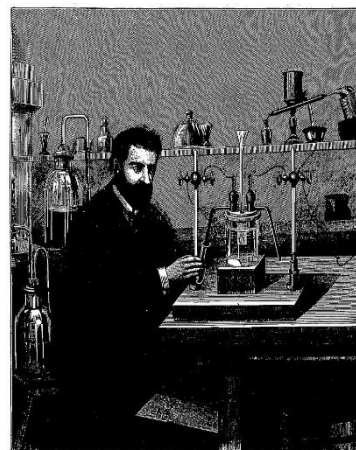


Abb. 82a: Der Chemiker Henri Moissan nutzte 1886 elektrische Energie, um Flußsäure HF zu zerlegen (Erzwungene Umkehr der Reaktion aus Abb. 82). Er entdeckte dabei das Element Fluor F_2 (Abb. Gemeinfrei).

7.5.2 Ladung, Spannung (elektrisches Potenzial) und Widerstand

Die **Bewegung elektrischer Ladungen** (der Fluss elektrischen Stromes) kommt durch das Bestreben eines Systems zustande, ein **elektrisches Potenzial** ϕ auszugleichen. Die **Potenzialdifferenz** $\Delta\phi$ ist als **Spannung** U messbar (Einheit: **Volt**, V).

Die Spannung an einer Zink-Luft- oder einer Alkali-Mangan-Taschenlampenbatterie beträgt z.B. 1,5 V pro Zelle, Lithium-Thionylchlorid-Batterien kommen auf 3,7 V. Neon-Leuchtröhren bauen Spannungen von 220 bis 5000 Volt auf, Großkraftwerks-Generatoren 10000 V und Röntgenröhren 60 bis 200 kV. Gewitterwolken produzieren Spannungen von 30 bis 100 Millionen Volt, bevor diese durch Blitzentladungen abgebaut werden, deren Hauptentladung nur etwa 30 μs (0,00003 s) dauert und eine Stromstärke von rund 20.000 Ampère aufweist.

Die **Stromstärke** I entspricht der **Ladungsmenge** Q , die **pro Zeit** T fließt: $I = Q / T$

Sie wird in **Ampère** (Symbol: A) gemessen: **1 A = 1 C/s** (ein Ampère entspricht einem elektrischen Fluss von einem Coulomb pro Sekunde, das sind etwa sechs Trillionen Elementarladungen bzw. Elektronen pro Sekunde ($6,24151 \cdot 10^{18}$ e/s), anders ausgedrückt: ein Ampère ist 1 Watt pro Volt).

Die Stromstärke auf einem Bildelement in einer alten TV-Röhre beträgt z.B. nur 0,001 A, in einem elektrischen Bügeleisen schon 2 bis 3 A, beim Elektroschweißen 500 A und bei der Schmelzflusselektrolyse von Aluminiumoxid zur Aluminiumgewinnung über 10.000 A. Bei einem Blitzschlag können bis zu 20.000 A fließen, in Schmelzöfen der Elektroindustrie sogar 100.000 A.

Als ein **Coulomb (C)** wird umgekehrt diejenige Ladungs- bzw. Elektrizitätsmenge bezeichnet, die bei einer Stromstärke von $I = 1 \text{ A}$ (Ampère) pro Sekunde durch einen Leiterquerschnitt fließt. Ein Coulomb kann aus einer Silbersalzlösung also 1,118 mg Silber abscheiden – zur Abscheidung von einem Mol Silber wären 96500 C erforderlich. Diese Größe wird als **Farad** oder **Faraday** bezeichnet ($1 \text{ F} \approx 96500 \text{ C}$), die *Faraday*-Konstante ist der entsprechende Quotient aus der Ladungsmenge Q und der Stoffmenge n in mol.

Die **elektrische Arbeit** $W_{\text{elektr.}}$ wird in **Watt • Sekunde** angegeben (Wattsekunde, Ws, $1 \text{ Ws} = 1 \text{ J}$), die elektrische Leistung $P = U \cdot I$ in Watt ($1 \text{ W} = 1 \text{ J/s}$).

Hinweis: Der Zusammenhang zur SI-Einheit Joule für die Arbeit bzw. Energie ergibt sich also aus dem Bezug der Arbeit zur Kraft (Einheit: Newton) und zur Leistung (Watt) über die abgeleiteten Einheiten Newtonmeter (Nm) und Wattsekunde Ws: $1 \text{ J} = 1 \text{ Nm} = 1 \text{ Ws}$.

Wenn eine Sekunde lang ein Watt Leistung gebraucht wird, wurde hierzu eine Wattsekunde (Ws) Arbeit verbraucht ($1 \text{ kWh} = 3600 \text{ Wattstunden (Wh)} = 3,6 \cdot 10^6 \text{ Ws} = 367000 \text{ m} \cdot \text{kg}$). Die elektrische Leistung einer Taschenlampen-Glühlampe liegt bei 1 bis 2 Watt (alte Glühlampen: 15 bis 200 W), die einer Kochplatte am E-Herd bei 500 – 300 kW, einer E-Lok bei 5000 – 100000 kW und die eines Kraftwerks-Generators liegt bei bis zu 100.000 kW (Leistung als Arbeit pro Zeit wurde in der Mechanik früher übrigens auch in PS gemessen: Eine Pferdestärke sind $75 \text{ m} \cdot \text{kg} \cdot \text{s}^{-1}$, also 1 PS ist die Fähigkeit, 75 kg Last in 1 s um 1 m anzuheben; eine geleistete Arbeit vom $1 \text{ m} \cdot \text{kg}$ entspricht $9,81 \cdot 10^7 \text{ Erg}$; $10^7 \text{ Erg} = 1 \text{ Joule}$ – eine 60-Watt-Glühlampe, die 60 min lang brennt, verbraucht also eine Arbeit von 60 Wh $= 0,06 \text{ kWh} = 22020 \text{ m} \cdot \text{kg}$, womit man 22,02 t Masse um 1 m anheben könnte!)

Der **Widerstand** R gegen den Fluss elektrischen Stromes wird in der Einheit Ohm (Symbol: Ω) gemessen: $R = U / I$ (1 Ohm = 1 Volt / Ampère), das heißt, es entsteht ein Volt Spannung, wenn in einem Leiter mit einem Ohm Widerstand ein Strom von einem Ampère fließt. Zwischen zwei Punkten eines Leiters liegt ein Ohm Widerstand vor, wenn zur Gewinnung einer Stromstärke von 1 A eine Spannung von einem Volt erzeugt bzw. angelegt werden muss (1 Ohm = 1 Volt / 1 Ampère; *Ohm'sches* Gesetz: $U = R \cdot I$, 1 Volt = 1 Ohm • Ampère).

- Die **Stromstärke** I entspricht der Ladungsmenge Q , die pro Zeit T fließt: $I = Q / T$. Sie wird in Ampère (Symbol: A) gemessen: $1 \text{ A} = 1 \text{ C/s}$.
- Die **Faraday-Konstante** ist der Quotient aus der Ladungsmenge Q und der Stoffmenge n in mol: $1 \text{ F} = Q / n = N_A \cdot e \approx 96500 \text{ C/mol}$.
- Die **elektrische Arbeit** $W_{\text{elektr.}}$ wird in Watt • Sekunde angegeben ($1 \text{ Ws} = 1 \text{ J}$), die **elektrische Leistung** $P = U \cdot I$ in Watt ($1 \text{ W} = 1 \text{ J/s}$).
- Der **Widerstand** R wird in der Einheit Ohm (Symbol: Ω) gemessen: $R = U / I$ (1 Ohm = 1 Volt / Ampère).
- Die **spezifische Leitfähigkeit** $\kappa = I / (R \cdot A)$ in $\Omega^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$ eines Materials ist der Kehrwert des **spezifischen Widerstandes** $\zeta = R \cdot (A/l)$ in $\Omega \cdot \text{cm}$, den ein Leiter dem Strom entgensetzt: $1/\zeta = \kappa$.
- Als **Äquivalentleitfähigkeit** Λ bezeichnet man den Quotienten aus der spezifischen Leitfähigkeit κ und der Konzentration c eines Elektrolyten: $\Lambda = \kappa / c$ (Einheit: $\text{cm}^2 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \Omega^{-1}$).

Elektrische Größen und Einheiten:

Größe	Einheit
Elektrisches Potenzial E (EMK, auch: U)	V (Volt)
Stromstärke I (Ladung pro Zeit)	$A = C / s$
Ladung Q (Spannung pro Stromstärke)	$C = V / A$
Widerstand R	Ω
Leitfähigkeit	$S = 1 / \Omega$
Elektr. Arbeit $W = R \cdot Q$	$J = V \cdot C$

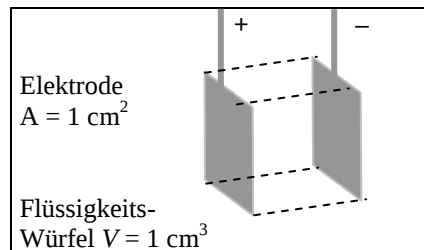


Abb. 83: Spezifischer Widerstand κ eines Flüssigkeitswürfels

7.6 Elektrochemische Spannungsreihe, Galvanische Elemente

7.6.1 Elektrochemische Stromquellen: Galvanische Elemente

Tauchen zwei verschiedene Metalle in eine Elektrolytlösung, so entsteht zwischen ihnen eine Potenzialdifferenz (eine elektrische Spannung), diese Anordnung:

Metall A / Elektrolytlösung / Metall B wird „Galvanisches Element“ genannt (Abb. 84):

- Das unedlere Metall wird durch Elektronenüberschuss zum Minuspol (höherer Lösungsdruck).
- Das edlere Metall wird zum Pluspol (Elektronenmangel).

Die Elektronen fließen bei Verbindung der Pole im galvanischen Element vom Minus- zum Pluspol. An der Anode findet stets eine Oxidation statt, an der Kathode eine Reduktion. Je stärker die verwendeten Reduktions- und Oxidationsmittel sind, desto höher wird die Spannung U (also die Potenzialdifferenz, z. T. auch immer noch als „elektromotorische Kraft“ EMK bezeichnet), die das galvanische Element liefert.

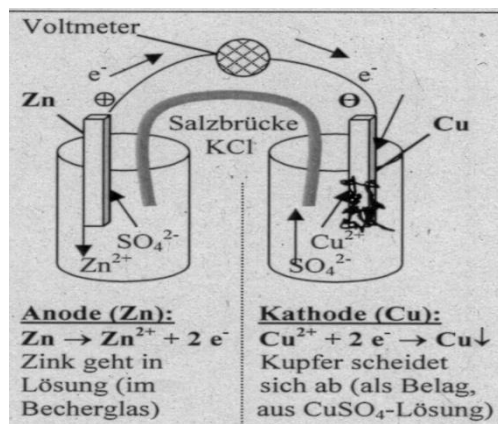


Abb. 84: Galvanisches Element

Galvanische Elemente (Akkumulatoren, Batterien) speichern elektrische Energie in chemischer Form oder wandeln chemische Energie in elektrische Energie um (elektrochemische Energiespeicher, galvanische Elemente und ihre Stoffe als Energieträger). Die folgende Tabelle zeigt einige bedeutende Beispiele:

Name	Anordnung	Entdeckung
Volta-Element	Zn / H_2SO_4 verdünnt / Cu	1793/1800, Alessandro Volta
Daniell-Element	Zn / ZnSO_4 // CuSO_4 / Cu	1836, John Frederic Daniell, ca. 1,1V
Leclanché-Element	Zn / NH_4Cl – Gel / MnO_2 / Graphit, ggf. mit KOH als Elektrolyt	Auch „Trockenelement“, Zink-Kohle-Batterie, 1,3-1,6V
Knopfzelle	Zn / KOH / Ag_2O	Auch „Zn- Ag_2O -Zelle“, 1,5-1,8V
Lithiumzelle	Li / LiClO_4 in Propylencarbonat / Ag_2CrO_4	3,2-3,3V (z.B. in Herzschrittmachern)
Brennstoffzelle	z.B. H_2 / KOH / O_2 oder auch H_2 / H_3PO_4 / O_2	Auch mit Hydrazin, Methanol und Methanal oder Wasserstoffperoxid, Salpetersäure und Halogenen

7.6.2 Redox- und Standardelektrodenpotenziale

Bei **elektrochemischen Reaktionen** wird chemische Energie in elektrische Energie umgewandelt oder elektrische in chemische. Ein entsprechendes elektrochemisches Potenzial wird gemessen mit Hilfe eines galvanischen Elementes aus zwei Halbzellen, einer Normalwasserstoffelektrode NWE und der Norm- bzw. Standardbedingungen:

- Die Spannung zwischen der Standard- bzw. Normalwasserstoffelektrode NWE (mit Platinelektrode, wasserstoffumspült, in einer Säure mit $\text{pH} = 0$) und einer weiteren Halbzelle Metall/Salzlösung unter Standardbedingungen (25°C , 1013hPa, 1 mol/L) wird als Redox- oder Standardelektrodenpotenzial bezeichnet.
- Die Stärke eines Oxidationsmittels wird also als elektrochemisches Potenzial in galvanischen Elementen im Vergleich zur Normalwasserstoffelektrode (NWE) gemessen.

Ordnet man die Metalle nach ihrem im Vergleich zur NWE gemessenen Redox-Normal-Potenzial $\Delta U^\circ_{\text{H}}$ in Volt, so ergibt sich eine „**Spannungsreihe der Metalle**“, z. B. für folgende Elemente:

K Ca Na Mg Al Mn Cr Zn Fe Co Ni Sn Pb H_2 Cu Ag Pt Au

(eine Spannungsreihe mit Angabe von Redoxpotenzialen zeigt Abb. 85).

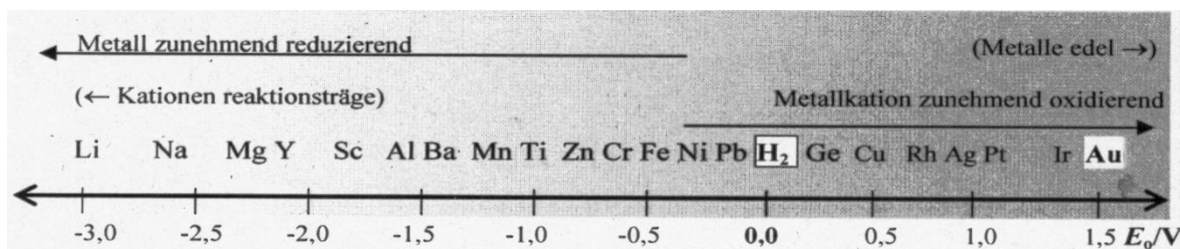


Abb. 85: Spannungsreihe der Metalle

- Jedes Metall verdrängt die in der Spannungsreihe rechts von ihm stehenden Metalle aus den Lösungen ihrer Salze (das unedlere Metall hat ein höheres Bestreben, als Kation vorzuliegen, das edlere Metall liegt vorzugsweise elementar vor).
- Jedes Metall wirkt gegenüber den rechts von ihm stehenden Kationen als Reduktionsmittel.

Alle Metalle links vom Wasserstoff verdrängen Wasserstoff aus verdünnten Säuren, wirken gegenüber Protonen als Reduktionsmittel (Angreifbarkeit durch Säuren). Metalle, die sich schwer oxidieren lassen (also eine geringe Tendenz zur Kationenbildung zeigen), bezeichnet man als edel. Edelmetall-Kationen nehmen also gerne Elektronen auf.

Das Redox-Potenzial von Lithium (System: $\text{Li}^+(\text{aq}) + e^- \rightleftharpoons \text{Li}$) als dem am wenigsten edlen Metall beträgt unter Normbedingungen zum Beispiel nur $U_0 = -3,04 \text{ V}$. Es ist also das Metall mit dem niedrigsten Standard-Elektronenpotenzial. Das Redoxpotenzial für Blei (System: $\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \rightleftharpoons \text{Pb}$) liegt bei $U_0 = -0,13 \text{ V}$ und das für $2\text{H}^+(\text{aq}) + 2e^- \rightleftharpoons \text{H}_2\uparrow$ definitionsgemäß $U_0 = \pm 0,00 \text{ V}$. Für eine Silberhalbzelle $\text{Ag}^+(\text{aq}) + e^- \rightleftharpoons \text{Ag}$ liegt es bei $U_0 = +0,80 \text{ V}$, denn Silber ist edler als Wasserstoff. Ein galvanisches Element aus Lithium und Silber würde also bei 25°C und jeweils 1 mol/L theoretisch eine Spannung von $U = -3,04 - (+0,80) = 3,84 \text{ V}$ bereitstellen.

Leiter erster Ordnung sind Metalle. Leiter zweiter Ordnung sind Elektrolyte – sie leiten den elektrischen Strom nur zusammen mit Materietransport, und sie werden dabei elektrolytisch zersetzt. Elektroden erster Art sind Metallstäbe in einer Metallsalzlösung. Eine **Elektrode zweiter Art** sind Elektroden, bei denen der Metallstab mit einer schwerlöslichen Salzschrift überzogen worden ist, deren Anion in der Elektrolytlösung enthalten ist.

Beispiel: Eine Bleiplatte wird in Schwefelsäure elektrolysiert. Sie überzieht sich mit einer schwerlöslichen Blei-II-sulfat-Schicht. Taucht man die so vorbehandelte Bleiplatte in destilliertes Wasser, so geht ein winziger Teil des Bleisulfats in Lösung und man erhält eine Elektrode zweiter Art (entsprechend den Blei-Elektroden in einer Autobatterie, vgl. Abb. 86b; mehr dazu in Kap. 7.7.2).

Mit Elektroden „zweiter Art“ lassen sich Standard-Redoxpotenziale auch anderer Reduktions- und Oxidationsmittel messen (so z. B. von Chlor/Chlorid-Halbzellen). Redox-Normal-Potentiale ΔU_0^{H} werden in Büchern und Datenbanken dann in Volt für Redoxsysteme tabelliert. Man gibt sie üblicherweise so an: „oxidierte Form + $n e^- \rightleftharpoons$ reduzierte. Form“.

Wichtig zu wissen ist hier:

- Die Anordnung *Metall A / Elektrolytlösung / Metall B* wird „**Galvanisches Element**“ genannt. Als **Zellspannung** U bezeichnet man die Spannung eines galvanischen Elementes im stromlosen Zustand.
- Die **Standardzellspannung** U^0 einer galvanischen Zelle ist gleich der Differenz zwischen dem Standardelektrodenpotenzial (Redoxpotenzial) der Katode (Pluspol) und dem der Anode (Minuspole): $U^0 = E^0(\text{Pluspol, Katode}) - E^0(\text{Minuspole, Anode})$.
- Die **Standardelektrodenpotenziale** E^0 (auch: Redoxpotenzial) beziehen sich auf galvanische Halbzellen unter Normalbedingungen ($\vartheta = +25^\circ\text{C}$, $p = 1013 \text{ hPa}$, $c = 1 \text{ mol/L}$ bzw. Aktivität $a = 1$) in Kontakt mit der Normalwasserstoffelektrode.
- Die Anordnung der Metalle nach ihrem so gemessenen **Redoxpotenzial** wird als **elektrochemische Spannungsreihe** bezeichnet.
- Redoxpaare mit niedrigem Redoxpotenzial reagieren vorrangig unter Elektronenabgabe (Oxidation, gute Reduktionsmittel). Redoxpaare mit hohem Redoxpotenzial reagieren vorrangig unter Elektronenaufnahme (Reduktion, gute Oxidationsmittel).

7.6.3 Warum Batterien und Akkus elektrischen Strom liefern – die Anfänge

Der italienische Arzt *Luigi Galvani* entdeckte vor über 300 Jahren, dass der Schenkel eines toten Frosches zuckt, wenn man ihn beim Sezieren mit zwei Metallspitzen unterschiedlicher Metalle berührt. Das führte zu der Erkenntnis, dass Systeme aus zwei unterschiedlichen Metallen in einer elektrisch leitfähigen Flüssigkeit eine elektrische Spannung aufbauen. Diese Systeme nennt man seitdem „*Galvanischen Elemente*“ (s.o., Kap. 7.6.1). Der Physiker *Alessandro Volta* untersuchte solche Systeme. Er entdeckte dabei, wie man die sich aufbauende elektrische Spannung nutzt und erfand um 1800 **die erste elektrische Batterie**. Seine „**Volta'schen Säulen**“ waren in Schwefelsäure getauchte Zink- und Kupferplatten. Sie lieferten einige Volt Spannung.

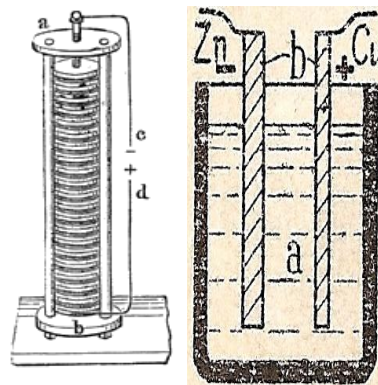


Abb. 86: Zwei Darstellungen der Volta'schen Säule – die erste elektrische Batterie (beide Abb. gemeinfrei)

Der Physiker *Walter Hermann Nernst* untersuchte solche elektrochemischen Elemente weiter. Er fand um 1888 heraus, dass in einem **Daniell-Element** ein elektrischer Lösungsdruck herrscht, der mit der Elektrolytkonzentration zusammenhängt. Die unedle Elektrode, im Daniell-Element ein Zinkstab, setzt positive geladene Zinkionen Zn^{2+} frei, wodurch sich diese Elektrode negativ auflädt. An der edleren Elektrode, dem Kupferstab, ist der Lösungsdruck sehr klein. Deshalb scheiden sich hier positive Kupferionen Cu^{2+} als Kupfer ab und die Elektrode lädt sich positiv auf. Wenn die Elektroden dieses *Daniell-Elements* $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}/\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ metallisch verbunden werden, erfolgt ein Ladungsausgleich, es fließt also ein Strom („**Kurzschluss**“). Wenn in ein Becherglas mit verdünnter Schwefelsäure ein Zink- und ein Kupferstab getaucht werden, dann entsteht am Zinkstab Wasserstoffgas (Oxidation von Zink zum Zinksalz, Reduktion der Säure-Protonen zum Wasserstoff). Das Kupfer ist zu edel – hier entsteht kein Gas. Wenn sich die beiden Stäbe im Becherglas jedoch berühren, dann entwickelt sich das Wasserstoffgas am Kupferblech. Dennoch reagiert das Zinkblech und löst sich in der Säure auf. Der Grund dafür ist, dass die vom Zink bei dessen Oxidation abgegebenen Elektronen zum edleren, elektrisch positiv geladenen Kupfer bewegen. An dessen Oberfläche reagieren sie dann mit den Protonen der Säure zum Wasserstoffgas. **Oxidation und Reduktion** laufen nun **räumlich getrennt** ab.

Nernst entdeckte, dass Galvanische Zellen elektrochemische Potenziale auch dann aufbauen können, wenn die Metallelektroden und ihre Elektrolytlösungen identisch sind und sich voneinander nur durch die Elektrolyt-Konzentration unterscheiden. In diesem Fall ist das System nämlich bestrebt, den **Konzentrationsunterschied** dadurch auszugleichen, dass sich in der Halbzelle mit höherer Elektrolyt-Konzentration Metall auf der Elektrode abscheidet, während in der Halbzelle niedrigerer Konzentration Elektrodenmaterial in Lösung geht. Jedes **Elektrodenpotenzial** E in einer Batterie besteht also aus dem **Standardelektrodenpotenzialen** E° und einem konzentrationsabhängigen Anteil. Das lässt sich nach der von ihm entdeckten Gleichung berechnen. Sie gilt nicht nur für galvanische Zellen, sondern für alle Redoxreaktionen in der Chemie (Unterrichtsinhalt ab Kl. 11).

