Grundlagen der Chemie

Skript zum Chemieunterricht am Studienkolleg der TU Darmstadt

Christof Jost und David Brie

Version: 10. Juli 2025

Inhaltsverzeichnis

Vorwort **4**

1 Grundlagen **5**
1.1 Stoffe, Stoffeigenschaften, Aggregatzustände und das Teilchenmodell . . . 5
1.2 Reinstoffe und Gemische . . . 9
1.3 Die chemische Reaktion . . . 13
1.4 Das Modell von Rutherford . . . 16

2 Quantitative Beziehungen **23**
2.1 Reaktionsgleichungen und Stöchiometrie . . . 23
2.2 Gasgesetze . . . 30
2.3 Luft und Verbrennung . . . 37

3 Der Aufbau der Atome **40**
3.1 Radioaktivität . . . 40
3.2 Starke Wechselwirkung und Kernbindungsenergie . . . 47
3.3 Schalenmodell . . . 51
3.4 Das Orbitalmodell . . . 54
3.5 Das Periodensystem . . . 60

4 Die chemische Bindung **65**
4.1 Die Ionenbindung . . . 65
4.2 Die metallische Bindung . . . 73
4.3 Die Atombindung . . . 75
4.4 Zwischenmolekulare Kräfte . . . 86

5 Das chemische Gleichgewicht **90**
5.1 Die Geschwindigkeit chemischer Reaktionen . . . 90
5.2 Das Massenwirkungsgesetz . . . 93
5.3 Beeinflussung von chemischen Gleichgewichten: Das Prinzip von Le Chatelier . . . 96

6 Säuren und Basen **100**
6.1 Saure und alkalische Lösungen . . . 100
6.2 Der pH-Wert . . . 102

7 Elektrochemie **112**
7.1 Oxidationszahlen und Redoxreaktionen . . . 112
7.2 Elektrolyse und Faradaysche Gesetze . . . 118
7.3 Galvanische Zellen . . . 120

8 Aufgaben **128**
8.1 Aufgaben zu Kapitel 1: Grundlagen . . . 128
8.2 Aufgaben zu Kapitel 2: Quantitative Beziehungen . . . 130
8.2.1 Aufgaben zur Stöchiometrie . . . 130
8.3 Aufgaben zu Kapitel 3: Der Aufbau der Atome . . . 130
8.4 Aufgaben zu Kapitel 4: Die chemische Bindung . . . 130
8.5 Aufgaben zu Kapitel 5: Das chemische Gleichgewicht . . . 130
8.6 Aufgaben zu Kapitel 6: Säuren und Basen . . . 130

8.7 Aufgaben zu Kapitel 7: Elektrochemie 130

9 Anhang **133**
9.1 Runden und Genauigkeit 133
9.2 Einheitenvorsätze und griechische Buchstaben 135
9.3 Verzeichnisse: Literatur, Abbildungen, Tabellen, Boxen, Exkurse, Kontrollaufgaben, e-DaF-Übungen 136
Periodensystem der Elemente 148

Vorwort

Lizenz und Veröffentlichung Dieses Werk und dessen Inhalt stehen unter einer Creative Commons Namensnennung - Weitergabe unter gleichen Bedingungen 4.0 Lizenz. Autoren: Christof Jost und David Brie

Das Skript wird veröffentlicht unter
https://www.stk.tu-darmstadt.de/schwerpunktkurse_stk/tkurs_stk/lernmaterialient_stk/index.de.jsp

Zum Gebrauch dieses Skripts Dieses Skript enthält sicher einige Fehler. Die Autoren übernehmen keine Haftung für die Richtigkeit der Angaben. Informationen über Fehler, sonstige Verbesserungsvorschläge und Kritik bitte an christof.jost„aatt“tu-darmstadt.de oder david.brie„aatt“tu-darmstadt.de (statt „aatt“ schreiben Sie natürlich @). Das Skript behandelt die Themen, die laut dem Kerncurriculum der deutschen Studienkollegs im Chemieunterricht behandelt werden sollen und streift einige optionale Themen wie Kernchemie und Gasgesetze. Die Schwerpunkte werden von den einzelnen Lehrkräften gesetzt und können in Details vom Skript abweichen. Dieses Skript kann den Unterricht am Studienkolleg nicht ersetzen.

Das Skript enthält Links zu Websites mit weitergehenden Informationen, Videos, Bildern und teilweise interaktiven Animationen. Links zu externen Inhalten im www sind durch blaue Schrift gekennzeichnet. Wir Autoren versichern an dieser Stelle, dass die Websites zum Zeitpunkt ihrer Verlinkung frei von illegalen und anstößigen Inhalten waren und distanzieren uns vorsorglich von den Inhalten. Hinter dem Schlüsselwort e-DaF kommt jeweils ein Link zu einer Online-Übung Deutsch als Fremdsprache von Hans Göttmann, die thematisch grob dazu passt. Interne Links innerhalb des Skripts sind durch violette Schrift gekennzeichnet.

Wichtige Definitionen, Zusammenfassungen und dergleichen befinden sich in grau unterlegten, nummerierten Boxen. Kontrollaufgaben sollen Ihnen helfen, zu überprüfen, ob Sie das Gelesene verstanden haben. Sie haben unterschiedliche Schwierigkeitsstufen und haben nicht unbedingt das Niveau einer Prüfung. Weiterführende Informationen zu einem bestimmten Thema sind mit der Überschrift *Exkurs* gekennzeichnet und in kleinerer Schrift gesetzt. Sie können überlesen werden, ohne das Verständnis des übrigen Texts zu gefährden.

Sicherheit Das Essen und Trinken ist im Chemiesaal streng verboten. Der Alarmknopf zum Rufen der Feuerwehr ist im Treppenhaus rechts hinter der Stahltür. Über dem Eingang befindet sich eine Notdusche, die verwendet werden soll, wenn eine Person versehentlichem Kontakt mit stark ätzenden oder giftigen Stoffen hatte. Vorne im Saal hängt ein CO_2-Feuerlöscher.

Der Fluchtweg vom Chemiesaal führt nach links über das Nord-Treppenhaus zur Straße. Zum Sammelpunkt gehen Sie um das Gebäude des Studienkollegs herum und am Haupteingang vorbei noch ca. 50 m weiter. Dort muss die Anwesenheit kontrolliert werden. Taschen müssen bei einer Evakuierung des Saals stehen bleiben.

Es werden im Chemieunterricht niemals Geschmacksproben von Stoffen vorgenommen. Geruchsproben werden nur auf ausdrückliche Aufforderung durch die Lehrkräfte und nach deren Anweisung durchgeführt. Insbesondere wird bei einer Geruchsprobe niemals die Nase in ein Gefäß gehalten. Statt dessen wird das Gefäß in ausreichendem Abstand von der Nase gehalten und es wird mit der Hand gefächelt.

1 Grundlagen

1.1 Stoffe, Stoffeigenschaften, Aggregatzustände und das Teilchenmodell

1.1: Box: Definition Chemie

Chemie ist eine Naturwissenschaft, die sich mit den Stoffen und insbesondere mit den Stoffumwandlungen beschäftigt.

Stoffeigenschaften: Stoffe unterscheidet man mithilfe ihrer Eigenschaften. Diese sind von der Temperatur und vom Druck abhängig. Stoffeigenschaften sind z.B. Farbe, Geruch, Geschmack, Härte, Wärmeleitfähigkeit, elektrische Leitfähigkeit, magnetische Eigenschaften, Schmelztemperatur, Siedetemperatur, Dichte, Löslichkeit usw.

Von den meisten Stoffeigenschaften hat man eine unmittelbare Vorstellung. Die Dichte allerdings ist ein etwas abstrakter Begriff, der daher an dieser Stelle exakt definiert werden soll: Die Dichte ρ[1] eines Stoffes ist definiert als Masse pro Volumen: $\rho = \frac{m}{V}$. Üblicherweise benutzt man als Einheit $\frac{\mathrm{g}}{\mathrm{cm}^3}$, da sich damit für die meisten Stoffe im festen oder flüssigen Aggregatzustand übersichtliche praktisch nutzbare Zahlenwerte ergeben, z.B. $\rho_{(Wasser)} = 1{,}0\,\mathrm{g/cm^3}$, $\rho_{(Eisen)} = 7{,}9\,\mathrm{g/cm^3}$ und $\rho_{(Blei)} = 11{,}3\,\mathrm{g/cm^3}$.

Jeder Stoff hat eine für ihn charakteristische Kombination von Stoffeigenschaften. Das bedeutet: Zwei Stoffe stimmen nie in allen Stoffeigenschaften überein.

1.1: Kontrollaufgabe: Dichte

1. Diskutieren Sie die folgenden Aussagen:
   a Blei ist schwerer als Aluminium.
   b Die Masse ist eine Stoffeigenschaft.
2. Wenn in der Technik leichte Metalle benötigt werden, z.B. für Felgen am Auto oder im Flugzeugbau, so verwendet man oft Magnesium (Dichte $\rho_{(Magnesium)} = 1{,}7\,\mathrm{g/cm^3}$), Aluminium ($\rho_{(Aluminium)} = 2{,}7\,\mathrm{g/cm^3}$ oder Titan ($\rho_{(Titan)} = 4{,}5\,\mathrm{g/cm^3}$). Diese drei Metalle sind optisch nur schwer voneinander zu unterscheiden, denn alle sind silbrig glänzend. Ein Bauteil aus einem dieser Metalle besitzt ein Volumen von $2{,}3\,\mathrm{dm^3}$. Es besitzt eine Masse von ca. 6200 g. Berechnen Sie, aus welchem Metall das Bauteil ist.

Teilchenmodell Grundsätzlich sind zwei verschiedene Vorstellungen der Materie denkbar.

1. Alle Materie ist kontinuierlich. Das heißt, eine Portion eines bestimmten Stoffs kann beliebig oft geteilt werden. Die dabei entstehenden, beliebig kleinen Stoffportionen behalten stets die Eigenschaften des jeweiligen Stoffs. Ein solches Modell der Materie vertrat z.B. der griechische

[1] der griechische Buchstabe *rho*, siehe auch das griechische Alphabet im Anhang

Philosoph Aristoteles (384 – 322 vor unserer Zeitrechnung) und die meisten europäischen Philosophen des Mittelalters, die sich auf ihn beriefen.

2. Alle Stoffe bestehen aus kleinsten Teilchen, die nicht die Eigenschaften des Stoffes, wie zum Beispiel seine Farbe haben. Einen Stoff kann man nur solange teilen, bis dabei diese kleinsten Teilchen entstanden sind. Aus ihnen kann nur dieser eine Stoff entstehen, den man vorher geteilt hat.

   Teilt man die kleinsten Teilchen weiter, entstehen Teilchen, die einen anderen Stoff bilden könnten. Das könnte man anhand der veränderten Stoffeigenschaften erkennen. Diese Idee wurde zuerst von dem griechischen Philosophen Demokrit (ca. 460 – 370 vor unserer Zeitrechnung) vertreten.

Für die heutige Chemie hat sich die Modellvorstellung 2 von Demokrit als geeigneter erwiesen, da sie der Realität näher kommt, und wird daher ausschließlich verwendet: Das Teilchenmodell der Materie.

1.2: Box: Grundannahmen des Teilchenmodells

- Alle Stoffe bestehen aus kleinsten Teilchen.
- Die einzelnen Teilchen eines Stoffes haben nicht seine Stoffeigenschaften! Diese entstehen erst, wenn sich mehrere Teilchen zu einer Stoffportion zusammenlagern.
- Die kleinsten Teilchen eines Stoffes sind gleich.
- Die kleinsten Teilchen verschiedener Stoffe unterscheiden sich in ihrer Masse, ihrer Größe und/oder ihrer Form.
- Die kleinsten Teilchen ziehen sich gegenseitig an.
- Zwischen den Teilchen ist leerer Raum.
- Die kleinsten Teilchen befinden sich in ständiger Bewegung.

1.2: Kontrollaufgabe: Teilchenmodell

Im Zusammenhang mit dem Teilchenmodell ist stets von den „kleinsten Teilchen“ die Rede. Die häufige Verwendung des Superlativs ist ein typisches Merkmal moderner Werbesprache. Oft ist der Superlativ gar nicht notwendig und seine ständige Verwendung zeugt von schlechtem Sprachstil. Begründen Sie, ob der Superlativ beim Teilchenmodell notwendig ist oder man genauso gut von „kleinen Teilchen“ sprechen könnte.

Aggregatzustände Stoffe können in verschiedenen Aggregatzuständen vorliegen: *fest* — *flüssig* – *gasförmig*. So kann z.B. Wasser als festes Eis, als flüssiges Wasser oder als gasförmiger Wasserdampf in der Luft vorliegen. Dennoch handelt es sich in allen drei Fällen um denselben Stoff, nämlich Wasser.

1.1: Exkurs: Wasserdampf

Wasserdampf, also gasförmiges Wasser, ist nicht sichtbar und in geringen Mengen stets in der Luft anwesend. Der Nebel, den man über einem Topf mit kochendem Wasser erkennen kann, besteht statt dessen aus kleinen Tröpfchen flüssigen Wassers, die in der Luft schweben. Diese Tröpfchen entstehen, wenn Wasserdampf in einiger Entfernung des Topfs abkühlt und dabei kondensiert.

In welchem Aggregatzustand ein Stoff vorliegt hängt vom Druck und von der Temperatur ab. Bei Normaldruck[2] schmilzt festes Wasser bei 0 °C zu flüssigem Wasser, das wiederum bei 100 °C zu gasförmigem Wasser verdampft. Einige Stoffe kommen bei Normaldruck nicht im flüssigen Aggregatzustand vor, z.B. Iod. Erhitzt man festes Iod, so geht es direkt in den gasförmigen Aggregatzustand über. Diesen Vorgang nennt man *Sublimation*. Den umgekehrten Vorgang, bei dem ein gasförmiger Stoff beim Abkühlen direkt in den festen Aggregatzustand übergeht, nennt man *Resublimation*.

1.2: Exkurs: Trockeneis

Kohlenstoffdioxid ist ein bei üblichen Umgebungstemperaturen gasförmiger Stoff, der in kleinen Mengen in der Luft vorkommt (siehe auch Abschnitt Luft und Verbrennung . Bei Abkühlung auf −78 °C resublimiert Kohlenstoffdioxid zu einem weißen Festkörper, der aussieht wie Eis. Man nennt es Trockeneis und verwendet es z.B. zur Kühlung von Lebensmitteln auf Flugzeugen. Verglichen mit Wassereis, das heißt festem Wasser, hat es den Vorteil, dass bei Erwärmung keine Flüssigkeit entsteht, die das Kühlgut durchnässt. Stattdessen wird durch Sublimation nur gasförmiges Kohlenstoffdioxid gebildet, das leicht entweichen kann.

Einen Überblick über die Aggregatzustandsänderungen gibt Abbildung 1.1:

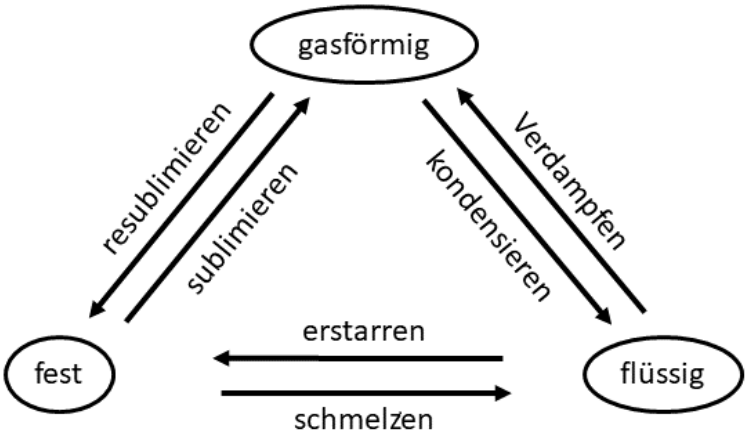


Abbildung 1.1: Aggregatzustände und ihre Übergänge

Die Aggregatzustände lassen sich im Teilchenmodell interpretieren (siehe Tabelle 1.1). Beachten Sie, dass die kleinsten Teilchen gemäß der letzten Grundannahme des Teilchenmodells in ständiger Bewegung sind. Dies ist auch im festen Aggregatzustand der Fall, nur sind diese Bewegungen hier Schwingungen um einen festen Platz im Festkörper.

1.3: Box: Aggregatzustände

Stoffe können in verschiedenen Aggregatzuständen vorliegen: *fest* — *flüssig* – *gasförmig*. Die Übergänge zwischen dem festen und dem flüssigen Aggregatzustand sind das *Schmelzen* bzw. das *Erstarren*, zwischen dem flüssigen und dem gasförmigen Aggregatzustand und zurück das *Verdampfen* bzw. das *Kondensieren*. Der direkte Wechsel vom festen zum gasförmigen Zustand heißt *sublimieren*, der umgekehrte Vorgang *Resublimieren*. Eine Übung zu diesem Thema finden Sie auf Seite 129

[2] Üblicher Luftdruck auf der Erde auf Höhe des Meeresspiegels. Die genaue Definition spielt hier keine Rolle.

Aggregatzustand	Abstände der kleinsten Teilchen voneinander	Bewegung der kleinsten Teilchen zueinander
fest	sehr klein – die kleinsten Teilchen berühren einander fast	die kleinsten Teilchen behalten ihre Nachbarn
flüssig	klein – die kleinsten Teilchen sehr nah beieinander	die kleinsten Teilchen wechseln ständig ihre Nachbarn, aber bleiben beieinander
gasförmig	groß – zwischen den kleinsten Teilchen ist sehr viel leerer Raum	die kleinsten Teilchen bewegen sich unabhängig voneinander

Tabelle 1.1: Aggregatzustände im Teilchenmodell

1.3: Exkurs: Konjugation des Verbs *schmelzen*

Beachten Sie, dass *schmelzen* ein starkes Verb ist.
Präsens: ich schmelze, du schmilzt, er/sie/es schmilzt, wir schmelzen, ihr schmelzt, sie schmelzen
Präteritum: ich schmolz, du schmolzest, er/sie/es schmolz, wir schmolzen, ihr schmolzt, sie schmolzen
Partizip Perfekt: geschmolzen
Das Perfekt und Plusquamperfekt wird, wie bei den anderen Verben aus Abbildung 1, mit den entsprechen Formen von *sein* gebildet, also beispielsweise „das Eis ist geschmolzen“

1.4: Exkurs: Verdunsten, verdampfen und sieden

Verdampfen ist ein allgemeiner Begriff für den Übergang eines Stoffes aus dem flüssigen in den gasförmigen Aggregatzustand. Stellt man ein offenes Gefäß mit Wasser oder einer anderen Flüssigkeit in die Sonne, so verschwindet sein Inhalt scheinbar nach einiger Zeit. Er ist in den gasförmigen Aggregatzustand übergegangen. Ein solches langsames Verdampfen ohne Sieden (d.h. Bildung von Gasblasen in der Flüssigkeit) nennt man *verdunsten*.

Phasendiagramme Der Aggregatzustand eines Stoffs hängt nicht nur von der Temperatur ab, sondern auch vom Druck. Mit *Phasendiagrammen* kann man die Abhängigkeiten gut veranschaulichen. Abbildung 1.2 zeigt links das Phasendiagramm für Kohlendioxid, rechts das Phasendiagramm für Wasser. Erwärmt man Kohlenstoffdioxid bei einem Druck von 0,1 MPa = 1000 hPa, das ist in etwa Normaldruck, so bewegt man sich entlang der unteren gestrichelten Linie. Dabei geht man vom festen direkt zum gasförmigen Aggregatzustand über. Dies steht in Einklang mit der Beobachtung, dass festes Kohlenstoffdioxid (‚Trockeneis‘) bei Normaldruck bei Erwärmung sublimiert. Die Abbildung zeigt aber auch, dass es bei einem Druck von mehr als 0,5 MPa bei geeigneter Temperatur auch flüssiges Kohlenstoffdioxid gibt. Erwärmt man bei Normaldruck Wasser, so sieht man im rechten Teildiagramm, dass man dann nacheinander vom festen über den flüssigen zum gasförmigen Aggregatzustand übergeht. Dies spiegelt die Tatsache wieder, dass Wasser bei Normaldruck je nach Temperatur in allen drei Aggregatzuständen vorliegen kann. Die Abbildung zeigt außerdem, dass festes Wasser (Eis) bei genügend kleinen Drucken bei Erwärmung nicht mehr schmilzt, sondern sublimiert.

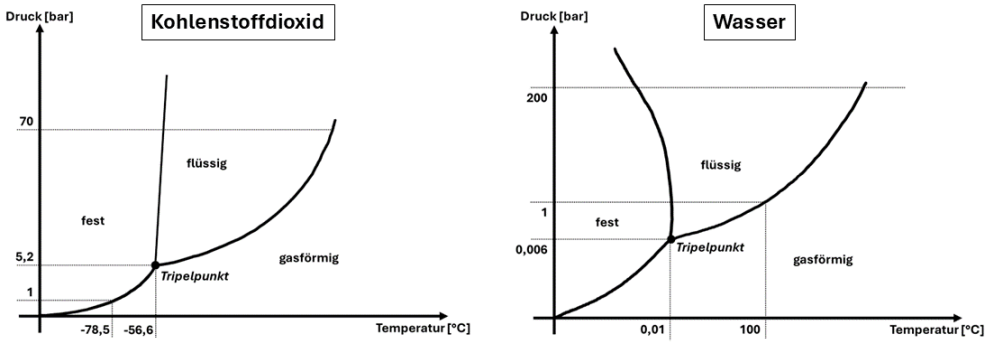


Abbildung 1.2: Phasendiagramme von CO_2 und H_2O

Interessant an den hier gezeigten Phasendiagrammen ist, dass beim Kohlenstoffdioxid die Linie, die den flüssigen vom festen Aggregatzustand trennt, von links nach rechts steigt, während sie beim Wasser von links nach rechts fällt. Dies bedeutet, dass flüssiges Kohlenstoffdioxid bei konstanter Temperatur zum Erstarren gebracht werden kann, indem man den Druck erhöht. Statt dessen kann man festes Wasser (Eis) schmelzen, indem man den Druck erhöht. Die Verhältnisse beim Kohlenstoffdioxid sind der Normalfall, diejenigen bei Wasser die Ausnahme. Bei steigendem Druck versucht jeder Stoff, sich sozusagen klein zu machen, indem er in den Aggregatzustand wechselt, bei dem er am wenigsten Platz (das kleinste Volumen) benötigt und damit die größte Dichte hat. Dies ist niemals der gasförmige Aggregatzustand, sondern meistens der feste: Festes Kohlenstoffdioxid (Trockeneis) geht in flüssigem Kohlendioxid unter[3]. Festes Wasser (Eis) schwimmt dagegen auf flüssigem Wasser.

1.2 Reinstoffe und Gemische

Homogene und heterogene Gemische Ein Beispiel für ein homogenes Gemische ist eine Kochsalzlösung. Auch unter dem Mikroskop lassen sich keine Kochsalzkristalle im Wasser erkennen.

1.4: Box: Definition: Reinstoff, Gemisch, Trennung eines Gemisches, Komponenten eines Gemisches

Ein *Reinstoff* besteht aus einer einzigen Art kleinster Teilchen, während ein *Gemisch* aus mehreren Arten kleinster Teilchen besteht. Gemische entstehen durch Mischen von Reinstoffen.
In der Natur liegen oftmals Gemische vor. Das *Trennen* eines Gemisches in seine *Komponenten*, das heißt in die Reinstoffe, die es aufbauen, wird zur Produktion von Reinstoffen benutzt.

1.5: Box: Definition: heterogenes Gemisch

Gemische sind heterogen, wenn im Gemisch die Komponenten in größeren Verbünden zusammen bleiben, so dass man das Gemisch, gegebenenfalls unter Zuhilfenahme eines Mikroskops, als solches erkennen kann.

Ein Beispiel für heterogene Gemische ist Granit, ein Stein, der z.B. für Bordsteine an den Straßenrändern verwendet wird. Bei genauer Betrachtung sieht man, dass er aus Komponenten verschiedener Farbe besteht. Ein anderes Beispiel ist Milch. Bei Betrachtung unter einem Mikroskop kann man erkennen, dass Öltröpfchen im Wasser schwimmen.

1.6: Box: Definition: homogenes Gemisch

Gemische sind homogen, wenn die kleinsten Teilchen der Komponenten fein untereinander verteilt sind und die Komponenten nicht getrennt voneinander beobachtbar sind.

