



Veranstaltung: B-IV

Ausbildungseinheit: Chemie

Thema:

Ausgabe: 04.10.2019

Zuständig: Abteilung 3

Bearbeitet von: Catherina Volk
Martin Reitz

Literaturhinweis: Chemie für Schule und Beruf, Ignatowitz
Chemie für Ahnungslose, Standhartinger
Chemie, Grundwissen für die Feuerwehr, Rotes
Heft Nr. 59
Chemie, Mortimer/Müller

Inhalt

Einleitung	3
1 Der Stoffbegriff.....	4
1.1 Der Aggregatzustand	5
1.1.1 Feststoffe	6
1.1.2 Flüssigkeiten	6
1.1.3 Gase	6
1.1.4 Bedeutung des Aggregatzustandes für die Feuerwehr	7
1.2 Reine Stoffe und Stoffgemische	7
2 Sicherheitstechnische Kennzahlen	8
2.1 Schmelzpunkt.....	8
2.2 Verdunstungszahl	8
2.3 Dampfdichteverhältnis.....	9
2.4 Dampfdruck.....	10
2.5 Siedepunkt	11
2.6 Wasserlöslichkeit	12
2.6.1 Feststoffe in Wasser	12
2.6.2 Flüssigkeiten in Wasser	12
2.6.3 Gase in Wasser.....	13
2.7 Diffusionskoeffizient	14
2.8 Relative Dichte	15
2.9 Kritische Größen	16
3 Der Aufbau der Materie.....	18
3.1 Elektronen	20
3.2 Kernbausteine	21
3.2.1 Protonen	21
3.2.2 Neutronen	21
3.2.3 Kernaufbau.....	21
3.3 Isotope	23
3.4 Chemische Formelschreibweise	23
4 Periodensystem der Elemente	24
4.1 Das gekürzte Periodensystem	25
4.2 Das vollständige Periodensystem	28
5 Die chemische Reaktion.....	29
5.1 Definitionen	29
5.2 Reaktionsgleichungen.....	30

5.3	Chemische Grundgesetze.....	32
5.4	Quantitative Betrachtung chemischer Reaktionen - Stöchiometrie	34
5.4.1	Relative Atommasse A_r	34
5.4.2	Der Molbegriff.....	34
5.4.3	Stöchiometrie am Beispiel.....	36
5.5	Ablauf chemischer Reaktionen.....	36
5.5.1	Bedingungen für chemische Reaktionen.....	36
5.5.2	Aktivierungsenergie.....	37
5.5.3	Reaktionsenthalpie.....	38
5.5.4	Die Richtung chemischer Reaktionen	39
5.5.5	Reaktionsgeschwindigkeit.....	40
5.6	Zusammenfassung: Chemische Reaktionen.....	40
6	Oxidation und Reduktion	41
6.1	Die Redoxreaktion.....	43
6.2	Die Bindungswertigkeit.....	44
7	Säuren und Laugen	46
7.1	Protolyse	47
7.1.1	Vorgänge beim Lösen von Säuren in Wasser	47
7.1.2	Definition der Säuren und Basen nach Brönsted	48
7.1.3	Vorgänge beim Lösen von Basen in Wasser	49
7.2	Stärke von Säuren	49
7.3	pH-Wert.....	50
7.4	Wirkung von Säuren.....	52
7.4.1	Reaktionen mit Farbstoffen	52
7.4.2	Reaktionen mit Metallen.....	52
7.4.3	Reaktionen mit Carbonaten	52
7.4.4	Reaktionen mit organischen Stoffen	52
7.5	Reaktion von Säuren und Laugen: Neutralisation	52
8	Anhang: Kurzdefinitionen chemischer Begriffe	54
9	Literaturverzeichnis	56
10	Abbildungsverzeichnis.....	56
11	Tabellenverzeichnis	57

Einleitung

Obwohl die Chemie als Naturwissenschaft erst seit dem 17. Jahrhundert durch die Schaffung der ersten Professur in Marburg (1609) anerkannt ist, ist die Anwendung chemischer Grundzüge fast so alt wie die Menschheit. Chemisch-technisches Wissen, das aus mehr bestand als dem reinen Anwenden einer „black-box“, kann man den Ägyptern und Babyloniern nachsagen. Doch wurden die Natur der Stoffe und ihre Veränderung vorwiegend auf philosophische Weise betrachtet.

Einen ersten Aufschwung erhielt die Chemie im Mittelalter durch die Alchemisten. Diese kamen vor allem aus dem arabischen, aber auch dem europäischen Raum. Ihre Tätigkeiten führten zur Entdeckung neuer Stoffe (nicht Elemente!!) sowie neuer chemischer Geräte und Arbeitsmethoden. Diese Wissenserweiterung führte zum Bergbau und der Feuerwerkerei.

Viele grundlegende Kenntnisse über den Aufbau von Stoffen und damit auch Kenntnisse über die Möglichkeiten der Stoffveränderung wurden in der letzten Hälfte des 18. und im 19. Jahrhundert gewonnen. Vor allem die Entdeckungen in der zweiten Hälfte des 19. Jahrhunderts schufen mit der technischen Herstellung synthetischer Produkte (Ammoniaksynthese, Kohlehydrierung, Kunststoffe) zusammen mit den Entwicklungen im Maschinenbau die Grundlage der industriellen Revolution.

Heute sind chemische Produkte aus unserem täglichen Leben nicht mehr wegzudenken. Praktisch alles, was unsere moderne Zivilisation ausmacht, ist das Ergebnis chemischer Verfahren und Prozesse. Von der Bekleidung bis zum Lebensmittel und den Treibstoffen für die Fortbewegung ist alles auch auf chemischem Weg erzeugbar.

Einsätze mit Beteiligung chemischer Stoffe stellen für die Feuerwehren eine große Herausforderung dar, denn es handelt sich in der Regel um Hilfeleistungs- oder Brandeinsätze, bei denen unter Umständen auch Menschenleben zu retten sind. Zusätzlich müssen hierbei die besonderen Gefahren durch die beteiligten chemischen Stoffe beachtet werden.

Diese Gefahren können aufgrund der verschiedenen Stoffeigenschaften (explosiv, giftig, ätzend, entzündbar etc.) unterschiedlicher und vielfältiger nicht sein. Allein mehr als 20 Milliarden chemische Stoffe sind bisher in der wissenschaftlichen Literatur beschrieben worden, 100.000 davon werden wirtschaftlich genutzt.

Die Unkenntnis der Eigenschaften dieser Stoffe und ihrer Wirkung auf Personen, Sachen und die natürliche Lebensgrundlage (Umwelt) führt häufig zu Unsicherheiten über die zu treffenden Maßnahmen.

Die vorliegende Lernunterlage behandelt die Grundlagen der Chemie, welche für Führungskräfte in der Chemiewehr und das Verständnis der Brand- und Löschlehre wesentlich sind. Die ausgewählten Übungen in verschiedenen Schwierigkeitsgraden dienen dem Selbststudium und ergänzen die Lernunterlage.

1 Der Stoffbegriff

Die Chemie beschäftigt sich mit den Stoffen, ihrem Aufbau, ihren Eigenschaften und ihren Veränderungen. Dabei unterscheidet sie sich grundlegend von der Physik, die sich mit den Zuständen und den Zustandsänderungen der Stoffe beschäftigt, wobei sich die Zusammensetzung der beobachteten Stoffe nicht verändert.

Analog zu den oben erwähnten Definitionen der Begriffe „Chemie“ und „Physik“ muss man auch die Begriffe der „physikalischen“ und der „chemischen“ Eigenschaften von Stoffen definieren.

Tab. 1: Physikalische und chemische Stoffeigenschaften

<i>physikalische Eigenschaften</i>	<i>chemische Eigenschaften</i>
<ul style="list-style-type: none">• Dichte• Aggregatzustand• Siede-, Schmelz- und Sublimationspunkt• Härte, Aussehen• Verformbarkeit• Aussenden ionisierender Strahlung• Leitfähigkeit• Wärmeleitfähigkeit• Längen- und Volumenausdehnung• Löslichkeit (sofern keine Stoffumwandlung)	<ul style="list-style-type: none">• Geruch, Geschmack• Zusammensetzung• Reaktionsverhalten mit anderen Stoffen• Brennbarkeit• Korrosionsverhalten• pH-Wert• Giftigkeit

Was ist nun eigentlich ein **Stoff**? Wie so häufig bei alltäglichen Begriffen ist es nicht einfach, sofort eine allgemeingültige Antwort zu geben. Alle Gegenstände, die uns umgeben, bestehen aus „etwas“. Dieses „Etwas“ nennen wir Stoff oder Materie.

Um diese Stoffe wahrnehmen zu können, benutzen wir in der Regel unsere Sinnesorgane. Allen Stoffen gemeinsam ist, dass sie einen gewissen Raum einnehmen und eine Masse besitzen. Stoffe sind oft recht unterschiedlich, z. B. in Farbe, Aussehen usw.

Diese Charakteristika nennt man **Eigenschaften**.

Sie unterscheiden einen Stoff von allen anderen.

Ein Stoff ist das, woraus ein Gegenstand besteht. Er ist an seinen Eigenschaften zu erkennen.

Zu den chemischen und physikalischen Eigenschaften kommen noch die physiologischen Eigenschaften hinzu. Damit wird die Wirkung der Stoffe auf den Körper eines Lebewesens beschrieben.

1.1 Der Aggregatzustand

Ein Stoff liegt in Abhängigkeit von der Temperatur in unterschiedlichen Formen vor: als Feststoff, als Flüssigkeit oder als Gas. Diese Formen nennt man die **Aggregatzustände** eines Stoffes. Durch Erwärmen oder Abkühlen, also durch Wärmezufuhr (= Energiezufuhr) oder Wärmeentzug (= Energieabfuhr), lassen sich diese Aggregatzustände erreichen.

Die Übergänge von einem Aggregatzustand in den anderen erfolgen bei genau definierten Temperaturen und besitzen besondere Bezeichnungen.

Bei Änderungen des Aggregatzustandes bleiben die wesentlichen Stoffeigenschaften unverändert erhalten.

Im atomaren Bereich kann man sich Wärme als Bewegung kleinster Teilchen vorstellen. Man spricht dabei von der Wärmebewegung der Atome und Moleküle. Diese Bewegungen nehmen mit steigender Temperatur immer mehr zu.

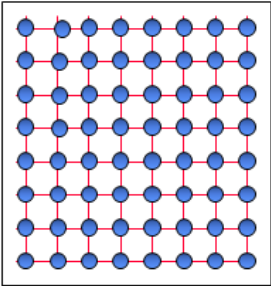
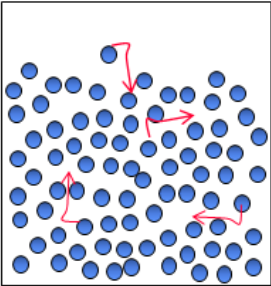
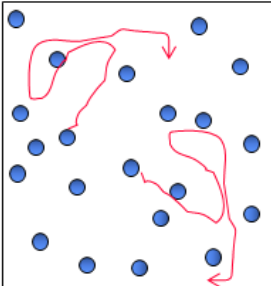
		
fest	flüssig	gasförmig
passt sich einer vorgegebenen Form nicht an	passt sich einer vorgegebenen Form an, hat eine Oberfläche	passt sich einer vorgegebenen Form an, hat keine Oberfläche
lässt sich nicht zusammendrücken	lässt sich nicht zusammendrücken	lässt sich leicht zusammendrücken
Teilchen dicht und regelmäßig angeordnet; haben festen Zusammenhalt	Teilchen dicht und unregelmäßig angeordnet; gegeneinander verschiebbar	Teilchen sind frei beweglich und ungeordnet

Abb. 1: Charakteristische Eigenschaften von festen, flüssigen und gasförmigen Stoffen

Quelle: eigene Darstellung

1.1.1 Feststoffe

Die Atome oder Moleküle in Feststoffen besitzen einen festen Platz, an dem sie durch Anziehungskräfte festgehalten werden. Feststoffe weisen daher eine feste Form und damit ein festes Volumen auf. Durch die starken Anziehungskräfte der Atome untereinander ist zur Trennung ein hoher Kraftaufwand nötig (Festigkeit des Feststoffes). Da die Teilchen bereits recht dicht beieinanderliegen, können Feststoffe nicht mehr weiter zusammenge-drückt werden.

Beim Schmelzen eines Feststoffes wird durch die Wärmebewegung der feste Atomverband aufgebrochen und die Flüssigphase wird erreicht. Einige Feststoffe (z. B. Kohlenstoffdioxid CO_2) besitzen unter Normalbedingungen keine Flüssigphase.

Sie gehen bei Erwärmung direkt vom festen in den gasförmigen Zustand über. Diesen Vorgang nennt man **sublimieren**.

1.1.2 Flüssigkeiten

Die Teilchen in Flüssigkeiten liegen recht locker aneinander und können daher auch leicht gegeneinander verschoben werden. Flüssigkeiten nehmen somit auch keine bestimmte Form an. Nur an der Oberfläche bilden sie durch die sog. **Grenzflächenspannung** eine glatte Oberfläche. Die Grenzflächenspannung zwischen flüssigen Phasen und Gasphasen bezeichnet man meist als **Oberflächenspannung**. (Definition des Begriffes „Phase“ siehe Kap. 1.2)

Flüssigkeiten sind ebenso wie die Feststoffe nicht komprimierbar.

Durch die leichte Verschiebbarkeit bleiben Flüssigkeitsteilchen nicht an einem festen Platz. Schichtet man Flüssigkeiten übereinander, so durchmischen sie sich.

Diesen Vorgang nennt man **Diffusion** (siehe Kap. 2.7). Unter Diffusion versteht man das Eindringen von Stoffteilchen in einen anderen Stoff infolge der Wärmebewegung der Atome bzw. Moleküle (Brown'sche Molekularbewegung).

Wärmezufuhr beschleunigt die Teilchen so stark, dass sie die gegenseitigen Anziehungskräfte überwinden und in den dritten Aggregatzustand, die Gasphase übergehen können. Die Flüssigkeit „verdunstet“. Ist die Temperatur (als Maß des Energieinhaltes) der Flüssigkeit so weit angestiegen, dass der Siedepunkt erreicht wird, so verdampft die Flüssigkeit und wird zum Gas.

Befinden sich in einem Gefäß Flüssigkeit und Dampf, so nennt man den Dampf **gesättigt**. Gesättigter Dampf und Flüssigkeit haben immer die gleiche Temperatur. Wenn in einem Gefäß die gesamte Flüssigkeit verdampft ist, nennt man den Dampf **ungesättigt**. Ungesättigter Dampf verhält sich wie ein Gas.

Von einem Dampf spricht man allgemein, wenn der betreffende Stoff bei Umgebungstemperatur flüssig ist (z. B. Benzindampf, Wasserdampf). Ist der Stoff bei Umgebungstemperatur schon gasförmig, so nennt man ihn Gas (z. B. Propangas, Wasserstoffgas).

1.1.3 Gase

Bei Gasen sind die einzelnen Teilchen völlig frei beweglich und sie nehmen einen größtmöglichen Abstand zu benachbarten Teilchen ein. Gase besitzen weder eine feste Form noch ein festes Volumen, sondern nehmen jeden zur Verfügung stehenden Raum ein. Sie lassen sich auch durch äußere Krafteinwirkung zusammendrücken (komprimieren).

1.1.4 Bedeutung des Aggregatzustandes für die Feuerwehr

Der Aggregatzustand eines Stoffes ist einer der wichtigsten Faktoren für die Risikobeurteilung bei einem Gefahrstoffeinsatz. Als Faustregel lässt sich sagen, dass die Risiken und die Schwierigkeiten im Umgang mit festen, flüssigen und gasförmigen Stoffen in dieser Reihenfolge zunehmen:

- Brennbare Gase und Dämpfe brennen rasch und intensiv.
- Für die Entzündung brennbarer Gase und Dämpfe reichen kleinste Energiemengen.
- Gase/Dämpfe in Behältern zeigen bei Erwärmung starkes Ausdehnungsbestreben.
- Gase/Dämpfe verdrängen den lebensnotwendigen Sauerstoff.
- Giftige Gase/Dämpfe gelangen ohne Atemschutz schnell in den Körper.
- Gase/Dämpfe breiten sich dreidimensional aus und sind nur schwer beherrschbar.

1.2 Reine Stoffe und Stoffgemische

Ein System, das hinsichtlich seiner Zusammensetzung und seiner Eigenschaften einheitlich ist, wird **Phase** genannt. Besteht dieses System aus nur einer Phase, so wird es ein **homogenes System** genannt. Liegen mehrere Phasen vor, so spricht man von einem **heterogenen System**.

Beispiele für homogene Systeme sind z. B. Eisen, Kochsalz oder dessen Lösung in Wasser. Homogene Systeme, die aus mehreren Stoffen bestehen, werden auch **Lösungen** genannt. Der Begriff „Lösung“ wird zwar häufig für flüssige Phasen gebraucht, aber sie können auch in fester und gasförmiger Form auftreten. Beispiele für homogene Systeme sind die Luft, Meerwasser oder Legierungen. Die Zusammensetzung dieser Gemische ist variabel und somit ändern sich auch deren Eigenschaften.

Granit, Rauch, Milch oder ein Gemisch aus Wasser und Eis stellen heterogene Systeme dar. Die Phasen heterogener Systeme besitzen eindeutige, leicht erkennbare Grenzen.

Homogene Stoffe, die nur aus einer Phase bestehen und damit eine einheitliche Zusammensetzung und eindeutige Eigenschaften besitzen, werden **Reinstoffe** genannt. Auch hier kann man zwei Arten unterscheiden:

Ein **Element** ist ein Reinstoff, der sich auf chemischem Wege nicht mehr weiter zerlegen lässt.

Elemente werden aus einer gleichen Atomart gebildet.

Eine **Verbindung** hingegen ist ein Reinstoff, der aus mehreren Stoffen aufgebaut und dessen Trennung mit einem hohen Energieaufwand verbunden ist.

Verbindungen werden aus mehreren Elementen gebildet und enthalten demnach mehrere verschiedene Atomarten.

Atome sind die kleinsten chemisch nicht weiter zerlegbaren Teilchen.

Ein **Molekül** ist die Verbindung von mindestens zwei Atomen zu einem komplexen Verband. Dieser Atomverband kann aus gleichartigen oder unterschiedlichen Atomen bestehen.

2 Sicherheitstechnische Kennzahlen

Um Einsätze im Zusammenhang mit chemischen Stoffen sicher durchführen zu können, ist die Kenntnis über die von den Stoffen ausgehenden Gefahren von großer Bedeutung. Hilfestellung geben die in Nachschlagewerken und Datenbanken angegebenen Stoffdaten, sog. Sicherheitstechnische Kennzahlen. Im Folgenden werden – mit Ausnahme der Feuerbekämpfungsdaten, welche in der Unterrichtseinheit „Brandlehre“ behandelt werden – die wichtigsten Daten und ihre Bedeutung für den Einsatz erläutert.

2.1 Schmelzpunkt

Der Schmelzpunkt ist die Temperatur, bei der ein Stoff vom festen in den flüssigen Zustand übergeht. Der Schmelzpunkt ist gleich dem Erstarrungs- oder Gefrierpunkt der zugehörigen flüssigen Phase. Werden feste Stoffe gleichmäßig erwärmt, so steigt auch ihre Temperatur gleichmäßig an. Bei Erreichen des Schmelzpunktes steigt die Temperatur nicht mehr weiter an, die zugeführte Wärme wird für den Schmelzvorgang aufgebraucht (Schmelzwärme).

Im Brandfall können Feststoffe durch die Wärmeeinwirkung zu schmelzen beginnen und sich dadurch als Flüssigkeit ausbreiten. Umgekehrt können als Schmelzen transportierte Feststoffe bei einem Ausfall der Heizung bzw. bei einer Beschädigung der Isolation im Transportbehälter erstarren und bei Beschädigung zunächst auslaufen und dann erstarren.

2.2 Verdunstungszahl

Flüssigkeitsteilchen gehen aufgrund der Energieverteilung ihrer Wärmebewegung bereits unterhalb des Siedepunktes in den Gaszustand über.

Dieser Vorgang wird Verdunsten genannt. Verdunstung erfolgt nur an der Oberfläche der Flüssigkeit, so dass die Menge der in den Gasraum übertretenden Teilchen abhängig von der Oberfläche der Flüssigkeit ist. Ferner ist die Verdunstung stark temperaturabhängig. Bei hohen Temperaturen ist die Verdunstungsrate größer als bei niedrigeren Temperaturen.