Die **Nernst'sche Gleichung** gibt an, wie Elektrodenpotenziale E aus Standardelektrodenpotenzialen E° und der Elektrolytkonzentration $c(\text{Me}^{z+})$ berechnet werden kann:

$$E = E^\circ + \frac{[R \cdot T]}{z \cdot F} \cdot \ln c(\text{Me}^{z+})$$

und bei +25°C:

$$E = E^\circ + \frac{(0,059\text{V})}{z} \cdot \lg c(\text{Me}^{z+})$$

auch formuliert als:

$$U(\text{Me}/\text{Me}^{z+} c = x \text{ mol/L})$$

$$= U^\circ (\text{Me}/\text{Me}^{z+} c = 1 \text{ mol/L}) + 0,059\text{V} / z \cdot \lg c(\text{Me}^{z+}).$$

Die üblichen Symbole sind hier:

U° = Standardpotenzial zur NWE (auch: E°)

Ox = oxidierte Form

Red = reduzierte Form

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

T = Temperatur (in Kelvin)

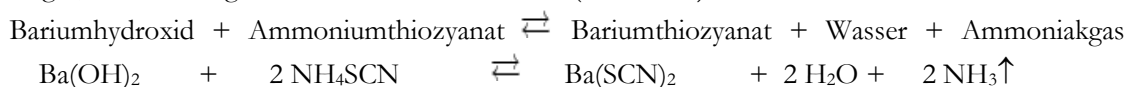
z = Anzahl ausgetauschter Elektronen pro Formelumsatz (auch: n)

F = Faraday-Konstante 96500 C/mol (Es gilt: $\Delta_R G = -U \cdot z \cdot F$)

$\ln$ = natürlicher Logarithmus ($\ln x = 2,303 \lg x$)

Warum ist ein reagierendes System bestrebt, den **Konzentrationsunterschied** zwischen den Halbzellen **auszugleichen**? Die Antwort auf diese Frage liegt in der **Triebkraft chemischer Reaktionen** überhaupt. Der Grund, warum ein „System“ chemisch reagiert, ist nicht die mögliche Abgabe von Energie, denn es gibt Reaktionen, die spontan ablaufen, ohne dass Wärmeenergie nach außen abgegeben wird.

Wenn zum Beispiel die beiden Feststoffe Bariumhydroxid $\text{Ba}(\text{OH})_2$ und Ammoniumthiozyanat NH_4SCN bei Raumtemperatur in einem Reagenzglas mit einem Thermometer verrührt werden, dann wird die Mischung spontan kalt („endotherme Reaktion“) und die Thermometeranzeige sinkt rapide (oft sogar auf Celsiusgrade unter Null!). Die Masse wird breiig, weil Wasser freigesetzt wird. Zusätzlich entsteht sogar Ammoniakgas, das sich im ganzen Raum verbreiten kann (**Diffusion**):



Die Triebkraft einer solchen Reaktion liegt in dem Bestreben der Teilchen, sich vom zuvor in einem Raumteil (Kristall, Reagenzglas) konzentrierten, **geordneten** Zustand möglichst überall hin auszubreiten – **Konzentrationsunterschiede** werden ausgeglichen, ebenso wie z.B. in einem Galvanischen Element mit unterschiedlichen Konzentrationen gleichartiger Elektrolyte. Das System strebt gewissermaßen einen **ungeordneten Zustand** an (Konzentration überall gleich). Diese Größe „Unordnung“, die jedes System anstrebt, wird als **Entropie** bezeichnet (Symbol: S).

Bei einer endothermen Reaktion (siehe oben) nimmt das System Wärmeenergie auf und gibt Entropie (Unordnung, z.B. Gasteilchen) an die Umgebung ab. Interessant jedoch ist, dass diese Größe bei exothermen Reaktionen ebenfalls zunimmt und an die Umgebung abgegeben wird, so z. B. beim Löschen von Kalk. Beim Löschen von Kalk nimmt die Teilchenzahl nicht zu – die Zunahme der Entropie ist also nicht abhängig von einer Zu- oder Abnahme der Teilchenzahl.

Die Entropie eines Systems nimmt aber auch dann zu, wenn seine Struktur durch chemische Reaktionen in Richtung auf eine größere Unordnung geändert wird. Endotherme Vorgänge wie das Lösen von Salmiaksalz-Kristallen $\text{NH}_4\text{Cl}_{(s)}$ in Wasser laufen also wohl deshalb spontan ab, weil der sich anschließend einstellende Zustand der weniger Geordnete ist: In der wässrigen Ammoniumchloridlösung liegen Zustände höherer Entropie vor als im jeweiligen Reinstoff.

Zusatzinfo: Entropie ist eine grundlegende, physikalische Größe. Sie wird in **Joule pro Kelvin J/K** angegeben. Alle in einem System spontan ablaufenden Prozesse bewirken eine Zunahme seiner Entropie, ebenso die Zufuhr von Wärme oder Materie. Solche Vorgänge sind z. B. Vermischung (Diffusions- und Lösevorgänge) und chemische Reaktionen. Abnehmen kann die Entropie eines Systems nur durch Abgabe von Wärme oder Materie. In einem System, bei dem es keinen Energie- oder Materieaustausch mit der Umgebung gibt, kann die Entropie nicht abnehmen, sondern im Laufe der Zeit nur zunehmen.

Vorgänge, bei denen die Entropie in einem System zunimmt, können nur rückgängig gemacht werden, wenn ein anderes System die Entropie aufnimmt. Sie sind **irreversibel (unumkehrbar)**.

In einem System z.B. aus einem kalten und einem heißen Körper in einer Isolierbox, d. h. in einem praktisch abgeschlossenen System, setzt daher ein Wärmetransport ein und der Temperaturunterschied verschwindet. Beide Körper haben nach einer gewissen Zeit gleiche Temperatur (= Zustand größter Entropie / Unordnung). Ein „idealer“, jederzeit umkehrbarer Prozess ohne Reibungsverluste ist **reversibel (umkehrbar)**. Oft bleibt die Entropie während eines solchen Prozesses unverändert, $\Delta S = 0$

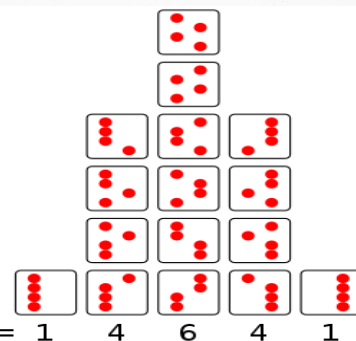
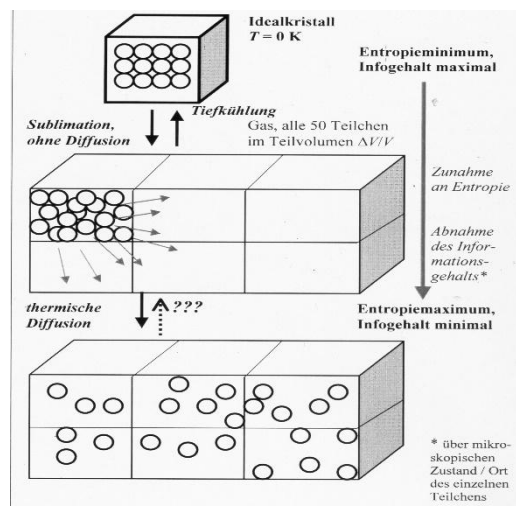


Abb. 86a: Das Bild oben zeigt im Teilchenmodell die **spontane Ausbreitung von Gasteilchen** in sechs Raumteilen, die beim „Idealkristall“ im gefrorenen Gas mit zunehmender Erwärmung und Bewegung der Moleküle einsetzt – bis hin zur maximalen Unordnung bzw. Entropie (Sublimation und Diffusion zum **Ausgleich von Konzentrationsunterschieden**). Das Bild darunter stellt vereinfacht die Zustände eines Systems dar, bei dem vier Atome jeweils entweder auf der rechten oder der linken Seite eines Behälters sein können. Die Spalten sind nach der Gesamtzahl der Teilchen auf der rechten bzw. linken Seite sortiert. W gibt dabei die Anzahl der Möglichkeiten in der jeweiligen Kategorie an. (Bildquelle: MikeRun / CC BY-SA (<https://creativecommons.org/licenses/by-sa/4.0>))

7.7 Swing-Batterien und andere Akkumulatoren

7.7.1 Elektrochemische Energiespeicher

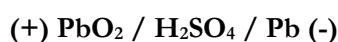
Akkumulatoren sind galvanische Elemente, in denen elektrische Arbeit gespeichert werden kann (ein reversibles Be- und Entladen ist möglich). Laden und Entladen sind dabei einander entgegengesetzte elektrochemische Vorgänge: Als „Sekundärzellen“ können Akkumulatoren durch Laden zu galvanischen Elementen werden. Die folgende Tabelle zeigt einige wichtige Akkumulatoren auf:

Akkumulator	Zusammensetzung	Reaktionen
Blei-Akku, „Autobatterie“	(-) Pb / H ₂ SO ₄ / PbO ₂ (+)	Minuspol: $\text{Pb} \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^-$ Pluspol: $\text{PbO}_2 + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$ Insg.: $\text{Pb} + \text{PbO}_2 + 2 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 2 \text{PbSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$
Nickel-Cadmium-Akku	(-) Cd / KOH / Ni(OH) ₂	Minuspol: $\text{Cd} + 2 \text{OH}^- (\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Cd(OH)}_2 (\text{aq}) + 2 \text{e}^-$ Pluspol: $2 \text{NiOOH} + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{Ni(OH)}_2 + 2 \text{OH}^- (\text{aq})$
Nickel-Eisen-Akku, Stahlsammler	(-) Fe / KOH / Ni(OH) ₂	Minuspol: $\text{Fe} + 2 \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Fe(OH)}_2 + 2 \text{e}^-$ Pluspol: $2 \text{NiOOH} + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{Ni(OH)}_2 + 2 \text{OH}^- (\text{aq})$
Natrium-Schwefel-Zelle	(-) Na / Na ⁺ (Al ₂ O ₃) / Na ₂ S _x /S+Graphit (+)	Insgesamt: $2 \text{Na} + \text{S} \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{S}$ und $2 \text{Na}_2\text{S}_3 + 2 \text{Na}^+ + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons 3 \text{Na}_2\text{S}_2$ u.ä. / + 350°C

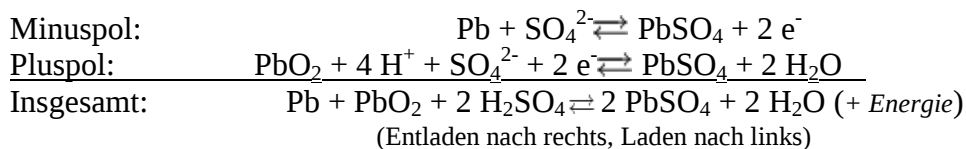
7.7.2 Altbacken: Die Autobatterie

Der Bleiakкумулятор in Kraftfahrzeugen (Autobatterie) ist ein wichtiges Beispiel für elektrochemische **Energiespeicher**. Er lässt sich herstellen, indem man Bleielektroden in Schwefelsäure elektrolysiert (Abb. 86b). Der Stromdurchgang verändert die Elektroden (chemische Polarisierung), und da dieser Vorgang reversibel ist, kann die investierte **elektrische Energie** durch Entladen des Systems wieder freigesetzt werden.

Blei überzieht sich in Schwefelsäure mit einer unlöslichen Blei-II-sulfatschicht. Beim **Ladevorgang** entsteht an der Elektrode (hier: der Kathode) durch Reduktion eine fein verteilte Bleischicht, an der Anode braunes Blei-IV-oxid (anodische Oxidation). Eine galvanische Zelle entsteht:



Beim **Entladen** durch Verbinden der beiden Elektroden über einen äußeren Schließungsdraht („Kurzschluss“) fließen Elektronen dann von der Blei- zur Blei-IV-oxid-Platte:



Der Bleiakкумулятор bildet bei Stromerzeugung Wasser sowie auf beiden Elektroden ein Bleisulfat-Niederschlag. Bei der erzwungenen Umkehrreaktion (Laden) wird am Minuspol PbSO₄ wieder zu Blei reduziert, am Pluspol entsteht PbO₂ (denn die Bleielektroden verhindern, dass hier stattdessen das H₂O zerlegt wird).

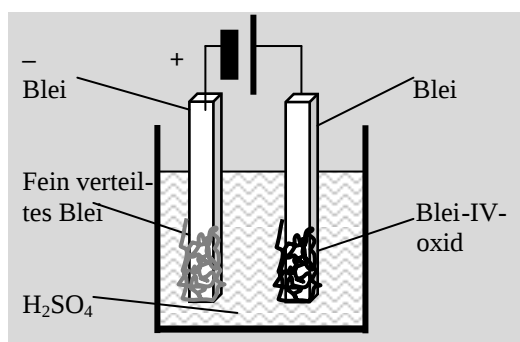


Abb. 86b: Elektrolyse von Schwefelsäure H₂SO₄ mit Bleiplatten Pb

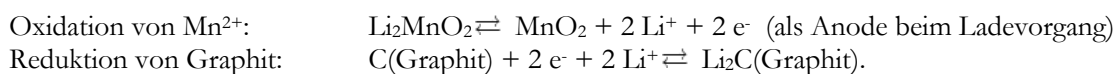
7.7.3 Modern: Die „Swing“-Batterie

Die von einem Akkumulator bereitgestellte elektrische Energie $W_{\text{elektr.}}$ bzw. Leistung wird auf die Akkumasse bezogen und als „spezifische Energie“ des Akkumulators bezeichnet (Einheit: kWh/kg). Je größer die „spezifische Energie“, desto leichter, kleiner und leistungsfähiger ist der Akku. Da Blei zu den Schwermetallen gehört ist die „spezifische Energie“ des Blei-Akkus extrem ungünstig. Neu und extrem günstig sind Lithium-Ionen-Akkumulatoren mit 120 bis 130 kWh/kg, wie sie mit Entladespannungen von vier bis fünf Volt in Handys, Laptops, Videokameras und sogar in fortschrittlichen Elektrofahrzeugen eingesetzt werden können (über etwa 1000 Be- und Entladungszyklen):

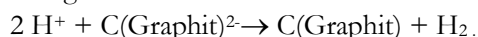
„Lithium-Ionen-Zellen“, auch als „Swing-Batterien“ bezeichnet, enthalten kein Lithiummetall. Sie werden als **Lithiumionen-Akkus** bezeichnet, da hier Li^+ -Ionen den positiven Ladungsausgleich besorgen. Die Elektroden bestehen zum Einen aus Lithiumverbindungen mit zweiwertigen Schwermetallkationen wie Li_2MnO_2 , LiFePO_4 und Li_2CoO_2 , zum Anderen aus Graphit. Das Element

Li_2MnO_2 / Li^+ (in organischem Lösemittel) / C(Graphit)

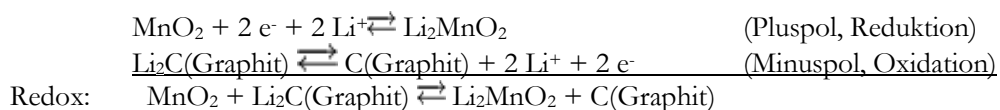
wird an der Lithiumsalz-Elektrode im entladenen Zustand mit dem Pluspol des Ladegeräts verbunden, so dass das Schwermetall am Lithiumsalz oxidiert wird, während Graphit Lithiumionen in das Graphitgitter einbaut („Interkalationsverbindung“, wie z.B. Einlagerungscarbide beim Stahl). Beim Mischoxid Lithiummanganat-II wären diese Vorgänge also z. B.:



Die Li^+ -Ionen wandern beim Laden vom Plus- zum Minuspol. Das geschieht in Verbindung mit unpolaren, komplexen Anionen (z. B. ClO_4^- , BF_4^- , PF_6^-) und in einem organischen, aprotischen Lösemittel wie z. B. 4-Methyl-1,3-dioxolan-2-on (Propylencarbonat) oder 1,3-Dioxolan-2-on (Ethylencarbonat), denn Protonen eines protischen Lösemittels könnten mit negativ aufgeladenem Graphit zu Graphit und Wasserstoff reagieren:



Beim Entladen ist die Lithiumsalz-Elektrode nun Kathode, die Lithiumion „schwingen“ zurück (daher der Ausdruck „swing-Batterie“) und das Schwermetallsalz wird nun wieder zur zweiwertigen Form reduziert:



Lithiumionen-Akkus dürfen, auch wenn sie kein Lithiummetall enthalten, nicht beschädigt und erhitzt oder gar ins Feuer gegeben werden: Bei Zutritt von Sauerstoff entzündeten sich die organischen Lösemittel (Masseanteile bis zu 70 %, je nach Akku-Typ!). Daher wird nach polymeren Ersatzstoffen gesucht, die Li^+ -Ionen leiten könnten.

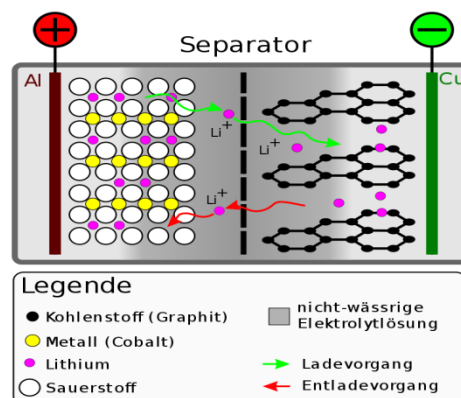


Abb. 86c: Lithium-Ionen-Akku (Bildquelle: Von Cepheiden - Eigenes Werk, CC BY-SA 2.0 de, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=7577401>)

7.8 Rostbildung und Korrosion – Strom auf Abwegen

Elektrochemische **Korrosion** tritt auf, wenn sich galvanische Elemente bilden (Elektrolytlösung gelangt an die Kontaktstelle zwischen zwei verschiedenen Metallen, mikroskopisch klein oder in größeren Werkstücken). Sie bewirkt eine messbare Veränderung des metallischen Werkstoffs, beeinträchtigt die Funktion von Bauteilen und Systemen und zerstört das weniger edle Metall oxidativ (DIN EN ISO 8044), indem Sauerstoffkorrosion, Säurekorrosion (Wasserstoffkorrosion, Oxidationsmittel H^+), Glaskorrosion, Wasserstoffversprödung oder auch bakteriell-anaerobe Korrosion fortschreiten, bis dass das unedle Metall vollständig oxidiert worden ist. Die Korrosionsprodukte sind Eisenoxide („Rost“), Kupferpatina, Zinkoxid („Weißrost“) und Aluminiumoxid (z. B. beim Eloxieren und Passivieren des Metalles).

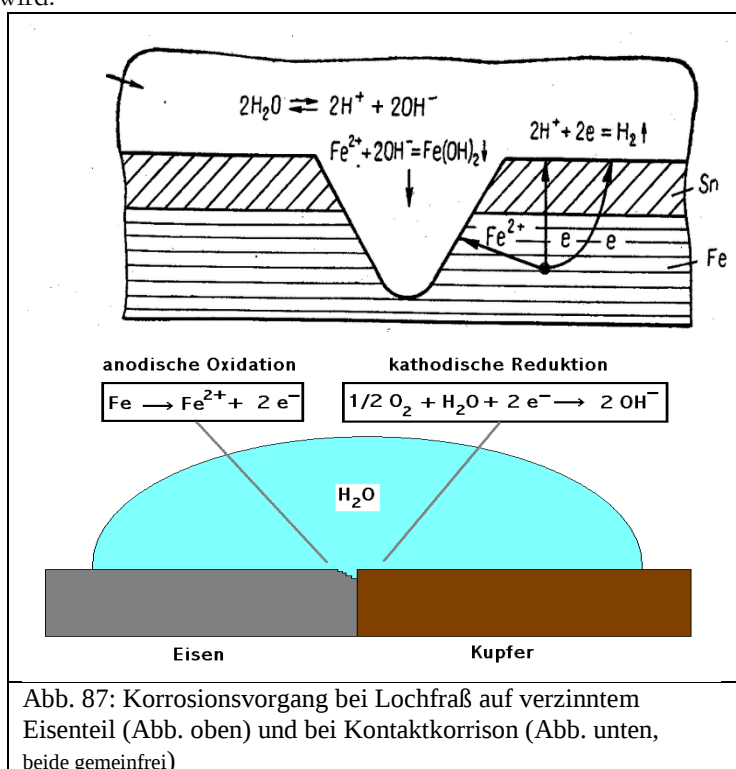
Korrosion kann verhindert werden, indem:

- nur gleiche Metalle miteinander verbunden werden,
- Elektrolytlösungen von der Kontaktstelle zweier unterschiedlicher Metalle ferngehalten werden (Lackierung, metallische Überzüge),
- Opferanoden zugeschaltet werden (um das unedlere Metall durch ein noch weniger edles Metall zu schützen) oder Fremdstrom angelegt wird.

Kontaktkorrosion tritt auf, wenn sich zwei Werkstücke aus unterschiedlichen Metallen berühren: Das weniger edle Metall wird oxidativ zerstört.

Interkristalline Korrosion läuft auf mikroskopischer Ebene ab: Hier bestehen Lokalelemente unterschiedlichen Potentials (z. B. Körnchen von Zementit Fe_3C in Ferrit Fe, die sich positiv aufladen), so dass sich der unedlere Bestandteil auflöst.

Kontaktkorrosion kann auch ohne erkennbare Elektrolytschicht ablaufen, da z. B. eine genügend hohe Luftfeuchtigkeit (mindestens 65%) dünne Flüssigkeitsfilme auf Stoffen bilden und so als Elektrolyt wirken können. Das Überziehen mit Schutzschichten aus weniger edlem Metall (z. B. Zink) oder das Anbringen von Opferanoden (z. B. aus Magnesium) kann einen kathodischen Korrosionsschutz des Werkstückes gegen die interkristalline Korrosion darstellen.



Hinweis: Die Artikel <https://de.wikipedia.org/wiki/Korrosion> und <http://de.wikipedia.org/wiki/Rost> geben einen Überblick über die Reaktionen, die bei der Korrosion von Eisen ablaufen, über verschiedene Arten von und Schutzmöglichkeiten gegen die Korrosion.

Teste Dein Wissen:

Üb(erleg)ungsaufgabe: Lokalelemente und Korrosion:

Geben Sie die Redoxreaktionen und – mit Hilfe eines Tabellenbuches – die jeweiligen Redoxpotenziale an für: a) die Korrosion von Eisen durch Sauerstoff, b) die Korrosion von Weißblech, c) ein Eisen-Kupfer-Lokalelement, d) den Korrosionsschutz bei Zinkblech.

((Lösungen zum Ankreuztest S.129: 1b,2a,3b,4d,5d,6c,7a,8c,9d,10c,11c,12a,13d,14c, 15: ungepaarte e^- , ähnl. Li, Na, K / Red.-Mitel: Mg, Al, CH_4 , H_2S , Na_2SO_3 , $FeSO_4$ u.a.))

7.9 Zusammenfassung und Üb(er)legungsaufgaben: Redoxreaktionen

1) Wiederholung und Zusammenfassung:

Die **Umwandlung von chemischer in elektrische Energie** bildet die Grundlage für die Funktion mobiler **Energiespeicher**. In ihnen laufen **Elektronenübertragungsreaktionen** ab. Teilweise lassen sich die chemischen Reaktionen durch erzwungene Elektronenübertragungen bei Ladevorgängen wieder umkehren. Für moderne Kommunikations- und Unterhaltungsgeräte sowie Fahrzeuge werden zunehmend Batterien bzw. **Akkumulatoren** als Energiequellen eingesetzt, aber auch neue Energiespeicher und **Brennstoffzellen** weiterentwickelt. Erzwungene Elektronenübertragungen werden auch für die Veredlung von Metalloberflächen genutzt („Galvanisieren“).