Gemische kann man auch nach dem Aggregatzustand ihrer Komponenten unterteilen. So erhält man eine Vielzahl von Gemischen, über die die Tabelle 1.2 einen Überblick verschafft. Der Begriff *Lösung*

[3] Die Autoren müssen allerdings gestehen, den Versuch nicht durchgeführt zu haben. Mehr als fünffacher Atmosphärendruck und tiefe Temperaturen sprechen gegen eine einfache Durchführung mit Kohlenstoffdioxid. Da das Verhalten aber der Normalfall ist, kann man es auch bei anderen Stoffen finden. Gibt man beim Pommes-Frites-Machen in geschmolzenes Bratfett ein Stück festes Bratfett, so geht dieses unter.

Aggregatzustände	**fest**	**flüssig**	gasförmig
fest	heterogen: Gemenge Beispiel: Granit homogen: Legierung Beispiel: Stahl (Eisen & Kohlenstoff)	heterogen: Suspension Beispiel: Schwefel & Wasser homogen: Lösung Beispiel: Kochsalz & Wasser	heterogen: Rauch oder Aerosol Beispiel: Staub in der Luft oder Rauch eines Feuers
flüssig		heterogen: Emulsion Beispiel: Öl & Wasser homogen: Lösung Beispiel: Ethanol & Wasser	heterogen: Nebel oder Aerosol Beispiel: Nebel, also Wassertröpfchen in Luft homogen: Lösung Beispiel: Sauerstoff in Wasser
gasförmig			homogen: Gasgemisch Beispiel: Luft

Tabelle 1.2: Arten von Gemischen

taucht in der Tabelle drei Mal auf. Allgemein kann man definieren: Eine Lösung ist ein homogenes Gemisch, mit mindestens einer flüssigen Komponente.

Hier passt die folgende e-DaF-Übung:

1.1: e-DaF: Wortschatz: Gehalt – enthalten

1.5: Exkurs: Feste Lösungen

Eine Bedeutungserweiterung erfährt der Begriff *Lösung*, wenn man Legierungen als *feste Lösungen* bezeichnet. Diese andere Bezeichnung für Legierungen weist darauf hin, dass man Legierungen herstellen kann, indem man die Komponenten flüssig mischt und anschließend abkühlt.

1.6: Exkurs: Emulgatoren

Eine Emulsion aus Wasser und Öl trennt sich recht schnell in eine Ölschicht auf dem Wasser. Ein Stoff, der das Entmischen einer Emulsion verhindert oder verzögert, nennt man Emulgator. Innerhalb des Körpers spielt der Stoff Lecithin als Emulgator eine große Rolle. Lecithin hält auch die Emulsion Milch stabil, außerdem wird beim Backen und Kochen das lecithinhaltige Eigelb zum Emulgieren verwendet. In der Lebensmittelindustrie werden auch künstlich erzeugte Emulgatoren verwendet. Ein einfaches Experiment kann man mit Speiseöl, Wasser und Spülmittel zu Hause durchführen: Eine gut durchgerührte Emulsion aus Wasser und Speiseöl entmischt sich langsamer, wenn man einige kräftige Spritzer Spülmittel zugesetzt hat. Spülmittel wirkt als Emulgator.

1.7: Exkurs: Schaum

Als weiteres Gemisch könnte man noch den Schaum angeben. Ein Schaum ist ein heterogenes Gemisch aus einem Gas und einem Feststoff (z.B. Styropor: Luft in Polystyrol) oder einem Gas und einer Flüssigkeit (z.B. Badeschaum). Ein Schaum besteht aus einzelnen Gasblasen in einer zusammenhängenden flüssigen oder festen *Phase*. Im Gegensatz dazu ist im Aerosol das mit Gas erfüllte Gebiet zusammenhängend, während Flüssigkeit oder Feststoff als einzelne Tröpfchen bzw. Teilchen darin schweben.

Es gibt keine homogenen Gemische eines Gases mit einem Festkörper, da ein Festkörper, dessen kleinste Teilchen einzeln in einem Gas verteilt werden, kein Festkörper mehr ist. Es gibt keine heterogenen Gemische von mehreren Gasen, da in einem Gas der Abstand zwischen den kleinsten Teilchen groß ist und diese ständig durch einander fliegen (siehe Tabelle 1.2), so dass sich mehrere Gase stets homogen mischen.

Versuch:	Mischen von Ethanol und Wasser
Durchführung:	Zwei Messzylinder werden mit je[4] 50 mL Ethanol bzw.[5] 50 mL Wasser gefüllt. Die beiden Flüssigkeiten werden in einen 100-mL-Messzylinder zusammengeschüttet.
Beobachtung:	Durch Mischen von 50 mL Ethanol mit 50 mL Wasser erhält man statt den erwarteten 100 mL nur 97 mL Gemisch.
Erklärung:	Die kleinsten Teilchen von Ethanol und Wasser sind unterschiedlich groß. Daher können die kleineren die Zwischenräume zwischen den größeren ausfüllen. Denselben Effekt in makroskopischen Größen kann man beobachten, wenn man 50 mL Erbsen mit 50 mL feinkörnigem Zucker mischt.

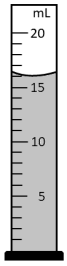


Abbildung 1.3: Messzylinder mit Flüssigkeit

1.8: Exkurs: Ablesen eines Messzylinders

Man beachte, dass die Skalen an Messzylindern so kalibriert (eingestellt) sind, dass an der Unterkante der gekrümmten Wasseroberfläche das Volumen abgelesen wird. Der in Abbildung 1.3 abgebildete Messzylinder beispielsweise ist mit 16 mL Flüssigkeit gefüllt, nicht mit 17 mL.

Versuchsprotokolle Ein Versuchsprotokoll sollte im Präsens verfasst werden. Dadurch wird betont, dass der Versuch jederzeit von neuem durchgeführt werden kann und dabei im wesentlichen in derselben Art und Weise abläuft und daher dieselben, dauerhaft gültigen Erkenntnisse liefert. Um dies zu unterstreichen, sollte auch nicht in der 1. Person (ich/wir) gesprochen werden, sondern am besten im Passiv, also nicht „Ich fülle einen Messzylinder“, sondern „Ein Messzylinder wird gefüllt“. Es sollte nämlich keine Rolle spielen, wer den Versuch durchführt. Wenn Ihnen das Passiv (noch) zu schwer ist, können Sie notfalls das Indefinitpronomen *man* verwenden („Man füllt den Messzylinder“). Das Passiv können sie hier üben:

1.2: e-DaF: Passiv 1

1.3: e-DaF: Passiv 2

1.4: e-DaF: Passiv 3

1.5: e-DaF: Passiv 4

Ein Versuchsprotokoll soll die Teile Durchführung, Beobachtung und Erklärung enthalten. Die Durchführung muss so beschrieben sein, dass der Versuch jederzeit vom Leser problemlos selbst durchgeführt werden könnte. Gegebenenfalls kann eine Skizze dazu beitragen. Um den Teil *Durchführung* kurz zu

[4] *je* bedeutet 50 mL Spiritus *und* 50 mL Wasser, *nicht* das bedeutet insgesamt 100 mL der Flüssigkeiten.
[5] übliche Abkürzung für *beziehungsweise*

halten, darf beim Leser normalerweise Sachkenntnis vorausgesetzt werden und es dürfen Fachbegriffe, insbesondere Namen der benutzten Geräte, verwendet werden.

Die Beobachtung beschränkt sich auf Dinge, die mit den Sinnen, gegebenenfalls unter Zuhilfenahme von Geräten (z.B. Mikroskop, Kamera, Mikrofon...), wahrgenommen werden.

In der Erklärung werden die Beobachtungen anschließend unter Zuhilfenahme von Vorwissen und Modellvorstellungen erklärt. Im obigen Versuchsprotokoll spielt insbesondere das Teilchenmodell) eine große Rolle bei der Erklärung. Ein Vermischen von Beobachtung und Erklärung ist oft Ursache für die Fehlinterpretation von Versuchen und muss daher vermieden werden.

Trennung von Gemischen Gemische können mittels physikalischer Methoden mehr oder minder vollständig in ihre Komponenten getrennt werden:

- Eine Suspension aus Sand und Wasser könnte man z.B. durch *Filtrieren* trennen. Dabei werden die unterschiedlichen Teilchengrößen von Wasser und Sand ausgenutzt. Beachten Sie, dass beim Sand mit *Teilchen* hier nicht die *kleinsten Teilchen* gemeint sind, sondern Sandkörner. Ein Sandkorn besteht aus sehr viel kleinsten Teilchen von Sand. Würden die kleinsten Teilchen eines Feststoffs einzeln in einer Flüssigkeit vorliegen, so würde es sich nicht um eine Suspension, sondern um eine Lösung handeln. Eine Lösung kann nicht durch Filtrieren getrennt werden. Wer es nicht glaubt, der soll zu Hause eine Kochsalzlösung herstellen und durch einen Kaffeefilter filtrieren. Es ist dann zu beobachten, ob das filtrierte Wasser noch salzig schmeckt und ob im Filterpapier Salz zurück bleibt.

- Eine Suspension aus Sand und Wasser könnte man auch durch *Sedimentieren und Dekantieren* trennen. Man lässt den Sand absetzen und gießt das Wasser darüber ab. Diese Trennmethode nutzt die unterschiedlichen Dichten der beiden Stoffe aus.

- Eine Emulsion aus Öl und Wasser könnte man durch *Abscheiden*, z.B. im Scheidetrichter, trennen. Dabei nutzt man ebenfalls die unterschiedlichen Dichten der Komponenten.

- Aus einem Gemenge aus Nägeln und Sägespänen[6] könnte man durch *Schwimmtrennung* die Komponenten erhalten: Das Gemenge wird in Wasser gegeben, die Sägespäne schwimmen und können abgeschöpft werden, die Nägel gehen unter. Auch dieses Trennverfahren nutzt die unterschiedliche Dichte der Komponenten.

- Ein Gemenge aus Nägeln und Sägespänen könnte auch durch *Sieben* getrennt werden. Hier werden, ähnlich wie beim Filtrieren, die unterschiedlichen Teilchengrößen genutzt.

- Das Gemenge aus Nägeln und Sägespänen könnte auch durch *magnetische Trennung* unter Ausnutzung der unterschiedlichen magnetischen Eigenschaften der Komponenten getrennt werden. Dieses Trennverfahren wird auch angewendet, um eisenhaltige Dosen zur Wiederverwertung aus Hausmüll abzutrennen.

- Tinten und Filzstiftfarben sind oft Gemische verschiedener Farbstoffe. Sie können durch *Papierchromatographie* aufgetrennt werden. Eine einfache Papierchromatographie kann man mit einem Streifen Papiertaschentuch als Träger und Wasser als Laufmittel durchführen. Man bringt einen Farbpunkt auf den Streifen Papiertaschentuch auf und hängt diesen dann in ein Gefäß mit Wasser, so dass der Farbpunkt sich oberhalb der Wasseroberfläche befindet. Das Papiertaschentuch saugt sich dann voll, wobei der Farbpunkt verwischt wird und dabei in mehrere Farben aufspaltet. Das Trennprinzip beruht auf der unterschiedlich starken Adsorption (Anhaftung) der Farbstoffe an das Papier. Der Begriff *Chromatographie* leitet sich vom griechischen *Chromos* für *Farbe* ab, er hat aber eine Bedeutungserweiterung erfahren und bezeichnet nicht mehr nur Auftrennungen von Farbstoffgemischen. Von Chromatographie spricht man nun immer, wenn ein zu trennendes Gemisch auf einem Träger aufgebracht wird und aufgrund unterschiedlicher Adsorption durch ein Laufmittel unterschiedlich gut ‚mitgenommen‘ wird. Die Chromatographie dient nicht dazu,

[6] Sägespäne sind die kleinen Holzstückchen, die beim Sägen von Holz entstehen

eine Komponente des Gemischs in großen Mengen als Reinstoff zu gewinnen, sondern der Analyse eines Gemischs, also der Untersuchung von dessen Zusammensetzung.

- Wäsche wird in der Waschmaschine beim Schleudern von Wasser getrennt. In der Chemie heißt dieses Trennverfahren *Zentrifugieren*. Hier wird, wie beim Filtrieren oder Sieben, die unterschiedliche Teilchengröße als Trennprinzip benutzt. Anderen Varianten des Zentrifugierens liegen andere Trennprinzipien zugrunde

- Um aus einer Salzlösung, z.B. Meerwasser, Salz zu gewinnen, kann man sie *eindampfen*. Dabei wird die Lösung zum Sieden gebracht, wobei das Wasser verdampft und das Salz schließlich zurück bleibt. Trennprinzip sind die unterschiedlichen Siedetemperaturen der Komponenten.

- Will man aus einer Lösung auch die leichter flüchtige Komponente (d.h. diejenige mit der niedrigeren Siedetemperatur) als Reinstoff erhalten, aus einer Salzlösung z.B. das Wasser, so muss man eine *Destillation* durchführen. Wie beim Eindampfen beruht das Trennprinzip auf den unterschiedlichen Siedetemperaturen der Komponenten. Der Unterschied zum Eindampfen liegt darin, dass die verdampfte, leichter flüchtige Komponente aufgefangen und in einem Kühler abgekühlt wird, sodass sie kondensiert und als so genanntes Destillat aufgefangen werden kann. Eine typische Anwendung ist das destillieren von Wein, einem Gemisch von Wasser, Ethanol (‚Alkohol‘) und diversen Farb- und Aromastoffen zu ‚Weinbrand‘. Der Weinbrand ist dabei das Destillat. Er besteht zu einem viel höheren Anteil aus Ethanol als der Wein, da Ethanol niedriger siedet als Wasser. Außerdem gehen einige der Aromastoffe ins Destillat über. Eine vollständige Trennung von Ethanol und Wasser ist aber durch Destillation nicht möglich. Die industriell[7] wichtigste Anwendung der Destillation ist die Trennung von Erdöl in einer Raffinerie in Kerosin, Benzin, leichtes Heizöl, schweres Heizöl und Asphalt. Erdöl ist ein Gemisch von sehr vielen Komponenten. Die daraus gewonnenen Stoffe wie z.B. Benzin sind keine Reinstoffe, sondern selbst Gemische, aber von Stoffen mit ähnlichen Eigenschaften.

Außer den genannten gibt es eine Vielzahl weiterer Trennverfahren. Insbesondere gibt es von allen Trennverfahren etliche Varianten und es kommen industriell auch oft speziell angepasste Kombinationen von Trennverfahren zum Einsatz.

1.3: Kontrollaufgabe: Destillation

1. Erklären Sie, welche Komponenten man beim Destillieren einer Kochsalzlösung als Destillat erhält.
2. Erklären Sie drei der genannten Trennverfahren in Ihren eigenen Worten. Nennen Sie jeweils die Trennprinzipien.

1.3 Die chemische Reaktion

1.7: Box: Definition: Chemische Reaktion, Edukte, Produkte

Eine *chemische Reaktion* ist ein Vorgang, bei dem neue Stoffe entstehen, während gleichzeitig die Menge der Ausgangsstoffe abnimmt. Die neu entstandenen Stoffe nennt man *Produkte*, die Ausgangsstoffe *Edukte*.

[7] in der Industrie

Versuch:	Erhitzen von Kupfer und Schwefel
Durchführung:	Ein Stück Kupferblech und ein Spatel voll Schwefelpulver werden in ein Reagenzglas gegeben und über dem Gasbrenner erhitzt.
Beobachtung:	Der Schwefel wird flüssig. Dann glüht das Kupferblech auf. Es entsteht ein blauschwarzer, spröder Feststoff.
Erklärung:	Es ist ein neuer Stoff entstanden. Die ursprünglichen Reinstoffe Kupfer und Schwefel sind dabei verschwunden. Dass es sich um einen neuen Stoff handeln muss, folgt aus den Eigenschaften: z.B. ist keiner der Ausgangsstoffe[8] blauschwarz, auch kann diese Farbe nicht durch Mischen des rötlich-glänzenden Kupfers mit dem gelben Schwefel erzeugt werden. Es hat eine chemische Reaktion von Kupfer und Schwefel zu einem neuen Stoff stattgefunden. Der neue Stoff heißt Kupfersulfid, genauer blaues Kupfersulfid oder Kupfer(I)-sulfid (Cu_2S).

1.8: Box: Definition: Aktivierungsenergie

Oft müssen die Edukte wie im obigen Beispiel erhitzt werden, um eine chemische Reaktion in Gang zu setzen. Man sagt, es muss *Aktivierungsenergie* zugeführt werden. Außer in Form von Wärme kann diese Aktivierungsenergie auch in anderer Form zugeführt werden, z.B. als Licht oder Elektrizität.

1.9: Box: Definition: exotherme und endotherme Reaktionen

Unabhängig davon, dass eine Reaktion durch Zuführen von Aktivierungsenergie in Gang gesetzt wird, kann durch eine Reaktion Wärme an die Umgebung abgegeben werden, in diesem Fall spricht man von einer *exothermen Reaktion*, oder es kann Wärme verbraucht werden, dann spricht man von einer *endothermen Reaktion*.

Energie und chemische Reaktion Die Reaktion von Kupfer und Schwefel zu Kupfersulfid ist, trotz Aktivierunsenergie, eine exotherme Reaktion. Dies erkennt man daran, dass die Reaktion, nachdem sie einmal in Gang gesetzt ist, weiter läuft, auch wenn man das Reagenzglas aus der Brennerflamme nimmt, da die bei der Reaktion frei werdende Wärme die noch vorhandenen Edukte aktiviert. Ein Beispiel für eine exotherme Reaktion ist ein Grillfeuer: Hier findet eine Reaktion zwischen dem Holz und Sauerstoff statt, wobei als Produkte Asche und diverse Gase, vor allem Kohlenstoffdioxid, entstehen. Obwohl man das Feuer anzünden, alsoaktivieren muss, wird insgesamt Wärme frei.

Das Grillen des Fleisches dagegen ist eine endotherme Reaktion: Das rohe, rote Fleisch wird braun, was anzeigt, dass neue Stoffe entstehen unter Verschwinden der Ausgangsstoffe, das heißt, dass eine chemische Reaktion stattfindet. Diese Reaktion stoppt aber, sobald man das Fleisch vom Feuer nimmt, und damit die Energieezufuhr unterbricht.

1.10: Box: Definition: Enthalpie

Wärme ist eine Form von Energie. Wenn bei einer exothermen Reaktion Wärme an die Umwelt abgegeben wird, dann muss diese frei gewordene Energie zunächst in den Edukten gesteckt haben. Bei der Reaktion von Kupfer und Schwefel zu Kupfersulfid war die Energie, die als Wärme frei gesetzt werden kann, also in dem Gemisch aus Kupfer und Schwefel schon enthalten.
Das Formelzeichen für die Enthalpie ist H. Bei einer exothermen Reaktion wird Energie in Form von Wärme an die Umgebung abgegeben. Daher haben die Produkte der Reaktion am Ende eine geringere Enthalpie. Berechnet man den Enthalpieunterschied $\Delta H = H_{Produkte} - H_{Edukte}$ der Reaktion, so ergibt sich ein negativer Wert, $\Delta H < 0$. Bei einer endothermen Reaktion dagegen haben die Produkte mehr Enthalpie als die Edukte und es ergibt sich $\Delta H > 0$. Die Enthalpie ist eine Form der Energie und wird dementsprechend in der Einheit J (*Joule*, nach dem englischen Bierbrauer (!) James Prescott Joule, 1818 – 1889) gemessen (siehe Physikunterricht 2. Semester).

Die Enthalpieumsätze einer chemischen Reaktion können in Energiediagrammen dargestellt werden. Dabei wird auf der waagrechten Achse der Reaktionsverlauf, im Prinzip also die Zeit, die die Reaktion beansprucht, aufgetragen, auf der senkrechten Achse die Enthalpie H. Zu Anfang liegen die Edukte vor, diese werden links eingetragen. Zum Schluss liegen die Produkte vor, die daher rechts eingetragen werden. Bei einer exothermen Reaktion haben die Edukte eine größere Enthalpie als die Produkte, da während der Reaktion Wärme an die Umgebung abgegeben wird. Deswegen liegen die Edukte höher als die Produkte (siehe Abbildung 1.4a). Der Enthalpieunterschied ΔH ist daher negativ, symbolisiert durch den Pfeil nach unten.

Bei einer endothermen Reaktion (siehe Abbildung 1.4b) dagegen haben die Produkte eine größere Enthalpie als die Edukte, da die Stoffe während der Reaktion Wärmeenergie aufnehmen. Die Produkte sind daher auf der Enthalpieskala höher als die Edukte eingetragen. Der Enthalpieunterschied ΔH ist daher positiv, symbolisiert durch einen Pfeil nach oben.

Die Aktivierungsenergie ist jeweils die Enthalpiedifferenz zwischen dem höchsten Punkt der Kurve und den Edukten. Sie kann unterschiedlich groß sein, eventuell auch sehr klein bei einer Reaktion, die fast von selbst in Gang kommt. Sie ist aber niemals negativ.

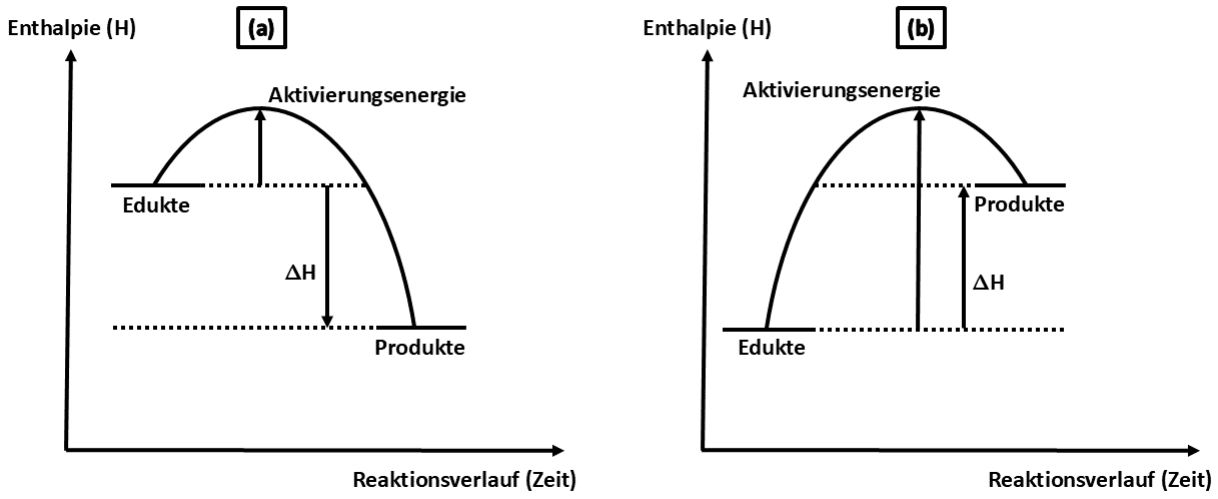


Abbildung 1.4: Energiediagramme für endotherme und exotherme Reaktionen

Reaktionen können durch *Reaktionsschemata* kurz und bündig dargestellt werden. Die Wortgleichung für die Reaktion von Kupfer und Schwefel lautet:

$$\text{Kupfer} + \text{Schwefel} \longrightarrow \text{Kupfersulfid} \qquad \Delta H < 0$$

Gelesen: Kupfer und Schwefel reagieren zu Kupfersulfid in einer exothermen Reaktion.