Bei konstanter Oberfläche und konstanter Temperatur ist die Verdunstung eine stoffabhängige Größe.

Um eine Maßzahl für die Verdunstungsgeschwindigkeit von Stoffen zu erhalten, vergleicht man die Zeit, die zum restlosen Verdunsten von 0,5 ml der auf Filterpapier geträufelten

Flüssigkeit notwendig ist, mit der Zeit, die sich beim restlosen Verdunsten einer Vergleichsmenge Diethylether unter gleichen Bedingungen ergibt. Der Quotient aus den Verdunstungszeiten wird Verdunstungszahl genannt:

$$\text{Verdunstungszahl} = \frac{\text{Verdunstungszeit einer Stoffprobe}}{\text{Verdunstungszeit von Diethylether}}$$

Tab. 2: Verdunstungszahlen verschiedener Flüssigkeiten

Vergleich: (Hamberger, 1995, S. 52)

Stoff	Verdunstungszahl (Ether = 1)
Aceton	2,1
Benzol	3,0
Chlorbenzol	12,5
Methanol	6,3
Toluol	6,1
Wasser	80

Für den Einsatz bedeutet dies, dass Stoffe mit großer Verdunstungszahl langsam verdunsten. Umgekehrt bedeutet eine Verdunstungszahl nahe 1, dass der Stoff rasch verdunstet und somit schnell gefährliche Dampf Wolken bilden kann.

2.3 Dampfdichteverhältnis

Das Dampfdichteverhältnis ist die relative Dichte oder die Masse eines Dampfes einer Flüssigkeit oder eines Gases (ohne Vorhandensein von Luft), verglichen mit einer gleichen Menge Luft.

Tab. 3: Dampfdichteverhältnisse einiger Gase und Dämpfe

Vergleich: (Keudel av-Technik GmbH, 2024)

Gas oder Dampf	Dampfdichteverhältnis bezogen auf Luft	Gas oder Dampf	Dampfdichteverhältnis bezogen auf Luft
Wasserstoff	0,07	Luft	1
Methan	0,55	Methanol	1,1
Ammoniak	0,6	Kohlendioxid	1,5
Acetylen	0,9	Aceton	2,0
Blausäure	0,93	Chlor	2,4
Kohlenmonoxid	0,97	Diethylether	2,55
Luft	1	n-Oktan	3,9

Die Wirkung der Temperatur ist dabei jedoch immer zu berücksichtigen. Als Beispiel sei hier Methan angeführt. Obgleich Methan bei 2 °C eine Dampfdichte von 0,6 hat, wird es dichter bei niedrigeren Temperaturen. Bei -113 °C, dem Siedepunkt, ist der Dampf schwerer als Luft; Dämpfe (Nebel) verdampfenden Methans von einem offenen Behälter fallen schneller als sie aufsteigen.

Je höher das Dampfdichteverhältnis ist, umso größer wird die Gefahr, dass sich die Gasphase in unteren Zonen anreichert und dort längerfristig verbleibt, schnell und weit über den Boden bewegt, auch entgegen der Windrichtung – besonders im Gefälle – ausbreitet und bei Eigenbewegung oder Luftströmung erst nach langer Zeit bis zur Ungefährlichkeit verdünnt.

Die Dämpfe brennbarer Flüssigkeiten sind bis auf wenige Ausnahmen (z. B. Cyanwasserstoff) schwerer als Luft.

2.4 Dampfdruck

Dampfdruck ist die Bezeichnung für denjenigen Druck, den – in einem abgeschlossenen Behälter – ein mit seinem Bodenkörper (flüssige oder feste Phase) im Gleichgewicht befindlicher Dampf auf die ihn umschließenden Wände ausübt.

Er ist allein von der Temperatur abhängig und steigt mit dieser an.

Verkleinert oder vergrößert man den Raum, der dem Dampf zur Verfügung steht, so bleibt (solange noch Bodenkörper vorhanden ist) der Dampfdruck bei einer bestimmten Temperatur unverändert, denn beim Verkleinern des Raumes wird ein Teil des Dampfes einer Flüssigkeit wieder in diese umgewandelt, beim Vergrößern des Raumes verdampfen dagegen weitere Flüssigkeitsmengen.

Bei einer offenen Flüssigkeit ist der maximale Dampfdruck gleich dem Umgebungsdruck.

Leicht verdampfende Flüssigkeiten mit niedrigem Siedepunkt und kleiner Verdampfungswärme (z. B. Cyanwasserstoff, Aceton) haben einen hohen Dampfdruck, während schwer verdampfende Flüssigkeiten (z. B. Nikotin) einen niedrigen Dampfdruck haben. Nachfolgende Tabelle zeigt einige Dampfdrücke bei 20 °C:

Tab. 4: Dampfdrücke verschiedener Flüssigkeiten bei 20 °C

Vergleich: (Hamberger, 1995, S. 62), (Keudel av-Technik GmbH, 2024)

Stoff	Dampfdruck in hPa
Terpentin	5
Salzsäure	20
Wasser	22
Methanol	128
Aceton	240
Cyanwasserstoff	844
Butan	2060
Propan	8340

Bei der Freisetzung eines Stoffes mit einem hohen Dampfdruck wird sich unter Umständen rasch eine gefährliche Dampfkonzentration einstellen.

2.5 Siedepunkt

Der Siedepunkt ist die Temperatur, bei der eine Flüssigkeit in den gasförmigen Aggregatzustand übergeht. Der Siedepunkt ist gleich dem Kondensationspunkt, d. h. gleich der Temperatur, bei der sich ein Gas in eine Flüssigkeit umwandelt. Werden Flüssigkeiten erwärmt, so steigt auch ihre Temperatur gleichmäßig an. Bei Erreichen des Siedepunktes steigt die Temperatur nicht weiter an, die zugeführte Wärme (= Verdampfungswärme) wird für den Verdampfungsvorgang aufgebraucht. Die Flüssigkeit beginnt plötzlich auch im Innern und nicht nur an der Oberfläche, wie bei der Verdunstung, in den dampfförmigen Zustand überzugehen.

Als Siedepunkt (auch Kochpunkt genannt) gilt die Temperatur in °Celsius, bei der der Dampfdruck (siehe Kapitel 2.4) der betreffenden Flüssigkeit 1013 mbar (0,1013 MPa) beträgt. Der Siedepunkt ist abhängig vom Luftdruck. Mit fallendem Luftdruck sinkt auch der Siedepunkt.

Nachfolgende Tabelle zeigt einige Siedepunkte bei 1013 mbar:

Tab. 5: Siedepunkte ausgewählter Flüssigkeiten bei 1013 mbar

Vergleich: (Keudel av-Technik GmbH, 2024)

Flüssigkeit	Siedepunkt in °C
Nikotin	250
Terpentin	149
Salzsäure	108
Wasser	100
Benzol	80
Aceton	56
Pentan	36
Cyanwasserstoff	26

Chemische Stoffe und insbesondere Chemische Kampfstoffe mit einem Siedepunkt unter 130 °C - 150 °C werden als flüchtige Stoffe bezeichnet (z. B. Phosgen, Sdp. = 8,2 °C). Die Flüchtigkeit ist definiert als Neigung eines Stoffes, vom festen oder flüssigen in den gasförmigen Zustand überzugehen. Liegt der Siedepunkt oberhalb dieses Bereiches, bezeichnet man die Stoffe als sesshaft (z. B. VX, Sdp. = 300 °C), wobei die Sesshaftigkeit auch durch Zusätze, wie z. B. Kautschuk, noch gesteigert werden kann.

2.6 Wasserlöslichkeit

2.6.1 Feststoffe in Wasser

Warmes Wasser löst feste Stoffe generell besser als Wasser mit niedriger Temperatur. Zum Beispiel löst sich Cäsiumaluminiumsulfat 86-mal besser bei 100 °C als bei 0 °C.

Ausnahme dieser allgemeinen Regel ist das Calciumsulfat (Gips), das sich in kaltem Wasser besser löst als in heißem.

Zu beachten beim Lösen von festen in flüssigen Stoffen ist die so genannte Lösungswärme. Diese Mischungswärme kann positiv oder negativ sein, d. h. die Lösung kann sich erwärmen oder abkühlen. So können z. B. beim Lösen von fester Natron- oder Kalilauge in Wasser sehr hohe Lösungswärmen freigesetzt werden, die bis zum Kochen der Lösung führen können, was zu einer erheblichen Gefährdung von Einsatzkräften führt.

Bei Lösungen brennbarer Feststoffe in brennbaren Flüssigkeiten schließt sich dem Flüssigkeitsbrand der Feststoffbrand an.

Für das Löschen mit Wasser schließlich kann sich die Wasserlöslichkeit eines brennenden Feststoffes insofern günstig auswirken, als sie das Eindringen des Löschmittels und somit die Nachhaltigkeit der Abkühlung auch tieferer Stoffschichten fördert.

2.6.2 Flüssigkeiten in Wasser

Der Begriff „**Mischbarkeit mit Wasser**“ kennzeichnet in Nachschlagewerken (z. B. Hommel) die Fähigkeit eines Stoffes zur Lösung bzw. Vermischung mit Wasser.

Für den jeweils angegebenen Stoff ist die Wasserlöslichkeit durch folgende Begriffe beschrieben:

Sehr geringfügig	=	weniger als 0,1 %
Geringfügig	=	0,1 - 1,0 %
Mäßig	=	1 - 10 %
Teilweise	=	mehr als 10 %
Vollständig	=	100 % (bei allen Mischungsverhältnissen)

(% = Gewichtsprozent)

Vollständig in Wasser löslich sind z. B. Methanol, Ethanol, Propanol, Acrylsäure, Essigsäure etc. Bei vollständig wasserlöslichen brennbaren Flüssigkeiten bestimmt der Verdünnungsgrad die Eigenschaften der Lösung, wie z. B. eine Erhöhung des Flammpunktes bis hin zu dessen Ausbleiben.

Folgende Tabelle zeigt die verschiedenen Flammpunkte eines Ethanol-Wassergemisches in Abhängigkeit vom Ethanolanteil der Lösung:

Tab. 6: Veränderung des Flammpunktes bei Ethanol-Wasser-Mischungen
 Vergleich: (Rodewald, 2007, S. 172)

Ethanolanteil in einer Ethanol-Wasser-Mischung	Flammpunkt
100 %	12 °C
70 %	21 °C
30 %	29 °C
10 %	47 °C
5 %	60 °C

2.6.3 Gase in Wasser

Bei gasförmigen Stoffen ist die Wasserlöslichkeit – mit Ausnahme weniger Gase – unter Praxisbedingungen entweder sehr gering oder nur mittelmäßig. Generell gilt, dass die Wasserlöslichkeit von der Wassertemperatur abhängt:

Kaltes Wasser löst mehr Gas als Wasser mit erhöhter Temperatur.

Das Niederschlagen von Schadgasen mit fein verteiltem Wasser ist zunächst an die Löslichkeit der Schadgase bzw. die Absorbierbarkeit der Aerosole an die Wasseroberfläche gebunden. Eine gute Löslichkeit bedingt in den meisten Fällen gleichzeitig eine leichte Desorbierbarkeit aus der Lösung. Im offenen System, wie bei Feuerwehreinsätzen mit Sprühstrahl, kann die in nachfolgender Tabelle angegebene maximale Löslichkeit einer Verbindung niemals erreicht werden.

Der Wirkungsgrad der Absorption von Ammoniak in Wasser liegt im offenen System letztlich nur bei 1 % bezogen auf die maximale Löslichkeit in geschlossenen Systemen (Laborbedingungen).

Tab. 7: Wasserlöslichkeit verschiedener Gase
 Vergleich: (Keudel av-Technik GmbH, 2024)

Gas	Wasserlöslichkeit bei 20°C in g Gas pro Liter Wasser
Chlorwasserstoff	725
Ammoniak	517
Schwefeldioxid	113
Brom	35
Chlor	7

Der Einsatz eines Wassersprühstrahls zur Bindung der Gasphase, falls taktisch sinnvoll, würde also nur bei Chlorwasserstoff und Ammoniak zum „Auswaschen“ erheblicher freigesetzter Gasmengen führen.

Als Faustwert für Einsätze der Feuerwehr gibt die Werkfeuerwehr BASF für Ammoniak einen Wasserbedarf von **1 Liter pro 1 g NH₃** an. Für die Praxis bedeutet dies, dass ein Wasservorhang zum Niederschlagen von giftigen Gasen und Dämpfen aus mehreren Vorhängen, die hintereinander wirken, bestehen muss.

Beim Niederschlagen von Dämpfen ist ferner zu beachten, dass bei einigen Stoffen, wie z. B. bei Säurechloriden, die Reaktion mit Wasser zu einer enormen Vernebelung führt, die den Einsatz erschwert.

Neben der Wasserlöslichkeit bestimmt die Nähe zur Austrittsstelle die Art der zu wählenden Einsatzmittel. Die Wirkung ist generell besser, je näher man an die Austrittsstelle herangehen kann.

Ferner lässt sich die Wirksamkeit durch Zusatzstoffe, die z. B. als Lösung über den Schaumzumischer zugeführt werden, steigern. Dies wird insbesondere bei bekannten, stationären Risiken praktiziert und in der Einsatzplanung berücksichtigt. Zum Niederschlagen von Chlordämpfen eignet sich der Zusatz von Natriumthiosulfat (Fixiersalz in der Fotografie), für Bromdämpfe kann Thiosulfat als Gegenchemikalie eingesetzt werden.

2.7 Diffusionskoeffizient

Die Vermischung von gasförmigem Brennstoff mit Luft findet meist durch Strömung aufgrund eines Druckgefälles statt. Beim Fehlen von Strömung (z. B. in Gruben, Schächten oder Tanks) tritt die Vermischung durch Diffusion ein.

Im Bestreben, die Konzentrationsunterschiede auszugleichen, „durchdringen“ sich hier die Gasphasen gegenseitig relativ langsam infolge der Wärmebewegung der Moleküle (Brown'sche Molekularbewegung).

Explosionsgefahren ruft die Diffusion hervor, wenn dadurch brennbare Gase und Dämpfe bis zur Zündwilligkeit „verdünnt“ werden. So kann z. B. Luft in offene Behälter auch dann von oben bis zu einer bestimmten Höhe eindringen, wenn dort Flüssigkeiten verdunsten, deren Dämpfe deutlich schwerer als Luft sind.

Als Maß für die unterschiedlichen, vor allem von der Molekülmasse bestimmten, Diffusionsgeschwindigkeiten der Stoffe existiert der Diffusionskoeffizient, der temperatur- und druckabhängig ist und ferner von der Größe der Atome bzw. Moleküle begründet ist.

Seine Einheit cm^2/s entspricht einer Stoffmenge (in cm^3), die pro Zeit über eine Strecke (in cm) durch eine Fläche (in cm^2) diffundiert.

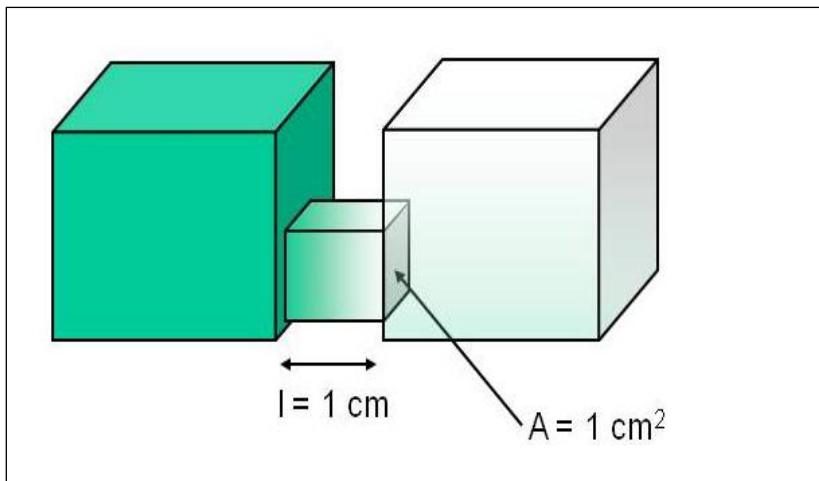


Abb. 2: Ermittlung des Diffusionskoeffizienten

Quelle: eigene Darstellung

Nachfolgende Tabelle zeigt Diffusionskoeffizienten verschiedener Stoffe in Luft bei 20 °C und 1013 mbar:

Tab. 8: Diffusionskoeffizienten verschiedener Stoffe bei 20°C und 1013 mbar

Vergleich: (Hamberger, 1995, S. 71), (Rodewald, 2007, S. 223)

Stoff	Diffusionskoeffizient in cm²/s
Toluol	0,08
Ethanol	0,12
Methan	0,20
Acetylen	0,22
Ammoniak	0,23
Wasserstoff	0,69

Der Effekt der Diffusion spielt aber nicht nur eine Rolle bei der Entstehung brennbarer Atmosphären, sondern auch bei deren Messung. Die brennbaren Gase/Dämpfe gelangen durch Diffusion in die Messkammer von Messgeräten, so dass insbesondere dann, wenn die Stoffe einen niedrigen Diffusionskoeffizienten besitzen, bei Messungen langsam vorgegangen werden sollte.

2.8 Relative Dichte

Die relative Dichte, auch spezifische Dichte genannt, beschreibt als dimensionsloses Größenverhältnis den Quotienten zweier Dichten (der Dichte des zu betrachtenden Stoffes im Verhältnis zur Dichte eines Bezugsstoffes).

In unserem Zusammenhang wird zumeist die auf die Normdichte des Wassers bezogene Normdichte eines Stoffes verstanden:

$$\text{relative Dichte} = \frac{\text{Normdichte des Stoffes}}{\text{Normdichte von Wasser}}$$

Für Gase wird die relative Dichte für die Flüssigphase angegeben bis zum Übergang in die Gasphase.

Tab. 9: Relative Dichte einiger Flüssigkeiten und Gase

Vergleich: (Keudel av-Technik GmbH, 2024)

Stoff	Relative Dichte bezogen auf Wasser
Toluol	0,87
Aceton	0,79
Chlorwasserstoff	1,19
Essigsäure	1,05
Cyanwasserstoff	0,69
Chlormethan	0,92

Eine relative Dichte > 1 bedeutet, dass der entsprechende unpolare Stoff schwerer ist als Wasser, also im Wasser nach unten sinken würde.

Eine relative Dichte < 1 bedeutet, dass der entsprechende unpolare Stoff leichter ist als Wasser, also sich auf der Wasseroberfläche verteilen würde.

2.9 Kritische Größen

Kritische Temperatur, Kritischer Druck, Kritisches Volumen, Kritische Dichte

Zur Erläuterung dieser Begriffe stelle man sich einen Behälter vor, der etwa zur Hälfte mit einer Flüssigkeit gefüllt und luftdicht verschlossen ist. Bei Zimmertemperatur bildet sich zwischen Dampf und Flüssigkeit ein dynamisches Gleichgewicht aus, wobei ebenso viele Dampfmoleküle in die Flüssigkeit zurückwandern wie umgekehrt Flüssigkeitsmoleküle in den Dampfraum übertreten. Die Flüssigkeit steht also unter ihrem eigenen Dampfdruck. Erwärmt man nun die Flüssigkeit, so wandern mehr Flüssigkeitsmoleküle in den Dampfraum, die Dichte des Dampfes nimmt zu, während die Dichte der Flüssigkeit gleichzeitig sinkt. Schließlich wird bei weiterem Erhitzen ein Punkt erreicht, an dem die Dichte des Dampfes ebenso groß ist wie die Dichte der Flüssigkeit, so dass zwischen Dampf und Flüssigkeit kein Unterschied mehr besteht und der Flüssigkeitsmeniskus (Flüssigkeitsoberfläche) verschwindet. Diese Temperatur nennt man die kritische Temperatur (T_k), den dazu gehörigen Druck den kritischen Druck (p_k), die hierbei gemessene Dichte die kritische Dichte (D_k) und das Volumen, das ein Mol des betreffenden Stoffes bei der kritischen Temperatur einnimmt, das kritische Volumen (V_k).