Eine wichtige Art chemischer Reaktionen basiert auf der Übertragung von Elektronen. Die Umwandlung von chemischer in elektrische Energie und umgekehrt ermöglicht die Nutzung von Elektronenübertragungsreaktionen beispielsweise in Form von Batterien und Akkumulatoren:

Merksätze zum Thema:

1. Die **Abgabe von Elektronen** nennt man **Oxidation** (ox, auch der umgekehrte Vorgang ist u.U. möglich, Symbol dann: $\rightleftharpoons$).
2. Die **Aufnahme von Elektronen** nennt man **Reduktion** (red, Umkehrvorgang zur Oxidation,).
3. Bei Redoxreaktionen (red/ox) werden Elektronen e⁻ ausgetauscht.
4. **Oxidationsmittel** nehmen vom Partner e⁻ auf, sie **oxidieren** ihn.
Gute Oxidationsmittel sind die Elemente im PSE rechts oben, Edelmetall-Kationen und Elemente mit hohen Oxidationszahlen. Beispiele:
F₂, O₂, Cl₂, NO₃⁻, SO₄²⁻, H₂O₂ (Peroxid mit O⁻¹), Ag⁺, Cu²⁺, Mn⁴⁺ (in KMnO₄), Cr⁶⁺ (in CrO₄²⁻ und Cr₂O₇²⁻), Pb⁴⁺ (in PbO₂), gelegentlich auch H⁺.
5. **Reduktionsmittel** geben dem Partner e⁻ ab, sie **reduzieren** ihn (und seine Ladungs-/Oxidationszahl!), werden also selber oxidiert. Gute Reduktionsmittel sind die Elemente im PSE links und Elemente mit ungewöhnlich niedrigen Oxidationszahlen. Beispiele:
H⁻ (z.B. in LiH, NaH), H⁰ (atomar), Alkali- und Erdalkalimetalle, Al⁰, Zn⁰, Fe⁰ (und weitere unedle Metalle), Fe²⁺, H₂, CH₄, H₂S, H₂SO₃, CO, C, HNO₂
6. **Reaktionsgleichungen** für (kompliziertere) Redoxreaktionen erstellt man über die **Teilgleichungen**.
7. Kationen edlerer Metalle reagieren mit unedleren Metallen zum edleren Metall und zum Kation unedlerer Metalle (**Spannungsreihe der Metalle**).
Beispiel: $\text{Mg} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu} \downarrow + \text{MgSO}_4$
8. Ein **galvanisches Element** ist eine Anordnung aus zwei Elektroden unterschiedlicher Metalle in einem Elektrolyten, die eine elektrische Spannung aufbaut.
9. Das elektrochemisch messbare **Redoxpotenzial** in Volt V gibt Auskunft darüber, wie stark ein Oxidationsmittel ist. Es wird in galvanischen Elementen gegen die Normalwasserstoffelektrode NWE gemessen: $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2$ mit $E_{\text{NWE}} = 0,00\text{ V}$.
10. Das **Redoxpotential der Halbzelle** eines galvanischen Elementes gibt an, wie groß das Bestreben einer Halbzelle ist, Elektronen aufzunehmen oder abzugeben (im Vgl. zur „Normal“-Halbzelle Wasserstoff/Säure; elektrochemische Energie)
11. Die **Elektromotorische Kraft** (EMK) ist die Fähigkeit eines Systems (einer Halbzelle eines galvanischen Elementes), durch Elektronenfluss (Abgabe von elektr. Energie) Arbeit zu leisten.
12. Die **Normalwasserstoffelektrode** (NWE) ist eine Wasserstoff/Säure-Halbzelle unter Normalbedingungen (p=1013 hPa, T= 293 K, c= 1 mol/L).
13. Eine **Elektrolyse** ist eine (von außen mit Hilfe von Strom) erzwungene Redoxreaktion (z.B. Zerlegung einer Substanz mit Hilfe von Gleichstrom)

2) Üb(er)legungsaufgaben zu Redoxreaktionen (Ankreuztest)

Auswahl-Aufgaben:

(Richtige Lösung bitte rechts ankreuzen →)

Nr.	a	b	c	d	e
1					
2					
3					
4					
5					
6					
7					
8					
9					
10					
11					
12					
13					
14					
15	-	-	-	-	-

- 1) Welche der folgenden Reaktionen dient als Nachweis für NH_4^+ -Ionen?
a) Oxidationsschmelze, b) Kreuzprobe, c) Flammprobe, d) Amalgamprobe, e) Keine
 - 2) Wie ändert sich der pH-Wert einer Lauge mit $\text{pH} = 12$ bei Verdünnung um 1 : 100?
a) Er wird zwei Stufen größer, b) Er wird 100 Stufen kleiner, c) Er wird 1 Stufe kleiner, d) Er wird zwei Stufen kleiner, e) Er wird 10 Stufen größer
 - 3) Welcher der folgenden Stoffe ist basisch?
a) KMnO_4 , b) NH_3 , c) NH_4Cl , d) CH_3COOH , e) $\text{CH}_3\text{COONH}_4$
 - 4) Welche der folgenden Substanzen kann Kupfer am Besten oxidieren?
a) Natronlauge, b) Kohlensäure, c) Wasserstoffgas, d) Chlorgas, e) Magnesiumpulver
 - 5) Welches der folgenden Ionen wird nicht über eine Säure-Base-Reaktion nachgewiesen? a) Azetat, b) Sulfid, c) Carbonat, d) Chlorid, e) Ammoniumkation
 - 6) Welche Wertigkeit (Oxidationszahl) hat Schwefel in Schwefelsäure (H_2SO_4)?
a) +V, b) +IV, c) +VI, d) -II, e) null, f) +I
 - 7) Welche der folgenden Reaktionen dient dem Nachweis von Chrom-III-ionen?
a) Oxidationsschmelze, b) Kreuzprobe, c) Flammprobe, d) Amalgamprobe, e) Keine
 - 8) Welcher der folgenden Stoffe reagiert sauer?
a) KMnO_4 , b) NH_3 , c) NH_4Cl , d) CH_3COONa , e) $\text{CH}_3\text{COONH}_4$
 - 9) Welches der folgenden Salze reagiert am stärksten basisch?
a) KMnO_4 , b) Na_2SO_4 , c) NH_4Cl , d) CH_3COONa , e) $\text{CH}_3\text{COONH}_4$
 - 10) Welche Wertigkeit (Oxidationszahl) hat Chrom in Kaliumdichromat ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$)?
a) +V, b) +IV, c) +VI, d) -II, e) null, f) +I
 - 11) Was ändert sich an der Oxidationszahl, wenn ein Element oxidiert wird?
a) Sie wird kleiner, b) Sie geht auf Null, c) sie wird größer, d) Sie wird halbiert, e) Nichts
 - 12) Warum ist Silbernitratlösung ein gutes Oxidationsmittel?
a) Sie enthält Edelmetallkationen, b) sie enthält Stickstoffanionen, c) sie enthält Edelmetallanionen, d) sie enthält Nitratkationen, e) sie reagiert stark sauer.
 - 13) Warum ist Kaliumpermanganat (KMnO_4) ein starkes Oxidationsmittel? a) Weil es ein Farbstoff ist, b) es wirkt stark reduzierend, c) es enthält zwei O_2 -Moleküle, d) Es enthält Mangan mit der Oxidationszahl +VII, e) Es enthält Sauerstoffanionen,
 - 14) Welches der folgenden Reduktionsmittel ist das stärkste?
a) Stickstoff, b) Atomares Chlorgas, c) Atomarer Wasserstoff, d) Bleipulver, e) Fixiersalz ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$)
 - 15) Begründen Sie kurz Ihre Antwort zu Nr. 14 und nennen Sie ergänzend weitere Reduktionsmittel: zwei elementare und zwei molekulare oder ionische Stoffe.
- 16) Erstellen Sie die Reaktionsschemen für folgende Vorgänge:
a) Aluminium wird in Salzsäure gelöst
b) Blei-II-oxid reagiert mit Aluminiumpulver
c) Kaliumchromat reagiert mit konz. Salzsäure (u. a. zu Cr^{3+} -Ionen)
- 17) Nennen Sie je zwei Reduktionsmittel und vier Oxidationsmittel.
- 18) Ordnen Sie die von Ihnen aufgeführten Oxidationsmittel in der Reihenfolge Ihres Oxidationsvermögens, beginnend mit dem stärksten Oxidationsmittel ($\text{A} > \text{B} > \text{C} > \text{D}$)
- 19) Für Fortgeschrittene: Erstellen Sie folgende Reaktionsgleichungen für Redoxreaktionen (jeweils Elektronenbilanz, Teilschritte Red/Ox und Gesamtschema):
a) Fe^{2+} -Ionen in schwefelsaurer Permanganatlösung (MnO_4^-), Produkte u.a.: Mn^{2+} , Fe^{3+} ,
b) Wasserstoffperoxid (H_2O_2) mit Fe^{2+} -Ionen, Produkte: H_2O und O_2 ,
c) H_2S -Gas in konz. Salpetersäure, Produkte u.a.: NO und S , d) Lithium in Wasser.
- 20) Welche Reaktionsmöglichkeiten gibt es, wenn Magnesiumband in Bromwasser gegeben wird?
(Hinweis: Mögliche Versuchsbeobachtungen sind Entfärbung, Gasbildung und Auflösung des Magnesiumbandes)

7.10 Chemische Versuche zu Redoxreaktionen

V23: Elektronenabgabe von Kohlenstoff und Zink an Kupfer(II)-ionen

Durchführung:

- Erhitzen Sie im Reagenzglas ein gut gemörseres Gemisch aus zwei Spatel Kupfer(II)-oxid-Pulver zusammen mit zwei Spateln Holzkohlepulver bis zur Glut.
- Wiederholen Sie den Versuch mit Zink an Stelle von Kohlepulver.

V24: Redox-Vorgänge in Gasphasen: Reduktion von Kohlendioxid mit Magnesium und Komproportionierung in wässrigen Gas-Lösungen

- Versehen Sie ein großes Reagenzglas oder einen Erlenmeyerkolben, in dem sich mehrere Spatel Sodapulver befinden, mit zweifach durchbohrtem Gummistopfen. In die eine Öffnung stecken Sie ein Glasrohr, so dass Sie das hier entstehende Gas durch Rohr und Gummischlauch in einen Standzylinder leiten können. In die zweite Öffnung stecken Sie eine mit Salzsäure gefüllte Pipette. Leiten Sie das entstehende Gas einen den Standzylinder: Starten Sie die Reaktion, indem Sie die Säure aus der Pipette auf das Soda drücken.
- Leiten Sie eine größere Menge CO₂-Gas in den Standzylinder (Vorgang ggf. wiederholen!) und verschließen Sie ihn mit einem Uhrglas oder einer Petrischale. Legen Sie ein ca. 10 cm langes Stück Mg-Band bereit, eine Tiegelszange und einen Bunsenbrenner. Stellen Sie den Brenner an (nichtleuchtende Flamme). Entzünden Sie nun in der Brennerflamme das Magnesiumband (Tiegelszange!), und bringen Sie das brennende Mg-Band rasch in die CO₂-Atmosphäre.
- Untersuchen und vergleichen Sie die Reaktionsprodukte, indem Sie versuchen, beide Bestandteile in etwas verdünnter Salzsäure aufzulösen.

V25: Elektronenübertragungen zwischen weiteren Metallen und Kationen

Untersuchen Sie in kleinen Reagenzglasversuchen das Verhalten von etwas metallischem ...

- Kupferblech in verdünnter Lösung von Eisen(III)-sulfat,
- Eisenwolfe oder -nagel in verdünnter Lösung von Kupfersulfat,
- Zinkblech oder -granalien in verdünnter Lösung von Blei(II)-acetat und von
- Magnesiumband in verdünnter Lösung von Blei(II)-acetat.
- Wiederholen Sie Schritt b) mit Magnesiumband statt Eisen.

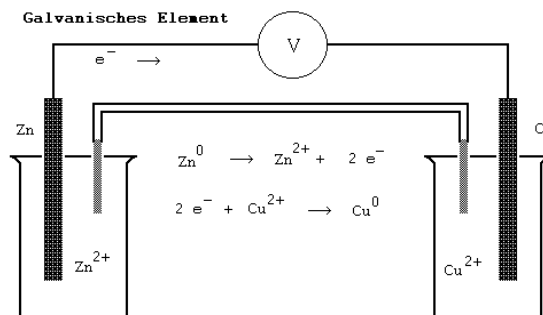
Hinweis: Metallisches Blei reagiert weder mit Eisen(III)-sulfat- noch mit Zinksulfatlösung. Mit Kupfer(II)-nitratlösung reagiert es unter Bildung eines braunen Belages auf dem sich langsam auflösenden Blei. Kupfer hingegen reagiert auch nicht mit Bleisalzlösungen. Lediglich in AgNO₃-Lösung entsteht ein schwarzauer Belag auf dem Kupfer, während sich die AgNO₃-Lösung selbst langsam blau färbt.

Auswertung: Versuchen Sie, die verwendeten und genannten Metallkationen der Reihe nach in steigendem Bestreben, in den metallischen Zustand überzugehen, anzuordnen (Hilfestellung auf der folgenden Seite unten)

V26: Räumliche Trennung von Elektronen-abgabe und -aufnahme

Übergießen Sie in einem kleinen Becherglas ein Stück Stangen-zink mit verd. Schwefelsäure. Die Wasserstoffentwicklung ist relativ gering. Berühren Sie die Zinkstange nun mit einem Kupferblech und beobachten Sie.

Hinweis zur Auswertung V. 43: Informieren Sie sich darüber, was ein Galvanisches Element ist, und beschreiben Sie, welche Teilreaktion hier wo stattfindet (an der Oberfläche des Kupferbleches und der des Zinkbleches). Wodurch unterscheidet sich Ihre Versuchsanordnung von der im Bild rechts gezeigten? (Das eingekreiste V symbolisiert hier ein Voltmeter zur Messung der elektrischen Spannung, der Minuspol entsteht am Kupferblech)



Auswertungshilfen zu V. 25:

Methode: Vergleich des Reduktionsvermögens von Metallen wie Cu, Fe, Al und von Wasserstoffgas H₂:

durchbohrte Stopfen Rückschlagschutz H₂ Verbrennungsrohr CuO Bunsenbrenner Glasrohr	1) H₂ reduziert CuO zu Kupfer: $\overset{+II}{\text{CuO}} + \overset{\pm 0}{\text{H}_2} \rightarrow \overset{\pm 0}{\text{Cu}} + \overset{+II}{\text{H}_2\text{O}}$ Reduktion (grün markiert) Oxidation (rot markiert) Kupfer ist edel (schwer oxidierbar), Säuren bzw. H⁺-Ionen greifen es nicht an
Blumentopf mit: Fe₂O₃ und Al Sandwanne	2) Auch Fe reduziert CuO wie auch Kupfersulfatlösung CuSO₄ – also ist Eisen weniger edel als Kupfer, sein Reduktionsvermögen ist größer als das von Kupfer: $3\text{CuO} + 2\text{Fe} \rightleftharpoons 3\text{Cu} + \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{E}$ Reduktion (grün markiert) Oxidation (rot markiert) Links: Das Reduktionsvermögen von Al ist noch größer als das von Fe. Da Al und Fe sich in Salzsäure lösen, aber Cu nicht, ergibt sich folgende „Spannungsreihe“ (Rang-ordnung nach Reduktionsvermögen): Al > Fe > H₂ > Cu
3) Al reduziert Eisenoxid, es ist also weniger edel als Eisen („Thermiaktion“): $2\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Fe}$ Reduktionsvermögen nimmt zu Reduktionsmittel: Mg, Al, Zn, Fe, Cu Oxidationsmittel: MgO, Al₂O₃, ZnO, Fe₂O₃, CuO Oxidationsvermögen nimmt zu	4) Auch Zink reduziert Kupferoxid und Kupfersalze, es ist also ebenfalls von höherem Reduktionsvermögen. (Alle Abb. gemeinfrei) $\text{CuO} + \text{Zn} \rightleftharpoons \text{Cu} + \text{ZnO} + \text{E}$ Reduktion (grün markiert) Oxidation (rot markiert)

V27: Herstellung und Reaktion von atomarem Wasserstoff

Versetzen Sie 2 ml verd. Salzsäure mit 2 mL Silbernitrat-Lösung. Es entsteht ein weißer, käsiger Niederschlag. Geben Sie nun ca. 1 ml verd. Schwefelsäure und eine Spatelspitze Zinkpulver hinzu und beobachten Sie. Nach wenigen Minuten ist die Reaktion beendet.

Hinweis: Eine Einleitung von Wasserstoffgas in eine Mischung aus NaCl- und AgNO₃-Lösung zeigt diese Reaktion nicht – der Niederschlag bleibt käsig-weiß.

V28: Reaktion von Chlorwasser mit Halogenid-Anionen

- Geben Sie in ein Reagenzglas einige mL (deutlich nach Chlor riechendes) Chlorwasser. Geben Sie in dieses Reagenzglas sodann etwa 1 mL Kaliumiodidlösung und einige Tropfen Hexan, verschließen Sie es mit einem Gummistopfen und schütteln Sie es.
- Geben Sie in ein Reagenzglas einige mL orangefarbenes Bromwasser. Geben Sie in dieses Reagenzglas sodann etwa 1 mL Kaliumiodidlösung und einige Tropfen Hexan, verschließen Sie es mit einem Gummistopfen und schütteln Sie es.
- Wiederholen Sie Schritt b) ohne Zugabe von Kaliumiodidlösung.

Auswertung: Welche Halogenide kann man mit Chlorwasser und Hexan nachweisen?

V29 (NUR ALS LEHRERVERSUCH!): Reaktion von Metallen mit Sulfat- und Nitrat-Ionen

- Erhitzen Sie unter dem **Abzug vorsichtig** ein Stückchen Kupfer im Reagenzglas mit konz. Schwefelsäure (Reagenzglasklammer! H-/P-Sätze beachten!).
- Versetzen Sie unter dem Abzug **vorsichtig** eine Spatelspitze Zinkstaub im Reagenzglas mit konz. Salpetersäure (**Vorsicht: Gefahrstoff! Sicherheitsvorschriften beachten!** Sofortige Giftgasbildung möglich! Reagenzglasständer und -klammer! H-/P-Sätze beachten!).

Auswertung: Beobachten Sie unter Beachtung der Sicherheitsmaßnahmen Farbe und Geruch. Eines der giftigen Reaktionsprodukte ist NO (farblos, giftig). Es reagiert mit Luftsauerstoff zu NO₂ (braun).

Kapitel 8: Molekülverbindungen – Stoffe als Energieträger

8.1 Stoffe als Energieträger

Stoffe tragen **Energie**: Sie können ihre chemische Energie in chemischen Reaktionen in Wärme, Licht, elektrischen Strom und mechanische Energie (Druck) umwandeln. Dieses Thema ist in der Chemie wichtig – und es setzt voraus, was in vorherigen Themengebieten in diesem Buch beschrieben wurde: Der **Zusammenhang zwischen Energie und chemischen Reaktionen** wurde bereits in Kap. 2.1.3 (Energieumwandlung bei chemischen Reaktionen), 2.6 (Aktivierungsenergie) und 7.5 bis 7.7 erklärt. Kannst Du das Wichtigste aus diesen Kapiteln wiedergeben?

Die meisten Stoffe, die als Energieträger wirken, sind **molekulare Verbindungen**. Solche Molekülverbindungen sind Verbindungen von Nichtmetallen mit anderen Nichtmetallen.

Besonders wichtig ist die Stoffgruppe der **Kohlenwasserstoff-Verbindungen**. Ihre Moleküle bestehen nur oder fast nur aus Kohlenstoff- und Wasserstoffatomen. Sie sind nicht nur wichtige **Brennstoffe** (Beispiele: Erdgas, Propangas, Erdöl, Benzin), sondern auch **Roh- und Ausgangsstoffe** für fast alle im Alltag wichtigen **Chemieprodukte** (z.B. Kunststoffe, Kunstfasern, Lacke, Lösemittel, Farben usw.). Alle Verbindungen, die sich von den Kohlenwasserstoffen ableiten, werden als „**organisch**“ bezeichnet. Fast alle chemischen Verbindungen, die man kennt, gehören zum Bereich der Organischen Chemie. Wichtige Energieträger neben Wasserstoffgas H_2 und Kohle bzw. Kohlenstoff C sind die Kohlenwasserstoffe, die zu Kohlendioxid und Wasserdampf verbrennen. Hierzu gehören z.B. Methangas CH_4 , Propangas C_3H_8 und Butangas C_4H_{10} sowie Brennsprit C_2H_5OH , auch Ethanol oder Ethylalkohol genannt).



Abb. 88: Elastische Gummibänder. Kunststoffe sind Molekül-Verbindungen. (Foto gemeinfrei).

Energieträger wie Erdöl und Erdgas, die in der Natur zur Verfügung stehen, bezeichnet man als **Primär- oder Rohenergieträger**. Die meisten dieser Stoffe sind organischen Ursprungs – sie wurden einst von Mikroorganismen erzeugt. Es gibt sie in einer kaum überschaubaren Vielfalt an Molekülen. Diese natürlichen Energieträger werden industriell aufbereitet, um **Nutzenergie** (Wärme, Bewegung, Licht) zur Verfügung zu stellen. Die Weiterverarbeitung dieser organischen Stoffe in wichtigen Zweigen der chemischen Industrie erfolgt in zahlreichen Arbeits- und Berufsfeldern. Man bemüht sich darum, alles auf die **Verwendung nachwachsender Rohstoffe** wie z.B. Pflanzenöle umzustellen, und schonend mit den knappen natürlichen Ressourcen umzugehen, indem man **Recycling** betreibt – also alte Wertstoffe wiederaufbereitet, um sie erneut verwenden zu können.



Abb. 89: Rohölförderung in Ontario (Bildquelle: https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Oil_well3419.jpg, GNU-Lizenz)

Zwei wichtige Grundsätze im Umgang mit Stoffen als Energieträgern sind zu beachten: Bei ihrer Verbrennung kann unter Umständen extrem viel Energie freigesetzt werden – sie sind daher als **Gefahrstoffe** zu betrachten (s. Abb. 90). Und bei jeder Verbrennung kohlenstoffhaltiger Verbindungen wird zwangsläufig das **Treibhausgas CO_2** freigesetzt. Das führt zur Verstärkung des Treibhauseffektes und zu einem verstärkten **Klimawandel**. Deshalb ist es für die Menschheit lebenswichtig, viele Vorgänge auf Energieträger wie klimaneutral produzierten **Wasserstoff** umzustellen, der durch Wasserzerlegung z.B. mit Hilfe von Strom aus Sonne, Wind und Gezeitenkraft produziert und über **Brennstoffzellen** genutzt wird.



Abb. 90: Propangas-Explosion 2008 in Toronto (Abb. gemeinfrei)

8.2 Molekülverbindungen

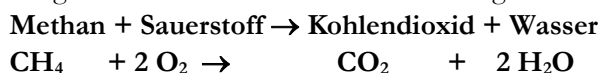
8.2.1 Molekülstruktur und Stoffeigenschaft

Molekülverbindungen sind aus **Molekülen** aufgebaut. Diese bestehen aus Verbänden von Nichtmetallatomen mit Elektronenpaarbindungen EPB. Beispiele hierzu sind Stoffe wie Kohlendioxid CO_2 , Schwefeldioxid SO_2 und Stickstoffoxide, Wasser H_2O , die Halogene und Halogenwasserstoffe und Ammoniakgas NH_3 .

Man unterscheidet **polare** und **unpolare Verbindungen**. Das unterschiedliche Bestreben von Atomen, bindende Elektronenpaare anzuziehen, nennt man einen großen Elektronegativitäts-Unterschied. Das ermöglicht Wasserlöslichkeit bzw. Mischbarkeit mit Wasser wegen einer polaren Molekülverbindung. Ein kleiner Elektronegativitäts-Unterschied und Mischbarkeit mit Öl und Fett bedeutet: unpolare Molekülverbindung. So sind z.B. Wasser H_2O und Chlorwasserstoff HCl polare Verbindungen: In ihren Molekülen sind die bindenden Elektronenpaare ungleich verteilt (Abb. 91).