Chemische Reaktionen sind prinzipiell umkehrbar. Eine Reaktion, der Umkehrung leicht zu zeigen ist, ist die Reaktion von blauem Kupfersulfat-Hydrat zu Kupfersulfat und Wasser. Um die Reaktion durchzuführen, muss man ständig stark erhitzen, was den endothermen Charakter der Reaktion verrät.

$$\text{Kupfersulfat}-\text{Hydrat} \longrightarrow \text{Kupfersulfat} + \text{Wasser} \qquad \Delta H > 0$$

Das entstehende Kupfersulfat ist ein hellgrauer Stoff mit nur leichtem bläulichen Einschlag. Das entstehende Wasser entweicht teilweise als Wasserdampf, teilweise kondensiert es als flüssiges Wasser an kälteren Teilen des Reagenzglases. Gibt man nun zu dem entstandenen Kupfersulfat wiederum Wasser, so entsteht wieder Kupfersulfat-Hydrat. Die Aktivierungsenergie ist sehr niedrig, da die Reaktion bei Raumtemperatur ohne Energiezufuhr startet. Eine starke Erwärmung des Reagenzglases zeigt den exothermen Charakter der Reaktion an.

$$\text{Kupfersulfat} + \text{Wasser} \longrightarrow \text{Kupfersulfat}-\text{Hydrat} \qquad \Delta H < 0$$

1.11: Box: Unmöglichkeit der Erzeugung von Energie ‚aus dem Nichts'

Manche Reaktionen können umgekehrt werden. Aus den Produkten können hier die Edukte mit Hilfe einer einfachen Reaktion wieder hergestellt werden. Bei allen Paaren von Umkehrreaktionen ist stets eine Reaktion exotherm, die andere endotherm.
Misst man die Enthalpieumsätze, so findet man, dass diese sogar betragsmäßig gleich sind, nur eben unterschiedliche Vorzeichen besitzen. Es ist daher nicht möglich, durch das Durchführen einer Reaktion und das anschließende Durchführen der Umkehrreaktion Energie zu gewinnen.
Energiegewinnung durch chemische Reaktionen, z.B. das Verbrennen von Kohle oder Öl, ist – leider – eine Einbahnstraße: Die Edukte, von denen es nur eine begrenzte Menge gibt, werden immer weniger, statt dessen werden z.T. unerwünschte Produkte, wie z.B. Kohlenstoffdioxid immer mehr.
In der Chemie gilt, ebenso wie in der Physik, der Satz der Energieerhaltung. Die jeweiligen Rückreaktionen, die z.B. die Rückgewinnung von Kohle ermöglichen und das unerwünschte Kohlenstoffdioxid beseitigen würden, sind zwar theoretisch durchführbar. Man müsste aber dafür genau die Energie wieder investieren, die man für andere Zwecke (Stromerzeugung, Heizung, Fortbewegen eines Fahrzeugs...) genutzt hat.

1.4 Das Modell von Rutherford

Atome Die kleinsten Teilchen von Stoffen können sehr verschieden sein. Bei einigen Stoffen, z.B. Gold oder Eisen, sind die kleinsten Teilchen sogenannte *Atome*. Goldatome unterscheiden sich natürlich von Eisenatomen. Sie sind aber prinzipiell genauso aufgebaut. Die kleinsten Teilchen von Wasser dagegen sind *Moleküle*. Sie unterscheiden sich prinzipiell von Atomen. Ein Molekül ist aus mehreren Atomen aufgebaut (näheres in Kapitel 4, Abschnitt 3). Generell gilt: Die kleinsten Teilchen eines Stoffs sind entweder aus Atomen aufgebaut oder sind selbst Atome[9]. Atome sind daher von zentralem Interesse. Der Aufbau der Atome wird in diesem Abschnitt untersucht.

1.9: Exkurs: Etymologie des Wortes *Elektrizität*

Die elektrische Ladung wurde schon vor einigen Tausend Jahren entdeckt. Da es damals noch keine Stifte aus Kunststoff gab, rieb man Bernstein[10] an den Haaren. Das griechische Wort für Bernstein lautet *elektron*. Davon leiten sich die Worte Elektrizität, elektrisch usw. ab.

[9] Bei den Ionenverbindungen muss diese Aussage relativiert werden, siehe insbesondere den dortigen Exkurs

[10] engl. amber, französisch ambre jaune; Bernstein ist ein beliebter Schmuckstein. Bernstein besteht aus verhärtetem Baumharz und ist somit eigentlich gar kein Stein.

1.12: Box: Arten von Ladung

Reibt man einen Stift aus Kunststoff in den Haaren, so kann dieser Stift anschließend kleine Papierstücke anziehen. Man sagt, der Stift ist nun *elektrisch geladen*. Man kann zeigen, dass es zwei Arten elektrischer Ladung gibt. Man spricht von *positiver* und *negativer elektrischer* Ladung. Die Einheit der elektrischen Ladung ist C (*Coulomb*, nach dem französischen Physiker Charles Augustin de Coulomb, 1736 – 1806.
Positive und negative Ladungen (gleichen Betrags) heben sich gegenseitig auf[11]. Gleichnamig geladene Körper (das heißt zwei positiv geladene Körper oder zwei negativ geladene Körper) stoßen einander ab. Ungleichnamig geladene Körper (also ein positiv und ein negativ geladener Körper) ziehen einander an.
Elektrische Ladung kann weder erzeugt noch vernichtet werden. Man sagt auch, Ladung ist eine *Erhaltungsgröße*. Beim Reiben des Stifts in den Haaren wird der Stift negativ, die Haare positiv geladen. Insgesamt ist keine Ladung erzeugt worden.

Der Versuch von Rutherford Im Jahr 1911 führte der neuseeländische Physiker Ernest Rutherford (1871 — 1937) einen wichtigen Versuch zum Aufbau der Atome durch: Er beschoss eine dünne Folie aus Gold mit α[12]-Teilchen. α-Teilchen sind positiv geladene Teilchen, die nur etwa 1/50 der Masse eines Goldatoms besitzen. α-Teilchen werden von manchen Stoffen, beispielsweise uranhaltigem Gestein, permanent ausgesendet. Die Dicke der Folie betrug weniger als 1/100 mm. Eine solche Goldfolie sieht dennoch massiv aus und ist absolut undurchsichtig. Mit einem Szintillationsschirm beobachtete Rutherford, wo die α-Teilchen einschlugen. Ein Szintillationsschirm ist ein Schirm, ähnlich einem (alten) Fernsehbildschirm, auf dem der Einschlag eines α-Teilchens einen kleinen Lichtblitz auslöst.

1.10: Exkurs: Warum Gold?

Warum nahm Rutherford für seinen Versuch Goldfolie und nicht z.B. billige Aluminiumfolie? Hatte er zu viel Geld? Reines Gold ist sehr duktil, das bedeutet, es ist sehr weich und kann daher leicht zu sehr dünnen Folien verarbeitet werden. Die Alufolie, die Sie im Supermarkt kaufen können, um in der Küche Essen einzupacken, ist zu dick für den Versuch von Rutherford. Sehr dünne Alufolie herzustellen ist schwer, da reines Aluminium viel härter ist als reines Gold. Wenn Sie von Goldschmuck den Eindruck haben, dass Gold hart wäre, so liegt das daran, dass Goldschmuck nie aus reinem Gold hergestellt wird, sondern aus Legierungen, die normalerweise höchstens zu 75% aus Gold bestehen. Später, als es gelang, auch aus härteren Metallen dünne Folien herzustellen, wurde der Versuch auch mit diesen Metallen durchgeführt. Der Versuch lieferte dabei ähnliche Ergebnisse.

Rutherfords Beobachtungen bei diesem Experiment:

1. Die meisten α-Teilchen fliegen ohne Ablenkung durch die Goldfolie durch. Die Goldfolie wird dabei nicht beschädigt, d.h. es entstehen keine Einschusslöcher.

2. Einige α-Teilchen werden seitlich abgelenkt.

3. Einige wenige α-Teilchen werden reflektiert.

Rutherford deutete seine Beobachtungen:

1. Aus der 1. Beobachtung schloss er, dass in den Atomen viel leerer Raum ist. (Beachten Sie die Präposition: in den Atomen, nicht zwischen den Atomen!) Offenbar sind die Atome eines Stoffs aus noch kleineren Teilchen aufgebaut. Diese nennt man Elementarteilchen. Beachten Sie, dass diese Elementarteilchen aber nicht die kleinsten Teilchen des Stoffs sind. Aus den kleinsten Teilchen eines Stoffes kann immer nur dieser eine Stoff mit seinen charakteristischen Eigenschaften

[11] sich gegenseitig aufheben: gegenseitig neutralisieren; Beispiel: Die resultierende Kraft zweier Kräfte mit gleichem Betrag und gleichem Angriffspunkt, aber entgegengesetzter Richtung ist null; die beiden Kräfte *heben sich gegenseitig auf*
[12] der griechische Buchstabe *alpha*, siehe auch das griechische Alphabet im Anhang

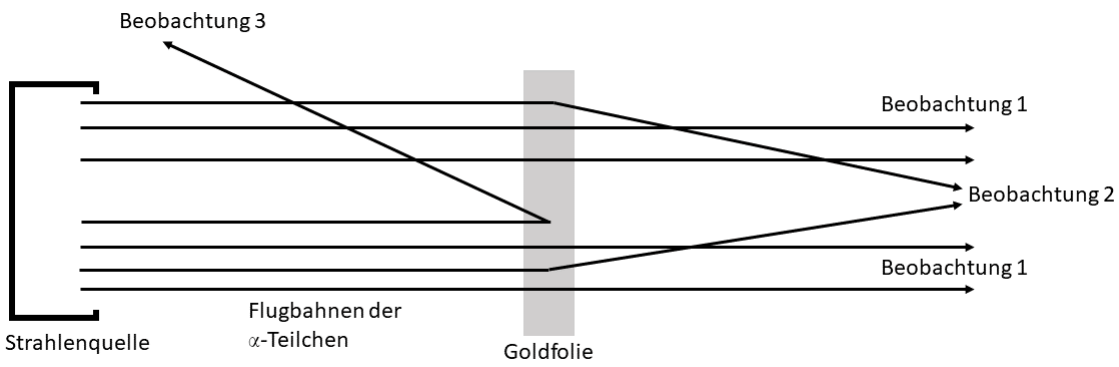


Abbildung 1.5: Schema des Versuchs von Rutherford

entstehen. Zerlegt man kleinste Teilchen von Gold, das sind Goldatome, in ihre Elementarteilchen, so könnte man daraus nicht mehr nur Goldatome zusammensetzen sondern auch die kleinsten Teilchen anderer Stoffe mit ganz anderen Stoffeigenschaften.

2. Aus der 2. Beobachtung schloss er, dass es in den Atomen Elementarteilchen gibt, welche die positiv geladenen α-Teilchen ablenken. Die Elementarteilchen sind folglich geladen. Da die Atome insgesamt elektrisch neutral sind, muss es genauso viel negative wie positive Ladung in den Atomen geben. Es muss daher positiv geladene und negativ geladene Elementarteilchen geben. Beachten Sie, dass aus der 2. Beobachtung nicht hervorgeht, ob die Ablenkung der α-Teilchen durch Abstoßung an positiv geladenen Elementarteilchen oder durch Anziehung von negativ geladenen Elementarteilchen hervorgerufen wird.

3. Aus der 3. Beobachtung schloss Rutherford, dass die positiv geladenen Elementarteilchen schwer sind. Würde nämlich ein positiv geladenes α-Teilchen ein schweres, negativ geladenes Elementarteilchen treffen, so würde es ‚kleben bleiben', da sich ungleichnamige Ladungen gegenseitig anziehen. Würde ein α-Teilchen ein positiv geladenes Elementarteilchen treffen, das sehr leicht ist, so würde ebenfalls keine Reflexion auftreten, sondern das α-Teilchen würde das leichte Teilchen ‚wegstoßen', wie wenn Sie eine große, schwere Bleikugel auf einen leichten Tischtennisball werfen.

Hier passen die folgenden e-Daf-Übungen:

1.6: e-DaF: Kausale Verbindung

1.7: e-DaF: Konjunktiv II

1.13: Box: Rutherfordmodell

Somit ergibt sich aus dem Rutherford-Versuch ein Bild vom Aufbau der Atome wie in Abbildung 1.6 gezeigt. Atome besitzen einen kleinen, aber schweren Atomkern, der positiv geladen ist. Um den Kern befinden sich leichte, negativ geladene Teilchen. Den Bereich, in dem sich diese aufhalten, nennt man Atomhülle[13].

Das Modell von Rutherford Im Atomkern befinden sich mehr als 99,9 % der Masse eines Atoms. Durch quantitative Auswertung des Versuchs von Rutherford kann man feststellen, dass der Kern aber

[13] Bitte schlagen Sie in einem zweisprachigen Wörterbuch nach, was *Hülle* in Ihrer Muttersprache heißt. Schlagen Sie dann außerdem noch die Wörter *Hölle* und *Höhle* nach und machen Sie sich klar, dass Sie diese drei Worte gut auseinander halten sollten, da Sie sonst entweder nicht verstanden werden oder aber Anlass zu Gelächter geben.

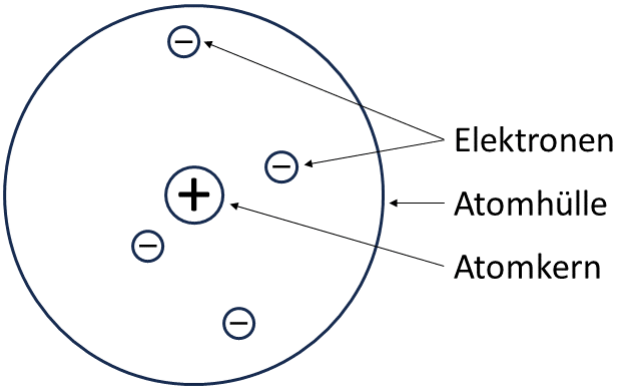


Abbildung 1.6: Darstellung eines Atoms entsprechend dem Modell von Rutherford

Teilchen	**Symbol**	**Masse**	**Ladung**
Proton	p^+	$1{,}6726 \cdot 10^{-27}\,\mathrm{kg} \approx 1u$	$1{,}602 \cdot 10^{-19}\,\mathrm{C} = +1e$
Neutron	n	$1{,}6749 \cdot 10^{-27}\,\mathrm{kg} \approx 1u$	0
Elektron	e^-	$9{,}11 \cdot 10^{-31}\,\mathrm{kg} \approx 1 \cdot 10^{-30}\,\mathrm{kg}$	$-1{,}602 \cdot 10^{-19}\,\mathrm{C} = -1e$

Tabelle 1.3: Elementarteilchen

nur etwa 1/100.000 des Durchmessers eines Atoms besitzt. (Ein kleines Atom hat einen Durchmesser von etwa 10^{-10} m und einen Atomkern mit der Größe von ca. 10^{-15} m). Die Darstellung in Abbildung 5 ist somit nicht maßstäblich: Zeichnet man einen Atomkern mit dem Durchmesser 5 mm, so müsste das gesamte Atom mit einem Durchmesser von 500 m gezeichnet werden. Leider ist die Seite in diesem Skript nicht groß genug dafür. Die Deutung des Versuchs von Rutherford mit diesem Modell sieht dann so aus: Die Goldfolie besteht aus Goldatomen. Die Flugbahn eines α-Teilchens hängt davon ab, ob das α-Teilchen weit von Atomkernen entfernt durch die Folie fliegt ((1), keine Ablenkung), nah an einem Kern vorbei fliegt ((2), Ablenkung) oder einen Kern trifft ((3), Reflexion) (siehe Abbildung 1.5)

Elementarteilchen Weitere Versuche geben Auskunft über die Elementarteilchen, die alle Atome aufbauen. Es handelt sich um drei Arten von Teilchen, die sich in Masse und Ladung unterscheiden. Da sich experimentell zeigen lässt, dass alle in der Natur auftretenden Ladungsportionen Vielfache der Ladung $1{,}602 \cdot 10^{-19}\,\mathrm{C}$ sind, heißt diese spezielle Ladung Elementarladung. Sie wird mit dem Buchstaben e bezeichnet.

Atomkerne bestehen aus den schweren Teilchen Protonen und Neutronen. Man bezeichnet daher Protonen und Neutronen auch als *Nukleonen*, was soviel bedeutet wie *Kernbausteine*. Die Atomhüllen beinhalten Elektronen, weshalb man statt Atomhülle auch oft *Elektronenhülle* sagt. Die Elektronen und Protonen haben denselben Betrag der Ladung, aber mit unterschiedlichem Vorzeichen, während Neutronen ungeladen sind. Da alle Atome gleich viele Elektronen wie Protonen haben, sind sie somit insgesamt elektrisch neutral.

Kern-Hülle-Modell Mit Kenntnis der Elementarteilchen kann man das Modell von Rutherford mit Hinblick auf den Aufbau der Atomkerne verbessern.

1.14: Box: Definition: Kernladungszahl und Massenzahl

Die Anzahl der Protonen eines Atoms heißt *Kernladungszahl* Z, da diese Zahl die Ladung des Atomkerns in Elementarladungen angibt. Die Masse eines Atoms hängt vorwiegend von der Anzahl der schweren Nukleonen (Protonen und Neutronen) ab. Protonen und Neutronen sind fast gleich schwer. Dies legt nahe, die Masse eines Atoms durch die Gesamtzahl der Nukleonen anzugeben. Die Gesamtzahl der Nukleonen nennt man *Massenzahl* A. Statt Massenzahl wird auch der Begriff *Nukleonenzahl* benutzt. Dieser Begriff trifft die Bedeutung genauer, ist aber trotzdem weniger üblich.

1.4: Kontrollaufgabe: Anzahl Neutronen

Erklären Sie, wie man bei gegebener Kernladungszahl Z und gegebener Massenzahl A eines bestimmten Atoms die Anzahl der Neutronen im Kern dieses Atoms berechnen kann.

1.15: Box: Definition: Element, Nuklide, Isotope, Isobare

Reagieren Stoffe miteinander, so reagieren eigentlich nur die Elektronenhüllen miteinander. Die tief im inneren der Atome liegenden Kerne spielen keine Rolle. Daher werden die chemischen Eigenschaften eines Atoms allein durch seine Anzahl an Elektronen bestimmt. Da jedes Atom aber gleich viele Elektronen wie Protonen besitzt, kann man genauso gut sagen, die chemischen Eigenschaften eines Atoms werden durch seine Anzahl an Protonen bestimmt, also durch die Ordnungszahl Z. Atome mit gleicher Anzahl an Protonen und damit gleichen chemischen Eigenschaften werden zu einer Atomsorte zusammen gefasst. Statt Atomsorte sagt man *Element*. Elemente haben Namen. Es sind zur Zeit 118 Elemente bekannt. Zur kurzen Schreibweise werden Elemente durch Elementsymbole dargestellt. Ein Elementsymbol besteht aus einem Großbuchstaben oder einem Groß- gefolgt von einem Kleinbuchstaben, z.B. Au für Gold. Das *Periodensystem* gibt einen Überblick über die Elemente. Da die Elemente im Periodensystem nach der Kernladungzahl Z geordnet sind, nennt man diese auch *Ordnungszahl*.
Haben zwei Atome nicht nur die gleiche Kernladungszahl, sondern auch auch dieselbe Massenzahl und damit dieselbe Anzahl von Neutronen, da sich die Anzahl von Neutronen stets als A − Z berechnen lässt, so handelt es sich um gleiche *Nuklide*. Ein Nuklid wird gekennzeichnet durch das Elementsymbol, an das links oben die Massenzahl und links unten die Kernladungszahl geschrieben wird, ${}^{A}_{Z}$Symbol , z.B. ${}^{7}_{3}$Li für ein Lithium-Atom mit 3 Protonen und 4 Neutronen, also mit Massenzahl $3 + 4 = 7$.
${}^{7}_{3}$Li wird meist als „Lithium sieben“ gelesen. Die Erwähnung der Kernladungszahl 3 ist redundant, da sich diese aus dem Elementnamen Lithium ergibt. Unterscheiden sich zwei Atome nur in der Anzahl der Neutronen voneinander, ist bei ihnen Z gleich, aber A verschieden. Man spricht dann von zwei *Isotopen* desselben Elements.
Beispiel: Von Lithium, Li, kommen in der Natur zwei Isotope vor, nämlich ${}^{6}_{3}$Li (Abbildung 1.7a) und ${}^{7}_{3}$Li (Abbildung 1.7 b). Haben zwei Atome gleiches A, sind also etwa gleich schwer, haben aber unterschiedliches Z, so spricht man von Isobaren. Beispiel: ${}^{14}_{7}$N und ${}^{14}_{6}$C sind Isobare

1.11: Exkurs: Isotope des Wasserstoffs

Atome mit derselben Kernladungzahl haben denselben Namen und verhalten sich chemisch fast gleich. Beim 1. Element im Periodensystem, dem Wasserstoff, sind die winzigen Unterschiede im chemischen Verhalten verschiedener Isotope etwas stärker ausgeprägt. Beispielsweise laufen die meisten Reaktion des Wasserstoffs schneller ab mit leichteren Isotopen des Wasserstoffs als mit schwereren. Daher hat man den verschiedenen Isotopen des Wasserstoffs eigene Namen und Symbole gegeben. Statt von ${}^{1}_{1}$H , ${}^{2}_{1}$H und ${}^{3}_{1}$H spricht man von Wasserstoff H, Deuterium D bzw. Tritium T. Zu H kann man zur besseren Unterscheidung auch *Protium* sagen.

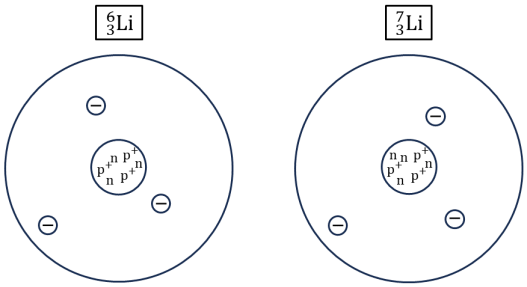


Abbildung 1.7: Zwei Lithiumatome

1.5: Kontrollaufgabe: Isotopie

1. Zeichnen Sie die Kern-Hülle-Modelle von $^{14}_{7}$N und $^{14}_{6}$C entsprechend Abbildung 1.7. Wenn es Ihnen zu aufwendig erscheint, alle Elementarteilchen aufzuzählen, dann dürfen Sie abkürzen, indem Sie statt n n n n n n n einfach 7n schreiben. Mit Kern-Hülle-Modell ist das Modell von Rutherford gemeint, bei dem aber der Aufbau des Atomkerns aus den Nukleonen erkennbar ist.

2. Unter folgenden sechs Nukliden finden sich zwei Paare von Isotopen und ein Paar von Isobaren. Markieren Sie die zusammengehörigen Paare. $^{35}_{17}$Cl, $^{13}_{6}$C, $^{37}_{17}$Cl, $^{32}_{16}$S, $^{16}_{8}$O, $^{35}_{16}$S

Von 22 Elementen, z.B. Natrium (Na) und Aluminium (Al) gibt es in der Natur nur ein einziges Isotop. Diese Elemente nennt man *Reinelemente*. Von allen anderen Elementen kommen in der Natur mehrere verschiedene Isotope vor. Man nennt sie *Mischelemente*.

Definition: Ionen Befinden sich in der Hülle nicht dieselbe Anzahl von Elektronen wie Protonen im Kern, so ist dieses Teilchen nicht elektrisch neutral, sondern geladen. Es ist positiv geladen, wenn es mehr Protonen als Elektronen gibt, negativ geladen, wenn es mehr Elektronen als Protonen gibt. Solche geladenen Teilchen heißen *Ionen*. Ein positiv geladenes Ion heißt *Kation*, ein negativ geladenes *Anion*. Die Ladung eines Ions wird oben rechts am Elementsymbol angegeben, z.B. Li^{+}. Mehrfachladungen werden durch die entsprechende Vielfachheit vor dem Ladungszeichen angegeben, z.B. O^{2-}. Will man ein Ion eines bestimmten Nuklids angeben, kann man zusätzlich links des Elementsymbols A und Z angeben, z.B. $^{9}_{4}Be^{2+}$ (siehe Abbildung 1.8).

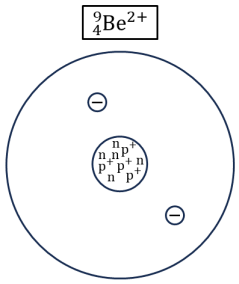


Abbildung 1.8: Ein Ion von Beryllium

1.6: Kontrollaufgabe: Ionen im Atommodell

Zeichnen Sie das Kern-Hülle-Modell von ${}^{7}_{3}Li^{+}$ und von ${}^{16}_{8}O^{2-}$

1.12: Exkurs: Sind Isotopengemische Reinstoffe?

Im Abschnitt Reinstoffe und Gemische wurde definiert, dass ein Reinstoff aus nur einer Sorte von kleinsten Teilchen besteht. Kleinste Teilchen der gleichen Sorte sind gleich bezüglich der Masse und der Größe. In diesem Sinne wäre eine Portion Kohlenstoff, die aus ${}^{12}_{6}C$ und ${}^{13}_{6}C$ besteht, kein Reinstoff, da sich die kleinsten Teilchen der beiden Isotope in ihrer Masse unterscheiden. Da die Chemie aber vor allem Wert auf die chemischen Eigenschaften legt, wird ein Isotopengemisch als Reinstoff angesehen.