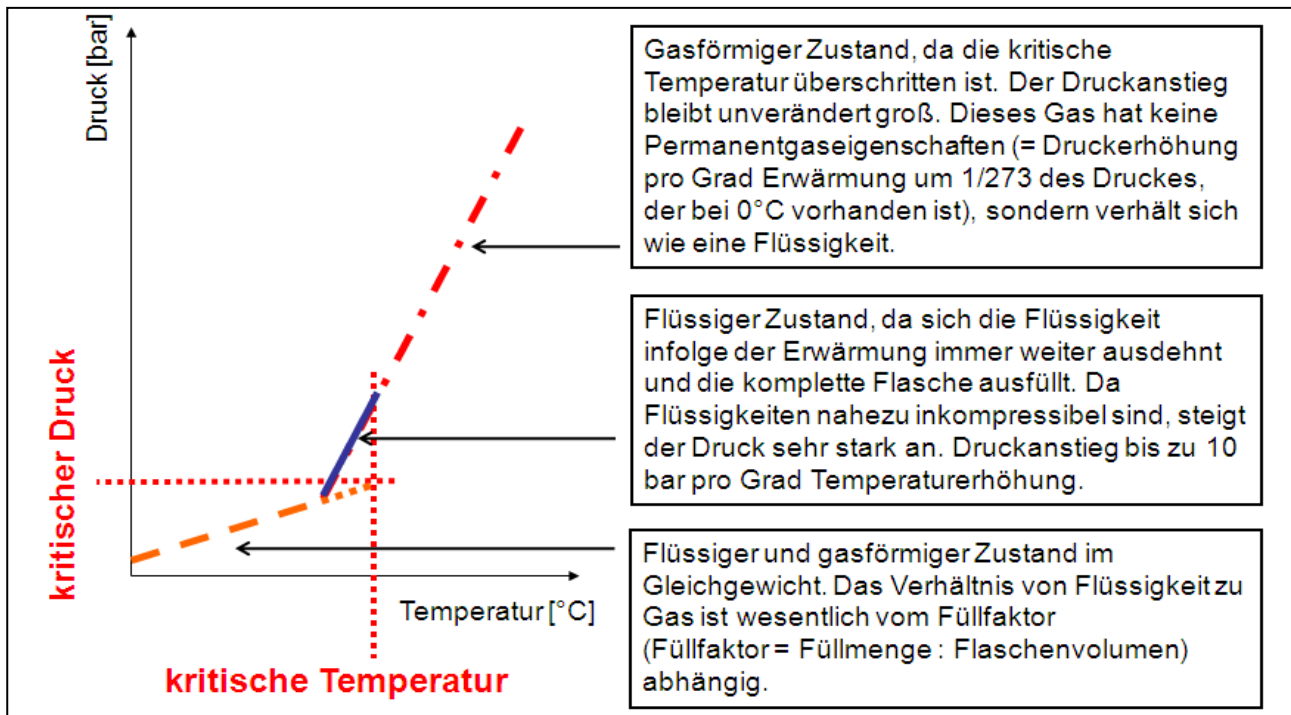


Abb. 3: Druckanstieg bei verflüssigten Gasen in Druckgasflaschen

Quelle: eigene Darstellung

Nachfolgende Tabelle gibt die kritischen Größen für einige Stoffe wieder:

Tab. 10: Kritische Größen verschiedener Stoffe

Vergleich: (GESTIS-Stoffdatenbank, 2024)

Stoff	Kritische Temperatur in °C	Kritischer Druck in bar	Kritische Dichte in kg/l
Wasserstoff	-239,90	12,96	0,03
Sauerstoff	-118,60	50,43	0,436
Stickstoff	-147,00	33,99	0,314
Kohlendioxid	+31,00	73,83	0,468
Ammoniak	+132,40	112,80	0,235
Wasserdampf	+374,15	224,13	0,315

Oberhalb der kritischen Temperatur lässt sich ein Gas auch unter Anwendung stärkster Drücke nicht mehr verflüssigen. Aus diesem Grund hielt man z. B. Wasserstoff lange Zeit für ein permanentes Gas (d. h. für ein Gas, das nicht verflüssigt werden kann).

Dies lässt sich anhand der Isothermen des Kohlenstoffdioxids zeigen (vgl. Abb. 4): Folgt man dem Verlauf der Isotherme $T = 13\text{ °C}$, so nimmt vom Punkt A ausgehend mit Verringerung des Volumens der Druck zu. Bei weiterer Volumenreduzierung nimmt ab Punkt B der Druck nicht mehr zu, sondern es setzt Verflüssigung ein. Wird das Volumen weiter reduziert, bleibt der Druck konstant. Vom Punkt B zum Punkt C kondensiert immer mehr Dampf, bis in C nur noch Flüssigkeit vorhanden ist. Der Druck steigt stark an, da die Flüssigkeit nahezu inkompressibel ist.

Oberhalb der kritischen Temperatur von ca. 31 ° C ist eine Verflüssigung nicht mehr möglich.

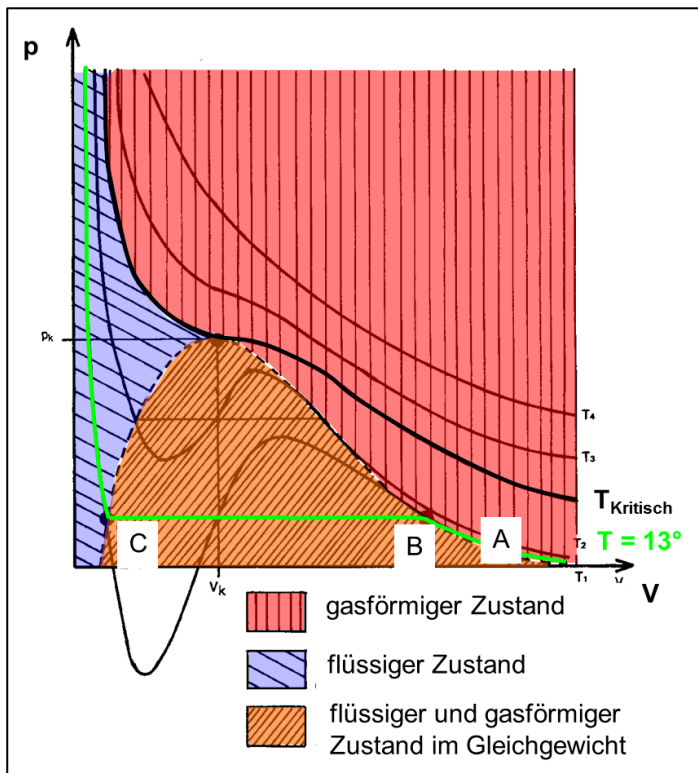


Abb. 4: Isotherme des Kohlenstoffdioxids

Quelle: eigene Darstellung

3 Der Aufbau der Materie

Die Überlegungen der Menschen, wie Materie aufgebaut ist, beschäftigt seit Jahrhunderten Wissenschaftler und Philosophen. Die Diskussionen über die Materie bewegten sich zuerst auf philosophischen Ebenen und waren das Ergebnis von Gedankenexperimenten. Bereits in der griechischen Antike wurden erste Hypothesen aufgestellt.

Alle bisher getroffenen Aussagen betrafen nur den grundsätzlichen Aufbau der Atome. Über deren genaue Gestalt, ihre Größe oder ihre Masse konnte nichts gesagt werden. Erst die eingehenden Beobachtungen von Naturphänomenen, die ab dem 18. Jahrhundert vermehrt in die Naturwissenschaften Einzug hielten, konnten darüber Aufschluss geben.

Nach vielen „Zwischenschritten“ verbesserte schließlich der Physiker **Niels Bohr** (1885 - 1962) im Jahre 1913 nochmals entscheidend das bis dahin gültige Atommodell von Rutherford (Aussage u. a.: Der größte Teil der Masse eines Atoms und die gesamte positive Ladung befindet sich im Vergleich zum Atomvolumen sehr kleinen Atomkern zentriert.)

In dem entsprechend benannten Bohr'schen Atommodell bewegen sich die Elektronen auf bestimmten, unterschiedlich großen Kreisbahnen um den Kern. Diese Bewegung kann mit der Bewegung der Planeten um die Sonne verglichen werden. Die unterschiedlichen Bahnen entsprechen unterschiedlichen Energieniveaus der Elektronen und sie können dort ohne Energieabgabe existieren, d. h. strahlungsfrei den Atomkern umkreisen. Dies widerspricht zwar den Gesetzen der klassischen Elektrodynamik, aber die klassische Physik besitzt im atomaren Bereich sowieso keine Gültigkeit mehr.

Diese unterschiedlichen Energieniveaus werden deutlich, wenn man die Ionisierungsenergien für alle Elektronen eines Elementes betrachtet.

Unter der Ionisierungsenergie versteht man die Energie, die notwendig ist, um ein Elektron aus dem Atom abzutrennen. Die verbleibenden, elektrisch geladenen Restatome bezeichnet man als **Ionen**.

Beim Aluminiumatom lassen sich die ersten drei Elektronen (Nr. 13 - Nr. 11) mit geringem Energieaufwand abspalten. (vgl. Abb. 5) Darauf folgend werden die Elektronen Nr. 10 bis Nr. 3 entfernt. In Abb. 5 ist ein Anstieg des jeweils erforderlichen Energiebetrages ersichtlich. Die Entfernung der letzten, kernnahen Elektronen (Nr. 2 und Nr. 1) erfordert einen vergleichsweise sehr hohen Energieaufwand.

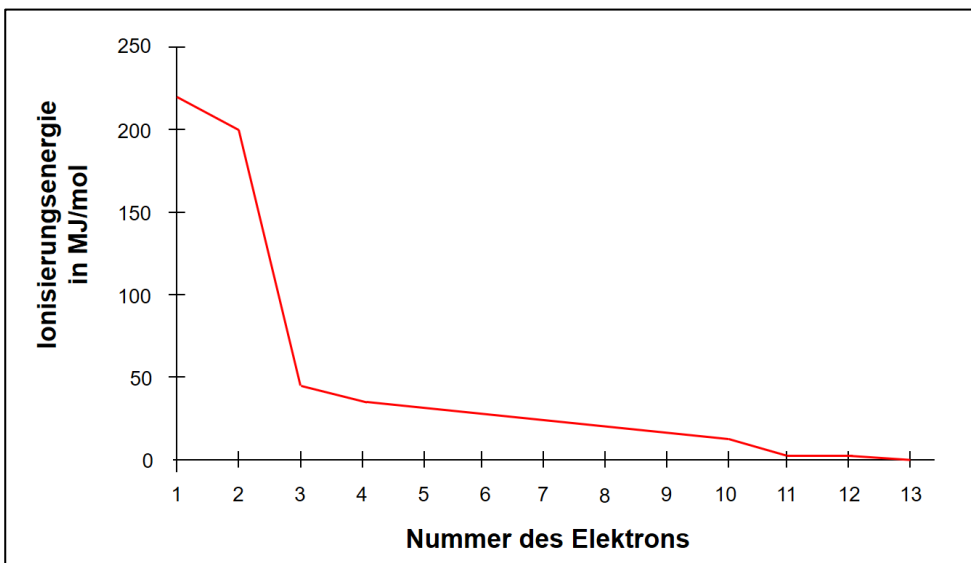


Abb. 5: Ionisierungsenergien für alle Elektronen eines Aluminiumatoms

Quelle: (Standhartinger, 2015, S. 22)

Die möglichen Energieniveaus werden als „Schalen“ bezeichnet und mit Ziffern (**1, 2, 3, ...**) oder Buchstaben (**K, L, M, ...**) benannt. Die Besetzung mit Elektronen erfolgt nach bestimmten Gesetzmäßigkeiten:

Die Schalen werden von innen nach außen aufgefüllt.

Es können maximal **$2n^2$** Elektronen (mit **n** = Schalennummer) auf einer Schale Platz finden. Das bedeutet:

auf der 1. (K) Schale $2 \cdot 1^2 = 2$ Elektronen

auf der 2. (L) Schale $2 \cdot 2^2 = 8$ Elektronen

auf der 3. (M) Schale $2 \cdot 3^2 = 18$ Elektronen

Die **äußerste** Schale eines Elements enthält höchstens 8 Elektronen. Ist diese Zahl erreicht, wird eine neue Schale begonnen.

Insgesamt sind sieben Schalen möglich.

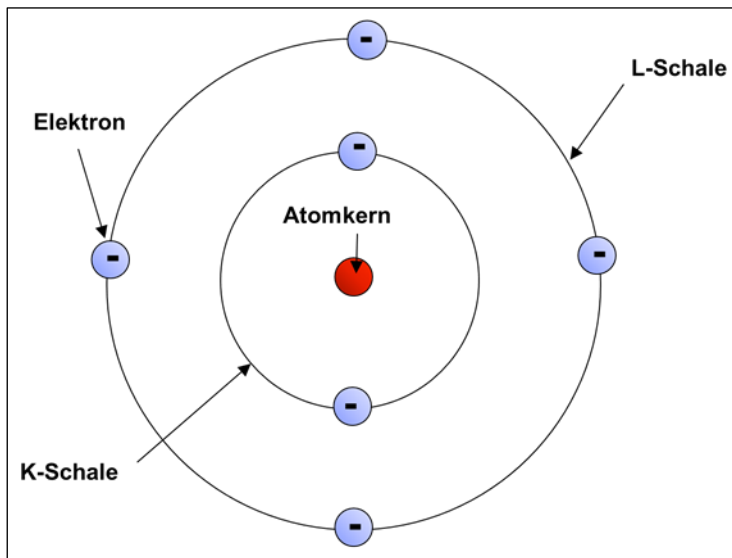


Abb. 6: Atommodell nach Bohr (am Beispiel eines Kohlenstoffatoms)
Quelle: eigene Darstellung

3.1 Elektronen

Schon in der griechischen Antike war bekannt, dass Bernstein, wenn man ihn vorher mit Wolle oder Pelz gerieben hatte, leichte Gegenstände wie Federn anziehen vermag. Die Forscher des 17. und 18. Jahrhunderts, darunter auch Benjamin Franklin, nannten dieses Phänomen „elektrisch“, nach dem griechischen Wort für Bernstein. Nach der Entdeckung des elektrischen Stromes fand man zu Beginn des 19. Jahrhunderts heraus, dass chemische Verbindungen durch Strom zersetzt werden können. So fand man heraus, dass eine Ladungsmenge von 96.490 Coulomb (C) ein Gramm Wasserstoff aus Wasser freisetzt. Bei der Beurteilung dieser Ergebnisse kam man zu dem Schluss, dass die Elektrizität aus diskreten Einheiten bestehen müsse und diese mit den Atomen verbunden seien. 1891 wurde für die Elementareinheiten der Elektrizität der Begriff „**Elektron**“ vorgeschlagen.

Einen entscheidenden Beitrag zur Erforschung der Eigenschaften des Elektrons lieferten die Untersuchungen der Kathodenstrahlen. Es handelt sich bei diesem Versuchsaufbau um eine Entladungsröhre, bestehend aus zwei Elektroden, die in einer evakuierten Glasröhre eingeschmolzen sind. Zwischen den Elektroden wird eine Hochspannung angelegt. Die durch die Kathode erzeugte Strahlung ruft an der gegenüberliegenden Glaswand ein Leuchten hervor. Die Strahlungsart ist dabei vom Material der Elektroden unabhängig!

Durch Ablenkungsversuche in elektrischen und magnetischen Feldern sowie einer Reihe weiterer physikalischer Experimente konnten für die Elektronen folgende Eigenschaften ermittelt werden:

elektrische Ladung: $-1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ (= Elementarladung)

Masse: $9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$

3.2 Kernbausteine

3.2.1 Protonen

Die Entdeckung des Protons erfolgte ebenfalls in einer Entladungsröhre. Bei einer Abwandlung des Aufbaus stellte man fest, dass auch auf der Kathodenseite eine Strahlung entsteht. Diese Strahlung war vom Gas im Inneren der Röhre abhängig. Die Strahlung wurde ähnlich wie die Elektronenstrahlung untersucht und man fand eine positive Elementarladung heraus, sowie ein vom Füllgas abhängiges Verhältnis von Ladung zu Masse. Wurde Wasserstoff als Füllgas eingesetzt, so war dieses Verhältnis am größten. Eingehendere Untersuchungen entdeckten dann das Proton als Träger der positiven Elementarladung:

elektrische Ladung: $+ 1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ (= Elementarladung)

Masse: $1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

3.2.2 Neutronen

Da Atome nach außen hin elektrisch neutral sind, müssen sie aus der gleichen Anzahl Elektronen und Protonen aufgebaut sein. Um die Masse der Atome erklären zu können, die immer über der Summe der Masse der Elektronen und Protonen lag, postulierte Rutherford 1920 die Existenz eines ungeladenen Teilchens im Kern, das die Masse eines Protons besitzen müsse, aber ungeladen sei. Da ladungslose Teilchen sehr schwer nachzuweisen sind, gelang es erst 1932 **James Chadwick** aus den Daten gewisser Kernreaktionen, die Neutronen freisetzen, die Existenz des Neutrons zu beweisen und seine Masse mit $1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ anzugeben.

Die Neutronen im Kern stellen gewissermaßen den „Kitt“ dar, der die Abstoßungskräfte der positiv geladenen Protonen untereinander aufhebt. Die in den Kernen herrschenden Kräfte sind sogar so stark, dass gewaltige Energiemengen notwendig sind, um Kerne in ihre Einzelbausteine aufzuspalten.

3.2.3 Kernaufbau

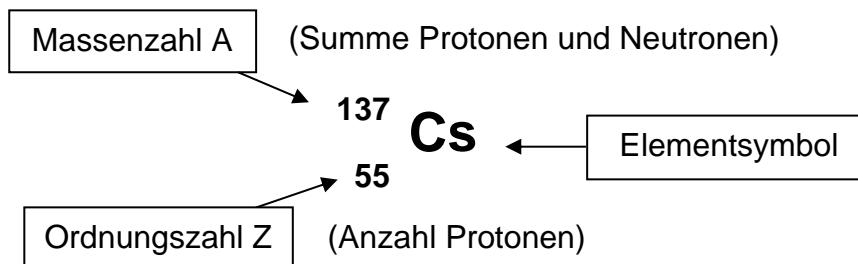
In weiteren Untersuchungen konnten eine Reihe weiterer Entdeckungen gemacht werden, die den Wissensstand über Atome und ihren Aufbau erweiterten. Folgende Punkte stellten den grundlegenden Wissensstand dar:

- Die Atome bestehen aus Teilchen, die positiv oder negativ geladen sind.
- Die kleinste positive Ladung ist gleich groß wie die negative Elementarladung e^- des Elektrons.
- Die Masse der mit der positiven Ladung verbundenen Teilchen ist so groß wie die Masse der diese Teilchen erzeugenden Atome.
- Die größte spezifische Ladung $Q_s = \frac{e}{m}$ trägt das Proton. Seine Masse ist die des Wasserstoffatoms.
- Die Masse eines Elektrons ist etwa $\frac{1}{1850}$ der Atommasse des Wasserstoffatoms.

Da die Protonen positiv geladen sind, trägt der Atomkern ebenfalls eine positive Ladung, deren Wert der Anzahl der Protonen im Kern entspricht. Diese Anzahl wird daher auch **Kernladungszahl** genannt. Da sich die Elemente nach der Kernladungszahl ordnen lassen, spricht man auch von der **Ordnungszahl Z**. Um ein Atom nach außen hin elektrisch neutral erscheinen zu lassen, entspricht die Elektronenanzahl der der Protonen. Die Summe der Protonen und Neutronen im Kern nennt man **Massenzahl A**.

Die Ordnungszahl gibt die Anzahl der Protonen im Atomkern an. Die Massenzahl ist die Summe der Protonen und Neutronen im Atomkern.

Um den inneren Aufbau eines Atomkerns zu beschreiben, gibt es eine Kurzschreibweise, die aus dem Elementsymbol und der vorangestellten Massen- und Ordnungszahl besteht:



Oft werden auch nur die Elementnamen mit angehängter Massenzahl verwendet wie z. B. **Kohlenstoff 12 (C-12, $^{12}_6\text{C}$)** oder **Uran 235 (U-235, $^{235}_{92}\text{U}$)**.

Im Jahr 1961 wurde unabhängig voneinander von den Physikern Murray Gell-Mann und George Zweig die Existenz von noch kleineren Teilchen innerhalb der Kernbausteine gefordert. Diese als Quarks bezeichneten Elementarteilchen konnten ab 1970 experimentell nachgewiesen werden.