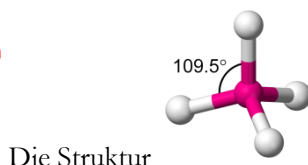
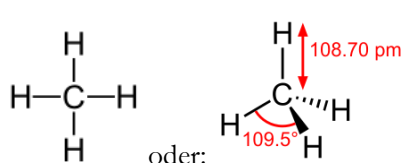
8.2.2 Die Beispiele Methan und Ethan

Methangas entsteht durch die Tätigkeit von Bakterien im Darm vieler Tiere oder auch in Sümpfen („Sumpfgas“), kommt in Kohle vor („Grubengas“) und sogar auf fremden Himmelskörpern wie z.B. dem Mond Titan, der um den Ringplaneten Saturn kreist. Das Gas ist farb- und geruchlos und es reagiert kaum mit anderen Chemikalien – außer mit Halogenen wie Chlorgas oder auch mit Sauerstoff. Methangas ist daher brennbar und im Gemisch mit Luft sogar explosiv. Bei der Verbrennung von Methan entstehen Kohlendioxidgas und Wasserdampf:



Methangas hat ein hohes Treibhauspotenzial – höher als das von Kohlendioxid. Es existiert am Meeresboden und im Permafrostboden auch als Methanhydrat – eine Eis-Methangas-Verbindung. Sollten diese Gasmengen in Folge des Klimawandels freigesetzt werden (Auftauen des Permafrostes und Abschmelzen der Polkappen), dann droht sich der Klimawandel weiter zu beschleunigen.

Das Molekül von **Methangas** CH_4 besteht aus einem Kohlenstoffatomen C und vier Wasserstoffatomen H, die um das C-Atom herum räumlich völlig gleichmäßig verteilt sind. Diese Anordnung ist nicht eben, sondern dreidimensional, so dass Winkel von $109,5^\circ$ entstehen:



entspricht dem **Tetraeder**:

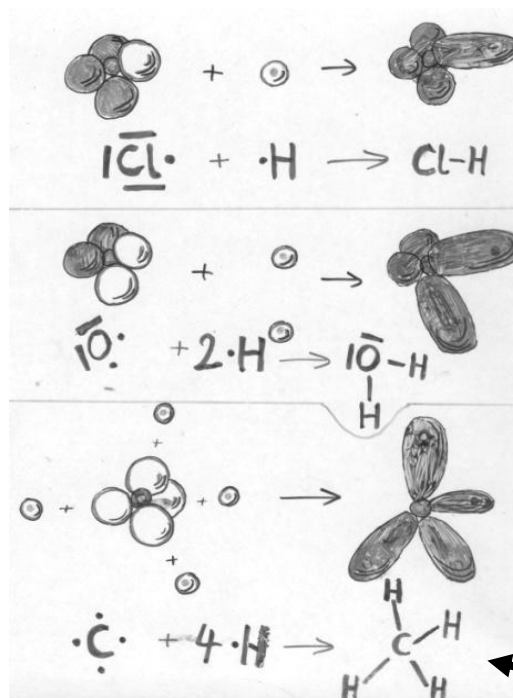
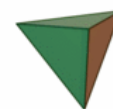


Abb. 91: Bildung der drei Moleküle Chlorwasserstoff HCl , Wasser H_2O und Methan CH_4 aus den Atomen der Elemente Kohlenstoff C, Wasserstoff H, Sauerstoff O und Chlor Cl



Abb. 92: Darmbakterien im Nutztvieh produzieren Methangas (Abb.: Kuh in Friesland, Bild gemeinfrei)

Der Elektronegativitätsunterschied der beiden Bindungspartner C und H im Methanmolekül CH_4 ist gering. Und da das Molekül CH_4 symmetrisch aufgebaut ist (Tetraederform, s.o.) und die Ladungen im Tetraeder gleichmäßig verteilt sind, ist diese Verbindung **unpolar**, ebenso wie z.B. auch ein Silanmolekül SiH_4 aus einem Silizium- und vier Wasserstoffatomen (Abb. 92):

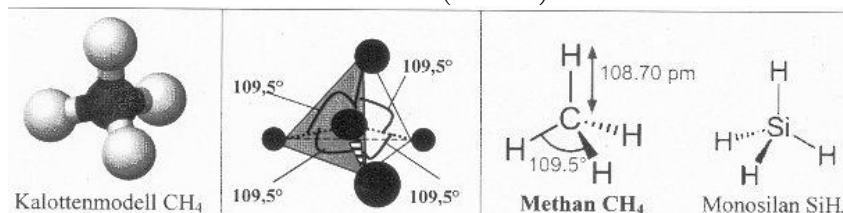
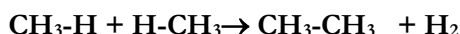


Abb. 92: Symmetrischer Aufbau des Methanmoleküls CH_4 und des Silanmoleküls SiH_4

Als völlig unpolare Molekülverbindung ist das Gas Methan daher **nicht wasserlöslich** (wohl aber in Erdöl!), hat einen recht **niedrigen Siede- und Schmelzpunkt** und kann auch den elektrischen Strom nicht leiten.

Wenn man aus einem Methanmolekül $\text{CH}_3\text{-H}$ bzw. CH_4 eines der H-Atome entfernt, dann entsteht eine Methylgruppe $\text{CH}_3\text{-}$. Diese lässt sich mit einer weiteren Methylgruppe zu einem weiteren Kohlenwasserstoff verbinden, dem **Ethangas** (Formel also $\text{CH}_3\text{-CH}_3$ oder auch C_2H_6). Dieser Vorgang geschieht z.B. auf dem oben genannten Saturnmond Titan, wenn Methangas mit kosmischer Höhenstrahlung bestrahlt wird:

Methan $\rightarrow$ Ethan + Wasserstoff



(oder einfacher: $2 \text{CH}_4 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6 + \text{H}_2$)

Auch im Ethangas können noch weitere H-Atome abgespalten und wiederum durch neue Methylgruppen ersetzt werden. Auf diese Weise entstehen immer mehr **Kohlenwasserstoff-Moleküle C_xH_y** . Der Austausch drei weiterer H-Atome im Ethanmolekül durch weitere Methylgruppen führt z.B. zu Kohlenwasserstoff-Molekülen wie dem Neopentan (Tetramethylmethan, ein Methanmolekül mit vier Methylgruppen -CH_3 , Formel also etwa $\text{C}(\text{CH}_3)_4$ oder auch einfach C_5H_{12}):

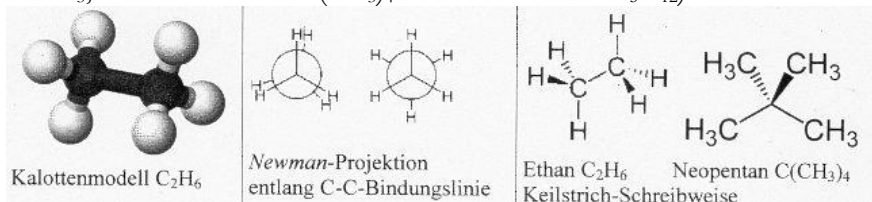


Abb. 94: Aufbau des Ethanmoleküls C_2H_6 aus zwei Methylgruppen $\text{CH}_3\text{-}$ (links und Mitte) und des Neopentanmoleküls (Tetramethylmethan, rechts) aus einem C-Atom mit vier Methylgruppen -CH_3 mit der Struktur $\text{C}(\text{CH}_3)_4$

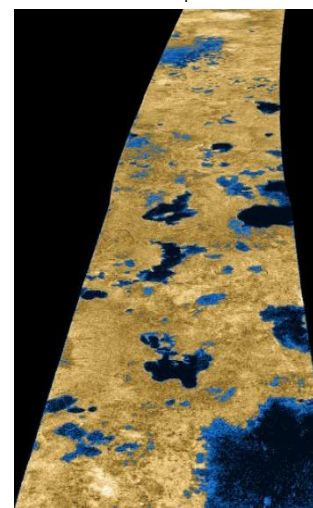


Abb. 93: Methan-Ethan-Seen in einer eiskalten Welt auf Titan (unter minus 150°C , Cassini-Radarbild, koloriert, 2006; Bildquelle: NASA, gemeinfrei).

Diese Art von **Austauschreaktionen** in einfachen Kohlenwasserstoffmolekülen wie Methan CH_4 , Ethan C_2H_6 und Propan C_3H_8 führen zum Aufbau der großen Stoffgruppe der **Kohlenwasserstoffe**. Je größer deren Moleküle sind, desto höher liegen ihre Siede- und Schmelztemperaturen sowie die Dichte der Gase.

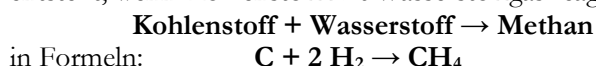
Ähnlich wie bei den Kohlenwasserstoffen lassen sich die Eigenschaften sehr vieler Stoffe auf ihre Zusammensetzung aus Molekülen und deren Aufbau zurückzuführen, so z.B. die in unserer Erdatmosphäre vorkommenden Gase: Die Siedetemperatur und Löslichkeit von Molekülverbindungen in Wasser kann mit Hilfe der Polarität der **Elektronenpaarbindung** (vgl. Kap. 5.2c, S.86) und der räumlichen Struktur von Molekülen erklärt werden – sowie mit den damit zusammenhängenden Wechselwirkungen zwischen den Molekülen. In der Chemie können mit Hilfe solcher Überlegungen auch spezifische Katalysatoren entwickelt werden, um Molekülverbindungen in chemischen Prozessen als Ausgangsstoffe zu nutzen oder um die Industrierohstoffgewinnung und Energiespeicherung zu verbessern. Ins Besondere Kohlenwasserstoffverbindungen sind von großer Bedeutung – als fossile oder auch als nachwachsende Energieträger und Rohstoffe für Produkte des täglichen Bedarfs zugleich (vor allem als Kunststoffe). Die Kenntnis dieser Stoffgruppe gehört daher zum Grundwissen der Chemie.

8.3 Kohlenwasserstoffe

8.3.1 Gesättigte Kohlenwasserstoffe – die Alkane

Die größte Stoffgruppe in der Chemie sind die organischen Verbindungen. Sie gehören zu den molekularen Stoffen und enthalten immer Kohlenstoff. Da sie ganz besondere Eigenschaften aufweisen – ins Besondere die, dass sie Millionen von Verbindungen bilden können – wird ihr „Gebiet“ als „**Organische Chemie**“ bezeichnet.

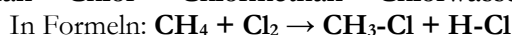
Die einfachste organische Verbindung ist das oben genannte **Methangas** (Symbol: **CH₄**, s.o. Kap. 8.2). Es entsteht, wenn Kohlenstoff mit Wasserstoffgas reagiert:



Weil es so wichtig ist, wird es hier noch einmal erwähnt:

Alle vier Kohlenstoff-Wasserstoff-Bindungen im Methanmolekül **CH₄** sind gleich lang und gleich weit voneinander entfernt, weil ein Kohlenstoffatom vier Außenelektronen hat und vier gleichartige C-H-Bindungen eingehen kann. Jedes Kohlenstoffatom (Symbol: C) bindet daher vier einzelne Wasserstoffatome: $\text{C} + 4 \text{H} \cdot \rightarrow \text{CH}_4$.

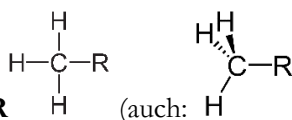
Im Methanmolekül gibt es jedoch die oben genannte Besonderheit, dass jedes der vier H-Atome im Methanmolekül kann durch andere Atome ausgetauscht werden kann. In der C-H-Atombindung ist der Bindungspartner am Kohlenstoff z.B. gegen ein Chlor- oder ein weiteres Kohlenstoff-Atomaustauschbar. Deshalb reagiert zum Beispiel ein Gemisch aus Methan und Chlorgas bei Zündung explosionsartig zu Chlormethan und Chlorwasserstoffgas:



Im Chlormethan ist eines der vier H-Atome durch ein Chlortatom ausgetauscht worden („Substitutionsreaktion“). Solche „Substitutionsprodukte“ haben also allgemein die Formel **CH₃R** (das neu hinzugekommene Atom wird als „Rest“ R dargestellt):



Methanmolekül **CH₄**:

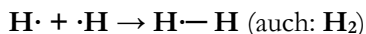


Methylgruppe mit einem Rest **CH₃-R** (auch: **CH₃-R**).

Auch ein weiteres Kohlenstoffatom kann im Methanmolekül an die Stelle R eines H-Atoms treten. Das geschieht, wenn z.B. ein weiteres Methanmolekül **CH₄** ebenfalls ein H-Atom „abgibt“ (zum Beispiel bei Bestrahlung mit ultravioletttem Licht, s.o. Kap. 8.2):



Die beiden abgetrennten Wasserstoffatome bilden ein Wasserstoffgas-Molekül **H₂**:



Die beiden Methylreste vom Methanmolekül bilden ein Teilchen **Ethan**:



Im Methanmolekül tritt an die Stelle des vierten, abgespaltenen H-Atoms also nicht irgendein Rest R, sondern nochmals ein Methylrest **·CH₃**, so dass das Gas **Ethan** entsteht – eine Verbindung des Kohlenstoffatoms zu einem weiteren Kohlenstoffatom (C-C-Bindung). Aus zwei Teilchen Methangas werden dann insgesamt also ein Teilchen Ethan und ein Wasserstoffmolekül **H₂**:

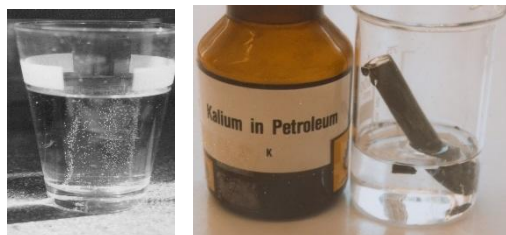
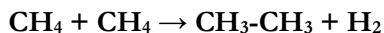


Abb. 95: Die Molekülverbindung Kohlendioxid **CO₂** (im Mineralwasser, links) und das Stoffgemisch Petroleum (aus Molekülverbindungen der Stoffklasse „Gesättigte Kohlenwasserstoffe“, hier zur Lagerung von Kalium-Metall, rechts; eig. Fotos).

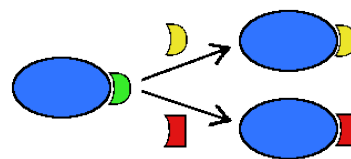


Abb. 96: Prinzip einer Austauschreaktion („Substitution“): Ein Molekül gibt ein Atom oder eine kleine Atomgruppe ab und ersetzt es/sie durch ein(e) andere(s) Atom(gruppe) (als „Substituent“ bezeichnet (Abb. gemeinfrei).

Das Ethanmolekül kann wieder ein H-Atom abspalten, um eine neue **C-C**-Bindung auszubilden (zu einer weiteren CH₃-Gruppe) – und so weiter. So entstehen immer längere C-C-C-C-Ketten. Längerkettige, stabile Verbindungen mit C-C-Gerüsten gibt es deshalb in einer kaum überschaubaren Vielfalt.

Die Bildung von C-C-Bindungen eröffnet eine gigantische Vielfalt an Möglichkeiten: Methan CH₄ wird dadurch die **Ausgangsverbindung einiger Millionen Kohlenstoff-Wasserstoff-Verbindungen**, der **Kohlenwasserstoffe C_xH_y** (es kann ja, wie gesagt, nicht nur eines, sondern jedes der vier H-Atome im Methan CH₄ durch ein weiteres C-Atom eines Methanmoleküls ersetzt werden (durch einen **Methylrest –CH₃**), und das sogar mehrfach und ohne dass das Molekül instabil wird.)

Ein mögliches Ergebnis ist dann z. B. das Tetradekan, einen Kohlenwasserstoff mit vierzig C-Atomen pro Molekül. Dieses Molekül hätte die Formel C[C(C₄H₉)₃]₄ bzw. als Summe: **C₄₀H₈₄**. Tetradekan schmilzt bei etwa 80 bis 84 °C. Es kommt hierin jedoch eher in weniger verzweigten Ketten vor (Isomere). Solche langkettigen Kohlenwasserstoff-Moleküle sind ein natürlicher Bestandteil im **Paraffin** (Kerzenwachs) oder auch im **Asphalt** (Bitumen, Straßenbelag). Abb. 97 zeigt die Strukturformel langkettiger Paraffine wie Tetradekan, wobei *n* die Anzahl der C-Atome in der C-C-Kette ist, abzüglich der beiden C-Atome in den endständigen –CH₃-Gruppen.

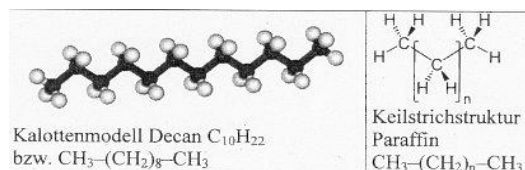


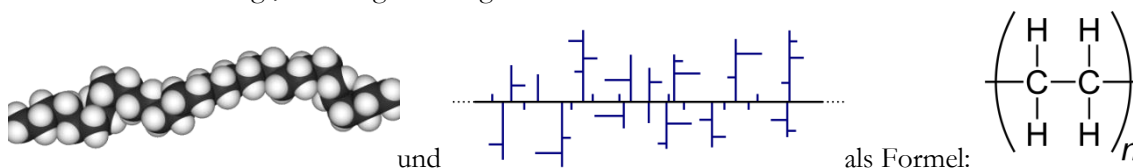
Abb. 97: Strukturformel langkettiger Paraffine

Kohlenstoff-Wasserstoffverbindungen (wie Methan, Ethan und Tetradekan) mit der allgemeinen Summenformel **C_nH_{2n+2}** bezeichnet man als **Alkane** oder als **gesättigte Kohlenwasserstoffe**. Stabile Alkane gibt es in fast unüberschaubarer Vielfalt. Die wichtigsten unverzweigten Alkane sind:

Name	Summenformel	M (g/mol)	Fp.(°C)	Kp.(°C)	D (flüssig) (g/cm ³)	Löslichkeit in Wasser
Methan	CH ₄	16,043	-182,5	-161,5	0,42	0,035 L/kg = 0,021 g/kg
Ethan	C ₂ H ₆	30,07	-183,3	-88,7	0,54	0,049 L/kg
Propan	C ₃ H ₈	44,096	-187,7	-42	0,58	kaum noch löslich
n-Butan	C ₄ H ₁₀	58,123	-138,3	-0,5	0,60	In Wasser unlöslich
n-Pentan	C ₅ H ₁₂	72,15	-129,7	+ 36	0,626	In Wasser unlöslich
n-Hexan	C ₆ H ₁₄	86,18	- 95,6	+ 69	0,6593	In Wasser unlöslich
n-Octan	C ₈ H ₁₈	114,2	-56,8	+125	0,7028	In Wasser unlöslich

Alkane mit gleicher Summenformel aber anderen **Molekülstrukturen** (z.B. verzweigt) werden als **Isomere** bezeichnet (**Isomerie**: Gleiche Anzahl Atome im Molekül, aber andere Molekülstruktur). Je größer das Molekül, desto höher liegen Siede- und Schmelztemperatur sowie die Dichte des Stoffes, weil sich große Moleküle gegenseitig stärker anziehen als kleine („**van-der-Waals-Kräfte**“).

Industriell wichtig sind Kunststoffe wie **Polyethylen (PE)**. Hierin sind Riesenmoleküle, in denen sogar Tausende von C-Atomen miteinander verbunden sind. Es entstehen fast endlose C-C-C-C-Ketten. Auch sie können unverzweigt, verzweigt und sogar vernetzt sein. Sie weisen daher Strukturen auf wie:



Wichtig zu wissen ist hier:

- Alle gesättigten Kohlenwasserstoffe (**Alkane**) sind farblos und brennbar.
- Je größer das Molekül, desto höher liegen Siede- und Schmelztemperatur sowie die Dichte des Kohlenwasserstoffes (Grund: van-der-Waals-Kräfte zwischen den Molekülen).
- Die Alkane reagieren mit Halogenen, sind **unpolar** und daher auch nicht wasserlöslich (hydrophob). Ihre Moleküle sind gradkettig oder verzweigt (**Isomere, Isomerie**)
- Sie kommen z.B. in Erdgas und Erdöl vor. Die Unterschiede in den Siedetemperaturen lassen sich nutzen, um Alkangemische durch Destillation in Fraktionen aufzutrennen (**Fraktionierte Destillation von Erdöl**).
- Ihre allgemeine Formel ist **C_nH_{2n+2}** (Methan: *n* = 1, Ethan: *n* = 2 usw.)

8.3.2 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). 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 Flüssiggas, 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.

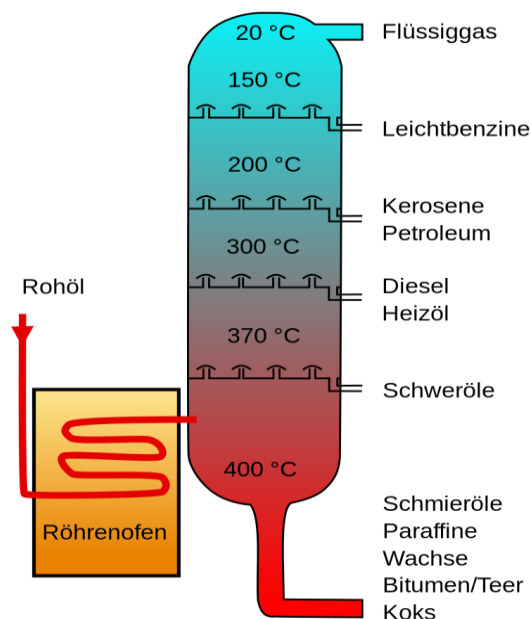
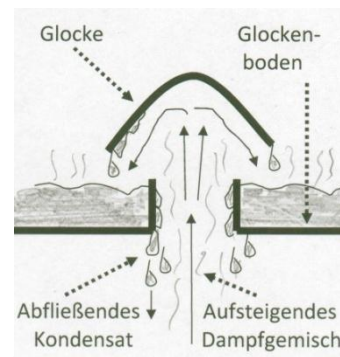


Abb. 97a: Destillationskolonne zur Erdöl-Aufbereitung, Schema (Bildquelle: Crude Oil Distillation-fr.svg; Image originale: Psarianos, Theresa knott; image vectorielle: Rogilbert, derivative work: Leyo, über: https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Crude_Oil_Distillation-de.svg, Lizenz: Creative Commons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



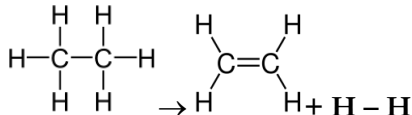
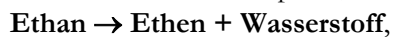
Der Bedarf an Kohlenwasserstoffen mit kleineren Molekülen ist größer. Deshalb werden langkettige Alkane (Schweröle) einem Verfahren unterzogen, das man „Cracken“ nennt. Hierbei werden die langen Kohlenwasserstoffketten in kleine Bruchstücke aufgespalten. Diese sind oft „ungesättigt“, enthalten weniger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

8.3.3 Ungesättigte Kohlenwasserstoffe – die Alkene und Alkine

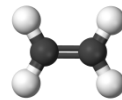
Gesättigte Kohlenwasserstoffe (Alkane) heißen „gesättigt“, weil alle möglichen Bindungen des Kohlenstoffs im Molekül, die nicht C-C-Bindungen sind, mit Wasserstoffatomen „abgesättigt“ sind (s.o.: Allgemeine Summenformel: C_nH_{2n+2}). Einige Kohlenwasserstoffmoleküle haben jedoch weniger H-Atome. Hier bilden die C-Atome Mehrfachbindungen aus. Diese werden als **ungesättigte Kohlenwasserstoffe** bezeichnet.

Wenn Ethangas C_2H_6 Wasserstoff abspaltet, entsteht dabei z.B. das Gas **Ethen** C_2H_4 , auch Ethylen genannt:



oder auch:

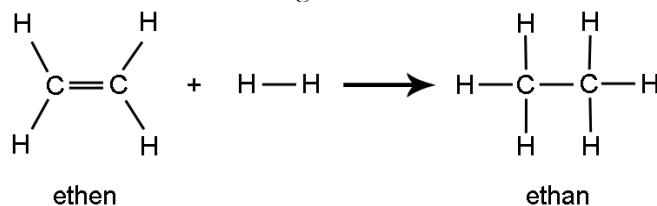
Das Ethenmolekül C_2H_4



zeigt einen ähnlichen Aufbau wie das Ethanmolekül, doch es fehlen zwei H-Atome. Die C-Atome bilden deshalb untereinander eine zweite Bindung aus, die C=C-Doppelbindung.