2 Quantitative Beziehungen

In diesem Kapitel wird viel mit Größen gerechnet. Wenn Sie die dazu passenden Formulierungen lernen möchten, können Sie das in der folgenden Übung machen.

2.1: e-DaF: Größen

Ebenso kann folgende Übung hilfreich sein.

2.2: e-DaF: Gleichheit und Ungleichheit

2.1 Reaktionsgleichungen und Stöchiometrie

Chemische Grundgesetze In diesem Abschnitt geht es um die grundlegenden Gesetzmäßigkeiten in der Chemie, die bei allen Stoffumwandlungen (chemischen Reaktionen) gelten.

2.1: Box: Gesetz von der Erhaltung der Masse

Bestimmt man vor einer chemischen Reaktion die Masse der Edukte und nach dieser chemischen Reaktion die Masse der Produkte, so stellt man fest, dass sich die Masse nicht verändert. Die Masse bleibt bei einer chemischen Reaktion erhalten. Dieses *Gesetz von der Erhaltung der Masse*, manchmal auch als *1. chemisches Grundgesetz* bezeichnet, wurde zuerst von dem französischen ChemikerAntoine Laurent de Lavoisier (1743 – 1794) aufgestellt.

Die Reaktion von Kupfer mit Schwefel diente bereits in Kapitel Die chemische Reaktion als Beispiel. Die Ergebnisse von da wurden hier vorausgesetzt. Daher fallen Begriffe wie *Reaktion* oder *Kupfersulfid* nicht erst in der Erklärung. Ähnliche Beobachtungen macht man auch mit anderen Reaktionen. Es folgt daraus das Gesetz von den konstanten Massenverhältnissen.

2.2: Box: Gesetz von den konstanten Massenverhältnissen

Gesetz von den konstanten Massenverhältnissen (manchmal auch als 2. chemisches Grundgesetz oder Gesetz von den konstanten Proportionen bezeichnet; erstmals 1799 formuliert von dem französischen Chemiker Joseph Louis Proust (1754 – 1826): Das Massenverhältnis zweier sich zu einer Verbindung vereinigenden Elemente ist konstant. Das Gesetz gilt auch für mehr als zwei Edukte und kann verallgemeinert werden für Reaktionen, deren Edukte nicht Elemente sind: Die Edukte einer bestimmten chemischen Reaktion reagieren immer in denselben Massenverhältnissen zueinander

Erklärung des Gesetzes von der Erhaltung der Masse, des Gesetzes von den konstanten Massenverhältnissen und des Versuchs: Edukte und Produkte bestehen aus kleinsten Teilchen. Diese sind entweder Atome oder bauen sich aus Atomen auf. Bei der Reaktion gruppieren sich die Atome nur um, d.h. bilden zusammen andere kleinste Teilchen. Atome werden bei einer chemischen Reaktion aber weder vernichtet noch erzeugt. Daher bleibt die Masse erhalten. Wenn alle kleinsten Teilchen von blauem Kupfersulfid aus derselben Anzahl von Kupfer- und Schwefelatomen aufgebaut sind, ist auch klar, dass immer dieses Anzahlverhältnis der Atome und damit ein bestimmtes Massenverhältnis von Kupfer und Schwefel für die vollständige Reaktion benötigt wird. Dies gilt in gleicher Weise für alle Reaktionen.

Versuch	Reaktion von Kupfer und Schwefel in unterschiedlichen Massenverhältnissen
Durchführung	In einem Reagenzglas werden ein großes Stück Kupferblech (5 bis 10 cm^2) und eine Spatelspitze Schwefelpulver durch Erhitzen über dem Gasbrenner zur Reaktion gebracht. In einem zweiten Reagenzglas werden ein kleines Stück Kupferblech (ca. 0,25 cm^2) und mehrere volle Spatel Schwefelpulver in gleicher Weise behandelt.
Beobachtung	In beiden Fällen erkennt man nur geringe Mengen des blauschwarzen Kupfersulfids. Statt dessen blieb im ersten Reagenzglas Kupfer übrig, im zweiten Schwefel. Offenbar stehen die Massen von Kupfer und Schwefel, die miteinander zu blauem Kupfersulfid reagieren, in einem ganz bestimmten Massenverhältnis miteinander. Ist von einem der Stoffe mehr vorhanden, als diesem Verhältnis entspricht, so bleibt dieser Überschuss übrig und reagiert nicht mit.
Erklärung	folgt unten

Verhältnisformeln Es lässt sich experimentell ermitteln, dass 1,00 g Schwefel mit 3,97 g Kupfer *vollständig* reagiert, d.h., dass beim Massenverhältnis Schwefel : Kupfer = 1 : 3,97 nach der Reaktion ausschließlich Kupfersulfid vorliegt und weder Schwefel noch Kupfer übrig bleiben. Um aus diesem Massenverhältnis das Anzahlverhältnis von Schwefel- zu Kupferatomen auszurechnen, muss man die Massen eines Schwefel- und eines Kupferatoms kennen. Die Massen können mit Massenspektrometern[1] bestimmt werden. Es ergibt sich: $m_{(1\text{Schwefelatom})} = 5{,}32 \cdot 10^{-23}\,\text{g}$ und $m_{(1\text{Kupferatom})} = 1{,}06 \cdot 10^{-22}\,\text{g}$. Damit ergibt sich für die Anzahl der Schwefelatome in 1 gSchwefel:

$N_{(\text{Schwefelatome})} = \frac{1\,\text{g}}{5{,}32 \cdot 10^{-23}\,\text{g}} = 1{,}88 \cdot 10^{22}$ und

für die Anzahl der Kupferatome in 3,97 g Kupfer:

$N_{(\text{Kupferatome})} = \frac{3{,}97\,\text{g}}{1{,}06 \cdot 10^{-22}\,\text{g}} = 3{,}75 \cdot 10^{22}$.

Dies sind doppelt so viele Kupferatome[2] wie Schwefelatome. Das heißt, das Anzahlverhältnis von Schwefel- zu Kupferatomen in der Verbindung blaues Kupfersulfid ist 1:2. Dies ermöglicht, statt des Namens einer Verbindung deren *Verhältnisformel* anzugeben.

2.3: Box: Verhältnisformeln

In Verhältnisformeln werden die am Aufbau einer Verbindung beteiligten Elemente durch ihre Symbole aufgezählt, für Kupfer beispielsweise Cu, für Schwefel S. Die Anzahlverhältnisse werden durch Indizes ausgedrückt. Für blaues Kupfersulfid würde sich somit die Verhältnisformel Cu_2S_1 ergeben. Man trifft noch die Vereinbarung, dass der Index „1“ stets weggelassen wird. Letztlich erhält man für blaues Kupfersulfid die Verhältnisformel Cu_2S.

[1] Das erste Massenspektrometer wurde 1913 von dem englischen Physiker Joseph John Thomson (1856 – 1940) gebaut. Allerdings konnten Atommassen bereits im 19. Jahrhundert indirekt gemessen werden. Die Auswertung dieser Experimente erfordert aber relativ komplizierte Überlegungen

[2] Beachten Sie, dass kleinere Ungenauigkeiten durch Rundungen und letztlich ungenaue Messungen, die allen Zahlenwerten in den Naturwissenschaften zugrunde liegen, zustande kommen. Beachten Sie weiterhin, dass in allen Naturwissenschaften, auch in der Chemie, korrekt mit Einheiten gerechnet wird. Wegen beiden Punkten sei auch auf den Physikunterricht verwiesen

2.1: Kontrollaufgabe: Verhältnisformeln

Zwei der drei folgenden Verhältnisformeln sind nicht korrekt. Korrigieren Sie die fehlerhaften Formeln. Al_2O_3, Na_2Cl_2, Ca_1SO_4

Die Verhältnisformel hat gegenüber dem Namen zwei Vorteile: Zum einen ist sie kürzer und damit praktischer, vor allem aber enthält sie mehr Information: Man kennt das Zahlenverhältnis der Atome der vorkommenden Elemente und könnte z.B. berechnen, welche Massen der Edukte man braucht, um eine bestimmte Masse des Stoffs herzustellen. Außerdem dient dieses Zahlenverhältnis manchmal auch zur Unterscheidung von anderen Verbindungen, die sich aus denselben Elementen aufbauen. So gibt es außer dem blauen Kupfersulfid mit der Verhältnisformel Cu_2S noch das schwarze Kupfersulfid. Eine Analyse des schwarzen Kupfersulfids ergibt, dass hier Kupfer- und Schwefelatome im Verhältnis 1:1 vorliegen. Schwarzes Kupfersulfid hat damit die Verhältnisformel CuS.

2.1: Exkurs: Häufige Fehler mit Elementsymbolen und deutschen Elementnamen und Stoffbezeichnungen

Um von Elementnamen auf Elementsymbole zu kommen, können Sie ihn im Periodensystem nachschlagen.

- Beachten Sie, dass ein Elementsymbol entweder aus nur einem Großbuchstaben, z.B. S für Schwefel, oder aus einem Großbuchstaben und einem Kleinbuchstaben besteht, z.B. Cu für Kupfer. Der zweite Buchstabe muss ein Kleinbuchstabe sein, da es sonst zu Verwechslungen kommt: Schreiben Sie für Kupfer statt Cu die Buchstaben CU, so würde man meinen, es gehe um eine Verbindung aus Kohlenstoff (Elementsymbol C) und Uran (Elementsymbol U).
- Verwechseln Sie nicht Titan (Ti) mit Thallium (Tl).
- Das Element Kalium hat das Symbol K. Das Element Kalzium, fachsprachlich wird meist Calcium geschrieben, hat das Symbol Ca.
- Bei den Elementen Cäsium (Cs), Cer (Ce) und Americium (Am) wird das *C* wie *Z* ausgesprochen.
- Das Element mit dem Symbol Co heißt Kobalt, fachsprachlich Cobalt.
- Verwechseln Sie nicht Wasserstoff mit Wasser.
- Zinn, Symbol Sn, und Zink, Symbol Zn sind verschiedene Elemente. Ihre Stoffe werden beide oft mit Kupfer legiert. Eine Legierung aus Kupfer und Zinn heißt Bronze, eine Legierung aus Kupfer und Zink heißt Messing.
- Das Element *Iod* wurde früher *Jod* geschrieben. Entsprechend wurde statt *I* der Buchstabe *J* als Elementsymbol verwendet. Heute fachsprachlich Iod und unbedingt Symbol *I*.
- Fluor schreibt man mit uo.
- Elektronische Halbleiterbauelemente werden zumeist aus Silizium (Si) hergestellt. Silizium heißt auf englisch *silicon*. Oft sieht man, wenn z.B. in Zeitungen oder Zeitschriften Informationen aus englischen Texten verwendet werden, dass das englische Wort *silicon* mit dem Wort *Silikon* ins Deutsche übersetzt wird. Dies ist falsch. Es muss Silizium heißen. Auch im Deutschen gibt es das Wort Silikon, gemeint ist damit aber nicht Silizium, sondern eine bestimmte Gruppe von Siliziumverbindungen mit vielfältigen Anwendungsmöglichkeiten, z.B. zum Füllen von Fugen am Bau, aber nicht zur Herstellung von Elektronik.
- Arsen (As) wird in Krimis oft als Mordgift verwendet. Der englische Namen lautet „arsenic“. Das englische Wort *arsenic* wird oft falsch mit *Arsenik* übersetzt. Das deutsche Wort Arsenik bezeichnet aber nicht As, sondern dessen Oxid As_2O_3.
- Das Element mit dem Symbol U heißt auf deutsch Uran. Des weiteren: C Kohlenstoff, N Stickstoff, O Sauerstoff, Fe Eisen, Pb Blei.
- Das Element mit dem Symbol Hg heißt auf deutsch Quecksilber. Auf englisch heißt es *mercury* und so ähnlich in vielen anderen Sprachen.
- Das Element mit dem Symbol Ag heißt auf deutsch Silber. Das Elementsymbol Ag leitet sich von seinem lateinischen Namen Argentum ab. Von diesem wiederum leitet sich übrigens das französische Wort *argent* für Geld ab. Das Element mit dem Symbol Au, ebenfalls ein Münz- und Schmuckmetall, heißt auf deutsch *Gold*.

Von der Verhältnisformel zur Summenformel Ethin, auch Acetylen genannt, hat die Verhältnisformel CH, d.h. Kohlenstoff- und Wasserstoffatome kommen im Verhältnis 1:1 vor. Allerdings bestehen

die kleinsten Teilchen aus jeweils zwei Kohlenstoffatomen und zwei Wasserstoffatomen. Solche kleinsten Teilchen nennt man Moleküle. Die *Summenformel*, auch *Molekülformel* genannt, von Ethin lautet C_2H_2. Die Summenformel liefert nicht nur Information über das Verhältnis der Atome in einer Molekülverbindung, sondern auch über den Aufbau eines Moleküls. Bei Stoffen, die Moleküle bilden, wird normalerweise mit der Summenformel gearbeitet, nicht mit der Verhältnisformel. Summen- und Verhältnisformel können sich unterscheiden, müssen es aber nicht. Beispielsweise lautet die Summenformel von Wasser H_2O. Das Verhältnis von Wasserstoff- zu Sauerstoffatomen von 2:1 kann aber nicht einfacher angegeben werden. Daher lautet auch die Verhältnisformel von Wasser H_2O. Im Gegensatz dazu sind in Stoffen wie Kupfersulfid die einzelnen Atome an viele andere Atome gebunden. Es bildet sich eine Gitterstruktur. Es gibt keine Kupfersulfid-Moleküle und daher auch keine Summenformel. Eine kleinste gedachte Einheit, die die Atomzahlverhältnisse richtig wiedergibt, nennt man eine Elementargruppe. Ob eine Verbindung aus Molekülen aufgebaut ist, kann man an den Schmelz- und Siedetemperaturen und der Härte erkennen: Stoffe, die Moleküle bilden, sind oft leicht flüchtig und weich, allerdings gibt es Ausnahmen.

2.4: Box: Reaktionsgleichungen

Aus einem Reaktionsschema wird eine Reaktionsgleichung, indem man

1. Die Namen der Stoffe durch ihre Formeln ersetzt (bei Stoffen, die Moleküle bilden, üblicherweise die Summenformeln, bei anderen Stoffen die Verhältnisformeln) und
2. indem man durch Voranstellen von (möglichst kleinen) Zahlen aus der Menge $\mathbb{N}^*$[3], den so genannten *stöchiometrischen Faktoren*, dafür sorgt, dass von jeder Atomsorte genauso viele Atome auf der Eduktseite (d.h.links des Reaktionspfeils) wie auf der Produktseite (d.h. rechts des Reaktionspfeils) stehen. Diesen 2. Schritt der Aufstellung einer Reaktionsgleichung nennt man *Einrichten* oder *Ausgleichen* der Reaktionsgleichung.

Reaktionsgleichungen Gibt man eine Anleitung, wie hier für die Reaktionsgleichungen so verwendet man Instrumentalsätze, die Sie hier lernen können.

2.3: e-DaF: Instrumentalsätze

2.4: e-DaF: Instrumentalsätze, weitere Übungen

Schritt 2 steht für die Tatsache, dass Atome in chemischen Reaktionen weder erzeugt noch vernichtet werden. Die stöchiometrischen Faktoren dürfen (zunächst) nur natürliche Zahlen sein, keine Bruchzahlen. Damit wird symbolisiert, dass es nur ganze Atome, Moleküle und Elementargruppen gibt. Es kann keine halben Atome geben. Unter keinen Umständen dürfen zum Ausgleichen der Reaktionsgleichung Indizes in Molekül- oder Verhältnisformeln geändert werden, denn dies würde eine Veränderung der beteiligten Stoffe bedeuten.

Beispiele für Reaktionsgleichungen:

$$2\,\mathrm{Cu} + \mathrm{S} \longrightarrow \mathrm{Cu_2S} \tag{2.1}$$

Die Reaktionsgleichung hat im Gegensatz zum Reaktionsschema auch eine quantitative Information: 2 Atome Kupfer und ein Atom Schwefel reagieren zu einer Elementargruppe blauem Kupfersulfid.

$$2\,\mathrm{Al} + 6\,\mathrm{HCl} \longrightarrow 2\,\mathrm{AlCl_3} + 3\,\mathrm{H_2} \tag{2.2}$$

[3] Das Skript folgt der Konvention, dass die Menge $\mathbb{N}$ die Zahl 0 enthält. Die Menge $\mathbb{N}^*$ ist die Menge $\mathbb{N}$ ohne 0: $\mathbb{N}^* = \mathbb{N} \setminus \{0\}$. Diese Konvention ist international üblicher und mit modernen Anforderungen, z.B. in der Informatik, wo immer ab 0 nummeriert wird, besser vereinbar als die in Deutschland auch oft anzutreffende Konvention, in der die Zahl 0 nicht zu den natürlichen Zahlen gehört.

Entsprechend: 2 Atome Aluminium und 6 Moleküle Chlorwasserstoff reagieren zu 2 Elementargruppen Aluminiumchlorid und 3 Molekülen Wasserstoff.

Übungen zu Reaktionsgleichungen finden Sie hier:

2.5: e-DaF: Reaktionsgleichungen

Die Stoffmenge Ein Autohersteller, der jeden Tag Hunderttausende von Schrauben einer Sorte in seine Autos einbaut, bestellt beim Schraubenhersteller nicht 10 000 000 einzelne Schrauben, sondern lieber 1000 Packungen Schrauben, wobei in jeder Packung 10 000 Schrauben sind. Dies ist besser überschaubar. In der Chemie geht man ähnlich vor: Das Zählen einzelner Teilchen ist unpraktisch, da jede Spatelspitze[4] eines Stoffs aus einer unvorstellbar großen Anzahl kleinster Teilchen besteht. Lieber unterhält man sich über „Packungen“ kleinster Teilchen. Die Größe der Packungen wurde so gewählt, dass eine Packung eines Stoff eine im Labor übliche Portion der Stoffe ergibt. Dafür musste man eine sehr große Zahl gewählt werden. Man wählte als ‚Packungsgröße‘ in der Chemie Packungen mit jeweils $6{,}022 \cdot 10^{23}$ Teilchen.

2.5: Box: Avogadro-Zahl, Avogadro-Konstante, Stoffmenge, mol, molare Masse

Die Zahl $Z_A = 6{,}022 \cdot 10^{23}$ heißt *Avogadro-Zahl* (zu Ehren des italienischen Physikers und Chemikers Romano Lorenzo Amedeo Carlo Avogadro, 1776 – 1856). Mittels der Avogadro-Zahl ist die Einheit *mol* definiert: 1 mol eines Stoffes enthält Z_A seiner kleinsten Teilchen (Atome, Moleküle oder Elementargruppen). Die Größe, die in der Einheit mol gemessen wird, ist die *Stoffmenge*. Formelzeichen für die Stoffmenge ist n. Oft wird in Rechnungen die Avogadro-Zahl multipliziert mit $1/mol$ benötigt. Diese Größe heißt Avogadro-Konstante, N_A. Es ist $N_A = 6{,}022 \cdot 10^{23} \frac{1}{mol}$.
Die *molare Masse* M ist die Masse, die 1,0000 mol eines Stoffs besitzt. Es gilt somit: $M = \frac{m}{n}$.
Als Einheit der molaren Masse ergibt sich somit g/mol. Die molaren Massen der atomaren Stoffe finden Sie im Periodensystem. jeweils rechts oben bei jedem Element angegeben. Die molaren Massen der Verbindungen sind die Summe der molaren Massen der beteiligten Atome. Wasser hat beispielsweise die molare Masse $M_{H_2O} = 2 \cdot 1\,\mathrm{g/mol} + 16{,}00\,\mathrm{g/mol} = 18{,}02\,\mathrm{g/mol}$.

Nun gibt es eine weitere Interpretation von Reaktionsgleichungen: Statt als Anzahl von Teilchen kann man die stöchiometrischen Faktoren als Stoffmengen, das bedeutet ‚Anzahl von mol‘, auffassen:

$$2\,\mathrm{Al} + 6\,\mathrm{HCl} \longrightarrow 2\,\mathrm{AlCl_3} + 3\,\mathrm{H_2} \tag{2.3}$$

bedeutet dann: 2 mol Aluminium reagieren mit 6 mol Chlorwasserstoff zu 2 mol Aluminiumchlorid und 3 mol Wasserstoff. Kennt man die molaren Massen der Edukte, so kann man nun ausrechnen, in welchem Massenverhältnis man Aluminium und Chlorwasserstoff zur Reaktion bringen muss, so dass eine vollständige Reaktion abläuft. Beispielsweise könnte man 54 g Aluminium, das sind 2 mol, mit 219 g Chlorwasserstoff, das sind 6 mol, reagieren lassen. Jedes Vielfache davon ist ebenso erlaubt: Man kann 13,5 g Aluminium (1/2 mol) mit 54,75 g Chlorwasserstoff (3/2) mol reagieren lassen. Wenn man unter den stöchiometrischen Faktoren einer Reaktionsgleichung Stoffmengen versteht, sind also auch Bruchzahlen sinnvoll.

Atommasseneinheit und molare Masse Ein Schwefelatom wiegt $5{,}32 \cdot 10^{-23}$ g. Solche Zahlen sind schwer zu merken und unhandlich, um mit ihnen zu rechnen. Um die Masse einzelner Atome oder Moleküle anzugeben, wurde daher eine andere Masseneinheit eingeführt, die Atommasseneinheit u. Der Buchstabe u leitet sich vom englischen Wort *unit* für *Einheit* ab

[4] Spatel, r: Löffelähnliches Metallstück, das in der Chemie zum Portionieren verwendet wird

2.6: Box: Atommasseneinheit und Avogadro-Zahl

Für die Atommasseneinheit 1 u gilt: $1\,\mathrm{u} = 1{,}661 \cdot 10^{-24}\,\mathrm{g}$. Der Umrechnungsfaktor $1{,}661 \cdot 10^{-24}$ ist der Kehrwert der Avogadrozahl Z_A:

$$\frac{1}{\mathrm{Z_A}} = \frac{1}{6{,}022 \cdot 10^{23}} = 1{,}661 \cdot 10^{-24} \tag{2.4}$$

Um die Masse eines Atoms, z.B. eines Sauerstoffatoms O, auszurechnen, kann man folgendermaßen vorgehen: Aus dem Periodensystem entnimmt man, dass die molare Masse von Sauerstoff 16 g/mol beträgt, d.h. 1 mol Sauerstoffatome, also $Z_A = 6{,}022 \cdot 10^{23}$ Sauerstoffatome besitzen die Masse 16 g . Um die Masse eines Sauerstoffatoms zu erhalten, muss man 16 g/mol durch $N_A = 6{,}022 \cdot 10^{23}$ 1/mol dividieren:
$m_{(\mathrm{O-Atom})=\frac{M}{N_A}} = \frac{16{,}00\,\frac{g}{mol}}{6{,}022 \cdot 10^{23}\,\frac{1}{\mathrm{mol}}} = \frac{16{,}00\,\mathrm{g}}{6{,}022 \cdot 10^{23}}$

Rechnet man die Masse von Gramm in Atommasseneinheiten um, so ergibt sich:

$$... = \frac{16 \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23}\,\mathrm{u}}{6{,}022 \cdot 10^{23}} = 16{,}00\,\mathrm{u}$$

Entsprechende Berechnungen ergeben sich selbstverständlich auch für alle anderen Atome und Moleküle. Die Atommasseneinheit 1 u ist so gewählt, dass man die Masse eines Atoms oder Moleküls erhält, wenn man den Betrag der molaren Masse in g/mol nimmt und mit der Einheit u versieht.

2.7: Box: Molare Masse und Atommasse

Die Zahlen rechts oben im Periodensystem Periodensystem lassen sich auf zwei Arten interpretieren:

1. Versieht man diese Zahl mit der Einheit g/mol, so erhält man die molare Masse des jeweiligen atomaren Stoffs, d.h. des Stoffs, dessen kleinste Teilchen die jeweiligen Atome sind.
2. Versieht man diese Zahl mit der Einheit u, so erhält man die durchschnittliche Atommasse eines einzelnen Atoms dieses Elements.