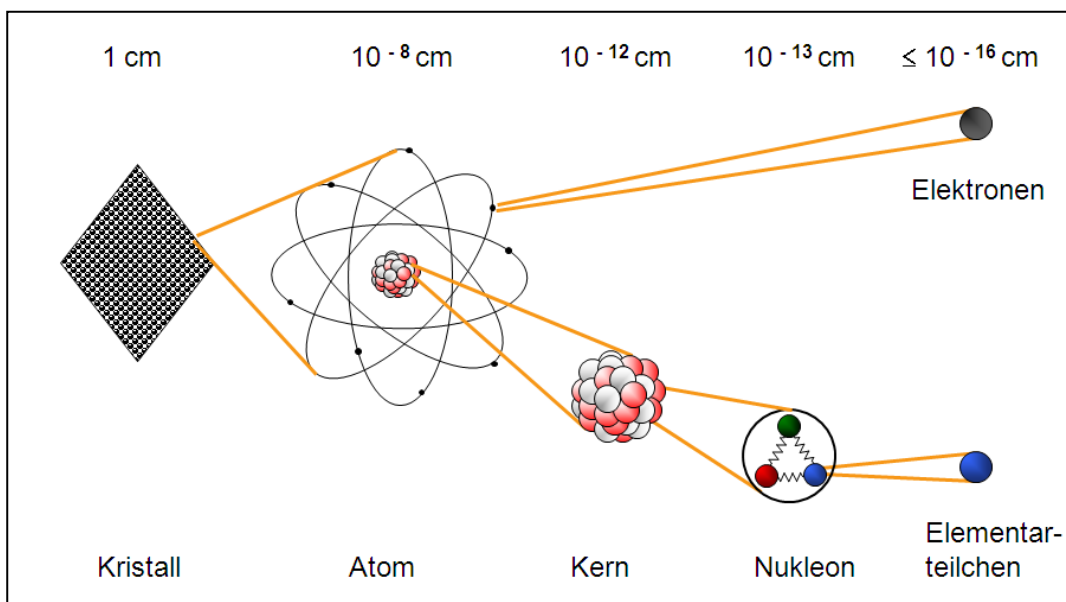


Abb. 7: Aufbau der Materie
 Quelle: eigene Darstellung

3.3 Isotope

Bei einem Element ist die Zahl der Protonen und damit die Kernladungszahl immer gleich. Die Massenzahl – und damit die Zahl der Neutronen im Kern – kann jedoch unterschiedlich sein. So gibt es beispielsweise beim Wasserstoff verschiedene Kerntypen:

Tab. 11: Isotope des Wasserstoffs

${}^1_1\text{H}$ (H-1)	${}^2_1\text{H}$ (H-2)	${}^3_1\text{H}$ (H-3)
1 Proton 0 Neutronen	1 Proton 1 Neutron	1 Proton 2 Neutronen

Die unterschiedlichen Kernarten eines Elementes nennt man **Isotope** (von griechisch: isos = gleich, topos = Platz). Sie besitzen gleiche chemische, aber geringfügig unterschiedliche physikalische Eigenschaften, die zur Trennung herangezogen werden können.

Isotope eines Elementes sind Atome mit gleicher Ordnungszahl, also gleicher Anzahl von Protonen im Kern, jedoch mit unterschiedlicher Massenzahl (Anzahl von Neutronen).

Zu den ca. 115 Elementen gibt es ca. 3100 Isotope, von denen ca. 2700 radioaktiv sind.

Einige Elemente kommen in der Natur nur mit einer Massenzahl vor, es gibt also keine natürlichen Isotope. Man spricht hierbei von einem **Reinelement** (z. B. Natrium, Beryllium, Fluor).

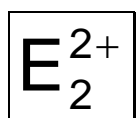
3.4 Chemische Formelschreibweise

Es gibt eine Unzahl chemischer Verbindungen, die aus nur 88 natürlich vorkommenden Elementen aufgebaut werden. Um chemische Verbindungen schnell und einfach darstellen zu können, hat man sich auf eine chemische Formelschreibweise geeinigt, bei der jedem Element ein Symbol, bestehend aus einem oder zwei Buchstaben seines Namens, zugewiesen wird. Chemische Formeln besitzen folgenden Aufbau:

Die Elementsymbole der enthaltenen Elemente werden hintereinander aufgeschrieben. Dabei kommen zuerst die Metalle, dann die Nichtmetalle.

Das Zahlenverhältnis, in dem die Atome der einzelnen Elemente in der Verbindung enthalten sind, wird durch tiefgestellte Zahlen (Indizes) hinter den Elementsymbolen angegeben.

Sind Verbindungen geladen, so wird das durch hochgestellte Zahlen zusammen mit dem Vorzeichen der Ladung angegeben.



Beispiele: MgO H₂O Al₂O₃ CO₃²⁻

4 Periodensystem der Elemente

Alle Elemente sind chemisch voneinander recht verschieden. Allerdings lassen sich auch gewisse Ähnlichkeiten zwischen ihnen feststellen. So erkannte der deutsche Chemiker **Döbereiner** schon im Jahre 1819, dass die Atommasse des Leichtmetalls Strontium mit 87,62 recht genau zwischen den chemisch und physikalisch dem Strontium sehr ähnlichen Metallen Calcium (40,08) und Barium (137,34) liegt. Er nannte diese drei Elemente eine „**Triade**“. Später stellte er fest, dass auch die Metalle Lithium, Natrium und Kalium, sowie die Nichtmetalle Chlor, Brom und Iod weitere Triaden bildeten.

Im Jahr 1869 veröffentlichten unabhängig voneinander die Chemiker Lothar Meyer und Dmitri Mendelejew, dass es einen Zusammenhang zwischen Atommasse und chemischen Eigenschaften geben müsse. Zudem entdeckten sie, dass sich die Eigenschaften der Elemente in einer bestimmten Richtung ändern und sich gleichzeitig periodisch wiederholen, sobald man die Elemente mit zunehmender Atommasse anordnet. So folgt auf ein Element, das häufig in Mineralien zu finden ist (O, S) immer ein salzbildendes Element (F, Cl, Br), dem ein Edelgas folgt (Ne, Ar), dann ein Alkalimetall (Na, K) und ein Leichtmetall (Mg, Ca). Durch Untereinanderschreiben von Elementen mit ähnlichen chemischen Eigenschaften erhielten die beiden Forscher das **Periodensystem der Elemente (PSE)**.

Da zu dem damaligen Zeitpunkt nicht alle Elemente bekannt waren, mussten die beiden an verschiedenen Stellen noch Lücken für noch nicht entdeckte Elemente lassen. Es war aber möglich, die Eigenschaften dieser Elemente mit verblüffender Genauigkeit vorherzusagen. Mendelejew erkannte, dass in einigen Fällen das Ordnungsprinzip der steigenden Atommassen umzukehren ist, um die Elementfamilien untereinander schreiben zu können. Tatsächlich stellte man später fest, dass nicht die Massen-, sondern die **Ordnungszahl** und damit die **Kernladungszahl Z** das ordnende Prinzip darstellt.

Heute sind 94 Elemente in der Natur bekannt. 24 weitere Elemente wurden durch den Menschen künstlich hergestellt.

Das Periodensystem der Elemente (PSE) erlaubt wesentliche Aussagen über das Verhalten der Elemente. Es ist eine Anordnung der Elemente nach dem Bau ihrer Atomhüllen.

Waagrechte Reihen: **Perioden**

Die Periodennummer gibt die äußerste Elektronenschale (Hauptquantenzahl) an, die mit maximal 8 Elektronen besetzt wird (Oktett-Regel).

Senkrechte Spalten: **Hauptgruppen**

Die Hauptgruppennummer gibt die Anzahl der Elektronen auf der äußersten Schale an (Ausnahme: He).

- Die metallischen Eigenschaften der Elemente nehmen innerhalb einer Hauptgruppe von oben nach unten, innerhalb einer Periode von links nach rechts ab.
- Die Schmelz- und Siedetemperaturen der
 - Metalle nehmen von oben nach unten ab.
 - Nichtmetalle nehmen von oben nach unten zu.

4.1 Das gekürzte Periodensystem

Periode	Schalen- beset- zung	I. Haupt- gruppe	II. Haupt- gruppe	III. Haupt- gruppe	IV. Haupt- gruppe	V. Haupt- gruppe	VI. Haupt- gruppe	VII. Haupt- gruppe	VIII. Haupt- gruppe
1.	1. K	¹ H Wasserstoff 1,00797 2,1							² He Helium 4,0026
2.	1. ... 2. K ... L	³ Li Lithium 6,939 1,0	⁴ Be Beryllium 6,012 1,5	⁵ B Bor 10,81 2,0	⁶ C Kohlenstoff 12,01115 2,5	⁷ N Stickstoff 14,0067 3,0	⁸ O Sauerstoff 15,9994 3,5	⁹ F Fluor 18,9984 4,0	¹⁰ Ne Neon 20,183
3.	1. ... 3. K ... M	¹¹ Na Natrium 22,9898 0,9	¹² Mg Magnesium 24,312 1,2	¹³ Al Aluminium 26,9815 1,5	¹⁴ Si Silicium 28,086 1,8	¹⁵ P Phosphor 30,9783 2,1	¹⁶ S Schwefel 32,064 2,5	¹⁷ Cl Chlor 35,453 3,0	¹⁸ Ar Argon 39,948
4.	1. ... 4. K ... N	¹⁹ K Kalium 39,102 0,8	²⁰ Ca Calcium 40,08 1,0	³¹ Ga Gallium 69,72 1,6	³² Ge Germanium 72,59 1,5	³³ As Arsen 74,9216 2,0	³⁴ Se Selen 78,96 2,4	³⁵ Br Brom 79,909 2,8	³⁶ Kr Krypton 83,80
5.	1. ... 5. K ... O	³⁷ Rb Rubidium 85,47 0,8	³⁸ Sr Strontium 87,62 1,0	⁴⁹ In Indium 114,82 1,7	⁵⁰ Sn Zinn 118,69 1,8	⁵¹ Sb Antimon 121,75 1,9	⁵² Te Tellur 127,60 2,1	⁵³ J Jod 126,9044 2,5	⁵⁴ Xe Xenon 131,30
6.	1. ... 6. K ... P	⁵⁵ Cs Caesium 132,905 0,7	⁵⁶ Ba Barium 137,34 0,9	⁸¹ Tl Thallium 204,37 1,6	⁸² Pb Blei 207,19 1,8	⁸³ Bi Wismut 208,980 1,9	⁸⁴ Po Polonium [209] 2,0	⁸⁵ At Astat [210] 2,2	⁸⁶ Rn Radon [222]
7.	1. ... 7. K ... Q	⁸⁷ Fr Francium [223] 0,7	⁸⁸ Ra Radium [226] 0,9						

Abb. 8: Gekürztes Periodensystem der Elemente

Quelle: eigene Darstellung

Ordnet man im Periodensystem der Elemente nur diejenigen Elemente an, die sich einerseits in die Reihenfolge der periodischen Änderung der Eigenschaften einordnen lassen, andererseits mit sich ähnlich verhaltenden Elementen untereinander in einer Hauptgruppe einzuordnen sind, erhält man das **gekürzte Periodensystem**. Dieses besteht aus sieben Perioden und acht Hauptgruppen.

Die Hauptgruppen werden nach einem typischen Vertreter oder nach ihren gemeinsamen Eigenschaften benannt.

Tab. 12: Hauptgruppen des Periodensystems

I. Gruppe	Alkalimetalle Li, Na, K, Rb, Cs, Fr*	weiche Metalle, reagieren heftig mit Wasser
II. Gruppe	Erdalkalimetalle Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra*	Leichtmetalle, etwas weniger reaktiv
III. Gruppe	Erdmetalle B, Al, Ga, In, Tl	Metalle
IV. Gruppe	Kohlenstoffgruppe C, Si, Ge, Sn, Pb	
V. Gruppe	Stickstoffgruppe N, P, As, Sb, Bi	
VI. Gruppe	Sauerstoffgruppe (Chalkogene = Erzbildner) O, S, Se, Te, Po*	Hauptbestandteile der Anionen von Erzen und Mineralien
VII. Gruppe	Halogene (= Salzbildner) F, Cl, Br, I, At*	Nichtmetalle, sehr reaktiv
VIII. Gruppe	Edelgase He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn*	praktisch nicht reaktiv

Elemente mit gleicher Zahl an Außenelektronen (Valenzelektronen) sind in ihren chemischen Eigenschaften ähnlich.

Kurzcharakteristik der Hauptgruppen

I. Die Gruppe der Alkalimetalle

Lithium, Natrium, Kalium, Rubidium, Cäsium, Francium,
 silbrig-weiße, niedrig schmelzende Metalle
 weich und leicht schneid- und verformbar
 sehr reaktionsfreudig, kommen in der Natur nur gebunden vor, nicht elementar
 Aufbewahrung unter Petroleum, Oxidschicht entsteht auf der Oberfläche

II. Die Gruppe der Erdalkalimetalle

Beryllium, Magnesium, Calcium, Strontium, Barium, Radium,
 leichte Metalle, geringes spezifisches Gewicht
 silbrig-weiß, ohne Oxidschicht
 reaktionsfreudig, können jedoch an der Luft aufbewahrt werden
 in der Natur in mineralischen Verbindungen (Mg auch als Zentralion im Blattfarbstoff Chlorophyll), nicht elementar

III. Die Borgruppe

Bor, Aluminium, Gallium, Indium, Thallium
 B ist ein hartes Nichtmetall, Al und die übrigen Elemente der Gruppe sind weiche Metalle
 Al ist in der Natur an einer großen Zahl der Verbindungen der Erdrinde beteiligt, elementar kommt es nicht vor
 B, Ga, In, Tl sind selten
 B ist im Gegensatz zu den anderen Elementen reaktionsträge

IV. Die Kohlenstoffgruppe

Kohlenstoff, Silicium, Germanium, Zinn, Blei
die Elemente C, Si und Ge sind Nichtmetalle, die Übrigen haben ausgeprägten Metallcharakter
die elementaren Eigenschaften sind sehr unterschiedlich
in der mineralischen Erdkruste kommt Si am häufigsten vor
C ist allgegenwärtiger Bestandteil der Stoffe der belebten Natur
Pb hat eine große Dichte - das Metall und seine Verbindungen sind sehr schwer

V. Die Stickstoffgruppe

Stickstoff, Phosphor, Arsen, Antimon, Wismut
der Metallcharakter nimmt innerhalb der Gruppe nach unten zu:
N ist ein typisches Nichtmetall (gasförmig), die Elemente P und As treten in metallischen und nichtmetallischen Varianten (= Modifikationen) auf, Sb und Bi sind Metalle
N ist Hauptbestandteil der Luft (78,09 %)

VI. Die Sauerstoffgruppe (Chalkogene)

Sauerstoff, Schwefel, Selen, Tellur, Polonium
O ist ein gasförmiges Nichtmetall mit hellblauer Farbe
S ist ein festes, gelbes Nichtmetall
Se, Te, Po treten auch in metallischen Varianten auf
O ist lebenswichtiger Bestandteil der Luft und des Wassers (dort ist es in riesigen Mengen gebunden)
die Gesamtmasse des O entspricht etwa der Masse aller übrigen Elemente

VII. Die Gruppe der Halogene

Fluor, Chlor, Brom, Iod, Astat
alle Halogene sind Nichtmetalle
alle Aggregatzustände sind (bei Normalbedingungen) innerhalb dieser Hauptgruppe anzutreffen:
F und Cl sind gasförmig, Br ist flüssig, I ist fest
die Halogene sind reaktionsfreudige Elemente, sie gehen mit nahezu allen anderen Elementen Verbindungen ein
ihre Verbindungen mit Metallen heißen **Salze** (Halogen = Salzbildner)
F ist das reaktivste aller Elemente

VIII. Die Edelgase

Helium, Neon, Argon, Krypton, Xenon, Radon

alle Edelgase sind gasförmig und außerordentlich *reaktionsträge*

nur die schweren Edelgasatome (Kr, Xe, Rn) bilden Verbindungen mit den reaktivsten Halogenen bzw. O und N

sie kommen in Spuren in der Luft vor oder sind in winzigen Blasen in Mineralien eingeschlossen

sie finden breite Verwendung in der Beleuchtungsindustrie, z. B. als Füllung von Glühlampen oder als farbgebende Komponente in Leuchtstoffröhren

Die Grundidee, im PSE Elemente mit ähnlichen Eigenschaften zu den Hauptgruppen zusammenzufassen, wird besonders in den Gruppen I, VII und VIII deutlich.

Hier erkennen wir in der ersten Gruppe ausschließlich reaktive Metalle, in der siebten nur reaktionsfreudige Nichtmetalle und in der achten reaktionsträge Gase.

4.2 Das vollständige Periodensystem

Ab der vierten Periode klafft im gekürzten Periodensystem eine Lücke von zehn Elementen zwischen dem zweiten Element und dem mit drei Elektronen auf der äußersten Schale. Ab der sechsten Periode fehlen sogar 24 Elemente. Trägt man die fehlenden Elemente wieder mit der Ordnungszahl als ordnendem Element ein, so erhält man das **vollständige Periodensystem**, das nun alle vorkommenden Elemente auflistet.

Warum nun wurden in der bisherigen Schreibweise die Elemente weggelassen? Dies war notwendig, um die Periodizität der Eigenschaften zu erhalten. Bei den unterschlagenen Elementen handelt es sich durchweg um Metalle. Sie werden als „**Übergangselemente**“ bezeichnet. Warum werden diese Elemente ab der vierten Periode eingefügt?

Um diese Frage zu beantworten, müssen wir uns noch einmal den Atomaufbau nach dem Bohr'schen Modell betrachten. Wir haben damals festgestellt, dass in jeder Schale $2 \cdot n^2$ Elektronen Platz haben. Für die dritte Schale bedeutet dies 18 Elektronen.

Gleichzeitig muss jedoch die Regel beachtet werden, dass sich in der jeweils äußersten Elektronenschale nie mehr als acht Elektronen aufhalten dürfen und dies gleichzeitig einen stabilen Zustand darstellt (Oktett-Regel).

Dies bedeutet aber, dass die M-Schale noch Platz für zehn Elektronen besitzt, die N-Schale aber bereits mit Elektronen besetzt werden muss. Sind nun aber einmal zwei Elektronen in der nächsthöheren Schale, so befinden sich die freien Elektronenplätze nicht mehr in der äußersten Elektronenbahn und dürfen besetzt werden. Die nächsten zehn Elemente unterscheiden sich daher nicht in der Zahl ihrer äußersten Elektronen, sondern in der Zahl der Elektronen einer inneren Schale. Gleiches gilt für die zehn Übergangselemente der nächsten Perioden. Bei der sechsten Periode werden erst 10 freie Plätze der O- und anschließend die 14 der N-Schale aufgefüllt. Da sie dieselbe Anzahl Valenzelektronen besitzen, sind die Übergangselemente untereinander sehr ähnlich in ihrem Verhalten. Gleichzeitig ähneln sie aber auch den Metallen der zweiten Hauptgruppe.

Typisch für viele Übergangselemente ist die Farbigkeit ihrer Verbindungen. Aber auch die Elemente an sich sind teilweise farbig (Gold, Kupfer). Unter den Übergangselementen findet sich nicht nur das wichtigste Gebrauchsmetall (Eisen), sondern auch seine Veredlungsmetalle (Stahlveredler), die mit Eisen oder untereinander eine Vielzahl von Legierungen und intermetallischen Verbindungen zu bilden vermögen.

5 Die chemische Reaktion

5.1 Definitionen

Kein Stoff bleibt auf Dauer unverändert. Irgendwann und irgendwie verändert sich alles:

- ein Nagel wird rostig;
- ein Eiswürfel schmilzt;
- Butter wird ranzig;
- Blumen verwelken;

In Abhängigkeit davon, welche Veränderung der Stoff erfahren hat, nennt man den Vorgang, der zu dieser Veränderung geführt hat, einen chemischen oder einen physikalischen Vorgang.

Einen Vorgang, bei dem aus gegebenen Stoffen neue Stoffe mit neuen Eigenschaften entstehen, bezeichnet man als **chemischen Vorgang** oder **chemische Reaktion**.

Die Stoffe, die vor der chemischen Reaktion vorliegen, bezeichnet man als **Ausgangsstoffe** oder **Edukte**. Die Stoffe, die bei der Reaktion entstanden sind, bezeichnet man als **Produkte**.

Es gibt grundsätzlich zwei Arten von chemischen Reaktionen: solche, bei denen Stoffe **aufgebaut** und solche, bei denen Stoffe **abgebaut** werden.

Eine Reaktion, bei der aus einem oder mehreren Stoffen ein zusammengesetzter Stoff entsteht, ist eine **Synthese**.

Eine Reaktion, bei der aus einem Stoff zwei oder mehrere Stoffe entstehen, ist eine **Analyse**.