Ethan C_2H_6 ist ein farb- und geruchloses Gas, das vor allem zu Heiz- und Verbrennungszwecken genutzt wird. Es ist neben Methan ein Hauptbestandteil des Erdgases. **Ethen** C_2H_4 jedoch ist eine süßlich riechende und ebenfalls gasförmige, farblose und brennbare und organische Verbindung – der einfachste ungesättigte Kohlenwasserstoff. Das Gas ist sehr reaktionsfreudig. Es wird auch Äthen, Ethylen oder Äthylen genannt und ist ein Rekordhalter: Ethen ist der meistproduzierte organische Grundstoff. Er wird für die Herstellung von Polyethylen, vielen anderen Kunststoffen und eine große Vielzahl von Zwischenprodukten verwendet.

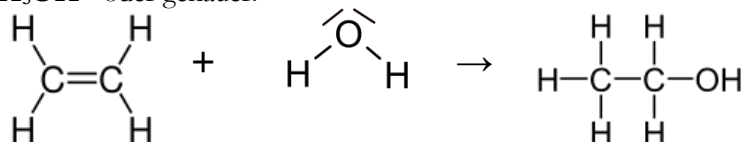
Mit **Wasserstoff** kann Ethen wieder zu Ethan reagieren: $C_2H_4 + H_2 \rightarrow C_2H_6$, oder in Strukturformeln:



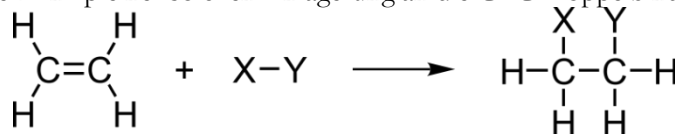
(Bildquelle: Von 2rup - Eigenes Werk, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=23076946>)

Das reaktionsfreudige Ethen C_2H_4 kann aber auch mit Wasser reagieren. Das Ethen lagert dann statt zweier Wasserstoffatome das Wassermolekül H-OH an die C=C-Doppelbindung an:

$C_2H_4 + H_2O \rightarrow C_2H_5OH$ - oder genauer:

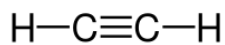


Wenn man bei dieser Reaktion $H_2C=CH_2 + H-OH \rightarrow H_3C-CH_2OH$ das Wassermolekül H-OH allgemein als „X-Y“ schreibt, dann sieht man das allgemeine Prinzip einer solchen Anlagerung an die C=C-Doppelbindung:

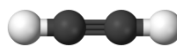


Es ist genau das gleiche Prinzip wie bei der Reaktion von Ethen mit Wasserstoff auch: Zwei Bestandteile werden an die C=C-Doppelbindung angelagert.

Umgekehrt kann das Ethen auch noch zwei weitere Wasserstoffatome abspalten. Dabei entsteht **Ethin** C_2H_2 (Acetylen): $C_2H_4 \rightarrow C_2H_2 + H_2$. Ethinmoleküle weisen **$C \equiv C$ -Dreifachbindungen** auf:



Der Aufbau dieser Moleküle ist linear:



Ethin (Acetylen) ist ein extrem reaktionsfreudiges Gas. Es wird als **Schweißgas** eingesetzt (Abb. 98) und kann unter Druck sogar explosionsartig in die Elemente zerfallen. Ungesättigte Kohlenwasserstoffe mit solchen $C \equiv C$ -Dreifachbindungen nennt man **Alkine**.

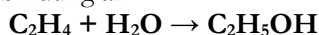


Abb. 98: Schweißgas (Acetylen) – Sauerstoff-Schweißflamme

(Bildquelle: John D. Beveridge II / Attribution; wikimedia commons)

8.3.4 Alkanole (Alkohole) – eine Stoffgruppe der „substituierten“ Kohlenwasserstoffe

In Kohlenwasserstoffen wie Methan und Ethan können H-Atome nicht nur gegen Kohlenstoffatome ausgetauscht werden. Es gibt auch Kohlenwasserstoffe, in denen H-Atome durch OH-Gruppen ersetzt worden sind. In Kap. 8.3.2 wurde ein Beispiel aufgeführt: Ethen C_2H_4 kann mit Wasser zu Ethanol C_2H_5OH reagieren. Es lagert dann das Wassermolekül H-OH an die C=C-Doppelbindung an:



Ethanol gehört zur Stoffgruppe der **Alkohole** (in der Chemie auch **Alkanole** genannt, von Alkan, mit der

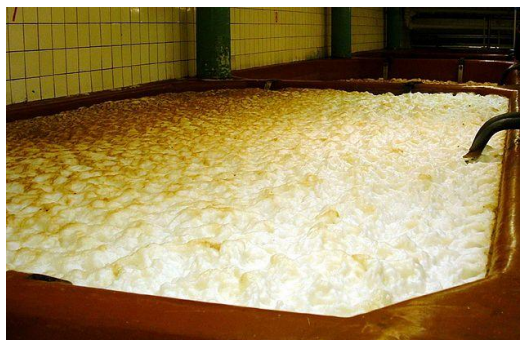
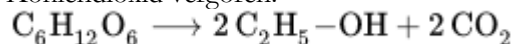


Abb. 99: Bierproduktion durch Gärung im offenen Gärbottich (Abb. Gemeinfrei)

Endung -ol). Ethanol entsteht auch, wenn Bakterien Biomasse vergären, z.B. bei der Bier- und Weinherstellung. Stoffe wie Traubenzucker (Glucose, Formel: $C_6H_{12}O_6$, ein Kohlenhydrat) werden dabei zu Ethanol C_2H_5-OH und Kohlendioxid vergoren:



Aus der gegorenen Masse wird das Ethanol („Ethylalkohol“) durch Destillation abgetrennt („Schnapsbrennerei“).

Ethanol wird als **Brennspiritus** verwendet, ist eine klare, brennbare Flüssigkeit von typischem Geruch und mit Wasser mischbar.



Abb. 100: Schnapsbrennanlage zur Destillation der gärenden Rohmasse (Brennanlage für Abfindungsbrennerei;

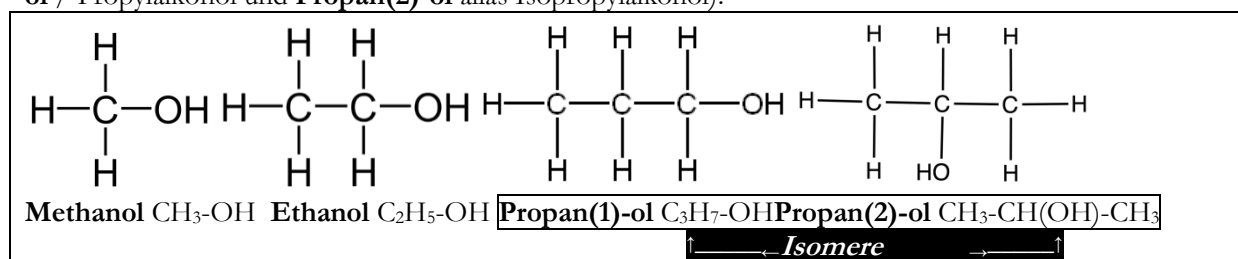
Legende: 1 Brennbhase 2 Befeuerung 3 Rührwerk 4 Fenster und Thermometer 5 Öffnung 6 Helm 7 Geistrohr 8 Kolonne 9 Glockenböden 10 Überlauf 11 Dephlegmator 12 Kühler 13 Vorlage, Abb. gemeinfrei)

Kohlenwasserstoffe, die neben Kohlenstoff und Wasserstoff noch andere Atome oder Atomgruppen enthalten (wie z.B. die OH-Gruppe in den Alkoholen) werden als „substituierte“

Kohlenwasserstoffe bezeichnet (von lat. „Substitution“, der Austausch). Die „fremden“ Atomgruppen nennt man dementsprechend Substituenten. Und der Substituent „OH-Gruppe“ macht kleine Kohlenwasserstoffmoleküle ebenso polar wie das Wasser selbst.

Die Alkohole **Methanol** CH_3OH („Methylalkohol“) und **Ethanol** C_2H_5OH (Ethylalkohol) leiten sich von den beiden

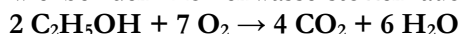
einfachsten Kohlenwasserstoffen Methan und Ethan ab, Propanol (Propylalkohol) vom Propangas C_3H_8 . Hier gibt es zwei verschiedene Molekülstrukturen, und deshalb existieren auch zwei verschiedene Propanole, die geringfügig unterschiedliche Siedetemperaturen aufweisen (zwei **Isomere**, s.o.: **Propan(1)-ol** / Propylalkohol und **Propan(2)-ol** alias Isopropylalkohol):



Alle **Alkohole** weisen den Molekül-Aufbau $\text{R}-\text{O}-\text{H}$ auf (mit R- als Kohlenwasserstoff-Rest). Methanol, Ethanol und die Propanole sind polare Verbindungen und daher beliebig mit Wasser mischbar. Butanol $\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$ ist kaum noch in Wasser löslich, Hexanol $\text{C}_6\text{H}_{13}\text{OH}$ und noch längerkettige Alkanole sind unpolar und nicht mehr mit Wasser mischbar. Der unpolare Charakter nimmt also mit steigender Kettenlänge zu.

Mit steigender **Kettenlänge** erhöht sich die **Siedetemperatur** der Alkohole. Der Grund liegt in Kräften, die zwischen den Molekülen wirken: Ebenso wie bei den Alkanen auch sind die Anziehungskräfte zwischen größeren Molekülen größer als zwischen kleineren Molekülen. Diese zwischenmolekularen Anziehungskräfte werden nach ihrem Entdecker als **van-der-Waals-Kräfte** bezeichnet (Sie sind wesentlich schwächer als die elektrischen Anziehungskräfte zwischen Ionen in salzartigen Verbindungen).

Weil Ethanol aus gärender Biomasse hergestellt werden kann, zählt „**Bioalkohol**“ zu den nachwachsenden Rohstoffen („**Regenerative Energieträger**“). Er wird ähnlich wie Rapsöl („Biodiesel“) als Brennstoff und zur Energiegewinnung eingesetzt. Die Verbrennung solcher Biokraftstoffe erzeugt jedoch, wie bei den Kohlenwasserstoffen auch, neben Wasserdampf das Treibhausgas Kohlendioxid:



Zudem beansprucht ihre Herstellung wertvolles Ackerland, das eigentlich zur Nahrungsmittelproduktion gebraucht würde oder zum Erhalt der natürlichen Biodiversität (als Lebensraum für möglichst viele, verschiedene Pflanzen- und Tierarten).



Abb.101: Der nachwachsende Rohstoff Raps als Energiepflanze (Bildquelle: Von Die Autorenschaft wurde nicht in einer maschinell lesbaren Form angegeben. Es wird Brookie als Autor angenommen, basierend auf den Rechteinhaber-Angaben. - Die Autorenschaft wurde nicht in einer maschinell lesbaren Form angegeben. Es wird angenommen, dass es sich um ein eigenes Werk handelt (basierend auf den Rechteinhaber-Angaben)., CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=408198>).

Wichtig zu wissen ist hier:

- Alle **Alkane**(Gesättigte Kohlenwasserstoffe) sind farblos, brennbar, reagieren mit Chlorgas und sind nicht wasserlöslich (**unpolare Elektronenpaarbindung**).
- **Alkanole** sind Kohlenwasserstoffe, deren Moleküle **OH-Gruppen**(Hydroxylgruppen) enthalten.
- Alkanole mit kleineren Molekülen sind deshalb polar und daher mit Wasser mischbar (hydrophil, polare Elektronenpaarbindung). Sie sind flüssig und brennbar.

Größere organische Verbindungen werden benannt, indem man die längste Kohlenstoff-Kette herausucht und nach dem entsprechenden Kohlenwasserstoff benennt. Seitenketten werden mit der Endung -yl vor die Bezeichnung der Hauptkette gesetzt. Atomgruppen (**Substituenten**, funktionelle Gruppen) werden in Form von Endungen wie z.B. -ol angehängt oder bekommen ebenfalls Kürzel, die als Vorsilbe vor den Namen der Hauptkette gesetzt werden (z. B. Hydroxy-, Amino-).

Die Benennung organischer Verbindungen orientiert sich an den Alkanen und an den Atomgruppen, die in ihren Molekülen an der Stelle der H-Atome sitzen (Vorsilben z.B. **Methyl-, Ethyl-, Propyl-, Butyl-** usw.). Für komplizierter gebaute, verzweigte Moleküle gelten folgende Regeln:

- Die jeweils längste **Kohlenwasserstoff-Kette** des organischen Moleküls erhält den Namen des jeweiligen *n*-Alkans (unverzweigt: Methan, Ethan, Propan, ...), Kohlenwasserstoffreste und Seitenketten erhalten die Endung **-yl** und die ungesättigten Kohlenwasserstoffe (mit C-C-Mehrfachbindungen) die Endungen **-en** (für C=C-Bindungen in den Alkenen) oder **-in** (für C≡C-Bindungen in den Alkinen), ggf. zuzüglich Positionsziffern.
- Stoffe, deren Moleküle funktionelle Gruppen (**Substituenten**) aufweisen, erhalten die Endungen der entsprechenden Stoffgruppennamen (-ol für Alkohole, z.B. in Propan(1)-ol und Propan(2)-ol mit den Positionsziffern für die Stellung der OH-Gruppe in der C-C-Kette).

8.4 Produkte der Chemie

8.4.1 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.

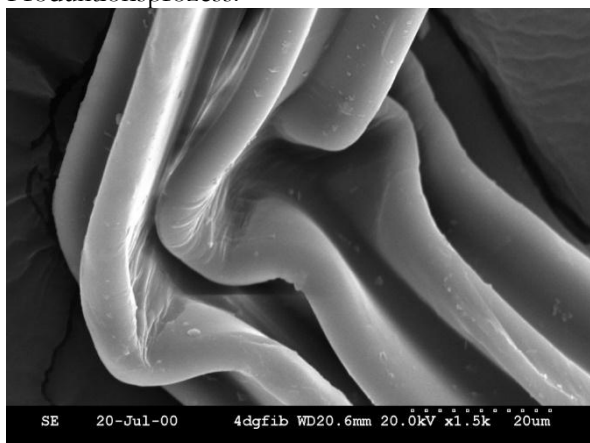


Abb. 102: Polyesterfaser im Rasterelektronenmikroskop (Bildquelle: Von en:User:Pschemp - Eigenes Werk, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=652642>)



Abb. 103: Das Farbmittel Purpur (Dibromindigo) und seine Ausfärbung auf einem Stoffstück (Bildquelle: <http://www.versuchscheme.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“** wurde 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)

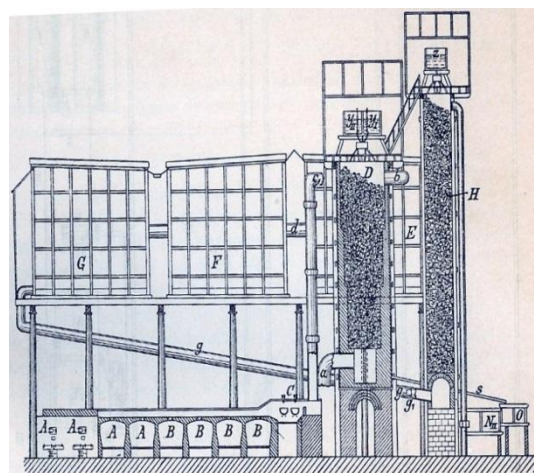
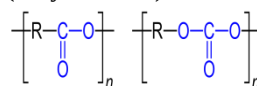


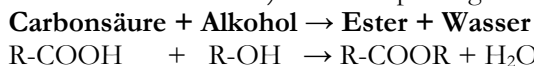
Abb. 106: Schwefelsäurefabrik nach dem Bleikammerverfahren in der zweiten Hälfte des 19. Jahrhunderts (gemeinfrei)

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**.

8.4.2 Ester – Rohstoffe für Kunst- und Duftstoffe, Löse- und Waschmittel

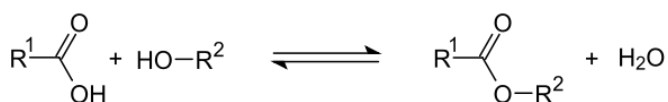
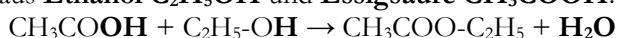
Die Herstellung von Stoffen mit Riesen- und Makromolekülen (**Polymeren**) für solche Produkte geschieht aus molekularen Einzelbausteinen (**Monomeren**). So werden z.B. aus Alkoholen und Carbonsäuren Ester und Polyester gebildet. Viele Ester werden als Duft- und Aromastoffe eingesetzt, ihre Riesenmoleküle (Polyester) als Kunststoffe.

Ester entstehen bei der Reaktion eines **Alkohols** (Allgemein: R-OH) mit einer organischen **Säure** (Allgemeine Formel: R-COOH) unter Abspaltung von Wasser (Kondensation):



Ester sind also organische Verbindungen mit der funktionellen Gruppe R₁-COOR₂. Sie enthalten in der Regel zwei Kohlenwasserstoffreste (R₁=Rest 1; R₂=Rest 2).

So entsteht z.B. **Essigsäureethylester** CH₃COO-C₂H₅ (Lösemittel: Ethylacetat) unter Einwirkung von Säuren aus **Ethanol** C₂H₅OH und **Essigsäure** CH₃COOH:



Diese Reaktion wird **Veresterung** genannt. Für diese Reaktion ist ein Katalysator erforderlich, z.B. Schwefelsäure. Veresterungen laufen auch nicht einfach durch, solange bis kein Ausgangsstoff vorliegt (wie z.B. es bei einer Verbrennung der Fall wäre), sondern es findet gleichzeitig eine Rückreaktion der Produkte zu den Ausgangsstoffen statt. Nach einiger Zeit stellt sich also innerhalb des Reaktionsgemisches ein **chemisches Gleichgewicht** ein (vgl. Kap. 2.4): es liegen nun alle vier Stoffe gleichzeitig vor. Der Ester muss dann durch Destillation aus dem Gleichgewicht entfernt werden, damit weitere Ausgangsstoff-Teilchen zu Estermolekülen und Wasser reagieren können. Estermoleküle bestehen also immer aus zwei Bausteinen, dem Säure-Teil (von der organischen Säure R-COOH) und dem Alkohol-Teil (R-OH):

CH₃-CO-O-C₂H₅ (oder allgemein: R-COO-R)



Aufbau von Essigsäureethylester als Beispiel für einen Carbonsäureester, der aus Essigsäure (links) und Ethanol (rechts) synthetisiert wurde.



Abb. 107: Tischtennisbälle aus Celluloid – einem Salpetersäureester
(Bildquelle: Jü, Abb. gemeinfrei)

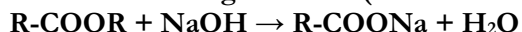
Das Wort **Ester** stammt aus der alten Bezeichnung **Essig-Äther** (Ethylacetat) abgeleitet. Essigsäureethylester ist eine wenig wasserlöslichen Substanz mit süßlichem Geruch und einer ähnlich betäubenden Wirkung wie Diethylether. Sie ist oft in Nagellack-Entferner enthalten.

Zahlreiche Ester werden als **Aromastoffe** verwendet, einige bezeichnet man daher auch als Fruchttester. So riechen z. B. der Stoff Essigsäure-2-butylester [Formel: CH₃-COO-CH(CH₃)C₂H₅] nach Apfel, Ethansäure-2-methyl-1-propylester [CH₃-COO-CH₂CH(CH₃)₂] nach Banane, Ethansäure-2-hexylester [CH₃-COO-CH(CH₃)(C₄H₉)] nach Erdbeere.

Polyester finden Verwendung als **Kunststoffe**, die sowohl als Werkstoff, wie beispielsweise **PET** (PolyEthylenTerephthalat), das zur Herstellung von Lebensmittelverpackungen und Getränkeflaschen benutzt wird, als auch in Textilien.

Die Spaltung eines Esters in Alkohol und Säure unter Anlagerung von Wasser nennt man **Hydrolyse** oder **Esterspaltung**: **Ester + Wasser → Carbonsäure + Alkohol**

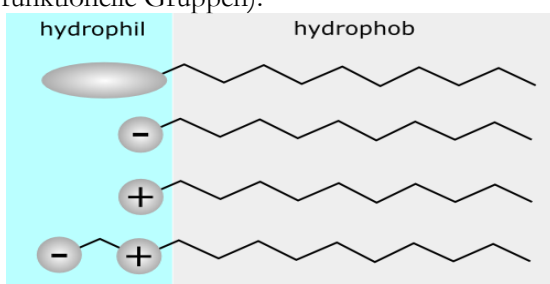
Sie ist die der Esterbildung aus Alkohol und Alkan- oder Carbonsäuren umgekehrte Reaktion. Da **Seife** durch Hydrolyse von Fetten (chemisch sind das Fettsäure-Glycerinestern) hergestellt wird, spricht man bei der Rückreaktion der Veresterung auch von „**Verseifung**“ bzw. Verseifungsreaktion: Fette und fette Öle sind Ester des Alkohols Glycerin und langkettiger Alkansäuren (Fettsäuren, R-COOH mit Kohlenwasserstoffresten von über 10 Kohlenstoffatomen). Das Kochen von Fetten und Ölen mit Natronlauge liefert daher Seifen (= Salze von Fettsäuren):



8.4.3 Tenside – unentbehrliche Bestandteile in Spül- und Waschmitteln

Seifen und ähnlich gebaute Moleküle werden als Tenside bezeichnet. **Tenside** sind Stoffe, deren Moleküle einem unpolaren Kohlenwasserstoffrest (wasserabweisend, **hydrophob**) bestehen und einem wasserlöslichen Molekül-Teil (**hydrophil**, polar, wasserlöslich; zu Polarität und Löslichkeit siehe Kap. 5.2.c, S. 85/86, zu Salzen Kap. 6 und zu Kohlenwasserstoffen Kap. 8.2 und 8.3!).

Alle Tenside sind aus einem unpolaren und einem polaren Teil aufgebaut (Polarität, Substituenten/funktionelle Gruppen):



Aufbau von Tensid-Molekülen

(Bildquelle: Von Roland.chem,

CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=8480274>)

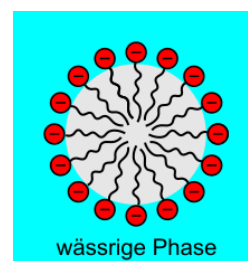
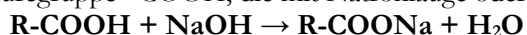


Abb. 108: Aufbau einer Mizelle aus Tensidmolekülen in Wasser (gemeinfrei)

Der **unpolare** Teil in Tensidmolekülen ist meist eine Alkylgruppe (Kohlenwasserstoffrest R- oder -C_xH_y). Der **polare** Teil kann verschieden aufgebaut sein – bei Seifen ist es die von den organischen Säuren R-COOH abgeleitete Säuregruppe -COOH, die mit Natronlauge oder Kalilauge zum entsprechenden Salz reagiert hat:



Die Fettsäure R-COOH stammt aus der Verseifung des Esters im Fett oder Öl.