2.2: Kontrollaufgabe: Atome, Moleküle, Stoffmenge

Berechnen Sie, wie viel mol, wie viele Moleküle und wie viele Atome jeweils in 75 g der folgenden Stoffe enthalten sind.

1. H_2
2. H_2O
3. H_2SO_4

Lösungen:
1. 37 mol, $2{,}2 \cdot 10^{25}$ Moleküle und $4{,}5 \cdot 10^{25}$ Atome
2. 4,2 mol, $2{,}5 \cdot 10^{24}$ Moleküle und $7{,}5 \cdot 10^{24}$ Atome
3. 0,76 mol, $4{,}6 \cdot 10^{23}$ Moleküle und $3{,}2 \cdot 10^{24}$ Atome

Hier noch eine typische Aufgabe aus der Stöchiometrie, an der die Lösungsprinzipien erläutert werden sollen: Ammoniak, NH_3, kann mit Sauerstoff, O_2, reagieren zu Stickstoffmonoxid, NO, und Wasser:

$$4\,NH_3 + 5\,O_2 \longrightarrow 4\,NO + 6\,H_2O \tag{2.5}$$

Berechnen Sie die Masse Stickstoffmonoxid und die Masse Wasser, die sich aus 40 g Ammoniak und 80 g Sauerstoff maximal herstellen lassen.

Lösung zur ersten Aufgabe:
$n_{(NH_3)} = \frac{m_{(NH_3)}}{M_{(NH_3)}} = \frac{40\,g}{17{,}27\,\frac{g}{mol}} = 2{,}3\,mol$ und $n_{(O_2)} = \frac{m_{(O_2)}}{M_{(O_2)}} = \frac{80\,g}{32{,}00\,\frac{g}{mol}} = 2{,}5\,mol$.

Eine Reaktion kann nur solange ablaufen, bis eines der Edukte verbraucht ist. Dasjenige Edukt, das als erstes verbraucht ist, ist das *limitierende* Edukt. Von Edukten, von denen zum Schluss etwas übrig bleibt, sagt man, sie *liegen im Überschuss vor*. Im obigen Beispiel gibt es mehr Sauerstoff als Ammoniak, dennoch ist nicht klar, welches der Edukte limitierend ist, denn aus der Reaktionsgleichung geht hervor, dass man eine im Vergleich zu Ammoniak 5/4 mal so große Stoffmenge Sauerstoff benötigt. Soviel Sauerstoff aber nicht verfügbar: $\frac{5}{4} \cdot 2{,}35\,mol > 2{,}5\,mol$. Das bedeutet, man kann feststellen, welches Edukt limitierend ist, indem man die Stoffmengen der Edukte durch die jeweiligen stöchiometrischen Faktoren dividiert. Das limitierende Edukt ist dasjenige, für das sich der kleinste Wert ergibt. Die weiteren Berechnungen muss man mit der Stoffmenge des limitierenden Edukts durchführen, denn von Edukten im Überschuss nimmt nicht alles an der Reaktion teil. Die Reaktionsgleichung besagt, dass aus 5 mol Sauerstoff 4 mol Stickstoffmonoxid und 6 mol Wasser entstehen. Entsprechend entstehen aus der Hälfte, 2,5 mol Sauerstoff, nur 2 mol Stickstoffmonoxid und 3 mol Wasser. Unter Umständen können diese Überlegungen sehr kompliziert werden, wenn die Zahlen nicht so schön glatt sind wie hier. Generell gilt für das limitierende Edukt Sauerstoff und die Produkte: $\frac{n_{(O_2)}}{5} = \frac{n_{(NO)}}{4} = \frac{n_{(H_2O)}}{6}$.

Weiter verallgemeinert kann man sagen, dass die Stoffmengen dividiert durch den jeweiligen stöchiometrischen Faktor gleich sind. Bei Edukten, die im Überschuss vorliegen gilt das allerdings nur für den Teil, der an der Reaktion teilnimmt. Nun sind alle Grundlagen geschaffen, um die Aufgabe zu lösen:

$$m_{(NO)} = n_{(NO)} \cdot M_{(NO)} = \frac{4}{5} \cdot n_{(O_2)} \cdot M_{(NO)} = \frac{\frac{4}{5} \cdot m_{(O_2)}}{M_{(O_2)}} \cdot M_{(NO)} = \frac{\frac{4}{5} \cdot 80\,g}{32{,}00\,\frac{g}{mol}} \cdot 30.07\,\frac{g}{mol} = 60\,g \text{ und}$$

$$m_{(H_2O)} = n_{(H_2O)} \cdot M_{(H_2O)} = \frac{6}{5} \cdot n_{(O_2)} \cdot M_{(H_2O)} = \frac{\frac{6}{5} \cdot m_{(O_2)}}{M_{(O_2)}} \cdot M_{(H_2O)} = \frac{\frac{6}{5} \cdot 80\,g}{32{,}00\,\frac{g}{mol}} \cdot 18.02\,\frac{g}{mol} = 54\,g$$

2.3: Kontrollaufgabe: Überschuss

Berechnen Sie, welche Masse Ammoniak übrig bleibt. Rechnen Sie zur Übung auf zwei verschiedene Weisen:

1. mit Hilfe des Gesetzes zur Erhaltung der Masse;
2. durch Ausrechnen der Masse des Ammoniaks, der an der Reaktion teilnimmt und Subtrahieren von der gegebenen Masse.

Lösung: 6 g

m in kg	0,100	0,200	0,500	1,00	2,00
G in N	0,981	1,962	4,905	9,81	19,62
G/m in N/kg	9,81	9,81	9,81	9,81	9,81

Tabelle 2.1: Beispiel einer Messtabelle mit Proportionalitätskonstante

2.8: Box: Einheiten und Rundung bei Rechenaufgaben

Rechnungen müssen mit Einheiten durchgeführt werden. Ausnahme: Eine separate Nebenrechnung kann ohne Einheiten durchgeführt werden. Sie muss dann aber komplett einheitenlos durchgeführt werden. Das teilweise Mitführen, teilweise Weglassen von Einheiten innerhalb einer Rechnung ist keinesfalls zulässig.
Eine Rechnung sollte so weit wie möglich nicht mit Zahlenwerten, sondern mit Formelzeichen durchgeführt werden, bis man schließlich einen Term erhält, der nur noch bekannte Größen enthält. Dann erst werden im letzten Schritt Zahlenwerte eingesetzt. Rechnet man nämlich statt dessen ständig alle Zwischenergebnisse aus, notiert sie und rechnet anschließend mit ihnen weiter, so können teilweise große Ungenauigkeiten entstehen, wenn gerundete Zwischenergebnisse verwendet werden.
Das Ergebnis wird auf eine vernünftige Genauigkeit gerundet. „Vernünftige Genauigkeit“ bedeutet, dass das Ergebnis nicht genauer sein kann als die eingesetzten Zahlenwerte. Verwenden Sie daher so viele geltende Ziffern im Ergebnis, wie in den gegebenen Werten. In diesem Zusammenhang sei auch auf den Abschnitt über Genauigkeit im Anhang verwiesen und auf das Physikskript von Frau Dr. Olt.

Hier finden Sie nochmals Übungen zum Rechnen mit Größen und Einheiten:

2.6: e-DaF: Einheiten: Lückentexte zum Rechnen und zugehörige Vokabeln

Hilfreich ist es auch, die Einheitenvorsätze im Anhang anzuschauen, etwas ausführlicher finden Sie diese auch auf der folgenden e-DaF-Seite dargestellt.

2.7: e-DaF: Einheitenvorsätze

2.2 Gasgesetze

Mathematische Grundlagen: Zwei Größen x und y hängen *linear* voneinander ab, wenn es eine Gleichung gibt der Art $y = ax + b$. Eine solche Gleichung heißt *Geradengleichung*, denn trägt man in einem Schaubild y gegen x auf, so ergibt sich eine Gerade. a heißt *Steigung der Geraden*. Ein positives a ergibt eine Gerade, die von links nach rechts steigt, ein negatives a ergibt eine Gerade, die von links nach rechts fällt. Je größer der Betrag von a, desto steiler die Gerade. b heißt *y-Achsenabschnitt der Gerade*. b gibt an, bei welchem y-Wert die Gerade die y-Achse schneidet. Zwei Größen x und y heißen *proportional zueinander*, wenn der Quotient y/x für zusammengehörende Werte x und y immer gleich ist. Beispielsweise ist die Masse m von Körpern proportional zur Gewichtskraft G dieser Körper an einem bestimmten Ort, denn der Quotient G/m ist konstant: Man schreibt $G \propto m$, gesprochen G (ist) proportional (zu) m[5].

Der konstante Quotient y/x zweier zueinander proportionalen Größen heißt *Proportionalitätskonstante*. Mit Hilfe der Proportionalitätskonstante lässt sich eine Gleichung aufstellen, welche die zueinander proportionalen Größen miteinander verknüpft: $y \propto x \Leftrightarrow \frac{y}{x} = c \Leftrightarrow y = cx$. Im obigen Beispiel heißt die Proportionalitätskonstante Erdbeschleunigung g: $G \propto m \Leftrightarrow \frac{G}{m} = g \Leftrightarrow G = mg$.

[5] statt $\propto$ *istauch* $\sim$ üblich

Aus dem Vergleich der Gleichung $y = cx$ mit der allgemeinen Geradengleichung $y = ax + b$ kann man erkennen, dass man dann eine Ursprungsgerade (eine Gerade durch den Punkt (0/0)) erhält, wenn man zwei zueinander proportionale Größen gegeneinander aufträgt, wobei der Steigung a die Proportionalitätskonstante c entspricht. Man kann sagen: *y ist proportional zu x* ist ein Spezialfall von *y hängt linear von x ab.*

Zwei Größen x und y heißen *antiproportional zueinander* oder *umgekehrt proportional zueinander*, wenn gilt $y \propto 1/x$. Beachten Sie, dass sich *keine* Gerade ergibt, wenn man y gegen x in einem Schaubild aufträgt, wenn y antiproportional zu x ist. Es ergibt sich stattdessen eine gekrümmte Kurve, speziell eine Hyperbel.

Stoffmenge einer Gasportion Benötigt man für die Durchführung einer Reaktion eine bestimmte Stoffmenge eines Stoffs, so berechnet man aus der Stoffmenge die Masse des Stoffs und wiegt diese ab. Dies funktioniert gut bei Feststoffen und Flüssigkeiten, aber schlecht bei Gasen, da diese sich nur schwer wiegen lassen. Die Stoffmenge n einer Gasportion hängt ab vom Volumen V der Gasportion, vom Druck p der Gasportion und von der Temperatur ϑ[6] der Gasportion, außerdem von der Art des Gases. Letzteres spielt aber –überraschenderweise– nur eine untergeordnete Rolle. In erster Näherung hängt n von V, p und ϑ ab.

Man muss nun einen mathematischen Zusammenhang zwischen diesen Größen finden, d.h. eine Gleichung. Um diese Gleichung zu finden, greift man eine Größe heraus. In unserem Fall soll dies das Volumen V sein. Man untersucht dann, wie V von n abhängt, während p und ϑ konstant gehalten werden, dann wie V von p abhängt, wenn n und ϑ konstant gehalten werden, schließlich wie V von ϑ abhängt, wenn n und p konstant gehalten werden.

Stoffmenge in Abhängigkeit vom Volumen Wie hängt das Volumen V von der Stoffmenge n ab bei konstantem Druck p und konstanter Temperatur ϑ?

- Halbquantitativer Zusammenhang: Je größer die Stoffmenge n, desto größer das Volumen V einer Gasportion.
- Exakter Zusammenhang: Hat man zwei Gefäße mit derselben Stoffmenge n eines Gases bei derselben Temperatur ϑ und demselben Druck p, so müssen, da alle anderen Größen gleich sind, auch die Volumina gleich sein. Vereinigt man die Gefäße, d.h. man hält sie aneinander und entfernt eine Trennwand, so verdoppeln sich n und V, während p und ϑ konstant bleiben. Die gleiche Überlegung gilt für beliebige Vielfache, nicht nur für die Verdoppelung. Es gilt:

2.9: Box: Abhängigkeit des Volumens von der Stoffemnge

Abhängigkeit des Volumens V einer Gasportion von der Stoffmenge n bei konstantem Druck p und konstanter Temperatur ϑ

$V \propto n$, wenn p und ϑ konstant

Stoffmenge in Abhängigkeit vom Druck Was ist Druck p? Der Druck p ist definiert als Kraft pro Fläche: $p = \frac{F}{A}$. Als Einheit des Drucks ergibt sich somit $\mathrm{N/m^2} = 1\,\mathrm{Pa}$ (Pascal, nach dem französischen Physiker Blaise Pascal, 1623 – 1662).

Die Lufthülle der Erde wird von der Erde angezogen und übt daher einen Druck aus. Dieser *Luftdruck* ist abhängig von der Höhe, in der man sich befindet. Je höher die Lage, desto niedriger der Druck, da sich immer mehr Luft unterhalb und weniger oberhalb von einem befindet. In geringerem Maße hängt der Luftdruck von der Wetterlage ab. Als Normaldruck wurde $101\,325\,\mathrm{Pa} \approx 1013\,\mathrm{hPa}$[7] festgelegt. Dies entspricht dem mittleren Druck auf Meereshöhe.

[6] der griechische Buchstabe *theta*, siehe auch das griechische Alphabet im Anhang
[7] hPa: hektoPascal, $1\,\mathrm{hPa} = 100\,\mathrm{Pa}$, siehe auch die Einheitenvorsätze im Anhang

2.2: Exkurs: Druckeinheiten

- bar. Statt Pascal ist auch die Einheit bar üblich. Es gilt $1\,\text{bar} = 100\,000\,\text{Pa} oder 1\,\text{mbar} = 1\,\text{hPa}$. Ein Gerät zur Messung des Luftdrucks der Atmosphäre heißt Barometer. In diesem Wort steckt die Einheit bar. Das bar ist vor allem üblich, wenn man den Druck eines Autoreifens angibt. Die Einheit bar ist in der Bundesrepublik Deutschland — neben Pascal – gesetzlich zugelassen.
- mmHg. Die ältesten Barometer sind Quecksilberbarometer (chemisches Zeichen von Queckilber: Hg), bei denen der Druck abgelesen wird als unterschiedliche Höhe der Quecksilbersäule in einem U-Rohr, gemessen in mm. Es gilt $1\,\text{mmHg} = 133{,}322\,\text{Pa}$. Die Einheit mmHg ist heute in der Bundesrepublik Deutschland nur noch in der Medizin (d.h. bei der Messung des Blutdrucks) gesetzlich zugelassen.
- Torr. Die Einheit Torr (nach dem italienischen Physiker und Mathematiker Evangelista Torricelli (1608 – 1647), dem Erfinder des Barometers) unterscheidet sich nur unwesentlich von mmHg. Es gilt: $1\,\text{Torr} = \frac{101325}{760} Pa \approx 133{,}3224\,\text{Pa}$. Die Einheit Torr ist in der Bundesrepublik Deutschland nicht mehr gesetzlich zugelassen.

Wie hängt das Volumen V vom Druck p ab, wenn Stoffmenge n und Temperatur ϑ konstant sind?

- halbquantitativer Zusammenhang: Je größer der Druck p, desto kleiner das Volumen V einer Gasportion. Dieser halbquantitative Zusammenhang scheint offensichtlich.
- exakter Zusammenhang: Machen Sie sich klar, dass es beliebig viele exakte Zusammenhänge zwischen V und p gibt, die den oben formulierten halbquantitativen Zusammenhang erfüllen, beispielsweise $V \propto \frac{1}{p}$ oder $V \propto \frac{1}{p^2}$ oder $V \propto \frac{1}{\sqrt{p}}$ oder $V \propto \frac{1}{100\,\text{Pa}+p}$.

Den richtigen Zusammenhang kann man z.B. durch eine Messreihe ermitteln. Es ergibt sich:

2.10: Box: Abhängigkeit des Volumens vom Druck

Abhängigkeit des Volumens V einer Gasportion vom Druck p bei konstanter Stoffmenge n und konstanter Temperatur ϑ $V \propto \frac{1}{p}$, wenn n und ϑ konstant

Dieser Zusammenhang ist bekannt als Boyle-Mariotte-Gesetz, entdeckt 1662 von dem irischen Naturforscher Robert Boyle (1627 – 1691) und 1676 von dem französischen Pyhsiker Edmé Mariotte (ca. 1620 – 1684). Allerdings ist nicht sicher, ob Mariotte das Gesetz tatsächlich unabhängig von Boyle gefunden hat oder ob er Kenntnis von Boyles Entdeckung hatte und als eigene ausgab.

Stoffmenge in Abhängigkeit von der Temperatur Wie hängt das Volumen V von der Temperatur ϑ ab bei konstanter Stoffmenge n und konstantem Druck p?

- halbquantitativer Zusammenhang: Je größer die Temperatur ϑ, desto größer das Volumen V einer Gasportion.
- exakter Zusammenhang: Der exakte Zusammenhang ist nicht offensichtlich. Er muss wiederum durch eine Messreihe ermittelt werden. Füllt man einen verschlossenen Kolbenprober bei einer Raumtemperatur von 20 °C mit 60 mL Luft und bringt ihn auf verschiedene Temperaturen, so ergibt sich folgende Messreihe:

ϑ in °C	−40	20	80	120
V in mL	47,7	60	72,3	80,5

Tabelle 2.2: Temperatur-Volumen-Messwerte einer Gasportion

Offensichtlich liegt keine Proportionalität vor, denn sonst müsste das Volumen V bei einer Temperatur ϑ von 0 °C Null sein und bei negativen Temperaturen negativ sein, was absurd ist. Um einen

besseren Eindruck von dem Zusammenhang zwischen Volumen V und Temperatur ϑ zu erhalten, zeichnet man am besten die beiden Größen in einem Schaubild gegeneinander auf (siehe Abbildung 2.1). Man erkennt, dass sich eine Gerade ergibt, damit muss es zwischen dem Volumen V und der Temperatur ϑ einen Zusammenhang der Art $V = a \cdot \vartheta + b$ geben. Aus zwei Wertepaaren lässt sich die Steigung a ermitteln:

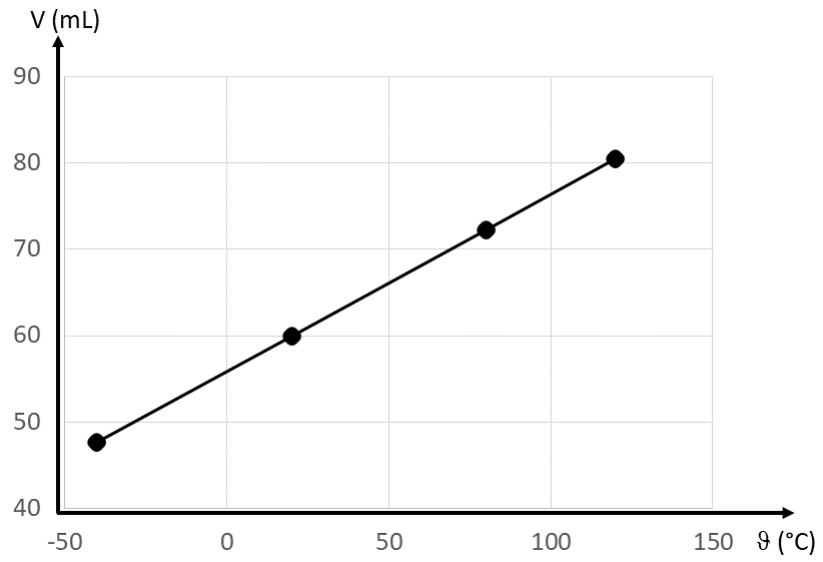


Abbildung 2.1: Volumen-Temperatur-Diagramm

$$a = \frac{80{,}5\,\mathrm{mL} - 47{,}7\,\mathrm{mL}}{120\,°\mathrm{C} - (-40\,°\mathrm{C})} = \frac{32{,}8\,\mathrm{mL}}{160\,°\mathrm{C}} = 0{,}205\,\frac{\mathrm{mL}}{°\mathrm{C}}$$

Durch Einsetzen eines Wertepaares lässt sich nun b ermitteln:
$60\,\mathrm{mL} = 0{,}205\,\frac{\mathrm{mL}}{°\mathrm{C}} \cdot 20\,°\mathrm{C} + b \Leftrightarrow b = 60\,\mathrm{mL} - 0{,}205\,\frac{\mathrm{mL}}{°\mathrm{C}} \cdot 20\,°\mathrm{C} = 55{,}9\,\mathrm{mL}$
Beachten Sie, dass die Werte von a und b von dem willkürlich gewählten Anfangsvolumen von 60 mL bei 20 °C abhängen und diesen Werten daher keinerlei universelle Bedeutung zukommt.

Die absolute Temperatur: Kelvin-Skala Durch einen Trick lässt sich aus dem linearen, aber nicht proportionalen Zusammenhang des Volumens V mit der Temperatur ϑ eine Proportionalität erzeugen, was die Gleichung für den Zusammenhang von Volumen, Stoffmenge, Druck und Temperatur einer Gasportion, die letztlich gesucht ist, sehr vereinfacht. Man kann aus der gefundenen Gleichung die Temperatur für ein hypothetisches Volumen V gleich Null ausrechnen: $0 = 0{,}205\,\frac{\mathrm{mL}}{°\mathrm{C}} \cdot \vartheta_0 + 55{,}9\,\mathrm{mL}$. Es ergibt sich $\vartheta_0 = -273\,°\mathrm{C}$. Diese Temperatur wird zum Nullpunkt einer neuen Temperaturskala, der Kelvin-Skala T gemacht (nach dem britischen Physiker Sir William Thomson (1824 – 1907), ab 1866 genannt Lord Kelvin of Largs, der diese Skala 1848 erfunden hat). Die Abstände der Kelvin-Skala T werden gleich gewählt wie die °C-Skala ϑ. Zur Umrechnung von °C in Kelvin muss man 273 addieren, für die Umrechnung von Kelvin in °C 273 subtrahieren.

2.11: Box: Umrechnung von Kelvin in °C und umgekehrt

$-273\,°\mathrm{C} \widehat{=} 0\,\mathrm{K}$ $\quad 0\,\mathrm{K} \widehat{=} -273\,°\mathrm{C}$ $\quad 25\,°\mathrm{C} \widehat{=} 298\,\mathrm{K}$ $\quad 100\,°\mathrm{C} \widehat{=} 373\,\mathrm{K}$ usw.

Beachten Sie, dass die Einheit K ohne Gradzeichen geschrieben wird.

Die exakte Umrechnung erfolgt mit 273,15 statt 273. Die Temperatur von 0 K oder $-273{,}15\,°\mathrm{C}$ ist der *absolute Nullpunkt*. Er kann nicht erreicht werden. Die Kelvin-Skala wird auch als *absolute Temperatur* bezeichnet.

Da die Kelvin-Skala T die Linearität der °C-Skala ‚geerbt' hat, aber außerdem durch die spezielle Wahl des Nullpunkts einen y-Achsenabschnitt von 0 hat, gilt:

2.12: Box: Abhängigkeit des Volumens von der Temperatur T

Abhängigkeit des Volumens V einer Gasportion von der Temperatur T bei konstanter Stoffmenge n und konstantem Druck p: $V \propto T$, wenn n und p konstant

2.3: Exkurs: Gay-Lussac-Gesetz

Der obige Zusammenhang wird manchmal als Gay-Lussac-Gesetz bezeichnet nach dem französischen Chemiker und Physiker Joseph Luis Gay-Lussac (1778 – 1850). Eigentlich hat aber Gay-Lussac 1802 festgestellt, dass eine Gasportion sich bei Erwärmung um 1 °C um 1/273 des Volumens ausdehnt, das sie bei 0 °C einnimmt. Er entdeckte also den linearen Zusammenhang zwischen dem Volumen V und der Temperatur ϑ. Für die elegante Formulierung als Proportionalität zwischen dem Volumen V und der Temperatur T brauchte es aber die Kelvin-Skala, die erst 46 Jahre später erfunden wurde (siehe oben).