In der Chemie versteht man unter Synthese die natürliche oder künstliche Herstellung chemischer Verbindungen aus den Elementen. Dies kann erfolgen:

- stufenweise aus einfacheren Verbindungen,
- durch Umsetzung zwischen Verbindungen
- oder durch Abbau größerer Verbindungen

Begrifflich sagt man: Synthesen führen von Ausgangsmaterialien oder Edukten über (isolierbare) Zwischenprodukte und/oder (nicht isolierbare) Zwischenstufen zu Endprodukten oder Produkten.

Im weitesten Sinne ist die Analyse (von griech: analysis = Auflösung) eine Bezeichnung für die Zerlegung eines Ganzen in seine Teile. In der Chemie umfasst der Begriff nicht nur die Bestimmung von Art und Menge der Bestandteile eines Stoffes, sondern auch deren Abtrennung aus Gemischen. Bedingt die Analyse zwar oft die Aufspaltung einer Verbindung in einfachere Stoffe, so ist sie doch nicht der genau umgekehrte Vorgang der Synthese, da ihr Ziel nicht die Gewinnung einfacherer Stoffe aus komplizierten, sondern - zwar oft mittels dieses Prozesses - deren Aufklärung nach Art und/oder Menge ist.

5.2 Reaktionsgleichungen

Bei einer chemischen Reaktion werden Ausgangsverbindungen miteinander zur Reaktion gebracht. Dabei entstehen neue Produkte mit neuen Eigenschaften.

Zur Beschreibung einer solchen Reaktion verwendet man die **Reaktionsgleichung**.

Dazu gibt es unterschiedliche Darstellungsmöglichkeiten:

- die Wortgleichung;
- die Teilchengleichung;
- die Symbolgleichung

Das Aufstellen einer Reaktionsgleichung soll anhand der ersten chemischen Umsetzung, die wir kennengelernt haben, der Verbrennung von Magnesium, durchgeführt werden:

1. Schritt: Für eine Wortgleichung reicht es bereits aus, wenn man weiß, welche Stoffe miteinander reagieren:



2. Schritt: Kennt man die Teilchenstruktur der Ausgangs- und Endverbindungen, so kann man auch eine Teilchengleichung aufstellen und die Formeln bzw. Symbole angeben. Die Teilchen der Ausgangsstoffe trennen sich und fügen sich in einer neuen Anordnung, dem Produkt, zusammen:

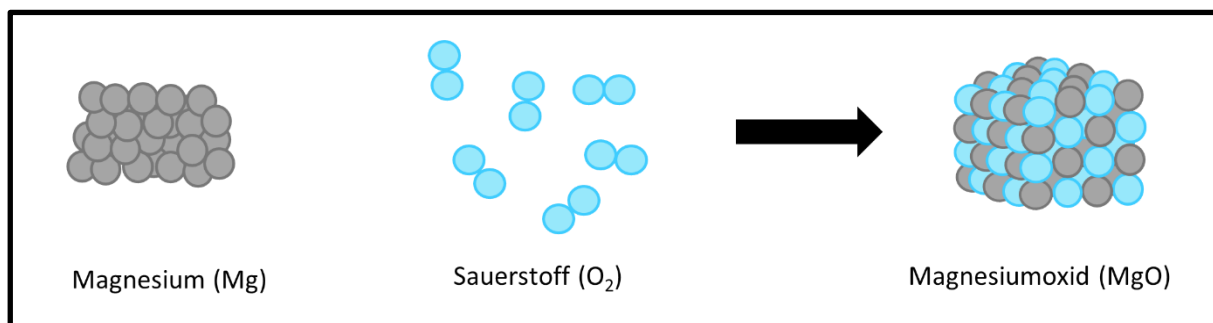
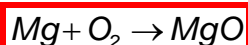


Abb. 9: Teilchengleichung

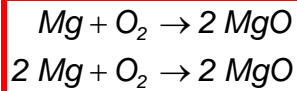
Quelle: eigene Darstellung

3. Schritt: Mit den Formeln der beteiligten Stoffe lässt sich eine vorläufige Symbolgleichung aufstellen.



4. Schritt: Die Anzahl der Atome auf beiden Seiten der Gleichung muss identisch sein. Im Moment befinden sich auf der linken Seite der Gleichung ein Magnesium- und zwei Sauerstoffatome, auf der rechten Seite je ein Magnesium- und Sauerstoffatom.

Dies lässt sich in zwei Schritten ausgleichen:



Es ist wichtig, dass beim Einrichten von Reaktionsgleichungen die chemischen Formeln an sich **nicht verändert** werden dürfen!!

Der Reaktionspfeil in einer Reaktionsgleichung stellt kein mathematisches Gleichheitszeichen dar. Ausgangs- und Endverbindungen sind **nicht** die gleichen Stoffe.

Der Reaktionspfeil wird gelesen als „reagiert zu“.

Die nachstehende Zusammenstellung von Regeln ist als Hilfe für das oftmals mit großem Unverständnis angepackte Richtigestellen von chemischen Gleichungen gedacht.

Bis ein gewisser Übungseffekt eingetreten ist, ist es ratsam, die Regeln stets neben der Arbeit parat zu haben.

Regeln für das Aufstellen chemischer Reaktionsgleichungen

(Standhartinger, 2015, S. 26-27)

1. Formeln der Verbindungen dürfen nicht verändert werden!

2. Aufschreiben der Formeln bzw. Symbole der beteiligten Stoffe (Verbindungen, Elemente): **Edukte** → **Produkte**

3. „Ausgleich“ der Atomzahlen durch entsprechende Vorzahlen = **Koeffizienten**

Koeffizienten haben die Bedeutung von **Multiplikatoren**, d. h. steht vor einer Molekülformel ein Koeffizient, so nimmt die gesamte Atomzahl um den Faktor des Koeffizienten zu:

5 H₂O sind **5** Moleküle Wasser

Das entspricht

5 x 2 Atomen Wasserstoff = **10** H-Atome

5 x 1 Atom Sauerstoff = **5** O-Atome

4. Prüfung der Atomzahlen eines **jeden Elementes** auf **beiden Seiten des Reaktionsschemas**

- Die Atomzahlen müssen für jedes Element rechts und links identisch sein.
- Sie errechnen sich als **Produkt aus Koeffizient und Indexzahl**.

5. Bei Elementen ist folgendes zu beachten:

Alle Metalle sowie festen Nichtmetalle und Edelgase werden als **einatomig** angesehen (Index 1 entfällt).

Beispiele: **Fe, Ag, Cu, Zn, C, S, He, Ne** usw.

6. **Sieben** Nichtmetalle liegen als **zweiatomige Moleküle** vor und werden in den Reaktionsgleichungen (fast) ausnahmslos als solche dargestellt:

H₂, N₂, O₂, F₂, Cl₂, Br₂, I₂

5.3 Chemische Grundgesetze

Bei chemischen Reaktionen stellt man häufig entweder eine Gewichtszunahme oder eine Gewichtsabnahme fest. So verschwindet eine entzündete Kerze im Laufe der Zeit, Stahlwolle hingegen wird beim Verbrennen schwerer.

Führt man die Reaktionen allerdings in einem geschlossenen System durch, dann stellt man durch Wiegen fest, dass sich die Masse vor und nach der Reaktion nicht verändert hat: Mit Hilfe ähnlicher Versuche wurde vom Franzosen **Lavoisier** das „**Gesetz von der Erhaltung der Masse**“ formuliert:

Bei allen chemischen Vorgängen bleibt die Gesamtmasse der beteiligten Stoffe unverändert.

Reagieren Elemente miteinander zu einer Verbindung oder zerlegt man eine Verbindung in ihre Bestandteile, so findet man die Massen der einzelnen Elemente in ganz bestimmten, konstanten Verhältnissen:

1 g Wasserstoff reagiert mit genau 7,936 g Sauerstoff zu 8,936 g Wasser;

1 g Natrium reagiert mit 1,542 g Chlor zu 2,542 g Kochsalz;

Zersetzt man Zinkchlorid (ZnCl_2), so bildet sich immer das Massenverhältnis 1 : 1,085 von Zink und Chlor; in genau diesem Massenverhältnis reagieren die beiden Elemente wieder zu Zinkchlorid.

Proust formulierte aus diesen Beobachtungen das „**Gesetz der konstanten Massenverhältnisse**“:

Die Massenverhältnisse der Elemente in einer Verbindung sind konstant.

Häufig bilden zwei Elemente nicht nur eine, sondern mehrere Verbindungen miteinander: Kohlenstoff und Sauerstoff reagieren zu Kohlenmonoxid CO und Kohlendioxid CO_2 , Stickstoff und Sauerstoff verbinden sich sogar zu fünf verschiedenen Verbindungen. Wir wollen drei davon näher betrachten:

Distickstoffmonoxid (N_2O): farbloses, süßlich riechendes Gas mit narkotischer Wirkung („Lachgas“);

Stickstoffmonoxid (NO): farbloses, giftiges Gas;

Stickstoffdioxid (NO_2): braunes, giftiges Gas.

Vergleicht man die verschiedenen Massenverhältnisse, nach denen die Reaktion der einzelnen Verbindungen erfolgt, so wird ein Zusammenhang erkennbar:

- N_2O Massenverhältnis O : N = $0,571 : 1 = 1 \cdot 0,571 : 1$
($15,999 : (2 \cdot 14,007) = 0,571$)
- NO Massenverhältnis O : N = $1,142 : 1 = 2 \cdot 0,571 : 1$
($15,999 : 14,007 = 1,1422$)
- NO_2 Massenverhältnis O : N = $2,284 : 1 = 4 \cdot 0,571 : 1$
($2 \cdot 15,999 : 14,007 = 2,284$)

Diese Erkenntnisse wurden durch **Dalton** im „**Gesetz der vielfachen Massenverhältnisse**“ zusammengefasst:

Die Massenverhältnisse zweier Elemente, die sich zu verschiedenen Verbindungen vereinigen, stehen zueinander im Verhältnis kleiner ganzer Zahlen.

Bei Gasen bezieht sich dieses Gesetz auf die Volumenverhältnisse!

5.4 Quantitative Betrachtung chemischer Reaktionen - Stöchiometrie

5.4.1 Relative Atommasse A_r

Die **absolute Atommasse** m_a des leichtesten Elementes Wasserstoff beträgt nur $1,67855 \cdot 10^{-27}$ kg. Das Uranatom, das schwerste Atom überhaupt, wiegt auch nur $4 \cdot 10^{-25}$ kg. Für das praktische Arbeiten eines Chemikers sind diese Größenordnungen nur hinderlich. Sie erschweren selbst die einfachsten Berechnungen.

Man bezieht daher die Atommassen auf einen willkürlich gewählten Wert. Diese Vorgehensweise ist nicht unüblich, schließlich erfolgt sie bei der Temperaturskala genauso.

Für die Atommassen wählte man ursprünglich die Masse des Wasserstoffatoms, der man die **atomare Masseneinheit** $u = 1$ zuschrieb. Die übrigen Atome wurden dann als Vielfaches der Wasserstoffmasse angegeben. Dieser Bezugspunkt wurde 1961 aufgegeben und der Kohlenstoff als Einheit verwendet. Somit gilt für die atomare Masseneinheit folgende Definition:

$$1 u = \frac{1}{12} m[{}^{12}_6\text{C}] = 1,660538 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Damit besitzt ein Wasserstoffatom die atomare Masse 1,0079 u.

5.4.2 Der Molbegriff

Bisher haben wir in allen Gleichungen in atomaren Einheiten gerechnet und gedacht: ein Atom verbindet sich mit einem anderen Atom zu einem Molekül. Betrachtet man jetzt die Zahl der Wasserstoffmoleküle H_2 , die in nur einem Gramm Wasserstoff enthalten sind, so erhält man die immense Zahl von $2,987 \cdot 10^{23}$ Wasserstoffmolekülen. Damit lässt sich aber nur sehr unhandlich umgehen. Bezieht man sich bei der Betrachtung von chemischen Reaktionen auf die Masse eines Stoffes, so muss man feststellen - wie der gesunde Menschenverstand es gebietet -, dass 1 g Wasserstoff nun einmal etwas anderes ist als 1 g Eisen.

Nun besitzt ein Eisenatom - wie wir vorher festgestellt haben - die Masse 55,85 u.

Ein Schwefelatom besitzt die Masse 32,06 u. In 55,85 g Eisen müssen demnach ebenso viele Atome enthalten sein wie in 32,06 g Schwefel! Die Anzahl der Atome in diesen Stoffmengen lässt sich berechnen:

$$\frac{\text{Anzahl } N \text{ Atom in der Stoffmenge}}{1 \text{ Atom}} = \frac{\text{Masse der Stoffmenge}}{\text{Masse eines Atoms}}$$

$$\frac{N}{1} = \frac{55,85 \text{ g}}{55,85 \text{ u}}$$

$$N = \frac{1 \text{ g}}{1 \text{ u}}$$

Setzt man für 1 u den uns bekannten Wert von $1,66057 \cdot 10^{-27}$ kg ein, so erhält man für die Zahl N :

$$N = 602\,204\,490\,000\,000\,000\,000\,000 = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ Atome}$$

Diese Teilchenzahl wird unter dem Begriff **1 Mol** zusammengefasst. „1 Mol“ ist dabei nichts anderes als die Abkürzung für $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen, wie „1 Dutzend“ die Abkürzung für 12 Stück bedeutet. Gelegentlich findet man für die Teilchenzahl in einem Mol die Bezeichnung **Avogadro-Zahl N_A** oder **Loschmidt'sche Zahl**.

Da sich die atomare Masseneinheit u vom Kohlenstoff ableitet, ist auch das Mol über den Kohlenstoff definiert:

Das Mol ist eine SI-Einheit und ein Maß für die Stoffmenge.

Ein Mol eines Stoffes sind so viele Gramm, wie die relative Atommasse oder relative Molekülmasse zahlenmäßig angibt:

z. B.

1 mol Cu = 64 g Cu

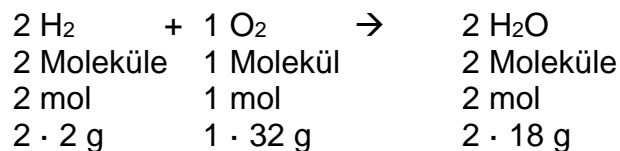
2 mol H₂O = 36 g H₂O

Das Mol ist definiert als die Stoffmenge, die sich aus ebenso vielen Teilchen zusammensetzt, wie in 12 g des Nuklids C-12 enthalten sind:

1 Mol = $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen (Avogadro-Zahl N_A oder Loschmidt'sche Zahl)

Um sich die Teilchenzahl $6,022 \cdot 10^{23}$ besser vorstellen zu können, ein kurzes Beispiel: Wir nehmen an, ein moderner PC könnte in der Sekunde 200 Millionen Teilchen zählen. Dann bräuchte er zum Abzählen eines Mols etwa 100 Millionen Jahre!

Wenn ein Chemiker nun eine Reaktionsgleichung aufstellt, so betrachtet er nicht mehr einzelne Atome, die miteinander reagieren, sondern ganze Stoffportionen, die im Vielfachen eines Mols angegeben werden.



Die Masse einer Teilchenmenge von 1 mol wird auch als **molare Masse M** oder **Molmasse** bezeichnet. Sie entspricht ebenso vielen Gramm, wie ein Atom in der atomaren Masseneinheit u wiegt.

Bei gasförmigen Stoffen findet man häufig auch den Begriff des „**Molvolumens**“. Damit bezeichnet man - leicht idealisiert - das Volumen von 1 mol eines Gases. Dieses Molvolumen ist - zumindest theoretisch - für alle Gase bei gleicher Temperatur und gleichem Druck identisch und beträgt bei 0 °C und 1013 mbar 22,4 l/mol.

Gleiche Volumen verschiedener Gase enthalten bei gleichem Druck und gleicher Temperatur gleich viele Teilchen.

1 Mol eines idealen Gases nimmt einen Raum von **$V_m = 22,4$ l** bei 1013 hPa und 0 °C ein.

5.4.3 Stöchiometrie am Beispiel

Bei der Reaktion von Substanzen ist es fast immer von Interesse, wie viel man vom jeweiligen Ausgangsstoff einsetzen muss, um die gewünschte Menge des Produktes zu erhalten. Alle Berechnungen gehen von einer richtig formulierten Reaktionsgleichung aus und verwenden die Stoffmenge, die molare Masse und das molare Volumen.

Aufgabe:

Wie viel Gramm Phosphor sind nötig, um 17,34 g Diphosphorpentoxid herzustellen?

Lösung:

Wortgleichung:

Phosphor + Sauerstoff → Diphosphorpentoxid

Formelgleichung:



teilchenmäßige Deutung:

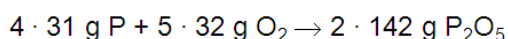
4 Atome P + 5 Moleküle O₂ → 2 Moleküle P₂O₅

mengenmäßige Deutung:

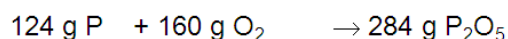
4 mol P + 5 mol O₂ → 2 mol P₂O₅

(stöchiometrische

Massengleichung)



Berechnung mittels 3-Satz:



$$284 \text{ g P}_2\text{O}_5 \hat{=} 124 \text{ g P}$$

$$17,34 \text{ g P}_2\text{O}_5 \hat{=} x$$

$$x = \frac{17,34 \text{ g} \cdot 124 \text{ g}}{284 \text{ g}} = 7,57 \text{ g}$$

5.5 Ablauf chemischer Reaktionen

5.5.1 Bedingungen für chemische Reaktionen

„Damit eine chemische Reaktion zwischen zwei Stoffen eintritt, müssen Bedingungen erfüllt sein:

1. Die kleinsten Teilchen der Stoffe, die Atome bzw. Moleküle, müssen zusammentreffen. Bei Gasen und Flüssigkeiten kann dies durch Vermischen im ganzen Stoffvolumen erfolgen, bei Feststoffen ist ein Aufeinandertreffen nur an den Berührungsstellen möglich, so dass Feststoffreaktionen immer unvollständig ablaufen.

Aber nicht bei allen Stoffen kommt es beim Zusammenstoß der kleinsten Teilchen zur Bildung einer neuen Teilchenart. Sonst müssten alle Gase und Flüssigkeiten beim Vermischen unmittelbar und vollständig reagieren. Dies ist bekanntlich nicht der Fall. *Beispiel:* Luft ist ein Gemisch aus Stickstoff und Sauerstoff, die nicht miteinander reagieren.

2. Damit sich eine neue Teilchenart bildet, müssen die aufeinandertreffenden Teilchen „*chemisch zusammenpassen*“ und der Zusammenstoß muss eine bestimmte Heftigkeit besitzen, so dass ein *wirksamer* Stoß zur Reaktion führt.“ (Ignatowitz, 2014, S. 86)

5.5.2 Aktivierungsenergie

„Nur die wenigsten Stoffe reagieren spontan miteinander, wenn sie in Kontakt gebracht werden. Bei den meisten Stoffen muss der Beginn einer chemischen Reaktion (wirksamer Stoß) durch einen „Anstoß“ ausgelöst (aktiviert) werden, wie z. B. bei Sauerstoff und Wasserstoff. Da es sich hierbei um eine Energie handelt, die den Stoffen zugeführt werden muss, nennt man sie **Aktivierungsenergie**.

Ist die Reaktion einmal angelaufen, dann pflanzt sie sich, vielfach stürmisch, von alleine fort (Beispiel: Knallgasreaktion von Wasserstoff und Sauerstoff).

Unter Aktivierungsenergie E_A versteht man die Energie, die einem Stoffgemisch zugeführt werden muss, damit die Reaktion einsetzt.