Gibt man Tenside in Wasser, ordnen sie sich zunächst an der Wasseroberfläche an. Ab einer bestimmten Konzentration bilden sie innerhalb des Wassers kleine, kugelförmige **Mizellen**. In Wasser gelöst bilden Tensidmoleküle sogenannte Mizellen, weil sich ihre unpolaren Reste anziehen und die polaren Reste vom Wasser angezogen werden (Abb. 108). So bilden sie Seifenblasen und lösen hydrophobe Stoffe wie Öl und Fette in Wasser auf (Abb. 109+110):

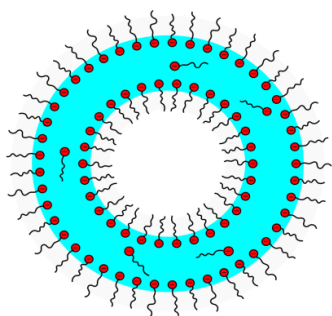


Abb. 109: Seifenblase aus Tensidmolekülen (gemeinfrei)

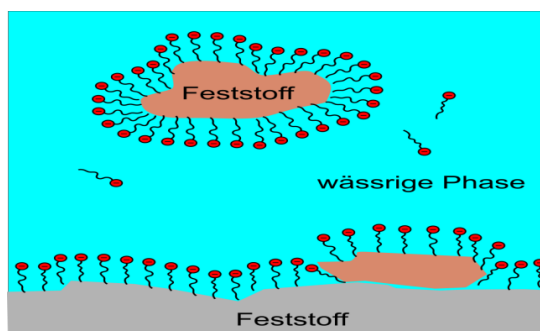


Abb. 110: Tensidmoleküle lösen unpolare Verschmutzungen wie Öle und Fette von Textilien ab (gemeinfrei).

8.4.4 Kunststoffe – Riesenmoleküle für Produkte nach Maß

Kunststoffe sind künstlich hergestellte Materialien, die aus Riesenmolekülen (**Polymeren**) bestehen. Riesenmoleküle werden durch Aneinanderkettung von vielen kleinen, gleichartigen Einzelmolekülen gebildet, den Monomeren. Das geschieht oft in Kettenreaktionen und wird **Polymerisation** genannt. Polymere werden aus kleineren Molekülen organischer Verbindungen aufgebaut, den so genannten **Monomeren**, zum Beispiel aus Alkenen (vgl. Kap. 8.3.2, S.129: Ungesättigte Kohlenwasserstoffe/Alkene).

So wird z.B. **Polyethylen** PE aus dem Monomer **Ethen** C_2H_4 hergestellt (auch: $H_2C=CH_2$, technisch: Ethylen, zu Ethen):

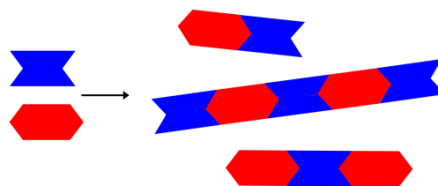
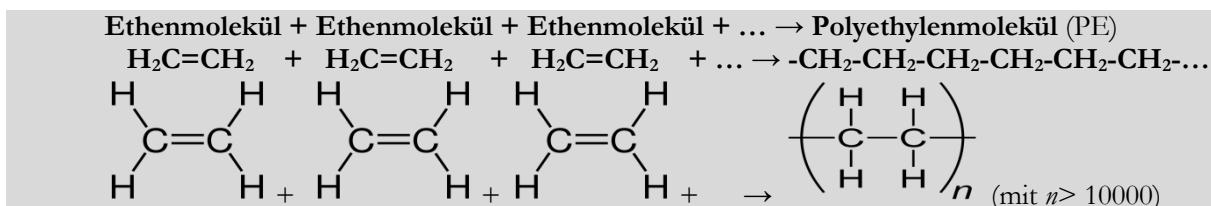


Abb. 111: Prinzip der Polymerisation zum Aufbau von Riesenmolekülen (Polymeren; Abb. gemeinfrei)



Polypropylen PP wird dementsprechend aus dem Monomer **Propen** C_3H_6 (technisch: Propylen, Halbstrukturformel: $CH_3-CH=CH_2$) hergestellt:

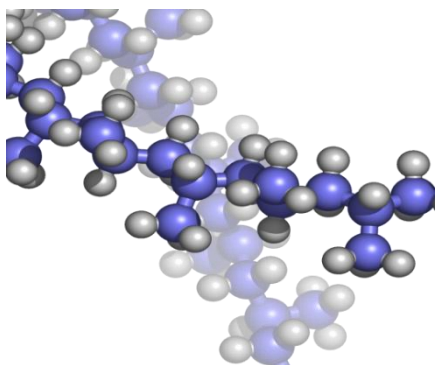
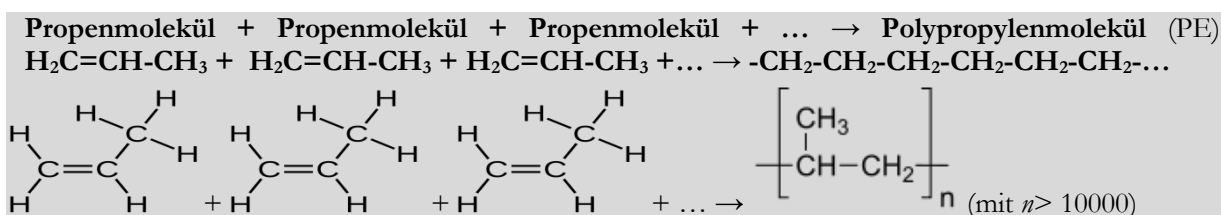
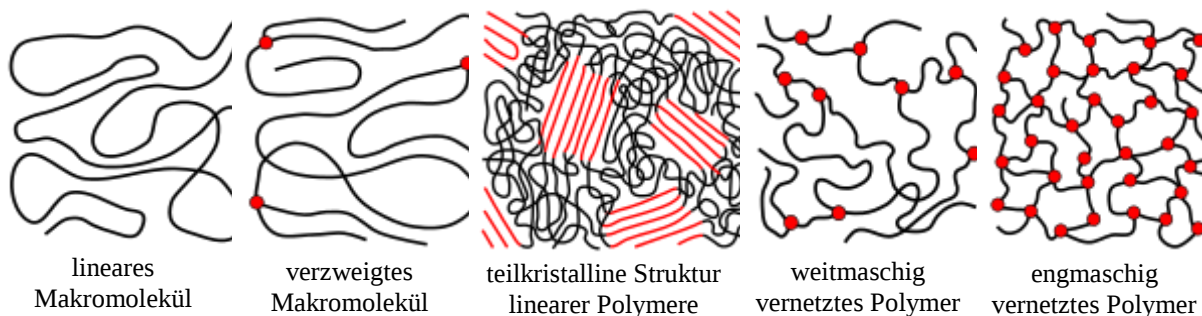


Abb. 111a: Polypropylenmolekül (gemeinfrei)

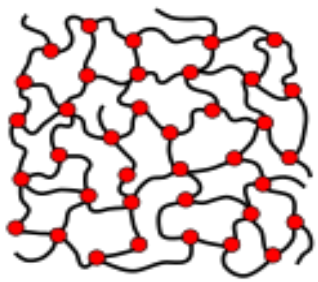
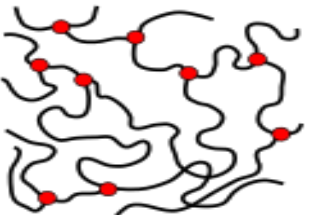
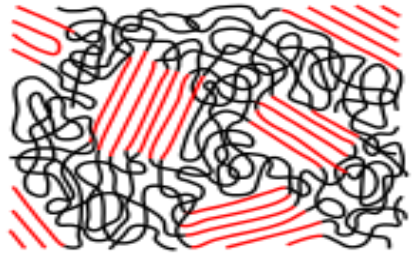


Abb. 111b: Anlage zur Herstellung von Monomeren (gemeinfrei)

Die langkettigen Riesenmoleküle haben, je nach Durchführung der Reaktion, unterschiedliche Strukturen:



Die Eigenschaften von Kunststoffen hängen von der Struktur der Polymere ab. Deshalb kann man Kunststoffe in drei große Gruppen einteilen: die Duroplaste, Elastomere und Thermoplaste:

 Duroplaste bestehen aus engmaschig vernetzten Polymeren. Vernetzungen sind in der Abbildung als rote Punkte dargestellt.	 Elastomere bestehen aus weitmaschig vernetzten Polymeren. Die Weitmaschigkeit erlaubt beim Ziehen eine Streckung des Stoffes	 Thermoplaste bestehen aus unvernetzten Polymeren, oft mit einer teilkristallinen Struktur (rot dargestellt). Sie haben eine Glasatemperatur und sind schmelzbar. (Bildquelle: wikipedia, gemeinfrei)
--	--	---

Die meisten Kunststoffe werden biologisch nicht abgebaut: „Jedes kleine Stück Plastik, das in den letzten 50 Jahren hergestellt wurde und in den Ozean gelangte, ist immer noch irgendwo dort draußen.“ (Tony Andrady, Chemiker des amerikanischen Research Triangle Institute). Schon jetzt enthalten die Ozeane mehr **Plastikmüll** als Fische. Daher ist es dringend notwendig, Industrie und Gesellschaft auf **biologisch abbaubare Kunst- und Verpackungstoffe** umzustellen.

Auch jede(r) Einzelne kann hier mithelfen, indem man sich informiert (z.B. bei wikipedia im Artikel über „Plastikmüll in den Ozeanen“) und versucht, sich im alltäglichen Leben auf Alternativen umzustellen, indem man z.B. den Verbrauch von Kunststoffen vermeidet, biologisch abbaubare Kunst- und Verpackungstoffe verwendet, sich im Umweltschutz engagiert und Plastikmüll einsammelt und dem **Recycling** zuführt.



Abb. 112: Plastikmüll am Strand des Roten Meeres (Abb. gemeinfrei)

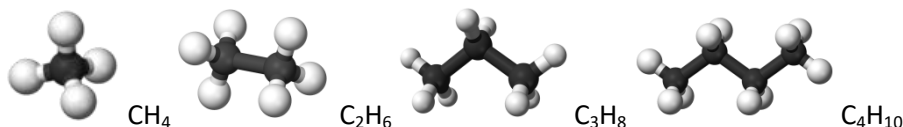
Wichtig zu wissen ist hier:

Kohlenwasserstoffe (KW) sind Verbindungen des Kohlenstoffs C mit Wasserstoff H (Allgemeine Summenformel: C_xH_y). Sie sind nicht wasserlöslich (unpolar), verbrennen zu Kohlendioxid und Wasserdampf und reagieren mit Halogenen.

Eine **homologe Reihe** ist eine Gruppe von Verbindungen, deren einzelne Mitglieder sich voneinander nur durch die Anzahl ihrer **–CH₂–Gruppen** unterscheiden.

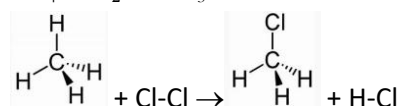
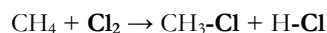
Beispiel: Die Stoffgruppe der **Alkane** bildet eine homologe Reihe. Die ersten vier Stoffe dieser Reihe sind:

Methan CH₄, Ethan C₂H₆, Propan C₃H₈, Butan C₄H₁₀



Eine **funktionelle Gruppe** (auch: ein **Substituent**) ist ein Atom oder eine Gruppe von (Hetero-)Atomen in einem Kohlenwasserstoffmolekül, die hierin ein Wasserstoffatom ersetzt.

Beispiel: Wenn Methangas CH₄ mit Chlorgas Cl₂ reagiert, dann entsteht bei der Explosion aus einem Methangasmolekül ein Molekül, in dem ein H-Atom gegen ein Chloratom ausgetauscht wurde. Es entsteht Chlormethan CH₃-Cl. Des Weiteren bleibt Chlornwasserstoffgas HCl zurück:



Das gegen das H-Atom ausgetauschte –Cl ist der „Substituent“

Ein **gesättigter Kohlenwasserstoff** (auch: **Alkan**) ist eine Verbindung aus Kohlenstoff und Wasserstoff, deren sämtliche Kohlenstoff-Bindungen mit Wasserstoff abgesättigt sind (allgemeine Summenformel: C_nH_{2n+2} , ausschließlich C-H- und C-C-Einfachbindungen).

Ein **ungesättigter Kohlenwasserstoff** ist eine Verbindung aus Kohlenstoff und Wasserstoff, in deren Molekülen sich C=C-Doppel- und/oder C≡C-Dreifachbindungen befinden.

Isomerie ist das Vorhandensein verschiedener Verbindungen unterschiedlicher Struktur(formeln) mit gleicher Summenformel.

Alkene und **Polyene** sind KW mit **C=C-Doppelbindungen**. Sie sind sehr reaktionsfreudig und lagern an ihrer Doppelbindung viele andere Stoffe an, wobei die Doppelbindung verloren geht. Die allgemeine Summenformel der Alkene ist C_nH_{2n} .

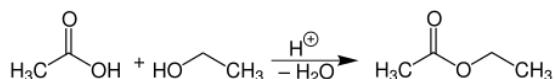
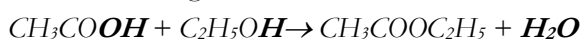
Alkine sind ungesättigte KW mit der allgemeinen Summenformel C_nH_{2n-2} . Sie weisen extrem reaktionsfreudige **C≡C-Dreifachbindungen** auf (diese C-Atome sind sp-hybridisiert, es bleiben also jeweils zwei p-Atomorbitale zur Bildung der Zweit- und Drittbindung übrig).

Alkohole (Alkanole) und **Polyole** sind KW mit **Hydroxylgruppen –OH** als Substituenten (Alkanole: eine OH-Gruppe, Alkandiole: zwei, Alkantriole: drei, usw.). Sie sind mit steigender Anzahl an OH-Gruppen und abnehmender Größe des KW-Restes zunehmend gut wasserlöslich.

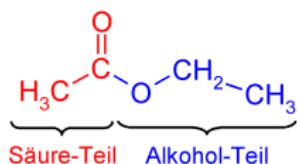
Carbonsäuren (Alkansäuren) sind Stoffe, deren Moleküle endständige Carbonyl- und Hydroxylgruppen aufweisen (**Carboxylgruppe** $-\text{COOH}$). Von Alkanen abgeleitete Carbonsäuren weisen die allgemeine Strukturformel $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOH}$ auf, reagieren sauer (Abgabe von H^+ -Ionen, Bildung von Carboxylat-Anionen RCOO^-) und sind wasserlöslich, sofern der KW-Rest nicht zu groß ist.

Ester (Alkylalkanoate) sind KW, die die **Estergruppe** $-\text{COO}-$ aufweisen. Sie sind zumeist nicht wasserlöslich und entstehen aus Alkoholen und Carbonsäuren.

Beispiel: Der Essigsäureethylester $\text{CH}_3\text{COO}-\text{C}_2\text{H}_5$ entsteht unter Säureeinfluss und Wasserabspaltung bei der Reaktion von Essigsäure mit Ethanol:



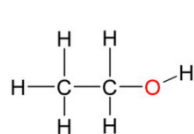
Deshalb bestehen seine Moleküle aus zwei Teilen:



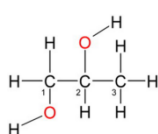
Hinweise und Beispiele:

Der einfachste Alkohol ist das Methanol (Methylalkohol, $\text{CH}_3\text{-OH}$), gefolgt vom Ethanol (Ethylalkohol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$).

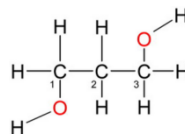
Wichtige Alkohole sind:



Ethanol, ein
einvertiger Alkohol

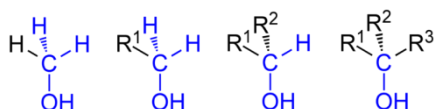


Propan-1,2-diol
(zweivertig, Glykol)



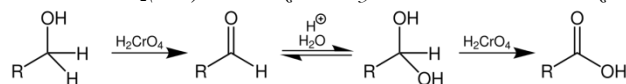
Propan-1,2,3-triol
(dreivertig, Glycerin)

Bei größeren Alkoholmolekülen unterscheidet man nach dem Sitz der OH-Gruppe im KW-Gerüst primäre Alkohole (OH-Gruppe am Kettenende), sekundäre (in der Kettenmitte) und tertiäre Alkohole (Die OH-Gruppe sitzt in der Kettenmitte an einer Verzweigungsstelle):

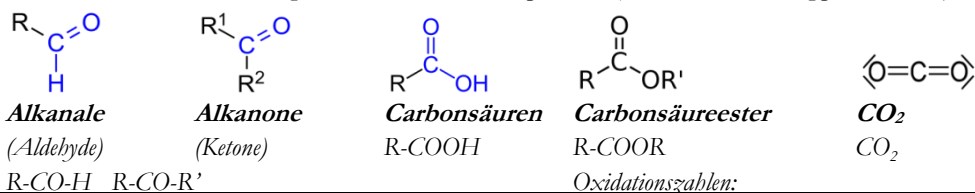


Formeln von: Methanol und primäre Alkohole (links), sekundärem Alkohol (Mitte rechts) und tertiärem Alkohol (ganz rechts), also CH_3OH / ein Alkylrest R / zwei Reste R / drei Reste R.

Primäre Alkohole $\text{R-CH}_2(\text{OH})$ können zu Aldehyden R-CHO und weiter zu Carbonsäuren R-COOH oxidiert werden:



Carbonsäuren und Ester sind die höchstmöglich oxidierten Oxidationsprodukte (vor dem Verbrennungsprodukt CO_2):



Kapitel 9: Lerntipps, Lern- und Arbeitsmethoden

9.1. Warum fällt das schulische Lernen oft schwer?

Lernen geschieht im Gehirn. Die rechte Gehirnhälfte, vereinfacht gesagt, kümmert sich um das Bildliche, die Linke um das Sprachliche. Um **richtig gut lernen zu können**, sollten beide Gehirnhälften beteiligt werden. Wenn die rechte Gehirnhälfte sich ein Horror-Bild davon ausmalt, wie langweilig, mühsam und erfolglos das Lernen in und für die Schule ist, dann fällt die Konzentration unendlich schwer. Wer hingegen erfolgreich lernt, kann sich selbst **motivieren** und die eigene Vorstellung verändern: Erfolgreich Lernen kann mich voranbringen und Spaß machen!

Lern-Förderer – wie Lernen Spaß macht	Lern-Killer – wie ich es mir vermiesen kann
• Ich muss nicht die Beste/der Beste sein. Ich möchte aber mein Bestes geben. • Vieles gelingt mir, wenn ich mich darum bemühe. • Ich gebe nicht auf. • Wenn ich etwas nicht verstehe, frage ich einfach nach. • Ich kann mein Gedächtnis trainieren. • Das ist eine schwierige Aufgabe, aber wenn ich mich konzentriere, habe ich eine gute Chance, die Aufgabe zu lösen. • Es ist nicht schlimm, wenn ich einen Fehler mache.	• Ich habe sowieso alles vergessen. • Wenn ich einen Fehler mache, bin ich ein Versager. • Das lerne ich nie! • Ich kann üben so viel ich will, ich werde doch nicht besser. Das schaffe ich sowieso nicht. • Es hilft nichts. Ich gebe auf. • Andere können alles besser als ich. Warum soll ich mich überhaupt anstrengen? • Das macht keinen Spaß. • Das mache ich morgen. • Ich habe Kopfschmerzen.

9.2 Was brauche ich zum Lernen?

Der Rektor einer Schule bescheinigte den Eltern des späteren Chemikers *Justus von Liebig*, er sei die Plage aller Pädagogen. Der Vater steckte ihn daher in eine Apothekerlehre und nahm ihn von der Schule. Als er mit seinem Hobby Chemie den Dachstuhl des Apothekers in die Luft gesprengt hatte, kannte sein Interesse für die Chemie keine Grenzen mehr ... Zum Lernen braucht es **Motivation**, Begeisterung. Wie kann ich diese erreichen?

Wenn Lernen **Spaß** machen, also erfolgreich sein und mich voranbringen soll, dann sollte ich dazu bzw. dabei vielleicht zunächst Folgendes versuchen (ins Besondere beim Distanzlernen / im Homeschooling):

1. Ruhe und Wohlfühlatmosphäre schaffen,
2. Positiv denken,
3. Ausgeschlafen und gesund ernährt sein,
4. meinen Lerntyp kennen,
5. einen Lernplan erstellen,
6. mich ausgiebig vorbereiten,
7. regelmäßig üben,
8. abwechslungsreich lernen und kreative Lernmethoden nutzen und
9. erfolgreich auswendig lernen.

Wenn ich also zur falschen Zeit lerne, einseitig und zu viel auf einmal („alles abschreiben“) und mich danach sofort mit Computerspielen „belohne“, dann, da kann ich sicher sein, bleibt nichts im Gedächtnis haften. Hilfreiche Maßnahmen beim Lernen sind also: ein Lernplatz zum Wohlfühlen ohne Ablenkungen durch Handy, Fernseher oder PC, feste Lernzeiten und angenehme Rituale wie z.B. die Tasse Tee oder Kakao, negative Gedanken wie „Kann ich sowieso nicht!“ austauschen gegen „Ich stelle mich der Herausforderung!“ und „ein Problem selbstständig angehen, auch wenn Fehler passieren können“. Schwierigkeiten sind Chancen! Es sollte keinen Stress geben: auf gesunden Schlaf achten, gut zu seinem Körper sein und genug Zeit fürs Lernen einplanen. Die oder der Eine lernt super mit Bildern und Grafiken, die oder der Andere besser das Gehörte – kenne ich meinen eigenen Lerntyp schon? Habe ich für mein Lernen einen Plan gemacht, um den Lernstoff zu bewältigen – mit Vorbereitung, Lern-, Wiederholungs- und Überprüfungsphase – oder versuche ich ohne Zeit und Struktur einfach nur alles

„abzuschreiben“? Das, womit wir die wenigste Zeit beim Lernen verbringen, macht übrigens den größten Teil des Lernerfolges aus: die Vorbereitung!

Dann kommt das Lernen selbst: Es ist gut, die Unterlagen konzentriert durchlesen, dann den Inhalte in eigenen Worten wiederzugeben oder zu skizzieren (*MindMaps* regen beide Gehirnhälften an! „Mogelzettel“ sind gute Zusammenfassungen!), eigene Beispiele zum zu lernenden Thema zu erfinden und am Ende jemandem das Thema zu erklären, z.B. einer Freundin, einem Freund oder Familienmitglied. Wenn man den Lernstoff aufbereitet, bildet das Gehirn sozusagen „**Trampelpfade**“ – aber wenn man sie nicht nutzt, wuchern sie wieder zu und man vergisst. Was kann man dagegen tun? Man begeht die Trampelpfade immer wieder und baut sie aus. Das regelmäßige Wiederholen schafft quasi „**Autobahnen im Gehirn**“, direkt ins Langzeitgedächtnis! Aber Achtung: Wenn man ähnliche Inhalte direkt hintereinander lernt, kann man sie schnell verwechseln. Und gegen stures „auswendig pauken“ hilft es, den Lernstoff schöpferisch zu gestalten. Man kann Wörter und Vokabeln mit Bildern verknüpfen (die beiden Gehirnhälften!). Man kann Satz für Satz oder Absatz für Absatz auswendig lernen – aber nicht alles auf einmal – und Vokabeln am besten in kleine Themenblöcke sortieren (höchstens sieben), Stoffe in Stoffgruppen und Fachbegriffe **ordnen**, in **Oberbegriffe** zusammenfassen. In jedem Fall sollte das Gehirn seine Chance zum Lernen bekommen, zum Ausbauen der Trampelpfade, indem man das Gelernte regelmäßig wiederholt.

9.3 Wie verhindere ich schulische Lernerfolge?

Es ist ganz einfach: Wer das Lernen erfolglos gestalten will, muss es nur **aufschieben**, bis dass alles **auf den letzten Drücker gelernt** werden muss (und damit **zu viel auf einmal**). Ideal ist, wenn man alle 30 bis 45 Minuten eine Pause von 5 bis 15 Minuten macht und den Lernstoff am besten auf mehrere Tage aufteilt. Auch wenn man einseitig lernt, ohne es auszuprobieren, zur falschen Zeit und stumpf abschreibend statt den Text handschriftlich in eigenen Worten zusammenzufassen, dann bleibt das Lernen erfolglos. Am Besten, man „belohnt“ sich direkt nach dem Lernen noch mit einem aufregenden Film und überflutet das Gehirn mit dramatischen und emotionalen Reizen, dann werden wichtige Informationen wie Fachbegriffe, Vokabeln und Regeln gleich wieder gelöscht, neu überschrieben und am Hinübergehen ins Langzeitgedächtnis gehindert – das Nach-Denken fällt aus.