Das ideale Gasgesetz Fasst man die gefundenen Beziehungen zwischen dem Volumen einer Gasportion und der Stoffmenge n, dem Druck p und der Temperatur T zusammen, so ergibt sich:

$$\begin{pmatrix} V \propto n \\ V \propto \frac{1}{p} \\ V \propto T \end{pmatrix} \Leftrightarrow V \propto \frac{n \cdot T}{p}.$$

Durch Einführen der Proportionalitätskonstante R erhält man die *ideale Gasgleichung*: $V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p}$, meist ohne Bruch geschrieben als $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$.
Die Proportionalitätskonstante R heißt *allgemeine Gaskonstante*.
Es ist $R = 8{,}314\,472\,\frac{\mathrm{Pa \cdot m^3}}{\mathrm{mol \cdot K}}$[8]
Beachten Sie, dass die Größen in folgenden Einheiten eingesetzt werden müssen bzw. erhalten werden: Druck p in Pa, Volumen V in m^3, Stoffmenge n in mol, Temperatur T in K.

2.4: Kontrollaufgabe: Gasvolumen

1. Berechnen Sie das Volumen von 1 mol Gas bei Normalbedingungen (d.h. $p = 1013$ hPa und $\vartheta = 0$ °C) in der Einheit L.
2. Berechnen Sie das Volumen von 1 mol Gas bei Standardbedingungen (d.h. $p = 1013$ hPa und $\vartheta = 25$ °C) in der Einheit L.
3. Im Chemie-Labor wird das Volumen oft in L angegeben und der Druck in hPa. Dann ist es vorteilhaft, die Gaskonstante in der Einheit $\frac{hPa \cdot L}{mol \cdot K}$ anzugeben. Berechnen Sie den Betrag der allgemeinen Gaskonstante in dieser Einheit.

Lösungen:
1. 22,4 L
2. 24,5 L
3. 83,1

[8] Statt $\mathrm{Pa \cdot m^3}$ könnte man auch schreiben $\mathrm{N \cdot m}$, da gilt $1\,\mathrm{Pa} = 1\,\mathrm{N/m^2}$. Wie Sie im Physikunterricht des 2. Semesters lernen werden, kann man auch die Energieeinheit J (Joule), die definiert ist als $1\,\mathrm{J} = 1\,\mathrm{N \cdot m}$, verwenden. Üblicherweise findet man die Einheit der allgemeinen Gaskonstante in den Lehrbüchern der Physik und Chemie daher als $\frac{\mathrm{J}}{\mathrm{mol \cdot K}}$.

Ideales Gas und reale Gase

Bei der Einführung der Kelvin-Temperaturskala wurde eine Extrapolation durchgeführt: Die Gerade, die sich bei Messwerten zwischen $-40\,°C$ und $120\,°C$ ergeben hat, wurde nach links bis $-273\,°C$ verlängert. Es wurde angenommen, dass der gefundene lineare Zusammenhang bis zu dieser Temperatur gilt und die Gasportion bei dieser Temperatur ein Volumen von Null einnimmt. Diese Annahme ist aus zwei Gründen nicht realistisch:

1. Das Volumen kann nicht Null werden, da sich zwar die Abstände zwischen den kleinsten Teilchen eines Gases beliebig verkleinern lassen, nicht aber die kleinsten Teilchen selbst.

2. Zweitens ziehen sich die kleinsten Teilchen gegenseitig an. Dies wird dazu führen, dass bei tiefen Temperaturen, bei denen die Bewegungen der kleinsten Teilchen langsamer werden, die Teilchen aneinander haften bleiben und sich eine Flüssigkeit oder ein Feststoff bildet.

2.13: Box: Ideales Gas

Ein ideales Gas ist ein Gas, dessen kleinste Teilchen

1. Massenpunkte sind, die kein eigenes Volumen besitzen und

2. keine Anziehungskräfte aufeinander ausüben.

Die ideale Gasgleichung gilt exakt nur für ein ideales Gas. Es gibt kein ideales Gas. Für reale Gase gilt die ideale Gasgleichung mit guter Genauigkeit, wenn

1. der Druck niedrig ist. Dies ist der Fall, wenn die Anzahl der Teilchen pro Volumen klein ist und das Eigenvolumen der Teilchen verglichen mit den Zwischenräume vernachlässigbar ist und wenn

2. die Temperatur hoch ist, so dass die Bewegungen der Teilchen schnell sind und diese nicht aneinander haften bleiben. „Hohe Temperatur“ bedeutet insbesondere deutlich höher als die Kondensationstemperatur (= Siedetemperatur) des betreffenden Stoffs. So kann zum Beispiel Wasserdampf bei $101\,°C$ nur sehr ungenau durch das ideale Gasgesetz beschrieben werden, da Wasser erst bei $100\,°C$ (bei Normaldruck) gasförmig wird, während dies für Sauerstoff mit einer Siedetemperatur von $-183\,°C$ kein Problem ist.

Das Van-der-Waals-Gasgesetz

(nach Johannes Diderik van der Waals, 1837 – 1923)
Wendet man das ideale Gasgesetz auf ein reales Gas an, so macht man nach dem oben gesagten zwei Fehler:

1. Fehler und seine Korrektur
   Das Volumen der Gasportion beseht nicht nur aus den Zwischenräumen zwischen den Teilchen, sondern auch dem Eigenvolumen V_{eigen} der kleinsten Teilchen. Dort, wo ein bereits ein Teilchen ist, kann nicht ein weiteres sein. Das heißt, jedem einzelnen Teilchen steht nicht das gesamte Gefäßvolumen V zum Umherfliegen zur Verfügung, sondern nur das kleinere Volumen $V - V_{eigen}$. Das Eigenvolumen ist offensichtlich proportional zur Anzahl der Teilchen, denn doppelt so viele Teilchen nehmen ein doppelt so großes Eigenvolumen ein. Da die Stoffmenge nur ein Vielfaches der Teilchenanzahl ist, ist das Eigenvolumen V_{eigen} auch proportional zur Stoffmenge: $V_{eigen} \propto n$. Durch Einführung einer Proportionalitätskonstante b wird daraus eine Gleichung: $V_{eigen} = n \cdot b$. Die Proportionalitätskonstante b hat die Einheit m^3/mol. Anschaulich gibt sie das Eigenvolumen von 1 mol der kleinsten Teilchen an, das heißt das Volumen, das ein mol der Teilchen ohne Zwischenräume einnehmen. Die Van-der-Waals-Konstante b ist eine Materialkonstante, d. h. ihr

Zahlenwert hängt von der Art des Gases ab und muss für jedes einzelne Gas gemessen (oder bei einer geeigneten Quelle nachgeschlagen) werden. Man erhält somit das korrigierte Gasgesetz $p(V - V_{eigen}) = n \cdot R \cdot T$, oder, mit V_{eigen} wie besprochen ersetzt, $p \cdot (V - n \cdot b) = n \cdot R \cdot T$

2.5: Kontrollaufgabe: Van-der-Waals-Gesetz 1

Für eine Gasportion seien V, n und T gegeben, außerdem die Van-der-Waals-Konstante b für das betreffende Gas. Nun wird der Druck p auf zwei Arten ausgerechnet:

a) Gemäß dem idealen Gasgesetz und

b) gemäß dem obigen korrigierten Gasgesetz.

Berechnen Sie, nach welcher Gleichung sich der größere Druck ergibt.

2. Fehler und seine Korrektur:
Die Anziehungskräfte zwischen den kleinsten Teilchen werden im idealen Gasgesetz vernachlässigt. Ein Gasteilchen, das sich z.B. weit links in einem Gefäß befindet, wird von mehr Teilchen nach rechts gezogen als nach links. Insgesamt werden alle Teilchen durch die Anziehungskräfte in die Mitte des Gefäßes gezogen. Dadurch sinkt der Druck um den so genannten Binnendruck p_{binnen}. Damit kann man folgendes korrigiertes Gasgesetz formulieren: $p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} - p_{binnen}$. Der Binnendruck p_{binnen} ist proportional zu $\frac{n^2}{V^2}$, sodass man nach Einführung einer weiteren Proportionalitätskonstanten a formulieren kann $p_{binnen} = a\frac{n^2}{V^2}$. Die Proportionalitätskonstante a hat die Einheit $\frac{\mathrm{Pa \cdot m^6}}{\mathrm{mol^2}} = \mathrm{N}\frac{\mathrm{N \cdot m^4}}{\mathrm{mol^2}}$. Diese zweite Van-der-Waals-Konstante ist wiederum eine Materialkonstante.
Setzt man dies in die obige korrigierte Gleichung ein, so erhält man $p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} - a\frac{n^2}{V^2}$ oder umgeformt $(p + a\frac{n^2}{V^2})V = n \cdot R \cdot T$.

2.6: Kontrollaufgabe: Van-der-Waals-Gesetz 2

Für eine Gasportion seien V, n und T gegeben, außerdem die Van-der-Waals-Konstante a für das betreffende Gas. Nun wird der Druck p ausgerechnet auf zwei Arten:

a) Gemäß dem idealen Gasgesetz und

b) gemäß dem obigen korrigierten Gasgesetz.

Berechnen Sie, nach welcher Gleichung sich der größere Druck ergibt.

2.14: Box: Die Van-der-Waals-Gasgleichung

Fasst man die beiden Korrekturen am idealen Gasgesetz zusammen, so erhält man das Van-der-Waals-Gasgesetz: $(p + a\frac{n^2}{V^2})(V - nb) = nRT$

Der Vorteil des Van-der-Waals-Gasgesetzes ist seine größere Genauigkeit bei der Anwendung auf reale Gase verglichen mit dem idealen Gasgesetz. Allerdings hat das ideale Gasgesetz „Glück“: Die beiden Fehler heben sich teilweise gegenseitig auf. Wenn Sie die letzten beiden Kontrollfragen richtig beantwortet haben, so haben Sie erkannt, dass die Berücksichtigung des Eigenvolumens einen höheren Druck zur Folge hat als sich nach dem idealen Gasgesetz ergeben würde. Bei der Berücksichtigung des

Komponente	Anteil am Volumen in %
Stickstoff (N_2)	78 %
Sauerstoff (O_2)	21 %
Argon (Ar)	1 %
Kohlenstoffdioxid (CO_2)	0,041 %

Tabelle 2.3: Zusammensetzung von Luft (durch Rundungsfehler etwas mehr als 100 %)

Binnendrucks ist es umgekehrt. Die Nachteile des Van-der-Waals-Gasgesetzes sind die Notwendigkeit, für jedes Gas die beiden Van-der-Waals-Konstanten a und b kennen zu müssen und der erhöhte mathematische Aufwand bei Berechnungen mit dem Van-der-Waals-Gasgesetz verglichen mit dem idealen Gasgesetz. Insbesondere macht es Probleme, das Van-der-Waals-Gasgesetz nach n oder V aufzulösen.

2.3 Luft und Verbrennung

Luft: Ein Gasgemisch

Luft ist ein Gasgemisch. Trockene Luft setzt sich folgendermaßen zusammen:

2.15: Box: Luftfeuchte und Spurengase

Luft enthält Wasserdampf in veränderlichen Anteilen, außerdem eine Vielzahl weiterer Stoffe, sogenannte *Spurengase*, deren Anteile aber zusammen nur etwa 0,003 % ausmachen.

Der Anteil von Wasserdampf ist mit bis zu 3 % am höchsten in geringer Höhe über dem tropischen Ozean. In anderen Regionen, insbesondere aber auch in einigen Kilometern Höhe, kann der Wasseranteil unter 0,01 % liegen.

Verbrennung

Stickstoff, Argon und Kohlenstoffdioxid sind reaktionsträge Stoffe. Sie reagieren kaum mit anderen Stoffen. Sauerstoff dagegen ist sehr reaktionsfähig. Reaktionen mit Luft, z.B. Verbrennungen, sind daher fast immer Reaktionen mit Sauerstoff.
Bei der vollständigen Verbrennung, d.h. bei einer Verbrennung, bei der Sauerstoff im Überschuss vorliegt, reagieren

- Kohlenstoff, dem Hauptbestandteil von Kohle, zu Kohlenstoffdioxid: $\mathrm{C + O_2 \longrightarrow CO_2}$
- Kohlenwasserstoffe, das sind Verbindungen zwischen Kohlenstoff und Wasserstoff, zu Kohlendioxid und Wasser: $\mathrm{4\,C_mH_n + (4m + n)\,O_2 \longrightarrow 4m\,CO_2 + 2n\,H_2O}$

Kohlenwasserstoffe spielen eine große Rolle als Energieträger, z.B. besteht Erdgas zum überwiegenden Teil aus Methan (CH_4). Propan (C_3H_8) und Butan (C_4H_{10}) werden in Feuerzeugen und Gaskartuschen verwendet. Benzin ist ein kompliziertes Gemisch verschiedener Kohlenwasserstoffe. Das bei der Verbrennung entstehende Wasser tritt bei den hohen Temperaturen meistens gasförmig auf.

2.7: Kontrollaufgabe: Verbrennung von Kohlenwasserstoffen

Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen für die vollständige Verbrennung von Methan, Propan und Butan. Geben Sie jeweils die Gleichung mit den kleinsten, ganzzahligen stöchiometrischen Faktoren an.

Tiere, z.B. auch Vertreter der Gattung Homo Sapiens (d.h. Menschen), gewinnen die Energie zum Leben durch Verbrennen verspeister Nahrung mit eingeatmetem Sauerstoff. Mit Hilfe von Enzymen gelingt es dem Körper, diese Verbrennung bei relativ niedrigen Temperaturen durchzuführen.
Die Nahrung besteht aus Verbindungen von Kohlenstoff und Wasserstoff, außerdem von weiteren Elementen, die aber keine oder eine nur untergeordnete Bedeutung als Energieträger haben, z.B. Sauerstoff, Stickstoff, Schwefel und viele andere. Abfallprodukte sind vor allem Kohlenstoffdioxid und Wasser, die unter anderem beim Ausatmen ausgeschieden werden. Das entstandene Kohlenstoffdioxid wird durch Pflanzen aufgenommen und mit Hilfe der Energie des Sonnenlichts in Pflanzengewebe umgewandelt, das z.T. wieder als Nahrung für Tiere dienen kann.

2.4: Exkurs: Kohlenstoffkreislauf und Treibhauseffekt

Die Produktion von Kohlenstoffdioxid (CO_2) durch Tiere, zum Teil auch durch niedere Lebewesen wie Bakterien bei der Verrottung[9], hält sich ohne menschlichen Einfluss in etwa die Waage mit der Aufnahme von CO_2 durch das Pflanzenwachstum. Dieser Kreislauf ist gestört durch das zusätzliche CO_2, das durch Verbrennen fossiler Brennstoffe, beispielsweise Kohle, Erdöl und Erdgas, durch menschliche Aktivitäten in die Atmosphäre abgegeben wird. Da CO_2 relativ gut in Wasser gelöst werden kann, wird dieses zusätzliche CO_2 vor allem durch die Meere aufgenommen. Ein kleiner Teil erhöht die Konzentration dieses Gases in der Atmosphäre. Der in der Tabelle 2.3 genannte Anteil des Kohlenstoffdioxids am Volumen der Luft von 0,041 % gibt in etwa den Stand des Jahres 2024 an. Vorindustriell, das heißt um 1800, betrug der Anteil lediglich 0,028 %. CO_2 ist ein farbloses Gas. Das heißt, es lässt sichtbares Licht von der Sonne ungehindert passieren. Im infraroten Teil des Lichtspektrums absorbiert es aber Strahlung. So wird beispielsweise Wärmestrahlung von der Erde zurückgehalten. Ohne diesen *Treibhauseffekt* betrüge die durchschnittliche Temperatur auf der Erde −15 °C statt der tatsächlichen 15 °C. Leben in der uns bekannten Form wäre kaum möglich. Für diesen *natürlichen Treibhauseffekt* ist neben Kohlenstoffdioxid vor allem Wasserdampf verantwortlich. Durch die Erhöhung der Konzentration von CO_2 in der Luft durch menschliche Aktivitäten wird der natürliche Treibhauseffekt durch den *anthropogenen*[10] *Treibhauseffekt* verstärkt. Der dadurch zu erwartende Temperaturanstieg wird die Bedingungen für Landwirtschaft in vielen Teilen der Erde verschlechtern. Selbst kühlere Regionen werden voraussichtlich Nachteile erleiden, weil nicht nur die Temperaturveränderung, sondern auch die damit einhergehenden Veränderungen der Niederschläge Probleme erwarten lassen. Außerdem wird der Meeresspiegel ansteigen, da das wärmere Wasser mehr Raum beansprucht und kontinentale Eismassen, insbesondere in der Antarktis, abschmelzen. Dadurch könnten tief liegende Teile der Erde überflutet werden. Viele Küstenregionen sind dicht besiedelt, daher stellt dies ein immenses Problem dar.

Auch Metalle können brennen. Sehr gut brennen z.B. Natrium und Magnesium, aber auch Pulver von Aluminium oder Eisen brennt gut. Größere Stücke von Aluminium lassen sich nur schwer verbrennen, noch schwieriger ist dies bei Eisen.

2.8: Kontrollaufgabe: Zerteilungsgrad

Begründen Sie, warum Pulver besser brennt als ein großes Stück eines Brennstoffs.

Brandschutz

Zum Löschen eines Brandes kann man

1. dem Feuer den Brennstoff entziehen
2. den Sauerstoff entziehen
3. den Brandherd abkühlen, bis die Reaktion zum Erliegen kommt.

Das zweite und dritte Prinzip finden unter anderem Anwendung bei Feuerlöschern mit Kohlenstoffdioxid oder Schaum. Genau wie bei dem wichtigsten Löschmittel, Wasser, wird nicht nur die Reaktion mit Sauerstoff erschwert, sondern der Brennstoff zusätzlich gekühlt. Feuerlöscher mit Pulver funktionieren hingegen nur über die Verhinderung der Sauerstoffzufuhr.
Nicht alle Brände können mit Wasser gelöscht werden. Mit Wasser kann man keinen Metallbrand

[10] Die Verrottung: Vorgang, dem z.B. eine Bananenschale unterliegt, die man 1 Jahr im Garten liegen lässt
[10] anthropogen: vom Menschen verursacht

löschen, da das brennende Metall statt mit Sauerstoff mit Wasser weiter reagieren kann. Nicht mit Wasser löschbar sind auch brennende Flüssigkeiten, die nicht in Wasser löslich sind und eine kleinere Dichte haben als Wasser. Sie schwimmen oben und brennen dort weiter. Das betrifft beispielsweise Benzin oder auch Speiseöl auf dem Herd oder in der Fritteuse. Ob brennbare Flüssigkeiten mit Wasser gelöscht werden können oder nicht, ist auf den jeweiligen Flaschen vermerkt.
VbF A: Verordnung brennbare Flüssigkeiten Gefahrenklasse A: nicht mit Wasser löschbar.
VbF B: Verordnung brennbare Flüssigkeiten Gefahrenklasse B: mit Wasser löschbar.

2.9: Kontrollaufgabe: Brennbare Flüssigkeiten

Beurteilen Sie, ob man brennenden Spiritus (besteht hauptsächlich aus Ethanol, umgangssprachlich ‚Alkohol') mit Wasser löschen kann. Beantworten Sie die Frage, indem Sie die obigen Informationen anwenden.
Überprüfen Sie dann Ihr Ergebnis, indem Sie auf einer Spiritusflasche nachschauen, ob Spiritus zur Gefahrenklasse A oder B gemäß der VbF gehört.

Beispielaufgabe zu Kapitel 2

Hier eine typische Aufgabe zu den Themen Stöchiometrie, Gasgesetze, Luft und Verbrennung: 1,24 g einer Verbindung nehmen bei $\vartheta = 200\,°\mathrm{C}$ und $p = 1013\,\mathrm{hPa}$ ein Volumen von $V = 776\,\mathrm{mL}$ ein. Die Verbindung ist bei diesen Bedingungen gasförmig. Die Verbindung ist aus den Elementen Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff aufgebaut. Verbrennt man 1,24 g dieser Verbindung , dann erhält man 1,76 g Kohlenstoffdioxid und 1,08 g Wasser.

1. Berechnen Sie das Volumen von Luft, das man bei Standardbedingungen benötigt.
2. Berechnen Sie die Verhältnisformel der Verbindung.
3. Berechnen Sie die Summenformel der Verbindung.

Lösungen

1. Da nur Sauerstoff reagiert und Sauerstoff nur 21 % des Volumens der Luft ausmacht gilt:
   $V_{Luft} = \frac{100}{21} \cdot V_{\mathrm{O_2}}$.
   Für das Volumen des Sauerstoffs gilt: $V_{\mathrm{O_2}} = \frac{n_{\mathrm{O_2}} \cdot R \cdot T}{p}$. Die Stoffmenge des Sauerstoffs kann man gemäß $n_{\mathrm{O_2}=\frac{m_{\mathrm{O_2}}}{M_{\mathrm{O_2}}}}$ berechnen. Die Masse des Sauerstoffs ergibt sich aus dem Gesetz von der Erhaltung der Masse. Insgesamt erhält man
   $$V_{Luft} = \frac{100}{21} \cdot \frac{m_{\mathrm{O_2}}}{M_{\mathrm{O_2}} \cdot R \cdot T} p = \frac{100}{21} \cdot \frac{\frac{1{,}76\,\mathrm{g}+1{,}08\,\mathrm{g}-1{,}24\,\mathrm{g}}{32\,\frac{g}{mol}} \cdot 8{,}31\,\frac{\mathrm{Pa \cdot m^3}}{\mathrm{mol \cdot K}} \cdot 298\,\mathrm{K}}{1013 \cdot 10^2\,\mathrm{Pa}} = 5{,}82 \cdot 10^{-3}\,\mathrm{m^3} = \underline{5{,}82\,\mathrm{L}}$$
2. $\mathrm{C_iH_jO_k} + (\mathrm{i} + \frac{\mathrm{j}}{4} - \frac{\mathrm{k}}{2})\mathrm{O_2} \longrightarrow \mathrm{iCO_2} + \frac{\mathrm{j}}{2}\mathrm{H_2O}$
   $n_{\mathrm{CO_2}} = \frac{m_{\mathrm{CO_2}}}{M_{\mathrm{CO_2}}} = \frac{1{,}76\,\mathrm{g}}{44\,\frac{\mathrm{g}}{\mathrm{mol}}} = 0{,}04\,\mathrm{mol}$; $n_{\mathrm{H_2O}} = \frac{m_{\mathrm{H_2O}}}{M_{\mathrm{H_2O}}} = \frac{1{,}08\,\mathrm{g}}{18\,\frac{\mathrm{g}}{\mathrm{mol}}} = 0{,}06\,\mathrm{mol}$;
   $n_{\mathrm{O_2}} = \frac{m_{\mathrm{O_2}}}{M_{\mathrm{O_2}}} = \frac{1{,}76\,\mathrm{g}+1{,}08\,\mathrm{g}-1{,}24\,\mathrm{g}}{32\,\frac{\mathrm{g}}{\mathrm{mol}}} = 0{,}05\,\mathrm{mol}$
   Man erhält $\mathrm{C_iH_jO_k} + 5\,\mathrm{O_2} \longrightarrow 4\,\mathrm{CO_2} + 6\,\mathrm{H_2O}$. Für die Verbindung ergibt sich somit $\mathrm{C_4H_{12}O_4}$. Nach Kürzen erhält man die Verhältnisformel $\underline{\mathrm{CH_3O}}$.
3. Zur Berechnung der Summenformel benötigt man die molare Masse der unbekannten Verbindung.
   $M_{c_nH_{3n}O_n} = \frac{m}{n} = \frac{m \cdot R \cdot T}{p \cdot V} = \frac{m}{n} = \frac{1{,}24\,\mathrm{g} \cdot 8{,}31\,\frac{\mathrm{Pa \cdot m^3}}{\mathrm{mol \cdot K}} \cdot 473\,\mathrm{K}}{1013 \cdot 10^2\,\mathrm{Pa} \cdot 776 \cdot 10^{-6}\,\mathrm{m^3}} = 62\,\frac{\mathrm{g}}{\mathrm{mol}}$.
   Daraus ergibt sich die Summenformel $\underline{\mathrm{C_2H_6O_2}}$.

3 Der Aufbau der Atome

3.1 Radioaktivität

Arten von Radioaktivität Im Jahr 1896 entdeckte der französische Physiker Antoine Henri Becquerel (1852 – 1908), dass uranhaltiges Gestein verpacktes Fotomaterial[1] belichtet. Die polnisch-französische Physikerin und Chemikerin Maria Salomea Skłodowska, später Maria Salomea Curie[2] (1867 – 1934) und ihr französischer Ehemann Pierre Curie (1859 – 1906) entdeckten, dass auch andere Atome, z.B. Atome der von ihnen entdeckten Elemente Polonium (Po) und Radium (Ra) diese Eigenschaft besitzen. Sie schlossen daraus, dass diese Stoffe eine unsichtbare Strahlung aussenden. Die Eigenschaft, solche Strahlung aussenden zu können, nannten sie *Radioaktivität*.