Bildlich vorstellen kann man sich die energetischen Vorgänge beim Ablaufen einer chemischen Reaktion mit der Modellvorstellung einer Kugel an einem Berghang mit Zwischental:

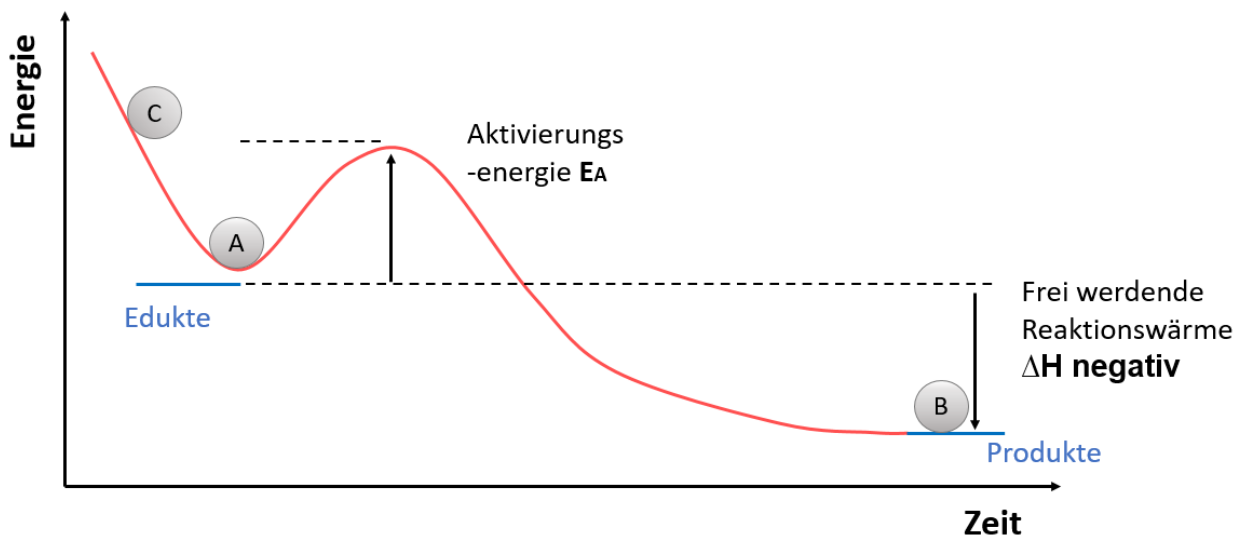


Abb. 10: Aktivierungsenergie
Quelle: eigene Darstellung

Normalerweise hat der nicht reagierende Stoff die *Energielage A*. Nach der Reaktion, im chemisch gebundenen Zustand, hat er die *Energielage B*, d. h. besitzt weniger Energie, da er bei der Reaktion die **Reaktionsenergie ΔH** , z. B. in Form von Wärme, nach außen abgegeben hat (exotherme Reaktion). Ohne äußeren Anstoß kann der Stoff jedoch nicht von der *Energielage A* in die *Energielage B* gelangen. Dazu muss er zuerst in die *Energielage C* angehoben werden, so dass er mit Schwung den Zwischenhang überwinden kann. Dieser Energiebetrag entspricht der *Aktivierungsenergie*.

In der chemischen Praxis kann eine Reaktion auf zwei Arten eingeleitet werden:

- durch eine Erhöhung der Temperatur der Reaktionspartner (Zünden der Reaktion)
- durch die Anwesenheit (Zugabe) einer geeigneten Substanz, eines Katalysators.

Temperaturerhöhung bedeutet, dass die einzelnen Teilchen des erwärmten Stoffes eine höhere Energie erhalten. Dabei haben nicht alle Teilchen die gleiche Energie, sondern manche Teilchen haben eine kleine, andere eine große, der Großteil der Teilchen eine mittlere Energie. Man nennt dies eine Energieverteilung. Im Verlauf der Erwärmung des Stoffes überschreiten die Teilchen mit großer Energie den Betrag der Aktivierungsenergie und ein Zusammenstoß dieser Teilchen führt zur chemischen Reaktion.

Dabei entsteht Reaktionsenergie, die weitere Teilchen auf den Betrag der Aktivierungsenergie bringt, so dass sie reagieren usw. Die einmal begonnene Reaktion pflanzt sich fort. Dieser Vorgang läuft z. B. sehr rasch ab, wenn ein Wasserstoff/Sauerstoff-Gemisch mit einer Flamme gezündet wird.

Durch die **Anwesenheit eines geeigneten Katalysators** wird die Aktivierungsenergie der Reaktion herabgesetzt und dadurch die Reaktion an der Katalysatoroberfläche in Gang gesetzt. Sie läuft dann meist von alleine weiter, da die frei werdende Reaktionswärme die Reaktanten erwärmt. Beispiel: Zünden von Wasserstoffgas an Platinwolle.“ (Ignatowitz, 2014, S. 86-87)

5.5.3 Reaktionsenthalpie

„Chemische Vorgänge sind mit Veränderungen des Energieinhaltes der reagierenden Stoffe verbunden.

Bei **exothermen Reaktionen** wird bei der Reaktion die **Reaktionswärme ΔH** frei. Der Energiegehalt der Produktstoffe ist um diesen Beitrag geringer als der der Ausgangsstoffe. Deshalb wird die Reaktionswärme ΔH bei exothermen Reaktionen negativ gesetzt.

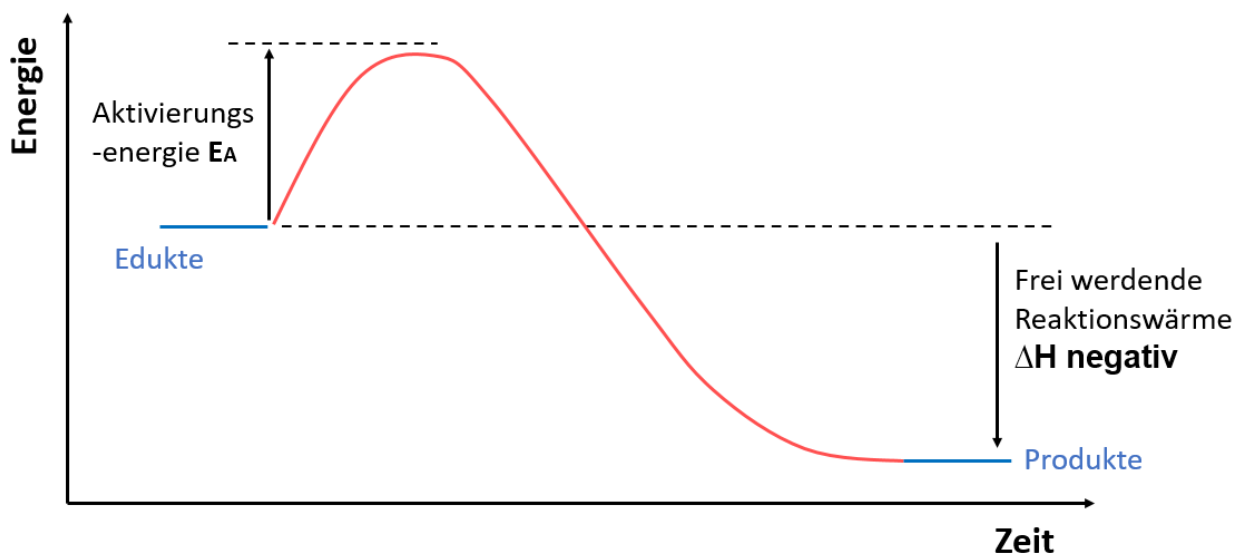


Abb. 11: Exotherme Reaktion

Quelle: eigene Darstellung



Bei **endothermen Reaktionen** wird bei der Reaktion die Reaktionswärme ΔH aufgenommen. Der Energiegehalt der Endprodukte ist größer als der der Ausgangsstoffe. Die Reaktionswärme ΔH wird deshalb bei endothermen Reaktionen positiv gesetzt.

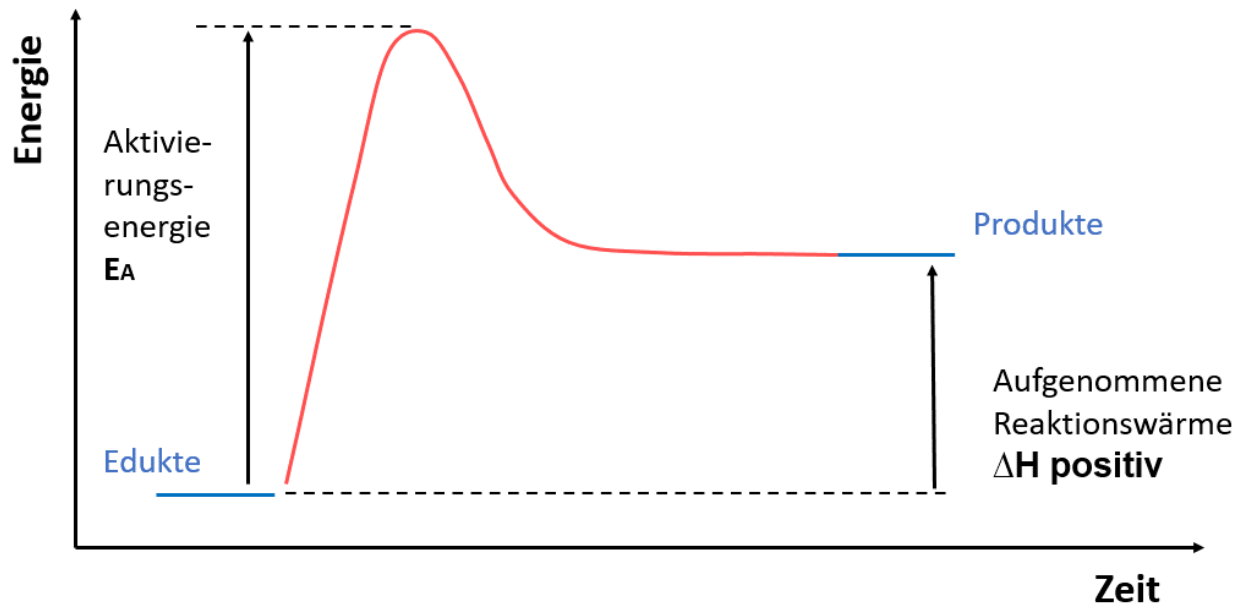
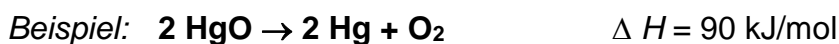


Abb. 12: Endotherme Reaktion

Quelle: eigene Darstellung



Vielfach gebraucht man in der Chemie für die Reaktionswärme den Ausdruck **Reaktionsenthalpie**. Dieser Name ist nur zulässig, wenn die Reaktion bei konstantem Druck abläuft, was für die Mehrzahl der chemischen Reaktionen zutrifft. Deshalb spricht man in der Regel von Reaktionsenthalpie.“ (Ignatowitz, 2014, S. 87)

5.5.4 Die Richtung chemischer Reaktionen

„Die Richtung, in der eine chemische Reaktion abläuft, kann nicht ohne weiteres vorausgesagt werden. Es lassen sich jedoch Tendenzen aufzeigen:

Bei **niedrigen und mittleren Temperaturen** strebt das reagierende Stoffgemisch einen möglichst energiearmen Zustand an (Energieminimum). Das bedeutet, dass exotherme Reaktionen bevorzugt ablaufen, da der Energieinhalt der Reaktionsprodukte geringer ist, als der der Ausgangsstoffe.

Bei **hohen Temperaturen** läuft die Reaktion in der Richtung, bei der die meisten Reaktionsteilchen vorliegen. Es wird der Zustand größerer Unordnung angestrebt. Man nennt dies den Zustand größerer **Entropie**.

Beispiel:

- Bei normalen Temperaturen reagieren Wasserstoff und Sauerstoff zu Wasser, da Wasser H_2O den energieärmeren Zustand darstellt:
 $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$ (exotherme Reaktion)
- Bei sehr hohen Temperaturen (über 2000°C) zerfällt Wasser in Wasserstoff und Sauerstoff, da dadurch mehr Teilchen vorliegen, d. h. die Unordnung größer ist:
 $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2 + \text{O}_2$ (endotherme Reaktion)“ (Ignatowitz, 2014, S. 87)

5.5.5 Reaktionsgeschwindigkeit

„Chemische Reaktionen laufen unterschiedlich schnell ab. So reagieren z. B. Säuren und Laugen bei der Neutralisation in Millisekunden. Das Rosten von Eisen, eine Oxidation, braucht dagegen Jahre.“ (Ignatowitz, 2014, S. 90)

Die Reaktionsgeschwindigkeit wird durch mehrere Faktoren beeinflusst:

- **Konzentration**

Je größer die Stoffmenge eines reagierenden Stoffes in einem bestimmten Volumen, ist, desto größer ist die Anzahl der Zusammenstöße zwischen den Teilchen.

Je größer die Konzentration der reagierenden Stoffe ist, desto höher ist die Reaktionsgeschwindigkeit.

Im Verlauf einer chemischen Reaktion nimmt die Konzentration der Edukte ab. Folglich wird auch die Reaktionsgeschwindigkeit mit der Reaktionsdauer geringer.

- **Druck**

Sind an einer chemischen Reaktion *gasförmige* Stoffe beteiligt, hat auch der Druck Einfluss auf die Reaktionsgeschwindigkeit: **Eine Druckerhöhung bewirkt eine Konzentrationserhöhung der gasförmigen Reaktionspartner und erhöht die Stoßwahrscheinlichkeit mit anderen Reaktanten.**

- **Temperatur**

Bei hohen Temperaturen ist die Reaktionsgeschwindigkeit groß, bei niedrigen Temperaturen ist sie klein. Viele Reaktionen laufen erst ab einer bestimmten Temperatur mit wahrnehmbarer Geschwindigkeit ab, darunter erfolgt praktisch kein Umsatz.

Als grobe Faustregel gilt, dass sich die Reaktionsgeschwindigkeit bei Temperaturerhöhung um 10 °C verdoppelt. (Reaktionsgeschwindigkeits-Regel, kurz RGT-Regel)

- **Zerteilungsgrad**

Mit dem Zerteilungsgrad eines Stoffes wächst dessen Oberfläche an. **Je größer die reagierende Oberfläche ist, desto höher ist auch die Reaktionsgeschwindigkeit.**

- **Katalysatoren**

Geeignete Katalysatoren beschleunigen die Geschwindigkeit einer Reaktion durch Herabsetzen der Aktivierungsenergie. Katalysatoren nehmen dabei am Reaktionsgeschehen teil, liegen nach der Reaktion jedoch unverändert vor.

Katalysatoren können dabei aber nicht eine unmögliche Reaktion möglich machen.

5.6 Zusammenfassung: Chemische Reaktionen

Ziel aller Atome bei chemischen Reaktionen ist es, einen möglichst stabilen Zustand zu erreichen. Das bedeutet für sie atomistisch betrachtet, dass sie eine vollständig gefüllte äußere Elektronenschale erstreben. Alle chemischen Reaktionen sind also Reaktionen der äußeren Elektronenhülle. Dabei werden Elektronen ausgetauscht, abgegeben oder aufgenommen. Die wichtigsten Merkmale chemischer Reaktionen sind:

- **Stoffänderung**, d. h. aus den Ausgangsverbindungen entstehen neue Stoffe mit neuen Eigenschaften. Dabei findet ein Umbau chemischer Bindungen statt, bestehende Bindungen werden gelöst und neue geknüpft.

- **Masse bleibt erhalten**, d. h. die Masse der Edukte ist gleich der Masse der Produkte.
- **Energie ist beteiligt** in Form von Wärme, Licht, mechanischer, elektrischer oder chemischer Energie. Es wird entweder Energie an die Umgebung abgegeben (**exotherme Reaktion**) oder aufgenommen (**endotherme Reaktion**).
- Chemische Reaktionen laufen dann freiwillig ab, wenn energieärmere und damit stabilere Produkte entstehen.
- Die **Reaktionsgeschwindigkeit** hängt von der Art der Stoffe und äußeren Bedingungen wie Konzentration und Temperatur ab.
- Ein **Katalysator** erhöht die Geschwindigkeit einer chemischen Reaktion, ohne dabei selbst verbraucht zu werden. Er setzt die Aktivierungsenergie herab.

6 Oxidation und Reduktion

Ursprünglich verstand man unter **Oxidation** ausschließlich die chemische Vereinigung von Elementen oder Verbindungen mit Sauerstoff, also die Bildung von Oxiden. Beispiele hierfür sind die Verbrennung von Kohlenstoff, Schwefel, Phosphor usw. oder das Rosten des Eisens. Die erste Erweiterung des Begriffs Oxidation erfolgte durch die Einbeziehung der unter Entzug von Wasserstoffatomen verlaufenden Reaktion, der Dehydrierung.

Die Ionentheorie und das Bohr'sche Atommodell ermöglichten schließlich eine Verallgemeinerung des Begriffs, die als charakteristisches Merkmal des Oxidations- bzw. Dehydrierungsvorganges erkannte, dass der zu oxidierende Stoff Elektronen an das Oxidationsmittel (Elektronenakzeptor) abgibt. Das Atom des Elementes Sauerstoff hat 6 Außenelektronen, die bestrebt sind, sich durch Aufnahme von 2 weiteren Elektronen zum stabilen Oktett (Edelgas-Konfiguration) zu ergänzen. Wenn Kohlenstoff zu CO_2 verbrennt, gibt jedes C-Atom seine 4 Außenelektronen an 2 Sauerstoff-Atome zur Bildung von 2 Doppelbindungen ab. Bei der Verbrennung von Wasserstoff liefert jedes Wasserstoff-Atom ein Elektron; also müssen sich immer 2 H-Atome mit einem O-Atom verbinden, wobei ein Wassermolekül entsteht.

In all diesen Fällen beruht die Oxidation auf einer Übertragung der Außenelektronen vom oxidierten Stoff (Elektronendonator) auf den Sauerstoff. Außer dem Sauerstoff können aber noch viele andere Elemente (die 5, 6 oder 7 Außenelektronen besitzen) Elektronen aufnehmen und damit ihre äußere Elektronenhülle ergänzen (wobei sie selbst reduziert werden).

So haben z. B. die Halogene je 7 Außenelektronen, die sich durch Aufnahme von je einem Elektron leicht zum Oktett ergänzen. Lässt man z. B. Chlor auf Magnesium einwirken, so gibt jedes Magnesium-Atom seine zwei Außenelektronen an 2 Chlor-Atome ab und es entsteht Magnesiumchlorid: Mg wird durch Cl zum Kation Mg^{2+} oxidiert und Cl dabei gleichzeitig zum Anion Cl^- reduziert, obwohl bei diesem Vorgang weder Sauerstoff noch Wasserstoff beteiligt sind. Der Entzug von Elektronen (d. h. „Oxidation“) kann auch durch positive Elektroden (Anoden) erfolgen.

Oxidationsprozesse aller Art spielen bei biologischen Vorgängen und in der Technik eine außerordentlich wichtige Rolle, so z. B. bei Atmung, Stoffwechsel, Gärung, Verwesung, Rosten, Korrosion, Verbrennung, Heizung (hier wird die bei Oxidation freiwerdende Ener-

gie ausgewertet), Verbrennungsmotoren, bei chemischen Synthesen, Feuerwerk usw. Oxidationen sind meist von Energieabgabe, autooxidative Prozesse häufig von Chemilumineszenz begleitet. Spezielle Funktionen haben Oxidationsprozesse beim Entstehen von Smog, bei der Entgiftung von Xenobiotika im Organismus (enzymatisch besonders in der Leber), bei der Beseitigung übler Gerüche im Umweltschutz, beim mikrobiellen Klären von Abwässern, bei der katalytischen Nachverbrennung der Autoabgase von Ottomotoren usw.

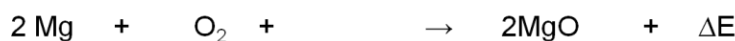
Kennzeichen der Oxidation

Ursprünglich: Verbindung eines Stoffes mit Sauerstoff

Es wird mehr Energie frei als durch Aktivierung zugeführt wird
(exotherme Reaktion)

Dem zu oxidierenden Stoff werden Elektronen entzogen

Beispiel: Oxidation von Magnesium



$$E_1 = \text{zugeführte Energie} \quad E_2 > E_1$$

$$E_2 = \text{frei werdende Energie} \quad E_2 - E_1 = \Delta E$$

Der Begriff **Reduktion** ist eine Bezeichnung für die stets mit der Oxidation gekoppelten und dieser gegenläufigen Reaktion. Der Begriff Reduktion entwickelte sich somit parallel dem inversen Begriff Oxidation, d. h. statt „chemische Vereinigung von Elementen oder Verbindungen mit Sauerstoff“ gilt hier „chemische Abspaltung von Sauerstoff aus einer Verbindung durch Desoxidationsmittel“ (Beisp.: $\text{PbO} + \text{C} \rightarrow \text{Pb} + \text{CO}$), statt „Entziehung von Wasserstoff-Atomen, d. h. Dehydrierung“ gilt hier „Anlagerung von Wasserstoff-Atomen, d. h. Hydrierung“ (Beisp.: $\text{H}_3\text{C}-\text{CHO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{OH}$). Charakteristisches Merkmal des Reduktions- bzw. Hydrierungsvorganges ist, dass der zu reduzierende Stoff Elektronen von dem Reduktionsmittel (Elektronendonator) aufnimmt.

Reduziert man z. B. ein Metalloxid durch Erhitzen mit Wasserstoff, so erhält das Metall seine - dem Sauerstoff im Oxid überlassenen - Außenelektronen wieder zurück, weil der Wasserstoff seine 2×1 Elektronen dem Sauerstoff zur Verfügung stellt.