9.4 Welche Lerntechniken und -methoden kann ich ausprobieren?

Wir lernen immer – und das Meiste sogar unbewusst. Wir gehen, ohne dass wir den Vorgang im Einzelnen beschreiben können, und wir sprechen, ohne alle angewendeten grammatikalische Regeln erklären zu können. Das Gehirn findet aus vielen Beispielen einfach die Regel heraus, die es dann anwendet.

Wer einen Lernenden unterweist, ihm etwas „beibringt“, der verändert ihn. Er sorgt praktisch dafür, dass sich Strukturen im Gehirn des Lernenden verändern – seine Identität. Das Gelernte prägt: Die Muttersprache kann in den ersten Lebensjahren am Besten erlernt werden – später lassen sich Versäumnisse nicht mehr ganz ausgleichen. In bestimmten Lebensphasen können (und müssen) bestimmte Inhalte sogar besonders gut erlernt werden (das nennen Wissenschaftler das Synapsenwachstum oder Blooming). Wie aber wird der „Lernstoff“ am Besten aufgenommen?

Wer etwas liest, der behält etwa 10% an Informationen, wer es hört etwa 20%. Wer etwas beobachtet, behält etwa 30%. Durch Hören UND Sehen steigt die Quote auf 70%, aber wer es selbst ausführt, behält 90%: Man sollte also möglichst viele **Kanäle** benutzen. Die Lerneinheiten sollten auch kurz sein und nicht zu lange am Stück (das Gehirn ist während der Pausen weiter aktiv und verarbeitet die Informationen!). Sie sollten mehrmals wiederholt werden (die Trampelpfade, s.o.!) und neue Begriffe sollten durch inhaltliche, sprachliche oder bildliche Assoziationen verbunden und emotional besetzt werden („**Eselsbrücken**“, Visualisierungen, eigenständiges Entwickeln von Fragen zum Lernstoff).

Das beste Training aber ist das **Simulieren der Prüfungssituation**. Eine veränderte Umgebung kann bewirken, dass der Lernstoff nicht mehr abgerufen werden kann, und Ängste und Druck können das Gehirn blockieren. Vielleicht lässt sich eine ähnliche Umgebung herstellen wie die, in der das Gelernte wiedergegeben werden muss? Die Prüfungssituation lässt sich sicherlich nachahmen!

Konkrete **Lernmethoden** sind:

- Lern(stoff)kartei (statt stumpfes Wiederholen),

- Sortieren und Zusammenfassen des Lernstoffs (Organisation und Hierarchisierung: Es erhöht den Lernerfolg, wenn Begriffe oder Fakten organisiert und bestimmten Kategorien zugeordnet sind!),
- den Lernstoff aktiv erarbeiten.

Texte kann man am Besten lernen, wenn man **Übersichten** über Kapitel und den Lernstoff erstellt, Lernziele und Fragen zum Einstieg mit Bezug zum vorangegangenen Kapitel / Themen formuliert und im Text Abschnitte mit Überschriften versieht (Gliederung), grafische Elemente und Abbildungen ansieht und am Ende Zusammenfassungen erstellt, Kontrollaufgaben bearbeitet und DANACH mit vorgegebenen Lösungen vergleicht. Wenn man einen Text nicht nur einfach liest, sondern sich währenddessen dazu aktiv Fragen stellt und beantwortet oder auch den Text anschließend selbst zusammenfasst, dann erarbeitet man sich den Stoff deutlich aktiver (SQ3R-Methode: *Survey, Question, Read, Recite and Review*):

1. Sich Überblick verschaffen
2. Fragen an den Stoff stellen
3. Lesen (und Betrachten der Grafiken, Diagramme und Abbildungen)
4. Das Gelesene wiedergeben
5. Rückblick auf den Text (Wurden meine Fragen beantwortet oder gibt es etwas, was durch die Fragen noch nicht erfasst wurde?)

Wir lernen mit Bildern. Lerninhalte sollte man so verarbeiten, dass die neuen Informationen mit bereits vorhandenem Wissen verknüpft werden, denn was im Gehirn nicht mit schon bestehendem Wissen verlinkt werden kann, wird wieder vergessen.

Wir lernen am besten körperlich und konzentriert – also tief durchatmen, gerade hinsetzen und das Durcheinander ringsum möglichst gering halten.

Wir lernen am besten überlegt statt planlos und besser **portionsweise** statt en bloc (Wer fünfmal eine halbes Stündchen lang lernt, der behält mehr als wer einmal fünf ganze Stunden durchpaukt!). Und: das Gelernte muss sich „setzen“ (Um in **Lernpausen** zu entspannen möglichst kein Computerspiel machen, denn soeben Gelerntes wird nicht abgespeichert, wenn das Gehirn gleichzeitig mit aufregenderen Dingen gefüttert wird; sich nach dem erreichten Lernziel lieber mit so etwas belohnen wie mit etwas Ausgang oder Sport.). Oft spielt beim Erwerb von Können das Problemlösen eine wichtige Rolle: Ausgearbeitete Lösungsbeispiele helfen nachvollziehen zu können, wie ein anderer bei der Lösung eines Problems oder einer Aufgabe vorgegangen ist. Das Üben von Prüfungsaufgaben ist eine erfolgreiche Lernstrategie: Beim Abrufen des Wissens strukturiert sich dieses noch einmal um und man lernt die Inhalte dadurch noch besser. Wer versucht, Lehrervorträge oder Stundeninhalte mit dem Laptop Wort für Wort mitzutippen statt die Informationen in eigene Worten zu fassen, der bringt sich um diese Chance. Von Hand und somit mitdenkend mitzuschreiben, das ist wie ein Spickzettel: Man fasst zusammen und macht sich Gedanken, was das Wesentliche ist. Was man sich selbst erarbeitet, zusammengefasst und noch einmal wiederholt hat, das kann man sich besser merken – und der Spickzettel wird während der Arbeit oder Prüfung überflüssig. Begabung spielt selten die zentrale Rolle, aber wer richtig lernt, kann sehr viel erreichen. Durchhaltevermögen, Leistungsbereitschaft und gute Lerntechniken führen zum Ziel.

Aus dem Gesagten folgt, was ungut ist: Wenn der neue Lernstoff nicht in Verbindung mit bereits Bekanntem gebracht wird (Nichtssagende, fremde Fachbegriffe ohne Erklärungen und Beispiele aus dem eigenen Erfahrungsbereich) und wenn er zu unübersichtlich, verwirrend oder sprachlich zu kompliziert dargeboten wird (Der Lehrer, der seine Schüler mit einem Allzuviel an Wissen „erschlägt“ oder seinen Schülern hintereinander gleich mehrere Lösungsansätze an der Tafel vorführt, statt sie ausprobieren zu lassen).

9.5 Wie kann ich mir etwas besser merken? (Gedächtnistechniken)

Um sich Fakten leichter **einzuprägen** kann man z.B.:

- die zu lernenden Begriffe wie die Glieder einer Kette so aneinanderhängen, dass die richtige Reihenfolge erhalten bleibt (Beispiel Reiseroute: Bahnhof – Park – Kirche – Café – Hotel – See),
- die zu lernenden Begriffe in eine möglichst lustige und ausgefallene Geschichte packen,
- die wichtigen Begriffe mit bestimmten Orten verbinden,

- Reime bilden („Eselsbrücken“ wie „333: bei Issos Keilerei“) oder Sachverhalte mit einer bekannten Melodie unterlegen (Lieder prägen sich leichter ein!).

9.6 Welche Lerntipps helfen mir weiter?

Daher abschließend noch einmal die hieraus folgenden **Lerntipps**:

1. Beim Lernen sollte das Moment der Entdeckung („**Aha-Erlebnis**“) und der **Freude** im Mittelpunkt stehen, denn Angst ist ein schlechter Lehrmeister.
2. Jeder hat am Tag bestimmte Leistungsspitzen – nutze sie zum Lernen.
3. Jeder Lernstoff hat einen **positiven Inhalt**, eine positive Verpackung oder positive Seiten und Verbindungen – suche sie.
4. Lernen ist ein Überführen und Abspeichern von Informationen ins Langzeit-Gedächtnis, indem wir den **Lernstoff zunächst in Beziehung zu bereits Bekanntem setzen** und dann dieses „Verknüpfen“ einige Male **wiederholen**, das **Einsortieren** einüben (Beispiel einer „**Blockbildung**“: *Arme + Beine + Rumpf + Kopf = Körper*; der Lernstoff kann in ein schon vorhandenes Netz von Informationen hineinfallen und mit ihm verbunden werden (z.B. durch Auswahl, Vergleich, Verbinden, Miteinbeziehen, Vereinfachen, Hierarchiebildung und gedankliche Verallgemeinerung)
5. Die o.g. Blockbildung sollte bewusst eingeübt werden, denn gut **strukturierter** Lernstoff wird viel leichter behalten als ungeordneter und unstrukturierter.
6. An den Lernvorgängen sollten **möglichst viele Sinnesorgane** / Eingangskanäle beteiligt sein.
7. **Ähnliches** sollte **nicht direkt nacheinander** gelernt werden (Verwechslungsgefahr).
8. Lernstoff sollte **stressfrei und portionsweise** aufgenommen statt aufgeschoben und dann am Ende schnell, unter Druck und im Ganzen hinabgewürgt werden!

9.7 Wie und wozu „Hausaufgaben“?

Im Bearbeiten der Hausaufgaben liegt also eine Fülle von **Chancen**:

- Übungsaufgaben können das im Unterricht erarbeitete Wissen vertiefen und festigen.
- Anwendungsaufgaben können helfen, das gelernte Wissen und die erworbenen Fähigkeiten auf neue Lernsituationen zu übertragen.
- Sie können, vor allem in den geistes- und gesellschaftswissenschaftlichen Fächern, der Vorbereitung der Unterrichtsarbeit dienen.
- Sie ermöglichen, den eigenen Lernerfolg zu kontrollieren, Lücken festzustellen und diese durch Rückfragen im Unterricht oder bei Mitschülern auszufüllen.
- Sie können zu selbstständiger Arbeit hinführen und diese einüben.

Wie beim Lernen so empfehlen sich auch hier die o.g. Tipps wie z.B. das Gliedern in Aufwärm-, Konzentrations-, Lese- und Wiederholungsphase, Pausen beachten und Abwechslungen schaffen z.B. zwischen verschiedenen Stoffgebieten oder Methoden, festen Arbeitsplatz und regelmäßige Arbeitszeiten vorsehen. Je länger die Hausaufgabenzeiten, desto länger sollten auch die Pausen werden. In den Arbeitspausen dazwischen könnte man sich körperlich entspannen (sich räkeln, Muskeln anspannen, auf der Stelle laufen...), etwas trinken und Obst essen, eine Phantasiereise machen (Augen schließen, vielleicht Musik hören, sich dabei an einen angenehmen Ort versetzen...), kurz rausgehen oder etwas malen.

Hausaufgaben lassen sich am Besten **in sieben Schritten** erledigen:

1. Aufgaben im **Hausaufgaben-Heft** („HA-Heft“) notieren
2. **Ausgeruht** an die Hausaufgaben gehen
3. **Vor Beginn in das HA-Heft sehen**
4. Mit **einer** Aufgabe beginnen, die **leicht** fällt
5. **Angefangene Aufgaben zu Ende führen** und vor Beginn der nächsten Aufgabe **kontrollieren**
6. **Erledigte Aufgabe im HA-Heft abhaken** und nächste Aufgabe beginnen, ggf. nach erledigter Aufgabe kurz mit Erholungspause belohnen
7. Nach den Hausaufgaben die **Schultasche für den nächsten Tag packen** (Stundenplan und Hausaufgaben-Heft beachten: Habe ich an alles gedacht?)

9.8 Wie protokolliere ich und schreibe mit?

Es gibt drei Arten von **Unterrichtsmitschriften**: Verlaufsprotokoll, Ergebnisprotokoll und Stundenprotokoll.

- Das **Verlaufsprotokoll** gibt einen Vortrag oder eine wörtliche Rede nur sinngemäß und verkürzt wieder (Wichtiges von Unwichtigem unterscheiden, nicht jedes einzelne Wort des Sprechers aufschreiben, die verschiedenen Thesen und Argumente innerhalb einer Diskussion oder die einzelnen Schritte, die zur Ergebnisfindung beigetragen haben wiedergeben).
- Das **Ergebnisprotokoll** nennt das Ergebnis einer Sitzung und beschreibt von ihm aus Perspektiven für das weitere Vorgehen. Am Anfang des Protokolls muss daher die Fragestellung, die Aufgabe oder das Thema genannt werden. Um Ergebnisse schnell einsehen zu können, muss es übersichtlich gestaltet sein. Der Protokollant sollte zunächst während der Sitzung den Verlauf notieren und im Nachhinein das Wichtige herausfiltern.
- Ein **Stundenprotokoll** ist eine Mischung aus Verlaufs- und Ergebnisprotokoll. Es wird dann für die gesamte Klasse bzw. Lerngruppe verfasst, damit alle auf dem gleichen Stand sind und sich der Rest, der nicht mitschreibt, stärker auf Diskussionen während der Unterrichtsstunde konzentrieren kann.

Auch die Form des Protokolls ist wichtig. Das **Ergebnisprotokoll** ist sachlich und knapp, im Präsens, trägt eine Überschrift mit Art des Protokolls („Ergebnisprotokoll“) und Thema der Sitzung, den Namen des Protokollanten und bietet zu Beginn des Protokolls Rahmeninformationen (Datum, Uhrzeit bzw. Dauer der Sitzung, Informationen zu Ort und äußeren Umständen, Teilnehmer), dann eine sortierte Darstellung einzelner Ergebnisse (Tabelle, Liste, Stichpunkte oder Text mit Zwischenüberschriften) und das Endergebnis (ggf. auf zukünftige Arbeitsschritte verweisen) sowie die Unterschrift des Protokollanten.

Ergebnisprotokoll Mathe
Wir diskutierten die Aufgabenstellung $3+4=?$ und bekamen zwei verschiedene Ergebnisse.
Da wir uns nicht einigen konnten, stimmten wir ab: Unentschieden!
Also hatten wir kein Ergebnis!

Abb.: Ein „Ergebnisprotokoll“ (Eig. Bild)

Auch das **Stundenprotokoll** trägt eine Überschrift mit Art des Protokolls („Stundenprotokoll“) und Thema der Sitzung, den Namen des Protokollanten und Rahmeninformationen zu Beginn des Protokolls (z.B. Klasse oder Lerngruppen-Bezeichnung, Lehrkraft, Datum und Dauer der Stunde oder Sitzung). Knapp und sachlich im Präsens wird eine saubere und übersichtliche Form (Schriftgröße 12, ausreichender Seitenrand, sinnvolle Absätze und Zwischenüberschriften) gewählt, eine Hinführung zum Thema oder zur Fragestellung geboten und Unterthemen in Textform (ggf. mit entsprechenden Zwischenüberschriften). Auch hier steht am Ende die Unterschrift des Protokollanten sowie ggf. Hinweise zu weiterführenden Lehrbuchseiten oder -texten (Literatur).

9.9 Wie sortiere ich meine Mitschriften und Protokolle?

Um **Ordnung** in Dokumente zu bringen können z.B. folgende Maßnahmen ergriffen werden:

- Auf **linierte und karierte Blätter** aus einem Collegeblock schreiben
- Alle beschriebenen Blätter, die Arbeitsblätter, Fotokopien usw. mit Datum und einer **Überschrift** versehen (Thema, Buch Seite ...) und im Rahmen der Unterrichtseinheit oder des Themas fortlaufend nummerieren (oder mit Datum versehen und sortieren!)
- Alle bearbeiteten Blätter am Ende der Stunde **in das entsprechende Fach der Sammelmappe** legen (**Reihenfolge der Nummerierung** beachten!)
- Am Ende einer der Unterrichtseinheit alle Blätter aus der Sammelmappe an der entsprechende Stelle **im DIN A 4-Ordner abheften**
- Am Halbjahresende oder volle DIN A 4-Ordner **aufbewahren**(für spätere Wiederholung und Nutzung) und / oder es wird ein neuer Ordner angelegt

9.10 Wie kann ich Arbeiten, Klausuren und Prüfungen bestehen?

Prüfungsangst ist verständlich. Doch Prüfungen sind nichts anderes als Lernerfolgskontrollen, die man selbst schon am Ende des eigenen Lernens durchführen kann – noch bevor man sie wiederholen muss, wenn jemand anderes dabei ist. Prüfungen sind daher zwar auch Leistungskontrollen zur Leistungsbewertung, aber es gelten die gleichen Lernregeln und –tipps wie oben: Kurzfristiges „Pauken“ unmittelbar vor einer zu erwartenden Prüfung bringt selten den erhofften Erfolg. Das gute Prüfungsergebnis stellt sich genau wie Lernerfolg sonst auch besonders bei guter **Vorbereitung** ein: aktives Lernen, regelmäßige Arbeit im Arbeitsablauf und eine sorgfältige Anlage, Sammlung und Ordnung der Unterlagen machen sich bezahlt. Planung und Organisation helfen, Fehleinschätzungen des Zeitbedarfs, Termindruck und Stress zu vermeiden.

Klassenarbeits-Strategien
1. Ich lasse mich nicht nervös machen: ich weiß, ich habe mich gut vorbereitet! 2. Ich lese erst einmal in Ruhe alle Aufgaben vollständig durch. 3. Ich löse erst einmal eine leichte Aufgabe 4. Ich sage mir "Geschafft! Weiter so!" und werde nicht nervös, wenn ich eine Aufgabe nicht sofort verstehe: Ich kann mich konzentrieren, sie noch einmal lesen und überdenken. Ansonsten stelle ich sie zurück, wenn ich sie immer noch nicht lösen kann. 5. Nach jeder Aufgabe lege ich den Stift kurz hin und atme einmal ruhig ein und aus 6. In den letzten 10 Minuten bleibe ich ruhig und überlege: "Was kann ich noch schaffen? Was muss ich noch kontrollieren?" 7. Ich kontrolliere und verbessere, wenn ich es für erforderlich halte. Wenn ich zweifle, verändere ich lieber nichts. Und dann gebe ich die Arbeit beruhigt ab: Ich habe mein Möglichstes getan!

Lernen geschieht über **verschiedene** Eingangswege, am effektivsten über möglichst viele Sinne gemeinsam. Der Lernstoff muss daher dem Lerntyp entsprechend aufgenommen, „einsortiert“ und **eingeordnet** werden, d.h. mit Bekanntem verknüpft und regelmäßig wiederholt oder angewendet werden, so dass er schließlich **dauerhaft im Langzeitgedächtnis** verfügbar bleibt.

9.11 Wie kann ich mir etwas in das Gedächtnis einprägen?

Mehrfaches Wiederholen hilft, beim „Einspeichern“ der Fakten vom Kurz- zum Langzeitgedächtnis zu gelangen. Es gibt sozusagen einen Zusammenhang zwischen Memorieren (Lerntechnik) und Marmorieren, denn das Memorieren ist wie ein „Marmorieren“ des Gedächtnisses: Das Gedächtnis wird dauerhaft mit einem sich oft wiederholenden Muster durchzogen – wie Marmor.

Als eine Lerntechnik, die motiviert und das Selbstvertrauen stärkt (und somit entsprechend erfolgreich ist), empfiehlt es sich, für etwaige Wiederholungen von Übungen den eigenen **Lernerfolg zu messen** und kurz nach Kenntnisnahme der richtigen Lösungen sich der bewältigten Lernaufgabe erneut zu stellen. Die mehrmalige Wiederholung verankert das Gelernte im Langzeitgedächtnis, da es in regelmäßigen Abständen immer wieder gebraucht wird. Auch ein Marathonläufer beginnt, wiederholt zunächst immer wieder kleine Strecken zu laufen und seine Zeit und Kondition zu messen – um dann festzustellen, dass er sich langsam, aber sicher in seiner Leistung steigert. Wenn man sich eine Lern- und Trainingsmethode wie das systematische Wiederholen und Üben aneignet wie z.B. in folgender Aufzählung, dann ist der Lernerfolg sicher(er).

Die sechs Arbeitsschritte bei der **Lerntechnik des Einprägens** (Memorierens) sind:

1. Erstmalige Bearbeitung der Aufgabe / des Problems (Erster Versuch).
2. Erste Lernerfolgskontrolle: Wie lautet die richtige Lösung und wie viel % der Teilaufgaben / Teilschritte der Problembearbeitung habe ich schon erfolgreich bearbeitet (ohne „error“)?
3. Erneute Bearbeitung der gleichen Aufgabe.
4. Erneute Lernerfolgskontrolle und Vergleich mit dem im 1. Schritt erzielten Lernerfolg.
5. Wiederholte Aufgabenbearbeitung (Wiederum nach dem Prinzip „try and error“)
6. Wiederholte Lernerfolgskontrolle

(Im Hinblick auf dauerhaftes Memorieren und Speichern im Langzeitgedächtnis empfehlen sich nach Auffassung der Lernforschung übriges Wiederholungen in etwa in folgenden Zeitabständen: 10 Minuten, 90 Minuten, 1 Tag, 4 Tage)

Die **Prüfungs- und Klausur-Aufgaben** sind eine abschließende Lernerfolgskontrolle. Sie kommen verschiedenen Formen vor: offene und geschlossene Fragen, Ankreuz- und Zuordnungs-, Rätsel- und Übertragungsaufgaben. Dementsprechend werden unterschiedliche Lösungsstrategien benötigt.

Zuordnungs-Aufgaben fordern z. B., dass Begriffe bestimmten Werten, Definitionen oder eben Antworten zugeordnet werden. Sie können auch in Form von Ankreuzaufgaben oder als *multiple-choice*-Aufgaben gestellt werden. Wegen der Auswahlmöglichkeit zwischen vorgegebenen Antwortmöglichkeiten sind diese Art von Tests relativ leicht zu lösen – wenn die Aufgabe nicht zu schwierig gestellt oder die Auswahlantworten zu ähnlich formuliert werden.

Offene Fragen bieten keine Auswahlantworten an. Quizfragen z. B. in Fernsehsendungen sind in: Sie in Wettbewerbssituationen zu lösen ist lehrreich und unterhaltsam. Es sind gebundene Aufgaben – mit vorgegebenen Antwortmöglichkeiten. Dennoch: Sie können in sehr unterschiedlichen Schwierigkeitsgraden gestellt werden, einfach oder knifflig, aber eben auch scherzhaft oder hinterlistig. „Tests“ und „kurze schriftliche Übungen“ werden – wie Klausuren und Prüfungen auch – oft viele **gebundene Aufgaben** bieten wie z.B. *multiple-choice*- und ggf. auch Quizfragen. Diese sind oft leichter (schneller) korrigierbar.

In jedem Fall wünscht Ihnen der Autor dieses Buches beim Üben und Trainieren mit diesem Arbeitsbuch oder auch den Folgebänden **viel Erfolg!**

Der Autor:

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



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

Als Autor im Epubli-shop auch unter:

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

Anhang 1: Lernhilfen, Lösungshinweise und Lösungen

1) Lernhilfen / Lern- und Lesehinweise:

Lernhilfen für die Schule – verständlich erklärend und anschaulich bebildert:

- 1.) **Lernen Lernen. Lernhilfen für Schule und Homeschooling** (ISBN 9783753104713; 8,99€)
- 2.) **Merksätze und Formeln Chemie** (epubli 2019, ISBN 9783748550129 zu 7,99 €, auch als ebook erhältlich: ISBN 9783748597735, für 3,99 €)
- 3.) **Die Reihe „Chemie im Distanzunterricht“** – selbsterklärende Lernhilfen in sechs Bänden:
 - 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; auch in s/w
 - 6: Kohlenstoffverbindungen – Einführung in ihre Vielfalt: Organische Chemie; farbig: 9783753178547, auch s/w
- 4.) **Daten und Definitionen, Ein Nachschlagewerk Chemie für Schule und Labor** (in der Reihe: Chemie Grundwissen), Verlag epubli, ISBN 9783754940433 zu 14,99 €
- 5.) **Üb(er)legungsaufgaben 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 €) – und 3 weitere Bände.