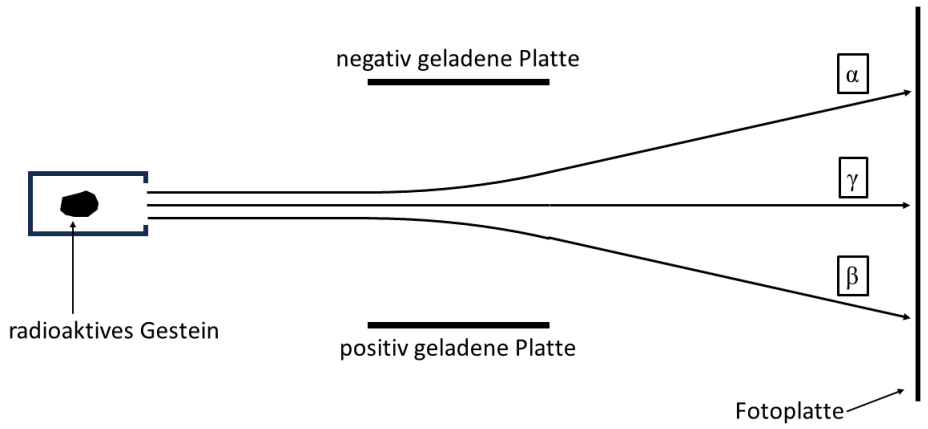


Abbildung 3.1: Arten radioaktiver Strahlung

Im Jahr 1900 untersuchten Pierre Curie und der neuseeländische Physiker Ernest Rutherford (1871 — 1937), siehe auch das Unterkapitel über das Modell von Rutherford, das Verhalten radioaktiver Strahlung in einem elektrischen Feld. Das elektrische Feld wird dabei durch zwei Metallplatten erzeugt, zwischen die eine hohe elektrische Spannung angelegt wird. In die Flugbahn der Strahlung wird hinter dem elektrischen Feld eine Fotoplatte gestellt, um festzustellen, wo die Strahlung auftrifft.

Man beobachtet, dass auf der Fotoplatte drei Flecken entstehen. Offenbar wird ein Teil der Strahlung zur elektrisch negativ geladenen Platte abgelenkt. Man nennt diese Strahlung α-Strahlung Sie besteht offenbar aus positiv geladenen Teilchen zu bestehen. Ein anderer Teil der Strahlung wird zur positiven Platte abgelenkt. Man nennt diese β[3]-Strahlung. Sie besteht aus negativ geladenen Teilchen. Ein weiterer Teil der Strahlung, γ[4]-Strahlung genannt, wird nicht abgelenkt, sondern geht geradlinig durch das elektrische Feld zwischen den beiden geladenen Metallplatten hindurch.

[1] Fotomaterial: z.B. Filme, wie man sie vor dem Zeitalter der Digitalfotografie in Fotoapparate einlegte. Das Fotomaterial von 1896 bestand allerdings nicht aus einem in einem Plastikgehäuse aufgerolltem Film, sondern aus großformatigen Fotoplatten.

[2] Marie Skłodowska Curie bekam für ihre Forschung im Jahr 1903 den Nobelpreis für Physik und 1911 den Nobelpreis für Chemie. Sie ist der einzige Mensch, der in seinem Leben den Physik- und den Chemienobelpreis erhalten hat.

[3] der griechische Buchstabe *beta*, siehe auch das griechische Alphabet im Anhang

[4] der griechische Buchstabe *gamma*, siehe auch das griechische Alphabet im Anhang

3.1: Box: Arten von Radioaktivität

Untersucht man die α-Teilchen genauer, so stellt man fest, dass ihre Ladung +2e beträgt und ihre Masse 4u. Sie sind aus zwei Protonen und zwei Neutronen zusammengesetzt. Man könnte sie auch als Helium-Kerne ${}^{4}_{2}\mathrm{He}$ auffassen. Die zwei Protonen und zwei Neutronen stammen aus dem Kern eines radioaktiven Atoms. Dessen Ordnungszahl nimmt durch den α-Zerfall um zwei, dessen Massenzahl um vier ab. Beispielsweise wird aus einem Atom des Nuklids ${}^{238}_{92}\mathrm{U}$ durch radioaktiven α-Zerfall ein Atom des Nuklids ${}^{234}_{90}\mathrm{Th}$.
β-Teilchen haben eine Ladung von –1e und eine Masse von $9{,}11 \cdot 10^{-31}$ kg. Es liegt nahe, dass es sich bei den β-Teilchen um Elektronen handelt. Dieses Elektron kommt aber nicht aus der Atomhülle. Beim β-Zerfall eines Atoms bleibt die Massenzahl erhalten, die Kernladungszahl Z nimmt um eins zu. Offenbar wandelt sich ein Neutron in ein Proton und ein Elektron um, wobei letzteres als β-Teilchen emittiert wird. Aus einem Atom des Nuklids ${}^{227}_{89}\mathrm{Ac}$ wird durchβ-Zerfall ein Atom des Nuklids ${}^{227}_{90}\mathrm{Th}$. Statt β wird auch oft β^- geschrieben, um den β^--Zerfall vom β^+-Zerfall zu unterscheiden, der im Exkurs 3.1 behandelt wird.
γ-Strahlung ist eine elektromagnetische Welle, vergleichbar mit dem Licht, nur mit viel kürzerer Wellenlänge und damit viel energiereicher. Ordnungszahl und Kernladungszahl eines Atoms ändern sich bei γ-Zerfall nicht.

α-Zerfall tritt bei großen Atomkernen mit hoher Nukleonenzahl auf, weil die starke Wechselwirkung (Kernkraft), siehe das Unterkapitel 3.2, den Kern nicht zusammenhalten kann. β^--Zerfall tritt bei Kernen mit großer Anzahl an Neutronen im Verhältnis zur Anzahl der Protonen auf. Dieses Verhältnis wird durch den β^--Zerfall normalisiert. γ-Zerfall tritt auf, wenn bei vorherigen Zerfällen Kerne in energetisch angeregten Zuständen entstehen und die Kerne diese Energie abstrahlen.

Ladungen bei der radioaktiven Umwandlungen Da α-Strahlung und β-Strahlung aus elektrisch geladenen Teilchen besteht, muss ein zuvor neutrales Atom nach dem Abstrahlen eines α- oder β-Teilchens negativ bzw. positiv geladen sein, da die elektrische Ladung eine Erhaltungsgröße ist. Diese so entstandenen Ionen sind aber meist nicht sehr stabil und werden durch Abgabe bzw. Aufnahme von Elektronen schnell wieder zu neutralen Atomen. Die α-Teilchen ‚suchen' sich auch schnell zwei Elektronen und werden dadurch zu neutralen ${}^{4}_{2}\mathrm{He}$-Atomen. Auch β-Teilchen werden nach kurzer Zeit von Atomen und Ionen aufgenommen. Befasst man sich mit Radioaktivität, so werden die nachfolgenden Ladungsaustausch-Reaktionen meistens nicht näher untersucht. Bei der Notation von radioaktiven Umwandlungen werden daher normalerweise keine Ladungen notiert, obwohl Ladungen auftreten.

Notation radioaktiver Zerfälle und Zerfallsreihen Radioaktive Zerfälle werden ähnlich wie chemische Reaktionen notiert. Es gibt verschiedene Notationen. Der Pfeil wird dabei am besten als „zerfällt zu" gelesen. Arten, einen α-Zerfall zu notieren:

- ${}^{210}_{84}\mathrm{Po} \longrightarrow {}^{206}_{82}\mathrm{Pb} + {}^{4}_{2}\mathrm{He}$
- ${}^{210}_{84}\mathrm{Po} \longrightarrow {}^{206}_{82}\mathrm{Pb} + \alpha$
- ${}^{210}_{84}\mathrm{Po} \xrightarrow{\alpha} {}^{206}_{82}\mathrm{Pb}.$

Arten, einen β-Zerfall zu notieren:

- ${}^{60}_{27}\mathrm{Co} \longrightarrow {}^{60}_{28}\mathrm{Ni} + \mathrm{e}^-$
- ${}^{60}_{27}\mathrm{Co} \longrightarrow {}^{60}_{28}\mathrm{Ni} + \beta^-$
- ${}^{60}_{27}\mathrm{Co} \xrightarrow{\beta^-} {}^{60}_{28}\mathrm{Ni}$

γ-Zerfall tritt auf, wenn Atomkerne von einem energetisch angeregten Zustand in einen enenergieärmeren Zustand übergehen und die Energiedifferenz als γ-Strahlung abgeben. Ein Atomkern in einem angeregten Zustand entsteht oft nach einem anderen radioaktiven Zerfall. Die Anregung wird durch einen Stern hinter dem Elementsymbol angegeben.

Arten, einen γ-Zerfall zu notieren:

- ${}^{222}_{86}\mathrm{Rn} \longrightarrow {}^{222}_{86}\mathrm{Rn} + \gamma$
- ${}^{222}_{86}\mathrm{Rn} \xrightarrow{\gamma} {}^{222}_{86}\mathrm{Rn}$

Die jeweils letzte Schreibweise mit der Art des Zerfalls über dem Pfeil ist vor allem günstig, um radioaktive *Zerfallsreihen* zu notieren, bei denen aus einem radioaktiven Nuklid nach einem radioaktiven Zerfall ein ebenfalls radioaktives Nuklid entsteht usw. Hier ein Beispiel für eine Zerfallsreihe: ${}^{238}_{92}\mathrm{U} \xrightarrow{\alpha} {}^{234}_{90}\mathrm{Th} \xrightarrow{\beta^-} {}^{234}_{91}\mathrm{Pa} \xrightarrow{\beta^-} {}^{234}_{92}\mathrm{U} \xrightarrow{\alpha} {}^{230}_{90}\mathrm{Th} \xrightarrow{\alpha} {}^{226}_{88}\mathrm{Ra} \xrightarrow{\alpha} {}^{222}_{86}\mathrm{Rn} \xrightarrow{\alpha} {}^{218}_{84}\mathrm{Po}$. Es gibt Nuklide, die sowohl α-Zerfall als auch β-Zerfall unterliegen. Das heißt, von einer Portion dieses Nuklids zerfallen einige Atomkerne in einem α-Zerfall, andere in einem β-Zerfall, was zu verschiedenen *Tochternukliden* führt. Eine Zerfallsreihe verzweigt sich bei einem solchen Nuklid. Ein Beispiel für eine Zerfallsreihe mit Verzweigungen ist in Abbildung 3.2 zu sehen.

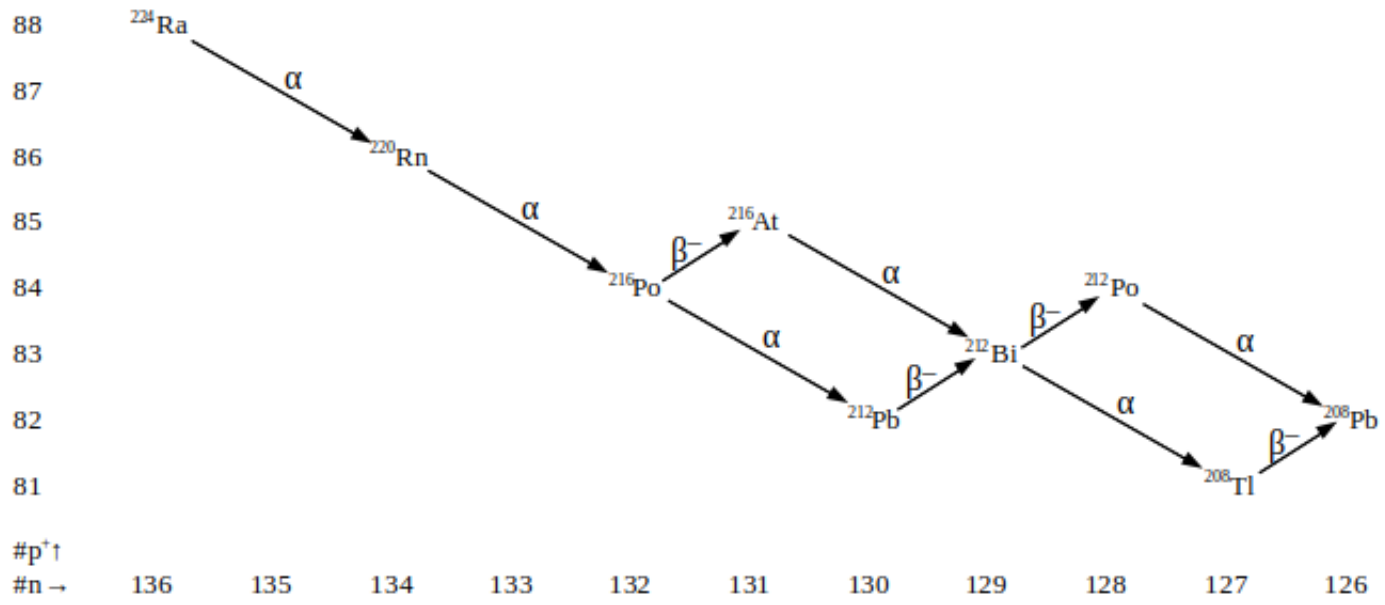


Abbildung 3.2: Eine verzweigte Zerfallsreihe

3.1: Exkurs: Elektroneneinfang, spontane Spaltung, β^+-Strahlung und Neutronenstrahlung

Außer α, β^-- und γ-Zerfall gibt es weitere Zerfallsarten.

1. *Elektroneneinfang* oder ϵ[5]-Zerfall. Dabei ‚fängt' der Atomkern ein Elektron aus der Atomhülle ein. Dieses wandelt sich mit einem Proton zu einem Neutron um. Damit bleibt beim Elektroneneinfang die Massenzahl gleich, während die Kernladungszahl um eins abnimmt. Beispiel: ${}^{40}\mathrm{K}_{19} + \mathrm{e}^- \longrightarrow {}^{40}_{18}\mathrm{Ar}$. Das Wort *Zerfall* passt hier nicht perfekt, da kein Teilchen das Atom verlässt. Der ϵ-Zerfall tritt in der Natur auf.
2. Eine weitere in der Natur auftretende Kernumwandlung ist der *spontane Zerfall* auch *spontane Fission* genannt, bei dem ein schwereres Atom in zwei andere zerfällt. Meist werden dabei auch einige Neutronen emittiert. Beispiel: ${}^{235}_{92}\mathrm{U} \longrightarrow {}^{135}_{53}\mathrm{I} + {}^{98}_{39}\mathrm{Y} + 2\,{}^{1}_{0}\mathrm{n}$. Der spontane Zerfall tritt, wie der α-Zerfall, bei große Atomkernen auf.
3. In Forschungseinrichtungen und kerntechnischen Anlagen entstehen Nuklide, die in der Natur nicht vorkommen. Diese zeigen weitere Arten von Radioaktivität, z.B. den β^+-Zerfall. Dabei wandelt sich ein Proton in ein Neutron und ein *Positron* um. Ein Positron, Symbol e^+, ist ein Teilchen mit derselben Masse wie ein Elektron, aber einer positiven statt einer negativen Elementarladung. Man sagt, das Positron ist das *Antiteilchen* des Elektrons. Bei der β^+-Strahlung sinkt die Kernladungszahl um eins, während die Massenzahl konstant bleibt, genau wie beim

Elektroneneinfang und umgekehrt wie bei der β^--Strahlung. β^+-Strahlung und Elektroneneinfang tritt bei Kernen mit vielen Protonen im Verhältnis zur Anzahl der Neutronen auf. Beispiel: ${}^{30}_{15}\mathrm{P} \longrightarrow {}^{30}_{14}\mathrm{Si} + \mathrm{e}^+$ oder auch so notiert ${}^{30}_{15}\mathrm{P} \longrightarrow {}^{30}_{14}\mathrm{Si} + \beta^-$ oder auch ${}^{30}_{15}\mathrm{P} \xrightarrow{\beta^+} {}^{30}_{14}\mathrm{Si}$

4. *Neutronenstrahlung* erhält man Beispielsweise, wenn man Beryllium mit einem α-Strahler vermischt. Dann kann folgende Kernreaktion ablaufen: ${}^{9}_{4}\mathrm{Be} + {}^{4}_{2}\mathrm{He} \longrightarrow {}^{12}_{6}\mathrm{C} + {}^{1}_{0}\mathrm{n}$. Ähnlich wie beim β^-Zerfall wird die dauerhafte Bildung von Kernen mit zu vielen Neutronen vermieden.

3.1: Kontrollaufgabe: Radioaktive Zerfälle

1. Bei den folgenden Nukliden kommt es zu α-Zerfall. Formulieren Sie die Kernreaktionen.
   - ${}^{212}_{83}\mathrm{Bi}$
   - ${}^{224}_{88}\mathrm{Ra}$
   - ${}^{232}_{93}\mathrm{Th}$
   - ${}^{234}_{92}\mathrm{U}$
2. Bei den folgenden Nukliden kommt es zu β^--Zerfall. Formulieren Sie die Kernreaktionen.
   - ${}^{85}_{36}\mathrm{Kr}$
   - ${}^{131}_{53}\mathrm{I}$
   - ${}^{212}_{83}\mathrm{Bi}$
   - ${}^{241}_{94}\mathrm{Pu}$
3. Das Nuklid ${}^{241}_{94}\mathrm{Pu}$ ist der Beginn einer längeren Zerfallsreihe. Der erste Teil der Zerfallsreihe weist nacheinander folgende Zerfälle auf: α, β^- , β^-, α, α, α.
   Formulieren Sie die Zerfallsreihe für diese ersten sieben Zerfälle.
4. Ein Nuklid unterliegt α-Zerfall, das Tochternuklid β^--Zerfall, dessen Tochternuklid β^--Zerfall und das dabei entstehende Tochternuklid α-Zerfall. Dabei entsteht ${}^{206}_{82}\mathrm{Pb}$.
   Geben Sie die Zerfallsreihe an.

Die vier natürlichen Zerfallsreihen Beim α-Zerfall ändert sich die Massenzahl um vier. Bei den anderen natürlichen Zerfällen außer der seltenen spontanen Fission bleibt sie konstant. Daher kann es keine Kombination von natürlichen radioaktiven Zerfällen geben, bei denen z.B. ein Atom des Nuklids ${}^{235}_{92}\mathrm{U}$ in ein Atom des Nuklids ${}^{206}_{82}\mathrm{Pb}$ umgewandelt wird, da sich die Massenzahlen um $235 - 206 = 29$ unterscheiden, aber eine Änderung um 29 nicht möglich ist, da 29 kein Vielfaches von vier ist.

Insgesamt kann man alle radioaktiven Nuklide einer von vier Zerfallsreihen zuordnen. Einer Zerfallsreihe mit Nukliden, deren Massenzahl durch vier teilbar ist, und je eine Zerfallsreihe, deren Massenzahlen bei Division durch vier einen Rest von eins, zwei bzw. drei ergeben. Die Zerfallsreihe, deren Nuklide eine Massenzahl besitzen, die bei Division durch vier den Rest eins ergibt, ist ‚ausgestorben ‘ , weil alle ihre Nuklide recht schnell zerfallen und seit Entstehung der Erde keine messbaren Mengen davon übrig geblieben sind. Heute lassen sich Nuklide dieser Zerfallsreihe wieder nachweisen, z.B. ${}^{241}_{934}\mathrm{u}$, diese sind aber künstlich, vor allem beim Test von Nuklearwaffen, erzeugt worden.

Biologische Wirkung radioaktiver Strahlung Alle Arten von radioaktiver Strahlung besitzen genügend Energie, so dass sie, wenn sie auf ein Lebewesen treffen, chemische Veränderungen an dessen Körpergewebe hervorrufen. Die Lebewesen auf der Erde sind aber dafür ausgelegt, geringe radioaktive Belastung problemlos überstehen zu können. Dies ist notwendig, da durch radioaktive Isotope im Boden und in der Luft und durch die *kosmische Strahlung*, d.h. radioaktive Strahlung aus dem Weltall,

[5] der griechische Buchstabe *epsilon*, siehe auch das griechische Alphabet im Anhang

alle Lebewesen einer *Hintergrundstrahlung* ausgesetzt sind. Bei stärkerer Belastung mit radioaktiver Strahlung steigt die Gefahr, an Krebs zu erkranken. Bei extrem starker Belastung führt die dann ausgelöste *Strahlenkrankheit* innerhalb von einigen Tagen oder gar innerhalb von Stunden zum Tod.

3.2: Exkurs: Warum Iodtabletten bei Unfällen in Kernkraftwerken?

Bei den Vorgängen in einem Kernkraftwerk entsteht radioaktives Iod.Iod wird von der Schilddrüse[6] benötigt. Diese verwendet auch die radioaktiven Isotope, wodurch die Schilddrüse einer hohen Strahlung ausgesetzt ist. Die radioaktive Strahlung kommt nicht von außerhalb des Körpers, sondern die Strahlungsquelle sitzt nun im Körper und stellt ein Risiko dar. Nimmt man genügend nicht radioaktives Iod durch Tabletten ein, so wird die Aufnahme von radioaktivem Iod vermindert.

.

Zeitlicher Ablauf des radioaktiven Zerfalls: Das Zerfallsgesetz Wann ein Atom eines radioaktiven Nuklids zerfällt, kann nicht vorhergesagt werden. Hat man aber sehr viele Atome desselben Nuklids, so kann man statistische Aussagen machen. Es zeigt sich, dass sich für jedes radioaktive Isotop eine *Halbwertszeit* $t_{1/2}$ angeben lässt, nach der genau die Hälfte der ursprünglichen Menge noch übrig ist. Diese Halbwertszeit ist charakteristisch für jedes radioaktive Nuklid. Es gibt keine Möglichkeit, sie zu verändern. Für ein bestimmtes Nuklid ist die Halbwertszeit konstant, insbesondere hängt sie nicht von der noch vorhandenen Menge ab. So hat z.B. das Nuklid $^{222}_{86}\mathrm{Rn}$ eine Halbwertszeit von 3,8 d[7]. Das heißt, von 400 g dieses Nuklids sind nach 3,8 d noch 200 g übrig, von 200 g sind nach 3,8 d noch 100 g übrig. Halbwertszeiten können sehr unterschiedlich sein. Es gibt einerseits Nuklide, deren Halbwertszeit mehrere Milliarden Jahre beträgt, andererseits solche, deren Halbwertszeit wenige Mikrosekunden beträgt.

3.2: Kontrollaufgabe: Halbwertszeit

Für das Nuklid $^{222}_{86}\mathrm{Rn}$ gilt $t_{1/2} = 3{,}8\,\mathrm{d}$.

1. Berechnen Sie die Masse, die von einer Anfangsmasse von 2,0 kg nach 7,6 d noch übrig ist.
2. Berechnen Sie die Zeit, die es dauert, bis von einer Anfangsmasse von 2,00 kg noch 125 g übrig sind.