Die Stelle des H kann auch ein anderes Element mit einem einsamen Elektron einnehmen; viele Metalloxide lassen sich mit Natrium zum Metall reduzieren und selbst Wasserstoff wird durch Li zu LiH reduziert. Bei der Elektrolyse wirkt die Kathode reduzierend, da sie die vom negativen Pol kommenden Elektronen der Lösung zuführt (kathodische Reduktion).

Reduktionsprozesse spielen, z. T. auch wegen ihrer Kopplung mit Oxidationsvorgängen, in Natur und Technik eine bedeutende Rolle. Im anorganischen Bereich ist z. B. die Gewinnung von Metallen durch Reduktion von Metalloxiden, Erzen oder Salzen ein wichtiges Anwendungsgebiet - man denke auch an den Hochofen-Prozess und verwandte Reduktionsverfahren, an Photographie, Bleich- und Reduktions-Prozesse an Farbstoffen usw.

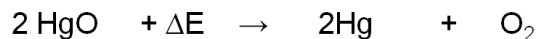
Kennzeichen der Reduktion

Ursprünglich: Wegnahme von Sauerstoff aus einem Oxid

Es wird mehr Energie zugeführt, als frei wird (endotherme Reaktion)

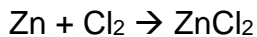
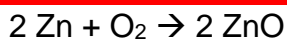
Der zu reduzierende Stoff nimmt Elektronen auf

Beispiel: Thermische Reduktion des Quecksilberoxids
(Analyse des Quecksilberoxids)



6.1 Die Redoxreaktion

Zu einer Erweiterung der Definition der Begriffe führt die Beobachtung, dass die Reaktion eines Metalls beispielsweise mit einem Halogen schon rein äußerlich der Umsetzung dieses Metalls mit Sauerstoff ähnelt. So lässt sich Zink sowohl mit Sauerstoff als auch mit Chlor in einer sehr heftigen, exothermen Reaktion umsetzen:



Die Zerlegung der beiden Gleichungen in Teilgleichungen erleichtert das Erkennen der Analogien bei beiden Umsetzungen:



Die Elektronen können verständlicherweise nur dann aufgenommen werden, wenn ein Elektronendonator vorhanden ist und umgekehrt. Reduktion und Oxidation müssen daher stets gekoppelt sein. Die **Gesamtreaktion** der Elektronenübertragung wird als „**Redoxreaktion**“ bezeichnet.

Der Stoff, der einen anderen oxidiert, d. h. der dessen Elektronen aufnimmt, wird als **Oxidationsmittel** bezeichnet (hier: Sauerstoff oder Chlor). Der Elektronenspender dagegen (hier: Zink) wird **Reduktionsmittel** genannt. Er wird bei der Reaktion oxidiert.

Ein Oxidationsmittel ist umso stärker, je stärker es Elektronen an sich reißen kann. Das stärkste Oxidationsmittel ist Fluor.

Ein Reduktionsmittel ist dagegen umso stärker, je leichter es Elektronen abgibt. Das Fluoridion ist also ein sehr schwaches Reduktionsmittel, die Alkalimetalle wie Na, Li geben ihr einzelnes Außenelektron sehr leicht ab und sind daher sehr starke Reduktionsmittel.

6.2 Die Bindungswertigkeit

Die Wertigkeit ist die eingeführte Bezeichnung für die Eigenschaft eines Atoms oder Ions, sich mit anderen Atomen oder Ionen in definierten Verhältnissen zu vereinigen.

Synonym hierzu wird der Begriff Valenz verwendet. In ihrer historischen Ableitung wird die Wertigkeit ausgedrückt durch die Anzahl von Wasserstoff oder anderen einwertigen Atomen (z. B. Cl, Na), mit denen sich ein Atom des betreffenden Elements formal zu Molekülen verbinden könnte. Die Neigung von Atomen oder Ionen zur Bildung chemischer Bindungen beruht auf dem Bestreben, Elektronenschalen zu komplettieren, insbesondere die Edelgaskonfiguration zu erreichen. Man nennt diese Gesetzmäßigkeit die **Oktett-Regel**. Die Wertigkeit wird also durch die Anzahl der Valenzelektronen bestimmt. Dementsprechend spricht man von 0-, 1- bis 8-wertig, wobei am häufigsten die Wertigkeiten 1 - 3 auftreten. Auch Atomgruppierungen und Ionen schreibt man bestimmte Wertigkeiten zu. Bei Schwefelsäure und Phosphorsäure spricht man von zwei- bzw. dreiwertigen Säuren und entsprechend bei Calciumhydroxid von einer zweiwertigen Base.

Aus Formulierungen wie „Sauerstoff und Magnesium sind zweiwertig“ geht jedoch deren unterschiedliche Verhaltensweise nicht hervor, weshalb man der Einfachheit halber oft statt der Wertigkeit stillschweigend die Oxidationszahl (die elektrochemische Wertigkeit) angibt in der Formulierung „Sauerstoff ist minus (negativ) zweiwertig, Magnesium plus (positiv) zweiwertig“. In der Formel- und chemischen Zeichensprache kennzeichnet man diese Wertigkeit als -II bzw. II [Beisp.: Fe(II), Chrom(III)-chlorid]. Alternativ findet man die eigentlich für die so genannte Ionenwertigkeit (Ladungszahl, Symbol z) reservierte Schreibweise 2- bzw. 2.

„Unter der stöchiometrischen oder Bindungswertigkeit (kurz: Wertigkeit) eines Elementes versteht man die Anzahl an Wasserstoff-Atomen, die ein Atom des Elementes an sich binden kann oder zu ersetzen vermag.“
(Standhartinger, 2015, S. 47)

Verbindung	Name der Verbindung	Anzahl der gebundenen H-Atome	zweites, in der Verbindung enthaltenes Element	Wertigkeit der Atome des zweiten Elements
H ₂ O	Wasser	2	O	2
NH ₃	Ammoniak	3	N	3
H ₂ S	Schwefelwasserstoff	2	S	2
CH ₄	Methan	4	C	4
HCl	Chlorwasserstoff	1	Cl	1

Abb. 13: Wertigkeiten, bezogen auf Wasserstoff

Quelle: (Standhartinger, 2015, S. 47)

„Die Wertigkeit ermöglicht es einer Vielzahl von chemischen Verbindungen, ein erstes, ordnendes Prinzip bezüglich der qualitativen und quantitativen Zusammensetzung ihrer Moleküle zugrunde zu legen.

Da nicht alle Verbindungen Wasserstoff enthalten oder auch aus mehr als zwei Elementen aufgebaut sind, helfen die nachstehenden Grundregeln weiter:“
(Standhartinger, 2015, S. 48)

- I. H hat stets die Wertigkeit 1.
- II. O ist fast immer zweiwertig (Ausnahme ist H₂O₂ - Wasserstoffperoxid).
- III. F, Cl, Br, I sind einwertig.
- IV. Innerhalb der Formeln binärer Verbindungen (= Verbindungen, bestehend aus 2 Elementen) ergeben die Produkte aus Indexzahl und Wertigkeit jeweils denselben Wert!
- V. Ein und dasselbe Element kann in verschiedenen Wertigkeitsstufen vorkommen.

(Standhartinger, 2015, S. 48)

7 Säuren und Laugen

Die Begriffe „Säuren“ und „Laugen“ haben im Laufe der Entwicklung der Chemie mehrmals tiefgreifende Wandlungen erfahren. Die Bezeichnung „Säure“ wird bereits seit vielen Jahrhunderten verwendet. Sie wurde zuerst auf saure Pflanzensäfte angewendet. Die wichtigsten Mineralsäuren sind etwa seit 1200 bekannt; etwa bis zum 17. Jahrhundert wurden die Säuren allein durch ihren sauren Geschmack, ihre Wasserlöslichkeit und ihr hohes Auflösungsvermögen charakterisiert. Den chemischen Begriff „Säure“ und „Base“ findet man erstmals 1666. Eine klare phänomenologische Definition des Begriffes Säure stammt von R. Boyle: Demnach ist eine Säure ein Stoff, der mit Kreide aufbraust, aus Schwefelleber Schwefel ausfällt, gewisse Pflanzenfarbstoffe rötet und durch eine Base neutralisiert wird, wodurch alle diese Eigenschaften aufgehoben werden. Eine Säure ist demnach eine Antibase und eine Base ist eine Antisäure.

Die Klärung des Säure-Base-Begriffs wurde zunächst aufgrund der Molekülstruktur versucht. Zuerst wurde die Ansicht geäußert, die kleinsten Teilchen von sauren Stoffen hätten eine spitze Gestalt und die Basen hätten poröse Teilchen. Die Neutralisation bestehe dann in dem Eindringen der Spitzen in die Poren. Demnach sollte eine besondere Gestalt oder „Struktur“ der Moleküle die Eigenschaft „sauer“ bewirken. Später glaubte man, dass man den Sauerstoff als das saure Prinzip ansprechen könne, andere wiesen dagegen dem Wasserstoff diese Rolle zu, allerdings nur dem Wasserstoff, der durch Metalle ersetzt werden kann (→ Salzbildung).

Nach Begründung der Ionentheorie wurde das Wasserstoffion als der alleinige Träger der Eigenschaft „sauer“ und analog das Hydroxid-Ion als der alleinige Träger der Eigenschaft „basisch“ bezeichnet.

7.1 Protolyse

Völlig wasserfreie Säuren sind elektrisch nichtleitend. Gibt man zu diesen Stoffen Wasser hinzu, das selber ebenfalls nichtleitend ist, so erhält man wässrige Lösungen, die elektrisch leitend sind. Es müssen demnach beim Auflösen der wasserfreien Säuren in Wasser stromtransportierende Teilchen, Ionen entstanden sein.

7.1.1 Vorgänge beim Lösen von Säuren in Wasser

Am Beispiel des **Chlorwasserstoffs HCl** sollen die dabei im Teilchenbereich ablaufenden Vorgänge näher betrachtet werden.

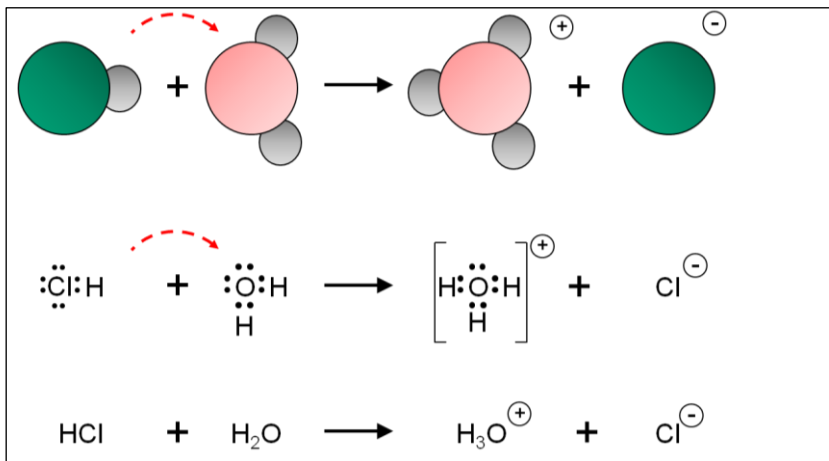


Abb. 14: Lösen von Säuren in Wasser

Quelle: eigene Darstellung

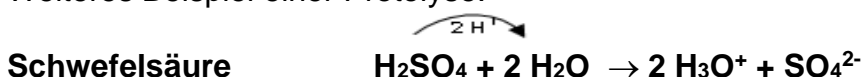
Die Moleküle des Chlorwasserstoffgases **HCl** und des Wassers **H₂O** haben polare Atombindungen, d. h. sie bestehen aus Dipolmolekülen (ungleichmäßige Ladungsverteilung). Treffen zwei Moleküle dieser Stoffe zusammen, so lagert sich der positive Bereich des Wassermoleküls an den negativen Bereich des Chlorwasserstoffmoleküls an.

Der positive Wasserstoff des Chlorwasserstoffmoleküls wird vom negativen Bereich des Wassermoleküls so stark angezogen, dass er den Elektronenverband des Chlorwasserstoffmoleküls verlässt und sich am Wassermolekül anlagert. Es entsteht dadurch ein positiv geladenes Ion **H₃O⁺**, **Hydroniumion** oder **Oxoniumion** genannt, und ein negativ geladenes **Chloridion Cl⁻**.

Bei diesem Vorgang wird ein Wasserstoffion, man nennt es auch Proton, da es die Atommasse 1 u und die Ladung + 1 hat, vom Chlorwasserstoffmolekül abgegeben. Es handelt sich um eine Übertragung von Protonen zwischen den kleinsten Teilchen der Reaktionspartner.

Reaktionen, bei denen Wasserstoffionen (Protonen) übertragen werden, nennt man **Protolysen**.

Weiteres Beispiel einer Protolyse:



7.1.2 Definition der Säuren und Basen nach Brönsted

In den beiden oben betrachteten Beispielen werden Protonen vom Säuremolekül abgegeben. Der Chemiker *Brönsted* definierte die Säuren demnach als Stoffe, die Protonen abgeben.

Säuren sind Stoffe, deren Teilchen Wasserstoffionen (Protonen) abgeben.

Man kann Säuren deshalb auch als **Protonenspender** oder als **Protonendonatoren** bezeichnen.

In der traditionellen Chemie sind die Laugen der Gegenpart zu den Säuren. Dort bezeichnet man die festen Metallhydroxide als Basen.

Die moderne Chemie (nach Brönsted) definiert den Basenbegriff in Beziehung zum Säurebegriff:

Basen sind Stoffe, deren Teilchen Wasserstoffionen (Protonen) aufnehmen.

Man kann Basen deshalb auch als **Protonennehmer** oder als **Protonenakzeptoren** bezeichnen.

Beim Lösen von HCl in Wasser nimmt das Wasser ein Proton auf, wirkt also als Base.

Nach der Brönsted-Definition handelt es sich bei den Begriffen *Säure* und *Base* nicht um Stoffklassen, sondern um eine bestimmte Reaktionsart von Stoffen: nämlich ob ein Stoff Protonen abgibt (Säure) oder ob ein Stoff Protonen aufnimmt (Base). Die Säure- bzw. Base-Definition ist nicht auf das Lösungsmittel Wasser beschränkt. In der Regel hat man es jedoch mit wässrigen Lösungen zu tun. Bei der Angabe *sauer* oder *alkalisch* benutzt man das Wasser als Bezugssystem und bezeichnet das reine Wasser, das gleiche Mengen H_3O^+ - und OH^- -Ionen enthält, als *neutral*.

Sauer bedeutet einen Überschuss an H_3O^+ -Ionen, *alkalisch* einen Überschuss an OH^- -Ionen.

Angewandt auf das wichtigste Lösungsmittel, das Wasser, gilt: Säuren sind Stoffe, die die H_3O^+ -Konzentration erhöhen. Basen sind Stoffe, die die OH^- -Konzentration erhöhen.

7.1.3 Vorgänge beim Lösen von Basen in Wasser

Am Beispiel des **Ammoniaks** NH_3 sollen die dabei im Teilchenbereich ablaufenden Vorgänge näher betrachtet werden.

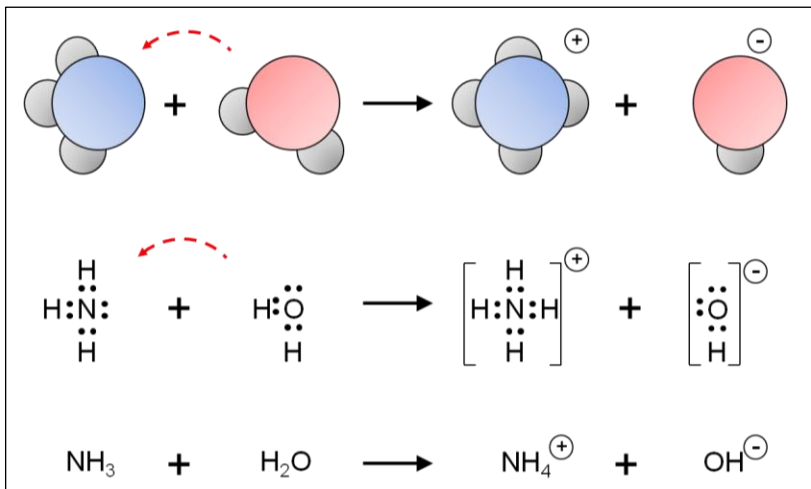


Abb. 15: Lösen von Ammoniak in Wasser

Quelle: eigene Darstellung

Die Ammoniakmoleküle NH_3 und die Wassermoleküle H_2O werden jeweils durch eine polare Atombindung zusammengehalten. Treffen zwei Moleküle dieser beiden Stoffe zusammen, so ziehen sich ihre Dipolmoleküle derart an, dass der negative Bereich eines Moleküls sich am positiven Bereich des anderen Moleküls anlagert.

Der positive Wasserstoff des Wassermoleküls wird so stark vom negativen Bereich des Ammoniakmoleküls angezogen, dass er das Wassermolekül verlässt und in den Elektronenverband des Ammoniakmoleküls eintritt.

Es entsteht ein **Ammoniumion** NH_4^+ und ein **Hydroxidion** OH^- .

Das NH_3 -Teilchen hat ein Proton (vom Wasser) aufgenommen, wirkt also als Base. Wasser hat ein Proton abgegeben, wirkt also hier als Säure.

Wie man an den Beispielen (Lösen von HCl und NH_3 in Wasser) sieht, kann das Wassermolekül je nach Reaktionspartner als Säure oder als Base wirken.

Stoffe, die sowohl als Säure und Base wirken können, nennt man **Ampholyte**.

7.2 Stärke von Säuren

Die Reaktionsfähigkeit verschiedener Säuren ist sehr unterschiedlich.

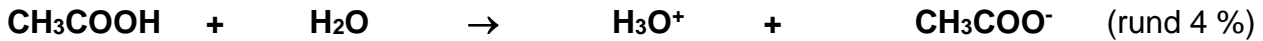
So reagiert eine Salzsäurelösung bzw. eine Essigsäurelösung mit gleicher Anzahl von Säuremolekülen (z. B. 1-molar) sehr unterschiedlich mit Magnesium. Die Salzsäurelösung reagiert heftig, die Essigsäurelösung sehr schwach. Obwohl beide Säurelösungen gleich viel Säuremoleküle enthalten, hat es den Anschein, als ob in der Salzsäurelösung mehr „aktive“ Säureteilchen sind als in der Essigsäurelösung.

Eine Erklärung hierfür ist der unterschiedliche **Protolysegrad** α der beiden Säuren. Salzsäure protolysiert fast vollständig nach der Gleichung:



Das bedeutet, dass in einer Salzsäurelösung annähernd alle Salzsäuremoleküle **HCl** die eigentlichen „Säurewirkungsträger“ Hydroniumionen **H₃O⁺** bilden.

Essigsäure **CH₃COOH** hingegen protolysiert in wässriger Lösung nur in einem sehr geringen Maß:



Starke Säuren protolysieren fast vollständig. Schwache Säuren protolysieren nur in geringem Maß.

7.3 pH-Wert

Die eigentlichen Verursacher der Säurewirkung sind die **H₃O⁺**-Ionen.

Es ist deshalb sinnvoll, zur Beschreibung des sauren oder alkalischen Charakters von Lösungen die **H₃O⁺-Ionenkonzentration** zu verwenden.

Diese Überlegungen führten zur Einführung des so genannten **pH-Wertes** (von lateinisch: potentia hydrogenii = Kraft des Wasserstoffs). Zu seiner Erklärung bedarf es einiger Vorüberlegungen.

Die Auto-Protolyse des Wassers. Mit sehr empfindlichen Messgeräten lässt sich feststellen, dass reines Wasser eine sehr geringe elektrische Leitfähigkeit besitzt, d. h. Wasser hat aus eigenen Molekülen in geringem Maße Ionen gebildet.

Die Protolyse verläuft nach der Gleichung:



Es entstehen **H₃O⁺**-Ionen, die eine saure Reaktion verursachen und **OH⁻**-Ionen, die eine alkalische Reaktion bewirken. Da beide Ionenarten in gleicher Anzahl im Wasser vorhanden sind, hebt sich ihre Wirkung nach außen auf. Reines Wasser reagiert deshalb **neutral**.

Die H₃O⁺-Ionenkonzentration c (H₃O⁺)

Die mengenmäßige Ermittlung der Protolyse reinen Wassers erbringt folgendes Ergebnis:

1 Liter Wasser enthält $\frac{1}{10\,000\,000}$ oder in Potenzen ausgedrückt 10^{-7} mol **H₃O⁺**-Ionen und ebenso viele **OH⁻**-Ionen.