Neues über Forscher- und Entdecker/innen - Spannendes aus den Naturwissenschaften:

- 6.) **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 nur 7,99 €)
- 7.) **Chemiegeschichte(n) im Unterricht – Historische Entdeckungen und Erkenntnisse als Lernhilfen** im Chemieunterricht, ein Impuls zur Fachdidaktik, ISBN: 9783754913826 zu 24,99 €; **gratis als pdf zum Download** unter: <https://www.mundo.schule/details/SODIX-000100888>
- 8.) **Gulligold – ein Münsterland-Ostfriesland-Krimi** (ein Roman, u.a. mit einem Chemiker, Verlag epubli, ISBN: 9783754134976 zu 9,99 €; auch als ebook erhältlich (Gulligold - Serienmorde in MS. Ein Westfalen-Ostfriesland-Krimi, Verlag neobooks, 9783754182888 zu nur 3,49 €)

2) Lösungshinweise und Lösungen zu den Aufgaben:

Zu S. 4: Die Lösung lautet: Schmelz- und Siedetemperatur, Dichte, Löslichkeit, Farbe, Verformbarkeit

Zu S.5, Nr.1: Zur Messung nimmt man Thermometer (für Schmelz- und Siedetemperatur), Waage und Messzylinder (Dichte, Löslichkeit), die Augen oder so genannte Spektroskope (Farbe), die Hände und ggf. Werkzeuge wie Hammer und Zange (Verformbarkeit) und Leitfähigkeitsmessgeräte (für die elektrische Leitfähigkeit)

Nr.2: Bei Stofftrennverfahren werden Gemische aufgetrennt und die Stoffe bleiben erhalten, bei Stoffzerlegungen wird ein Reinstoff zersetzt und bleibt nicht erhalten (chem. Reaktion).

Nr.3: Verbindungen sind physikalisch nicht weiter auftrennbare Reinstoffe, während Gemische in Reinstoffe aufgetrennt werden können. Chemische Verbindungen bestehen aus Elementen in bestimmten Mengenverhältnissen und haben als Reinstoffe stets gleichbleibende Stoffeigenschaften. Stoffgemische entstehen oft in beliebigen Mischungsverhältnissen und ihre Eigenschaften richten sich nach Art und Mengenverhältnis der beteiligten Stoffe.

S. 16+17: 1. Silben-Rätsel: Lösungswort **Panamakanal**, Einzellösungen: Filter, Magnesium, Erlenmeyerkolben, Destillat, Brause, Schwefelpulver, Salzwasser, Molekül

2. Silben Rätsel: Leichtes Lösungswort **Elefant**, Schweres Lösungswort:

Oberverwaltungsgerichtshofspräsident, Einzellösungen:

1) Quecksilber	2) Sauerstoff	3) Farbstoff	4) Süßstoff	5) Korkenzieher
6) Reagenzglas	7) Bunsenbrenner	8) Scheidetrichter	9) Elektronenhülle	10) Physiklehrer
11) Temperatur	12) Neon	13) Stoffgemisch	14) Sieb	15) Radioaktivität

3. Rätsel: Lösung: **Chlorgas** (Ordnungszahl 17; Lösungszahl 265121 = Quersumme: 17)

☺☺☺☺☺☺☺☺	Reinstoff		Stoffgemisch (unterteilt nach Aggregatzustand)			
Material	Element	Verbindung	Fest/ flüssig	Fest/ gasf.	Flüssig/ gasf.	Gasf./ gas.
Salzwasser			X			
Luft						X
Zucker		X				
Nebel					X	
Limonade			X		X	
Sauerstoff		X				
Seifenschaum			X			
Eisensulfid		X				
Schwefel	X					
Destilliertes Wasser		X				
Rauch / Qualm				X		
Schlamm			X			
Kohlendioxid		X				
Kalk		X				
Gold	X					
Kakaomilch			X			
(Anzahl Kreuzchen)	2	6	5	1	2	1
Geheimnummer	265121		Quersumme: 2+6+5+1+2+1=17			
Quersumme	17 = Ordnungszahl des Elementes Chlor, ein grünes Giftgas (Desinfektionsmittel, z. B. im Schwimmbad)					

4. Rätsel: Lösungswort: Luftzerlegungsanlage (LZA), Einzellösungen: 1d 2c 3bg 4a 5d 6f

S.18:Nr.1: siehe Lösung zu S.5, Nr.1 oben;**Nr.2:** a) Schmelztemperatur 0°C, Siedetemperatur 100°C, farblos, geruchlos; b) Dichte kleiner als Luft, nicht brennbar, farb- und geruchlos, c) glänzend, elektrisch leitfähig, verformbar, bildet an feuchter Luft Rost, d) farblos, wasserlöslich, schmilzt erst über 750°C, elektrisch leitfähig nur in Lösung oder Schmelze, e) sublimiert, bildet violette Dämpfe und mit Metallen Salze, desinfizierend, Nichtleiter.**Nr.3:** (individuelle Lösungen möglich) **Nr.4:** Diamant > Blei > Wasser > Helium, **Nr.5:** Das Metall Gold – alle anderen sind brüchig. **Nr.6:** Kochsalz, Zucker, Kohlendioxidgas.

Nr.7: a) Schmelzen, b) Sublimieren, c) Erstarren. **Nr.8:** Die Bestimmung der Dichte von Blei erfolgt mit einer Waage und einem Messzylinder zur Volumenbestimmung (mit der Wasser-Überlauf-Methode), die Bestimmung der Dichte von Alkohol mit Messzylinder und Waage. **Nr. 9:** Siedetemperatur = Übergang flüssig → gasförmig (100°C), Sublimieren: fest → gasförmig (ohne Schmelze). **Nr. 10:** fest: Kochsalz, flüssig: Wasser, gasförmig: Helium (Ballongas), **Nr.11:** a) Blei, b) Titan, c) Gold.

S.18, Messbare Stoffeigenschaften: 1+2) s.o., Lösung zu S.7, Nr.1; 3) Zündquelle und Luft / Lebende Zellkultur / Wasser, Messzylinder und Waage / z.B. Zange, Hammer oder Hände 4) Bei guter Wärmeleitfähigkeit fühlt sich der Stoff bei Raumtemperatur kalt an (z.B. Türgriff aus Metall).

S.18, Dichte: 1) Gegeben: $V = 10 \text{ cm}^3$, $m = 21 \text{ g}$ / Gesucht: Dichte $\rho = m/V = 21 \text{ g}/10 \text{ cm}^3 = 2,1 \text{ g/cm}^3$

2) Das Volumen von 1,93 kg Gold mit der Dichte $\rho = m/V = 19,3 \text{ g/cm}^3$ ist dann:

$V = m/\rho = 1930 \text{ g}/(19,3 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}) = 100 \text{ cm}^3$ und bei Luft: $V = m/\rho = 1290 \text{ g}/(19,3 \text{ g} \cdot \text{dm}^{-3}) = 100 \text{ dm}^3$

3) Gesucht: $\rho = m/V = 26,8 \text{ kg}/10 \text{ dm}^3 = 26,8 \text{ g}/10 \text{ cm}^3 = 2,68 \text{ g/cm}^3$ Es ist Aluminium

S. 44 unten: a) +b) Aktivierungsenergie ist nötig, Reaktion ist schnell, c) + d) Reaktion läuft nur bei andauernder Wärmezufuhr ab (endotherm)

S.54 Nr.1: 1) eine chemische Stoffeigenschaft nur bei Verbrauch des Ausgangsstoffes messbar (Reaktion!),

2) s. S.5+22, 3) Bleischrot absieben, Salz in Wasser lösen, Sand vom Salzwasser abfiltrieren, Wasser

verköchen. 4) s. S. 25 oben. **Nr.2.1:** a) Verkohlen von Zucker, b) Verbrennen von Kohle(nstoff), c) Sieden von Wachs, d) Filtrieren von Sand in Wasser, **Nr.2.2:** Individuelle Lösungen, **Nr.3:** a) s.S. 25, b) s. S.5 Nr.1.

Nr.4: a) s.S.12, b) s.S.13+14, c) Es ergeben sich: 6 g Kupfersulfid Cu_2S , 4,25g Cu_2S und 3,75 g Schwefel S, 5g Cu_2S + 1 g S, 1,25 kg Cu_2S + 0,75 kg S, 12,5 mg Cu_2S , d) 4 g S können 16 g Cu binden, aber nur 7 g Eisen

S.69, Stoffumwandlung: Nr.1: Es bräuchte den Rohstoff Zucker, eine gut regulierbare Heizquelle, einen Behälter, einen Rührer gegen das Anbrennen der Masse, Gussformen für die Bonbons und mindestens eine Arbeitskraft (zum Umrühren und Abgießen). **Nr.2:** Rostpulver brennt nicht, Benzin ist brennbar.

Nr.3: a) zähflüssig, b) brennbar, c) niedrige Dichte, d) nicht farb- oder geruchlos, e) konservierend (weist Fäulnisbakterien ab), f) explosiv (und ggf. ätzend oder giftig), g) insektizid (für Insekten giftig),

h) Schleimhäute reizend. **Zu Stoffvereinigung/-zerlegung:** 1) Es ist eine Stoffvereinigung ($A+B \rightarrow AB$), weil aus zwei Ausgangsstoffen ein neuer Stoff entsteht. 2) Silber + Schwefel $\rightarrow$ Silbersulfid,

Blei + Schwefel $\rightarrow$ Bleisulfid, Magnesium + Iod $\rightarrow$ Magnesiumiodid. 3) Nein, denn es kann chemisch in Kupfer und Schwefel zerlegt werden (z.B. durch Aufschmelzen und Anlegen von Gleichstrom). 4) Man könnte ihn aus Blei und Ioddampf herstellen – oder auch durch Zusammengeben von Blei- und Iodsalzlösungen wie z.B. Bleinitratlösung und Kaliumiodidlösung.

Zu S.70, Reaktionen: 1) Chemische Reaktionen sind a,d,e+f, weil (nur) hier neue Stoffe entstehen

2) Chemische Verbindungen sind a+c+e (Endungen: -id!). 3) Aus Zucker, Mehl, Backpulver und etwas Ei, Milch oder/und Wasser – es ist eine Reaktion, weil hier neue Stoffe entstehen, erkennbar an anderer Farbe und anderem, besseren Geschmack. 4) s. S.68 und S. 48, 5) s.S. 48/49, Beispiel: Der „Autokatalysator“ Platin beim Verbrennen von Wasserstoff, Gasen und Kraftstoffen wie Benzin, 6) s.S. 67.

S. 70, zu Energieumwandlungen: 1) exotherm: Verbrennung von Wachs oder Benzin, endotherm: Anbacken von Kuchenteig, Brennen von Kalk zu Branntkalk. 2) Weil bei der Reaktion von Zink Zn mit Schwefel S mehr Energie frei wird als bei der Reaktion des Edelmetalles Silber Ag mit Schwefel. 3) s. S.48 und Diagramm S. 47, 4) Vgl. Nr.2: Weil bei der Reaktion von Zink Zn mit Schwefel S mehr Energie frei wird.

5) Cu ist edler als Fe, bei der Reaktion von Fe mit S (Schema: $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$) wird daher mehr Energie frei.

6a) chemisch gespeicherte Energie $\rightarrow$ Wärmeenergie $\rightarrow$ Bewegungsenergie (kinetische Energie),

6b) chemische Energie (gespeichert in Nahrung und Sauerstoff) $\rightarrow$ Wärme- und Bewegungsenergie,

6c) chemische Energie $\rightarrow$ elektrische Energie $\rightarrow$ Bewegungsenergie (Luftbewegung, Schall),

6d) chemische Energie $\rightarrow$ Wärme- und Lichtenergie, 7) endotherm, da der Ofen ständige Wärmezufuhr liefert und nicht nur Zünd- oder Aktivierungsenergie. Ohne dessen Wärmezufuhr wird die Reaktion sofort beendet; es ist eine Stoffzerlegung, da aus dem Stoff Kalk die beiden Produkte Branntkalk (Kalziumoxid) und Kohlendioxid werden. 8) Endotherm ist Reaktion c), hier ist Energiezufuhr nötig; exotherm ist die Reaktion $\text{Zn} + \text{S} \rightarrow \text{ZnS}$, da bei der Reaktion von Zink- und Schwefelpulver Energie freigesetzt wird.

S. 71: 9) Weil sie nichts wiegt. 10) a) Aluminiumbromid, b) Quecksilbersulfid (Zinnober)

11+12) Aus nur einer Art Teilchen (Atomen) bestehen b+d+f+h (chemische Elemente), a+c+e+g sind Verbindungen, ihre Atomverbände bestehen jeweils aus zwei Sorten von Teilchen (verschiedene Atomsorten).

13) Bei exothermen Reaktionen wird Wärmeenergie freigesetzt (und oft auch Licht, Beispiel: Verbrennung), bei endothermen Reaktionen werden Wärme und manchmal auch Licht verbraucht, Beispiele: Kalkbrennen, Kuchenbacken, Sonnenbrand, Belichtung alter Fotofilme, Aushärten von Kunststoffen mit UV-Licht

14) Kupfer + Schwefel $\rightarrow$ Kupfersulfid, b) Silbersulfid $\rightarrow$ Silber + Schwefel,

c) Quecksilbersulfid + Eisen $\rightarrow$ Eisensulfid + Quecksilber, d) Stoffzerlegung ist b, Stoffvereinigung ist a und Stoffumgruppierung ist c (Quecksilbersulfid wird zerlegt, Eisen mit Schwefel vereinigt)

15) vgl. S. 59 (hier mit Zink statt Eisen dargestellt). 16) Backen von Kuchen, Verbrennen von Kerzenwachs oder Feuerzeuggas, Zünden von Schwarzpulver in Knallkörpern, Verdauen von Nährstoffen, Atmung

17) Die zwei Salze reagieren chemisch miteinander und es entstehen als Produkte Wasser, das beißend riechende Gas und mindestens ein neues Salz – am Entstehen neuer Stoffe erkennt man, dass es eine Reaktion ist und nicht nur ein Mischvorgang. 18) Wenn 1 L Sauerstoffgas 16 mal mehr wiegt als 1 L Wasserstoff (bei gleichem Druck und gleicher Temperatur) und beide Gasvolumina gleich viel Teilchen enthalten (Satz von Avogadro), dann sind Sauerstoffteilchen (O_2 -Moleküle) auch 16 mal so schwer wie Wasserstoffteilchen (H_2 -Moleküle).

19a) Wenn sich Verbindungen aus Elementen bilden, dann geschieht das immer nur in ganz bestimmten Masse- und Stoffmengen-Verhältnissen (2. Grundgesetz der Chemie, S. 39+40+57)

19b) Dann bleibt ein Gramm Kupfer übrig! **S. 84/85:** s.S. 86. **S.98:** Explosionsartige Freisetzung von Wärme und Licht, die Na-Atome geben Elektronen an Bromatome ab. 2) H-Cl , $\text{K}^+ \text{Cl}^-$, Fe^{2+} mit 2 Cl^- , 3)

Kupfer(I)-sulfid, Natriumhydroxid, Kohlen(stoff)monoxid **Zu S. 98 Nr. 4) bis 9) + S. 106f+129** Erklärungen und Lösungshilfen siehe Buchtext.

Lösungen zum Ankreuztest S.129: 1b,2a,3b,4d,5d,6c,7a,8c,9d,10c,11c,12a,13d,14c, 15: ungepaarte e^- , ähnl. Li, Na, K / Red.-Mitel: Mg, Al, CH_4 , H_2S , Na_2SO_3 , FeSO_4 u.a.

Anhang 2: Stichwortverzeichnis von A bis Z, Lern- und Lesetipps

Fachbegriff	Seitenzahl	Fachbegriff	Seitenzahl
A bdampfen	9	Erdöl	137
Aggregatzustand(sänderung)	4 ff, 20 ff	Ethan C ₂ H ₆ (auch: CH ₃ -CH ₃)	133ff
Aktivierungsenergie	43, 67	exotherm	43f, 48f
Akku(mulator)	125	Explosion, Detonation	40ff
Alkalimetall	87, 96f	Extrahieren, Extraktion	4, 45
Alkan	135ff, 146	F arbe	4
Alkanol, Alkohol	139f	Feuer:	siehe <i>Verbrennung</i>
Ammoniak NH ₃	100, 102ff	Formel, chemische	56
Analyse (Stoffzerlegung)	13, 62ff	Funktionelle Gruppe:	siehe <i>Substituent</i>
Arbeit, elektrische	120	G alvanisches Element	121ff
Aromastoff	141	Geschwindigkeit, Reaktions-	45ff
Atmosphäre (Lufthülle d. Erde)	72	Gleichgewicht,	
Atom	19ff	Gleichgewichtsreaktion	46ff, 53, 104
Atombindung		Größenordnung, Dimension	19f
(= Elektronenpaarbindung, EPB)	82, 93ff, 125ff	Grundgesetze der Chemie	49f
Atomhülle, -kern	22ff	H alogene, Salzbildner	87, 96
Atomhypothese	50f	Hauptgruppe (Periodensystem)	87
Atommasse	23, 51ff, 55	Hochofen, Eisengewinnung	85f
Atommodell	22ff, 88	<i>Hoffmannscher Zers.-Apparat</i>	76
Atomverband	51ff, 90ff	hydrophil, wasseranziehend	143
Avogadros Gesetz	51, 58f	hydrophob, wasserabweisend	143
Avogadro-Zahl	20, 51	I od I ₂	4, 98
B ase (Protonenakzeptor)	100	Ion, ionische (Ver-)Bindung	90ff
Batterie (Akku)	125	Isomer, Isomerie	136, 139
Bindung (zwischen Atomen)	82	J oule J	43, 119
Blei Pb	79	K alk, Kalkstein	14
Bleiakkumulator, Autobatterie	125	Kalorie	43
<i>Bohr'sches Atommodell</i>	22f	Katalyse, Katalysator	48f, 68f
Brantkalk, gebrannter Kalk	14	Katzengold, Pyrit FeS ₂	27
Brennstoffzelle	132	Kernladung(szahl)	23
C hemische Energie	67	Kettenreaktion	41
Chemiefasern, Kunstfasern	141	Klärwerk	74f
Chlor Cl ₂	94, 97	Klimawandel, -notstand	73
D estillation	9, 137ff	Kohlenstoff C	23f, 26, 45
Dichte $\rho = m/V$	6, 10f, 28ff	Kohlen(stoff)monoxid CO	27, 68
E delgas	72	Kohlen(stoff)dioxid CO ₂	27, 45, 68, 72
Edukt (Ausgangsstoff)	43	Kohlenwasserstoff C _x H _y	135ff, 138ff
Eisen Fe	13f, 26, 45, 80	Konzentration	124f
Eisensulfid FeS	13f, 25	kovalente Bindung	siehe: <i>Elektronenpaarbindung</i>
elektrischer Strom	119f	Korrosion, Rostbildung	127f
Elektrochemie	121ff	Kristall	21
Elektrolyse	118ff	Kunststoff, Plastik	141, 144ff
Elektron e ⁻	23ff, 119ff	Kupfer Cu	13f, 80
Elektronegativität EN	95	Kupfersulfid CuS, Cu ₂ S	13f, 21
Elektronenpaarbindung EPB	82, 93f, 125ff	L ack	141f
Elektronenübertragung, Redox	90ff, 115ff	Ladung, elektrische	119f
Element, chemisches	5, 22ff	Lauge	100ff
Element, galvanisches	121ff	Legierung	25
endotherm	43, 66	Leitfähigkeit (elektrisch)	25, 120
Energie <i>E</i> (Wärme, Licht, elektr., chem. u.a.)	41f, 67, 119ff	Lernen, Lernhilfen, Lerntipps	148ff
Energieträger	132ff	Licht, Lichtenergie	41
Energieumsatz bei Reaktionen	38ff	Lithiumionen-Akku(mulator)	126
Entropie <i>S</i>	124f	Löschkalk Ca(OH) ₂	14
		Lösemittel	141ff

Fachbegriff	Seitenzahl	Fachbegriff	Seitenzahl
Luft, Luftgase	72ff	Säure (= Protonenspender)	99ff
Magnesium Mg	80, 82	Säurestärke, pKs	103
Masse m	49f	Schmelztemperatur	4
Massenverhältnis	25f, 49ff	Schwefel S	13f, 24, 26
Massezahl, Atommasse	23, 55	Schwefeldioxid SO ₂	27
Menge n , Stoffmenge n	55ff	Seife	143
Merksatz	71	Siedetemperatur	4, 9, 137
Metall	8, 25, 79ff	Spannung, elektrische	119
Methan CH ₄ (Sumpfgas)	94, 133ff	Spannungsreihe	121ff
Mol	55f	Standardpotenzial	125
molare Masse $M = m/n$	55f	Stickstoff N ₂	72
molekulare Verbindung,		Stoff, Stoffeigenschaften	4ff, 15
Molekülverbindung	25,90ff,133ff	Stoffgemisch	5, 8f
Molekülstruktur	133,136,140	Stoffgruppe	8, 24f
Natrium Na	96	Stoffmenge n	51ff, 56f
Natriumchlorid NaCl	91f	Stoffteilchen, kleinstmögliche	19f
Natronlauge NaOH	100	Stofftrennverfahren	9f
Nebengruppe	89	Stoffumwandlung	siehe: <i>Reaktion, chemische</i>
Neutralisation	100ff	Stoffvereinigung, Synthese	13f, 32, 65
Öl (Erdöl, Rohöl)	137	Stoffzerlegung, Analyse	13f, 62ff
Oxid	27, 77	Streuversuch, <i>Rutherford'scher</i>	23
Oxidation		Strom, elektr., Stromstärke	119f
(= Elektronenabgabe)	77ff, 115	Strukturformel	56
Oxidationsmittel	115	Sublimation	9, 21
Oxidationszahl	117ff	Substituent, funktionelle Gruppe	135ff
Periodensystem PSE	87ff	Sulfid (ionische Schwefelverbindung)	13f, 25
pH-Wert	100ff	Summenformel	56f
pKs-Wert und pOH-Wert	102, 106	Synthese	13, 32, 65
Plastikmüll	145	Teilchenmodell, -ebene	19ff,39,51,65
polar, Polarität (vgl. EPB)	95, 143	Tensid	143
Polyester	142	Treibhauseffekt, Treibhausgas	73, 133
Polyethylen PE	144f	Van-der-Waals-Kräfte	136
Polymer, Polymerisation	144f	Verbindung, chemische	5,15,24ff,66,90
Potenzial, chemisches	42	Verbrennung	45, 59, 77ff
Potenzial, elektrisches	123	Veresterung	142
Produkt	43	Verformbarkeit	4
Proportion (Verhältnis)	49	Verseifung	143
Protokoll	33, 152	Volumen V	18, 51f, 59
Proton p^+ , H^+	99ff	Waschmittel	143ff
Protolyse, Protonenaustausch	102	Wasser H ₂ O	5,13,52,74ff
Quecksilber Hg	80	Wasserstoff H ₂	13, 40
Quecksilbersulfid HgS	80	Wasserstoffion H^+ siehe Proton	
Reaktion, chemische		Wärme, Wärmeenergie	41f, 64
(= Stoffumwandlung)	7, 12ff, 38ff	Widerstand, elektrischer	120
Reaktionsgeschwindigkeit	45, 49ff	Zersetzungsapparat,	
Reaktionsgleichung	57ff, 61	<i>Hoffmann'scher</i> (HZA)	76
Redox und Reduktion	81ff, 90ff,	Zink Zn	80, 121
(Redox = Elektronenübertragung)	115ff	Zinn Sn	80
Redoxpotenzial	118ff		
reversibel, umkehrbar	53, 104		
(Gleichgewichtsreaktion)			
Rostbildung	127		
Salz	8, 21, 25,		
(= ionische Verbindung)	90ff, 104f		
Sauerstoff O ₂	13,26,49,63ff		



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/innen - 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>