Gibt man Säure zum Wasser, so kommen durch Protolyse **H₃O⁺**-Ionen hinzu:

die **H₃O⁺**-Ionenkonzentration ist dann größer als 10^{-7} mol/l.

Gibt man eine Lauge zum Wasser, so wird ein Teil der im Wasser vorhandenen **H₃O⁺**-Ionen durch die **OH⁻**-Ionen der Lauge neutralisiert: die **H₃O⁺**-Ionenkonzentration ist dann geringer als 10^{-7} mol/l.

Als Kennzahl für die **H₃O⁺**-Ionenkonzentration verwendet man anstatt der umständlich zu schreibenden **H₃O⁺**-Ionenkonzentration (z. B. 10^{-7} mol/l) den negativen Zehnerlogarithmus der **H₃O⁺**-Ionenkonzentration (hier z. B. 7). Diese Kennzahl nennt man pH-Wert.

$$\text{pH} = -\log c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

Der pH-Wert ist der negative Zehnerlogarithmus der H_3O^+ -Ionenkonzentration einer Lösung.

Für die H_3O^+ -Ionenkonzentration 10^{-1} , 10^{-2} , 10^{-3} mol/l usw. ist der pH-Wert der mit - 1 multiplizierte Exponent der H_3O^+ -Ionenkonzentration.

Beispiele:

Reines Wasser:

H_3O^+ -Ionenkonzentration: $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-7}$ mol/l

⇒ pH-Wert: 7 (neutral)

Saure Lösungen:

H_3O^+ -Ionenkonzentration: $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ größer als 10^{-7} mol/l, z. B. 10^{-3} mol/l

⇒ pH-Wert: 3 (sauer)

Laugen:

H_3O^+ -Ionenkonzentration: $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ kleiner als 10^{-7} mol/l, z. B. 10^{-12} mol/l

⇒ pH-Wert: 12 (alkalisch)

Der pH-Wert kann Werte von 0 bis 14 einnehmen. Wasser ist neutral und hat den pH-Wert 7. Saure Lösungen haben einen pH-Wert von 0 bis 7, Laugen einen pH-Wert von 7 bis 14. Der pH-Wert ist nur für verdünnte Säuren und Laugen bis zu einer Konzentration von 1 mol/l anwendbar.

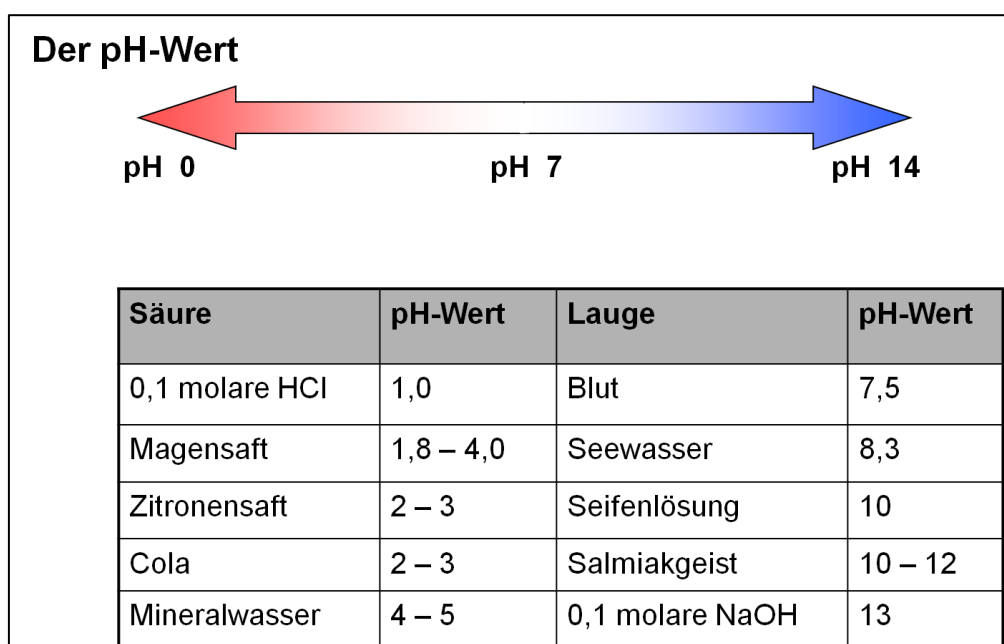


Abb. 16: pH-Wert mit Beispielen

Quelle: eigene Darstellung

7.4 Wirkung von Säuren

Säuren besitzen eine ätzende Wirkung auf viele Materialien, vor allem aber auf Haut, Augen und Atemwegen. In wasserfreiem Zustand sind sie jedoch kaum wirksam, sondern nur in wässriger Lösung!

7.4.1 Reaktionen mit Farbstoffen

Mit bestimmten Farbstoffen - so genannten **Indikatoren** - reagieren Säuren unter Veränderung der Farbe:

Dieser Farbumschlag hilft bei der Erkennung, ob es sich bei einer unbekannten Flüssigkeit um eine Säure handeln könnte. Beispiele für solche Indikatoren sind Lackmus (rot) oder Bromthymolblau (gelb).

7.4.2 Reaktionen mit Metallen

Verdünnte Säuren greifen vor allem unedle Metalle wie Zink oder Magnesium sehr leicht an. Dabei entstehen ein Salz sowie ein Gas. Dieses lässt sich durch die Knallgasprobe als Wasserstoff identifizieren.

Bei einigen Säuren ist der Ablauf der Reaktion von der Konzentration der Säure abhängig. So ist Salpetersäure zu einer ganzen Palette von unterschiedlichen Reaktionen in der Lage. Konzentriert entwickelt sie mit Metallen Nitrose Gase (Scheidewasser!!), verdünnt nur NO, das sich an Luft zu NO₂ weiter umsetzt. Noch weiter verdünnt bildet sich nur noch Wasserstoff.

7.4.3 Reaktionen mit Carbonaten

Die Carbonate, die Salze der Kohlensäure wie Marmor (CaCO₃), werden von Säuren ebenfalls angegriffen. Dies ist die Ursache der Verwitterung von Hausfassaden, nicht zuletzt durch den „sauren Regen“ hervorgerufen.

7.4.4 Reaktionen mit organischen Stoffen

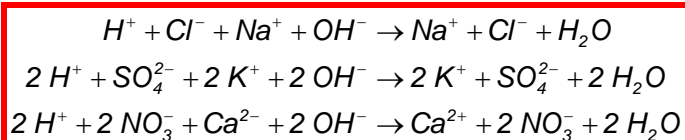
Einige Säuren sind so begierig, sich mit Wasser zu verbinden, dass sie sogar aus anderen Verbindungen Wassermoleküle an sich ziehen. Vor allem Schwefelsäure ist in der Lage, Wasser sogar aus Molekülen herauszuziehen, die Wasser in Form von H₂O-Molekülen gar nicht enthalten.

7.5 Reaktion von Säuren und Laugen: Neutralisation

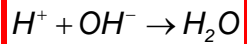
Bereits vor einigen Jahren versuchte man, die Schäden, die in den Wäldern durch den sauren Regen hervorgerufen wurden, durch das Ausbringen von basischen Stoffen zu verringern. Bei der Reaktion von Säuren und Basen können sich diese beiden Stoffarten nämlich in ihrer Wirkung aufheben, sich also gegenseitig „kaltstellen“ oder neutralisieren. Deshalb nennt man diesen Vorgang auch **Neutralisation**.

Welche Reaktionen laufen dabei ab?

Einige Beispiele:



Man erkennt, dass die in der Lösung enthaltenen Natrium- und Chloridionen bzw. die anderen Ionen der entsprechenden Säuren und Laugen nicht an der Reaktion teilnehmen. Dies gilt immer, egal, welche Säure oder Lauge eingesetzt wird. Die einzig ablaufende Reaktion scheint folgende zu sein:



Es reagieren also nur Wasserstoffionen und Hydroxidionen. Das Ergebnis dieser Reaktion ist eine neutrale Lösung mit dem pH 7. Die ablaufende Neutralisation ist eine stark exotherme Reaktion! Deshalb besteht beim Zusammenschütten von konzentrierten Säuren und Laugen eine erhöhte Spritzgefahr!

Mit Hilfe der Neutralisationsreaktion kann man demnach Säuren oder Laugen durch ihren jeweiligen Gegenspieler entfernen. Einsatz findet dies beispielsweise bei der Abwasserbehandlung.

Diese Reaktion ist im Labormaßstab oder unter kontrollierten Bedingungen in einem industriellen Prozess noch relativ einfach durchzuführen. Hier kennt man die Konzentrationen der vorliegenden Säuren und Laugen, ihren pH-Wert und die anfallenden Mengen. Man kann durch stöchiometrische Berechnungen den entsprechenden Bedarf an Säuren und Laugen für die Neutralisation berechnen und für eine gründliche Durchmischung der Reaktionspartner sorgen.

Bei Feuerwehreinsätzen weiß man oft nicht, wie viel von der betreffenden Chemikalie ausgelaufen ist, wie viel noch in einer Lache vorhanden ist oder welche Konzentration die Lösung besitzt. In diesen Fällen müsste man auf gut Glück neutralisieren. Die Problematik soll durch den Verlauf der Neutralisation einer Säure mit einer Lauge verdeutlicht werden:

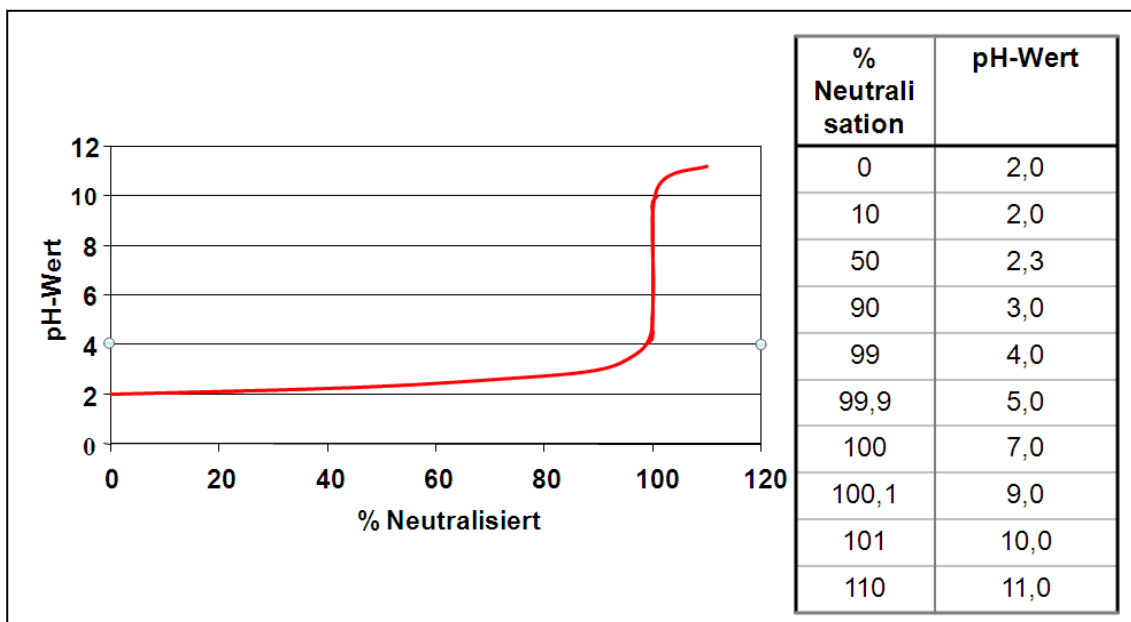


Abb. 17: Neutralisation
 Quelle: eigene Darstellung

Zu Beginn der Neutralisation ändert sich der pH-Wert auch durch die Zugabe großer Mengen an Lauge nur sehr wenig. Je näher man dem Neutralisationspunkt (Äquivalenzpunkt) kommt, umso größer sind die Änderungen des pH-Wertes. Durch einen geringen Überschuss an Lauge springt der pH-Wert vom sauren in den basischen Bereich und aus einem Problem mit einer Säure wird ein Problem mit einer Lauge!

8 Anhang: Kurzdefinitionen chemischer Begriffe

Tab. 13: Chemische Kurzdefinitionen

Begriff	Bedeutung
Aggregatzustand	einer der drei Zustände, in dem sich ein Stoff befinden kann: fest, flüssig oder gasförmig
Alkalimetall	Element der 1. Hauptgruppe im PSE: Li, Na, K, Rb, Cs
Analyse	Trennung und (evtl. auch quantitative) Identifizierung von Stoffen
Anion	enthält mehr Elektronen als Protonen, ist negativ geladen, wandert zur Anode (Pluspol)
Atom	„Kleinstes“ Teilchen eines Elementes
Base	nimmt Protonen auf (Acceptor)
Destillation	Stofftrennung durch Verdampfen und wieder Kondensieren lassen
Dipol	Teilchen mit positiven und negativen Teilladungen
Dissoziation	Aufspaltung von Molekülen in Ionen
Edelgase	Element der 8. Hauptgruppe im PS: He, Ne, Ar, Kr, Xe. Fast keine chemischen Reaktionen
Edukt	Ausgangsstoff für eine chemische Reaktion
Elektronegativität	Fähigkeit eines Atoms, bindende Elektronen näher zu sich zu ziehen
Elektron	Atomhüllenbaustein, negative Ladung ($-1e$), Masse: $0,911 \cdot 10^{-27} \text{g}$, ca. $1/2000 \text{ u}$
Element	besteht nur aus Atomen der gleichen Protonenzahl. Ist im PS eingetragen
endotherm	es wird Wärme vom System aufgenommen
exotherm	es wird Wärme vom System abgegeben
Halogen	Element der 7. Hauptgruppe im PS: F, Cl, Br, I
Hauptgruppe	senkrechte Spalte im PS
Hydroxidion	OH^- -Ion
Hydroniumion	H_3O^+ -Ion
Indikator	Anzeiger
Isotope	Atome mit derselben Protonenzahl, aber unterschiedlicher Neutronenzahl, also verschiedener Masse
Katalysator	Stoff, der eine Reaktion beschleunigt, am Ende unverändert bleibt
Kationen	enthalten mehr Protonen als Elektronen, sie sind positiv geladen, wandern zur Kathode (Minuspole)
Lauge	1. Synonym für Base 2. Lösung mit einem pH-Wert größer 7
Lösung	Stoffgemisch mit Flüssigkeit, bei dem optisch keine unterschiedlichen Teilchen erkennbar sind
Massenzahl	im Wesentlichen Summe der Protonen- und Neutronenmasse (oben links ab Elementsymbol)
Mol	chemischer Spezialbegriff für Stoffmenge, erleichtert Rechnen: 1 mol enthält genau N_A -Teilchen

molare Masse	Masse von N_A -Teilchen in g
Molekül	Kleinstes Teilchen einer Verbindung
molares Volumen	Volumen von N_A -gasförmigen Teilchen: 22,4 l bei Normalbedingungen
N_A	Avogadrozahl = $6,023 \cdot 10^{23}$ (= 602 300 000 000 00 000 000 000 = Sechshundertzweitrilliarden)
Neutron	Kernbaustein, keine Ladung, Masse: $1,675 \cdot 10^{-24}$ g, ca. 1 u
Oktettregel	„8“ Elektronen auf der äußersten Schale stellen einen sehr stabilen Zustand dar (!! 1. Schale: 2!!)
Ordnungszahl	Anzahl der Protonen und Anzahl der Elektronen eines Atoms (unten links am Elementsymbol)
Oxidation	Vorläufig: Aufnahme von Sauerstoff - besser: Abgabe von Elektronen
Periode	waagerechte Reihe im PS
pH-Wert	negativer dekadischer Logarithmus der Hydroniumionenkonzentration
Produkt	Ergebnis einer chemischen Reaktion
Proton	Kernbaustein, positive Ladung: (+ 1e), Masse: $1,673 \cdot 10^{-24}$ g, ca. 1 u - Formel: H^+
Puffer	Stoff, dessen pH-Wert sich kaum ändert, wenn man Säure oder Lauge zugibt
Reaktion	Bei einer chemischen Reaktion entstehen neue Stoffe mit neuen Eigenschaften
Reduktion	Vorläufig: Abgabe von Sauerstoff - besser: Aufnahme von Elektronen
Salz	Verbindung aus Metall und Nichtmetall
Säure	gibt Protonen ab (Donator)
sauer	Lösung mit einem pH-Wert kleiner 7
Suspension	Stoffgemisch mit Flüssigkeit, bei dem optisch unterschiedliche Teilchen erkennbar sind
Synthese	Herstellung von Verbindungen
Valenzelektron	Elektron auf der äußersten Schale
Verbindung	Stoff, der sich nur durch chemische Reaktion weiter auftrennen lässt
van-der-Waals-Kraft	sehr schwache intermolekulare Kräfte (zwischen Molekülen)
Wertigkeit	ist die Anzahl H-Atome, die das Atom (die Gruppe) binden oder in einer Verbindung ersetzen kann

9 Literaturverzeichnis

- GESTIS-Stoffdatenbank*. (2024). (IFA Institut für Arbeitsschutz der Deutschen Gesetzlichen Unfallversicherung) Abgerufen am 13. Dezember 2024 von <http://www.dguv.de/ifa/stoffdatenbank/>
- Hamberger, W. (1995). *Die Roten Hefte: Sicherheitstechnische Kennzahlen brennbarer Stoffe* (Bd. 5). Stuttgart, Berlin, Köln: Verlag W. Kohlhammer.
- Ignatowitz, E. (2014). *Chemie für Schule und Beruf 5. Auflage*. Haan-Gruiten: Verlag Europa-Lehrmittel.
- Keudel av-Technik GmbH. (2024). MEMPLEX Version 2024 R1. Konstanz.
- Rodewald, G. (2007). *Brandlehre 6., überarbeitete Auflage*. Stuttgart: Verlag W. Kohlhammer.
- Standhartinger, K. (2015). *Chemie für Ahnungslose. Eine Einstiegshilfe für Studierende (8. Auflage)*. Stuttgart: S. Hirzel Verlag GmbH.

10 Abbildungsverzeichnis

Abb. 1: Charakteristische Eigenschaften von festen, flüssigen und gasförmigen Stoffen	5
Abb. 2: Ermittlung des Diffusionskoeffizienten	15
Abb. 3: Druckanstieg bei verflüssigten Gasen in Druckgasflaschen	17
Abb. 4: Isotherme des Kohlenstoffdioxids.....	18
Abb. 5: Ionisierungsenergien für alle Elektronen eines Aluminiumatoms	19
Abb. 6: Atommodell nach Bohr (am Beispiel eines Kohlenstoffatoms)	20
Abb. 7: Aufbau der Materie	22
Abb. 8: Gekürztes Periodensystem der Elemente	25
Abb. 9: Teilchengleichung.....	Fehler! Textmarke nicht definiert.
Abb. 10: Aktivierungsenergie	Fehler! Textmarke nicht definiert.
Abb. 11: Exotherme Reaktion	Fehler! Textmarke nicht definiert.
Abb. 12: Endotherme Reaktion	Fehler! Textmarke nicht definiert.
Abb. 13: Wertigkeiten, bezogen auf Wasserstoff	45
Abb. 14: Lösen von Säuren in Wasser	47
Abb. 15: Lösen von Ammoniak in Wasser	49
Abb. 16: pH-Wert mit Beispielen.....	51
Abb. 17: Neutralisation.....	53

11 Tabellenverzeichnis

Tab. 1: Physikalische und chemische Stoffeigenschaften	4
Tab. 2: Verdunstungszahlen verschiedener Flüssigkeiten	9
Tab. 3: Dampfdichteverhältnisse einiger Gase und Dämpfe	9
Tab. 4: Dampfdrücke verschiedener Flüssigkeiten bei 20 °C	10
Tab. 5: Siedepunkte ausgewählter Flüssigkeiten bei 1013 mbar	11
Tab. 6: Veränderung des Flammpunktes bei Ethanol-Wasser-Mischungen	13
Tab. 7: Wasserlöslichkeit verschiedener Gase	13
Tab. 8: Diffusionskoeffizienten verschiedener Stoffe bei 20°C und 1013 mbar	15
Tab. 9: Relative Dichte einiger Flüssigkeiten und Gase	16
Tab. 10: Kritische Größen verschiedener Stoffe	17
Tab. 11: Isotope des Wasserstoffs	23
Tab. 12: Hauptgruppen des Periodensystems	26
Tab. 14: Chemische Kurzdefinitionen	54