Mathematisch kann man einen solchen Sachverhalt durch eine Exponentialfunktion wiedergeben: m_0 sei die Masse einer Portion eines radioaktiven Nuklids zum Zeitpunkt 0. $m(t)$ sei die zum Zeitpunkt t übrige Masse. Dann gilt die folgende Gleichung, die als *Zerfallsgesetz* bezeichnet wird:

$$m(t) = m_0 \cdot e^{-\lambda \cdot t}. \tag{3.1}$$

Da die Masse m für ein gegebenes Nuklid proportional zur Anzahl der Atome N und zur Stoffmenge n ist, kann man das Zerfallsgesetz auch für diese Größen formulieren:

$$N(t) = N_0 \cdot e^{-\lambda \cdot t} \qquad \text{bzw.} \qquad n(t) = n_0 \cdot e^{-\lambda \cdot t}. \tag{3.2}$$

Die Größe λ[8] heißt *Zerfallskonstante*. Sie ist, wie die Halbwertszeit, charakteristisch für jedes radioaktive Nuklid. Für die Beziehung zwischen der Zerfallskonstantenλ und der Halbwertszeit $t_{1/2}$ gilt

$$\lambda = \frac{\ln 2}{t_{1/2}} \tag{3.3}$$

[6] Ein Organ, das im Hals sitzt; englisch: the thyroid, französisch: la thyroïde
[7] d steht hier für die, sonst seltene, Zeiteinheit *Tage*
[8] der griechische Buchstabe *lambda*, siehe auch das griechische Alphabet im Anhang

Die Aktivität Die *Aktivität* A einer Portion eines radioaktiven Stoffs gibt man als Anzahl radioaktiver Zerfälle in einer bestimmten Zeit, z.B. in einer Sekunde, an. Eine mögliche Einheit der Aktivität ist daher z.B. 1/s. Um besser erkennen zu können, dass es sich um eine Aktivität handelt, schreibt man aber statt 1/s üblicherweise 1 Bq, sprich ein *Becquerel*. Die Aktivität eines Nuklids ist proportional zur vorhandenen Menge. Daher gilt das Zerfallsgesetz auch für die Aktivität:

$$A(t) = A_0 \cdot e^{-\lambda \cdot t}. \tag{3.4}$$

Die Aktivität ist gleich der pro Zeit verschwindenden Teilchen:

$$A = -\frac{\mathrm{d}N}{\mathrm{d}t}, \tag{3.5}$$

in Worten: Die Aktivität ist das Negative der Ableitung der Anzahl der Teilchen nach der Zeit. Mit dem Zerfallsgesetz in der Form 3.2 gilt damit:

$$A(t) = -\frac{\mathrm{d}N(t)}{\mathrm{d}t} = -\frac{\mathrm{d}(N_0 \cdot e^{-\lambda t})}{\mathrm{d}t} = \lambda N_0 e^{-\lambda t} = \lambda N(t). \tag{3.6}$$

3.3: Kontrollaufgabe: Zerfallskonstante und Halbwertszeit

1. Bestimmen Sie die Einheit der Zerfallskonstanten λ
2. Formulieren Sie das Zerfallsgesetz mit der Halbwertszeit $t_{1/2}$ anstatt der Zerfallskonstanten λ.
3. Leiten Sie die Gleichung 3.3 aus dem Zerfallsgesetz 3.1 her.

3.3: Exkurs: Differentialgleichungen und die Herleitung des Zerfallsgesetzes

Eine doppelt so große Portion eines radioaktiven Nuklids hat eine doppelt so große Aktivität. Allgemein: Die Aktivität A einer Portion eines radioaktiven Nuklids ist proportional zur Masse m der Portion,

$$A(t) \propto m(t). \tag{3.7}$$

Gleichzeitig ist die Aktivität die Anzahl der Zerfälle pro Sekunde wie in Zusammenhang mit Gleichung 3.6 dargelegt, daher gilt auch

$$A(t) \propto -\frac{\mathrm{d}m(t)}{\mathrm{d}t}. \tag{3.8}$$

Die Ableitung nach der Zeit wird in den Naturwissenschaften mit einem Punkt über der abgeleiteten Größe gekennzeichnet, so dass man statt 3.8 auch kürzer

$$A(t) \propto -\dot{m}(t) \tag{3.9}$$

schreiben kann. Das Minuszeichen könnte man auch weglassen, aber bei dieser Darstellung ist die Proportionalitätskonstante positiv. Aus den beiden Proportionalitäten folgt

$$\dot{m}(t) \propto -m(t). \tag{3.10}$$

Führt man nun noch eine Proportionalitätskonstante λ ein, so wird aus der Proportionalität die folgende Gleichung:

$$\dot{m}(t) = -\lambda m(t). \tag{3.11}$$

Eine solche Gleichung, die eine Größe, hier m, mit einer ihrer Ableitungen, hier $\dot{m}$, verknüpft, nennt man eine *Differentialgleichung*, kurz *DGL*. Die Lösung einer Differentialgleichung ist eine Funktion, die in die Differentialgleichung eingesetzt eine korrekte Gleichung ergibt. Differentialgleichungen spielen in den Natur- und Ingenieurswissenschaften eine sehr wichtige Rolle, da Funktionen, die bestimmte Zusammenhänge ausdrücken, oftmals zunächst implizit durch eine Differentialgleichung gegeben sind und man dann die Lösung dieser DGL suchen muss, um so die Funktion, die diesen Zusammenhang ausdrückt, explizit angeben zu können. Dies ist auch hier der Fall. Diese Differentialgleichung hat folgende Eigenschaften:

1. Es ist eine *gewöhnliche* DGL. Das heißt, es kommen nur Ableitungen nach einer Variablen, hier der Zeit t, vor. Differentialgleichungen, die Ableitungen nach verschiedenen Variablen, z.B. außer nach der Zeit t auch nach einer

Ortskoordinate x enthalten, heißen *partielle* Differentialgleichungen. Ein Beispiel ist die Wellengleichung. Die wichtigste partielle Differentialgleichung für die Chemie ist die Schrödingergleichung.

2. Es ist eine *lineare* DGL, weil die Größe m und ihre Ableitung $\dot{m}$ nur linear auftreten. Ein Beispiel für eine nicht lineare DGL wäre $\dot{m}(t) = -\lambda m^2(t)$.
3. Es ist eine *homogene* DGL. Das heißt, es kommen außer $m(t)$ und $\dot{m}(t)$ keine anderen Funktionen von der Variablen t vor. Ein Beispiel für eine *inhomogene* DGL wäre $\dot{m}(t) = -\lambda m(t) + t$.
4. Die DGL hat konstante Koeffizienten, das heißt, vor $m(t)$ und $\dot{m}(t)$ stehen keine Faktoren, die selbst von t abhängen. Ein Beispiel für eine DGL mit nicht konstanten Koeffizienten wäre $t \cdot \dot{m}(t) = -\lambda m(t)$.
5. Die höchste in der DGL vorkommende Ableitung ist die 1. Ableitung. Man nennt eine solche DGL eine DGL *1. Ordnung*. Die Schwingungsdifferentialgleichung $m\ddot{x}(t) + d\dot{x}(t) + kx(t) = 0$, eine der wichtigsten Differentialgleichungen überhaupt, ist ein Beispiel für eine Differentialgleichung 2. Ordnung.

Wir haben es bei Gleichung 3.11 mit einer gewöhnlichen, homogenen, linearen Differentialgleichung 1. Ordnung mit konstanten Koeffizienten zu tun. Dies ist der einfachste Fall einer Differentialgleichung. Man braucht hier keine der vielen aufwändigen Verfahren zur Lösung von Differentialgleichungen, sondern kann recht einfach sehen, dass alle Funktionen der Art

$$m(t) = C \cdot e^{-\lambda t} \tag{3.12}$$

Lösungen dieser DGL sind und es scheint auch einsichtig, dass es keine weiteren Lösungen gibt. Dabei ist C eine Konstante. Egal, welchen Wert C annimmt, ist diese Funktion eine Lösung der DGL. Unsere ursprüngliche Aufgabe war es aber, eine Funktion $m(t)$ zu finden, die zu jedem Zeitpunkt t die von einer ursprünglichen Masse m_0 zum Zeitpunkt $t = 0$ übrig gebliebene Masse angibt. Es muss also gelten

$$m(0) =: m_0 = C \cdot e^0 = C. \tag{3.13}$$

Das heißt, C ist gleich der Anfangsmasse m_0 und von den unendlich vielen Lösungen der DGL, die Gleichung 3.12 darstellt, löst genau die eine

$$m(t) = m_0 \cdot e^{-\lambda t} \tag{3.14}$$

unsere ursprüngliche Problemstellung. Diese Lösung ist das Zerfallsgesetz.

Die Radiocarbonmethode Die meisten auf der Erde vorkommenden radioaktiven Nuklide sind durch Kernreaktionen bei der Explosion großer Sterne (*Supernovae*, Singular die *Supernova* entstanden oder sind Zerfallsprodukte (*Tochternuklide*) von diesen. Einige radioaktive Nuklide sind ausschließlich in kerntechnischen Anlagen und Forschungseinrichtungen künstlich hergestellt, z.B. alle Isotope der Elemente, die eine größere Ordnungszahl haben als Uran, abgesehen von Spuren von Neptunium und Plutonium. Man nennt diese Elemente *Transurane*.

Andere radioaktive Nuklide entstehen ständig neu durch Partikel, welche die Sonne aussendet (*Sonnenwind*), die Kernreaktionen in der Atmosphäre der Erde auslösen. So entsteht auch das radioaktive Kohlenstoffisotop ${}^{14}_{6}\mathrm{C}$. Der Anteil von ${}^{14}_{6}\mathrm{C}$ am gesamten auf der Erde vorkommenden Kohlenstoff beträgt nur etwa $10 \cdot 10^{-10}$ %. Der Anteil ist weitgehend konstant, da gleich viel ${}^{14}_{6}\mathrm{C}$ durch den Sonnenwind produziert wird, wie durch radioaktiven Zerfall verloren geht. Da ${}^{14}_{6}\mathrm{C}$ und die nicht radioaktiven Isotope ${}^{12}_{6}\mathrm{C}$ und ${}^{13}_{6}\mathrm{C}$ chemisch nicht unterscheidbar sind, gelangen ${}^{14}_{6}\mathrm{C}$-Verbindungen in die Nahrungskette und werden in das Gewebe aller Lebewesen eingebaut. Der Kohlenstoff in allen Lebewesen hat daher den oben erwähnten Anteil von $10 \cdot 10^{-10}$ % ${}^{14}_{6}\mathrm{C}$. Daher zeigt 1,00 g Kohlenstoff aus einem Lebewesen eine Aktivität von 15,3 Zerfällen pro Minute. Stirbt ein Lebewesen, so nimmt sein ${}^{14}_{6}\mathrm{C}$-Gehalt ab, da der radioaktive Zerfall weiter läuft, aber keine Aufnahme von neuem ${}^{14}_{6}\mathrm{C}$ durch die Nahrung mehr stattfindet. Dadurch sinkt der ${}^{14}_{6}\mathrm{C}$-Anteil in toter Biomasse ständig. Aus dem Anteil des noch vorhanden ${}^{14}_{6}\mathrm{C}$ lässt sich mit Hilfe des Zerfallsgesetzes und der durch Messung ermittelten Zerfallskonstanten von ${}^{14}_{6}\mathrm{C}$ $\lambda = 1{,}21 \cdot 10^{-4}\,1/\mathrm{a}$[9] der Todeszeitpunkt des betreffenden Organismus bestimmen. Dieses Verfahren, *Radiocarbonmethode* oder *C-14-Methode* genannt, hat in der Archäologie (Altertumskunde) eine große Bedeutung.

Die Methode eignet sich zur Datierung von Ereignissen, die einige hundert bis einige zehntausend Jahre zurück liegen. Bei Ereignissen, die kürzer zurück liegen, ist die Differenz zwischen der gemessenen Aktivität und der Aktivität von lebendem Gewebe zu gering, um Ergebnisse mit sinnvoller Genauigkeit zu erhalten. Bei zu alten Proben ist zu wenig ${}^{14}_{6}\mathrm{C}$ übrig, um vernünftige Messwerte zu erhalten. Die Radiocarbonmethode ist verschiedenen Fehlerquellen ausgesetzt, so dass ihre Ergebnisse typischerweise Fehlern von mehreren Prozent unterliegen.

[9] Die Einheit a steht für *Jahre*, von lateinisch *annum*.

3.4: Kontrollaufgabe: Radiocarbonmethode

1. Die Aktivität der Sonne ist nicht konstant, sondern Schwankungen unterworfen. Diskutieren Sie die Auswirkungen auf die Anwendbarkeit der Radiocarbonmethode.

2. Das *Turiner Grabtuch*, Abbildung 3.3 zeigt einen Ausschnitt davon, ist ein Stück hellen Stoffs mit dunklen Flecken, dessen fotografisches Negativ einen Mann erkennen lässt. Erste Erwähnungen des Tuchs datieren auf das 14. Jahrhundert. Die Herkunft des Tuchs ist unklar. Das Bild ist vermutlich nicht aufgemalt. Näheres finden Sie z.B. hier https://de.wikipedia.org/wiki/Turiner_Grabtuch. Einige Menschen halten das Tuch für das Grabtuch Jesu. Im Jahr 1988 erhielten die University of Arizona, die Oxford University und die Eidgenössische Technische Hochschule in Zürich Proben des Turiner Grabtuchs, das sie unter anderem mit der Radiocarbonmethode untersuchten. Dabei ergab sich eine C-14-Radioaktivität von 14,1 Zerfällen pro Minute und Gramm Kohlenstoff. Berechnen Sie daraus das ungefähre Alter der Fasern des Turnier Grabtuchs und diskutieren Sie, ob es sich um das Grabtuch Jesu handeln könnte.

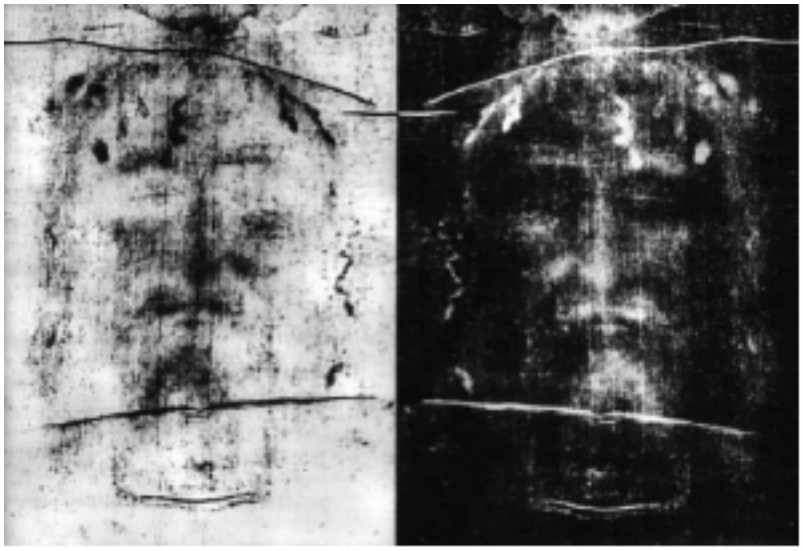


Abbildung 3.3: Das Turnier Grabtuch und sein Negativ

3.2 Starke Wechselwirkung und Kernbindungsenergie

Stabilität von Atomkernen Alle Atomkerne mit Ausnahme der Wasserstoffatomkerne besitzen mehrere positiv geladene Protonen, die sich gegenseitig abstoßen. Trotzdem bleiben diese Atomkerne zusammen. Es muss also neben der abstoßenden elektrischen Kraft eine anziehende Kraft zwischen den Nukleonen geben. Diese Kraft nennt man *starke Wechselwirkung* oder *Kernkraft*. Obwohl die starke Wechselwirkung sehr stark sein muss, bemerken wir im Alltag nichts von ihr. Daraus lässt sich folgern, dass ihre Reichweite[10] sehr gering ist und nicht über die Kerne hinaus reicht. Mit diesem Wissen kann man auch verstehen, warum sehr große Atomkerne, z.B. Urankerne, typischerweise radioaktivem α-Zerfall oder spontaner Spaltung unterliegen: Diese Atomkerne sind größer als die Reichweite der Kernkraft, so dass diese sie nur schlecht zusammenhalten kann.

[10] Reichweite: Entfernung, über die man die Wirkung von etwas bemerken kann. Beispiel: Sie versuchen mit der Fernbedienung eines Fernsehgeräts aus 15 m Entfernung das Gerät abzuschalten. Es funktioniert nicht, weil die Reichweite der Fernbedienung kürzer als 15 m ist.

3.4: Exkurs: Fundamentale Wechselwirkungen

Es gibt vier Arten von *fundamentalen Wechselwirkungen*. Alle Kräfte sind Repräsentanten einer dieser fundamentalen Wechselwirkungen.

1. Die *starke Wechselwirkung* mit sehr kurzer Reichweite, aber innerhalb dieser Reichweite sehr großen Stärke. Sie tritt zwischen Nukleonen auf.
2. Eine ähnlich kurze Reichweite hat die *schwache Wechselwirkung*.
3. Die *elektromagnetische Wechselwirkung* hat eine prinzipiell unendlich große Reichweite. Ihre Stärke ist proportional zu $1/r^2$, wobei r der Abstand der wechselwirkenden Körper ist. Im einfachsten Fall ohne bewegte Ladungen und Magnetfelder wird sie durch das Coulombgesetz wiedergegeben.
4. Die *Gravitation* wirkt zwischen allen Körper mit Masse. Sie ist beispielsweise die Ursache, dass alle Dinge auf der Erde nach unten fallen, sie ist auch verantwortlich, dass die Erde von der Sonne angezogen wird und so auf ihrer Bahn bleibt. Die Abhängigkeit der Gravitationskraft vom Abstand der Körper ist wie bei der elektromagnetischen Wechselwirkung proportional $1/r^2$.

Die schwache Wechselwirkung und die elektromagnetische Wechselwirkung können gemeinsam aus den selben Grundlagen hergeleitet werden, weswegen sie auch manchmal als eine fundamentale Wechselwirkung, der *elektroschwachen Wechselwirkung*, aufgefasst werden. Man hat dann nur drei fundamentale Wechselwirkungen.

Will man einen Atomkern in seine Bestandteile zerlegen, so muss man die Nukleonen gegen die starke Wechselwirkung bewegen. Das heißt, man muss Energie aufwenden (siehe die Definition von Arbeit und Energie im Physikunterricht des 2. Semesters). Umgekehrt wird dieselbe Menge an Energie frei, wenn ein solcher Atomkern aus einzelnen Nukleonen zusammengesetzt wird. Diese Energie nennt man *Kernbindungsenergie*. Nach dem deutsch-schweizerisch-US-amerikanischen Physiker Albert Einstein (1879 – 1955) ist Masse und Energie dasselbe. Das heißt, setzt man ein Atom aus seinen Bestandteilen zusammen, und es wird dadurch Energie abgegeben, so ist das entstandene Atom ein wenig leichter als die Einzelteile (Protonen, Neutronen und Elektronen), aus denen es zusammengesetzt ist. Aus diesem *Massendefekt* kann man die Kernbindungsenergie errechnen,wenn man den genauen Zusammenhang von Masse und Energie kennt. Dieser mathematische Zusammenhang ist als *Einsteinformel*

$$E = mc^2 \tag{3.15}$$

bekannt. Dabei steht E für die Energie und m für die Masse. c ist die Lichtgeschwindigkeit. Bei der Geschwindigkeit des Lichts ist zu beachten, dass diese in unterschiedlichen Medien wie Luft, Wasser oder Glas unterschiedlich ist. Am schnellsten ist das Licht im Vakuum. In der Einsteinformel muss diese Vakuumlichtgeschwindigkeit eingesetzt werden, die zur Unterscheidung besser mit c_0 ausgedrückt wird. Damit lautet die Einsteinformel

$$E = mc_0^2. \tag{3.16}$$

Für die Naturkonstante c_0 gilt $c_0 = 2{,}9979 \cdot 10^8\,\mathrm{m/s} \approx 3{,}0 \cdot 10^5\,\mathrm{km/s}$.

Als Beispiel soll nun die Kernbindungsenergie in einem Atom $_{17}$Cl berechnet werden. Ein solches Atom hat eine Masse von $34{,}969\,\mathrm{u} = 5{,}8066 \cdot 10^{-26}\,\mathrm{kg}$. Die Masse von 17 Protonen und 17 Elektronen und 18 Neutronen beträgt $5{,}8598 \cdot 10^{-26}\,\mathrm{kg}$ (siehe Tabelle 1.3). Damit beträgt der Massendefekt

$$\Delta m = 5{,}8066 \cdot 10^{-26}\,\mathrm{kg} - 5{,}8598 \cdot 10^{-26}\,\mathrm{kg} = -5{,}32 \cdot 10^{-28}\,\mathrm{kg}. \tag{3.17}$$

Setzt man dies in die Einsteinformel 3.16 ein, so ergibt sich für die Kernbindungsenergie

$$E_b = \Delta m c_0^2 = -5{,}32 \cdot 10^{-28}\,\mathrm{kg} \cdot (2{,}9979 \cdot 10^8\,\mathrm{m/s})^2 = 4{,}78 \cdot 10^{-11}\,\mathrm{J}. \tag{3.18}$$

Statt der Einheit Joule ist in der Kernchemie die Energieeinheit *Megaelektronenvolt*, MeV, üblich. 1 MeV ist die kinetische Energie eine Elektrons, das durch das Durchlaufen einer Potentialdifferenz von 1 MeV beschleunigt wurde; näheres im Physikunterricht des 2. Semesters. verwiesen. Es gilt:

$$1\,\mathrm{MeV} = 1{,}602 \cdot 10^{-19}\,\mathrm{J}. \tag{3.19}$$

Atoms $_{17}$Cl in dieser Einheit zu $E_b = -298\,\mathrm{MeV}$. Interessant ist Kernbindungsenergie pro Nukleon. Es ergibt sich $\frac{E_b}{A} = \frac{-298\,\mathrm{MeV}}{35} = -8{,}5\,\mathrm{MeV}$.

3.5: Exkurs: Naturkonstanten in Taschenrechnern

Die obigen Rechnungen sind etwas mühsam in den Taschenrechner einzutippen. Allerdings kennt Ihr Taschenrechner alle für diese Rechnung wichtigen Zahlenwerte, nämlich die Masse von Proton, Neutron und Elektron, die Umrechnung von u in kg und die Vakuumlichtgeschwindigkeit. Wie es jeweils genau geht, ist von Taschenrechnermodell zu Taschenrechnermodell verschieden. Sie müssen daher die Bedienungsanleitung Ihres Taschenrechners studieren.

3.5: Kontrollaufgabe: Kernbindungsenergie

1. Berechnen Sie die Kernbindungsenergie eines $^{1}_{1}$H-Atoms.
2. Berechnen Sie die Kernbindungsenergie pro Nukleon eines $^{235}_{92}$U-Atoms. Das Atom besitzt eine Masse von 235,044 u.

In Abbildung 3.4 ist die Kernbindungsenergie (E_B) pro Nukleon in Abhängigkeit der Massenzahl A dargestellt. Für die Erstellung des Diagramms wurde von jedem Element ein Isotop ausgewählt, im Normalfall das in der Natur häufigste oder das stabilste. Wählt man andere Nuklide aus, so sieht die Kurve in Details anders aus. Man erkennt, dass die Kernbindungsenergie pro Nukleon am kleinsten (betragsmäßig am größten) für mittelschwere Atome ist.

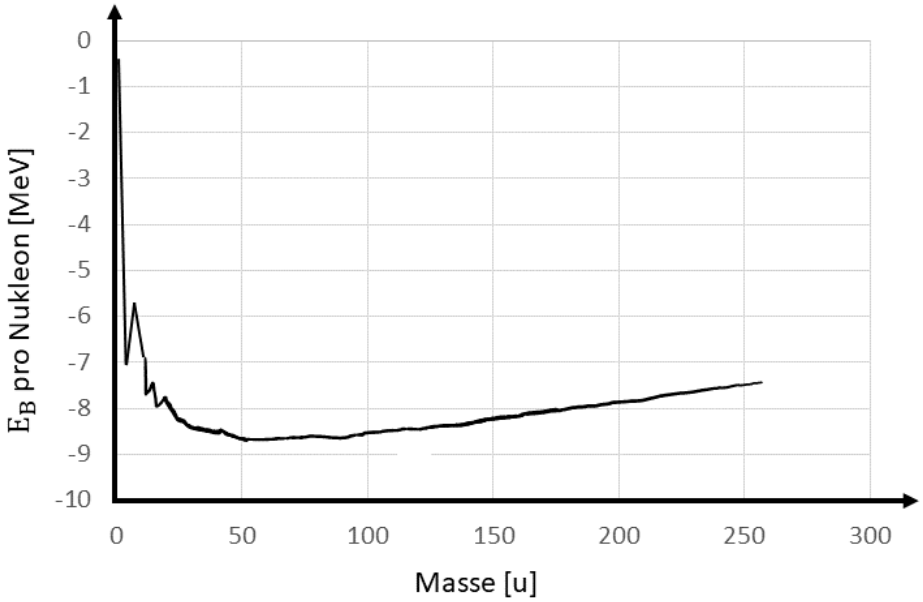


Abbildung 3.4: Kernbindungsenergie pro Nukleon als Funktion der Massenzahl

Kernspaltung Zerlegt man ein schweres Atom, z.B. ein Uran-Atom, in mehrere mittelschwere Atome, so wird dabei Energie frei. Diesen Vorgang nennt man *Kernspaltung* oder *Kernfission*. Die Kernspaltung wird in Kernkraftwerken und ‚Atombomben' genutzt.

3.6: Exkurs: Die Entdeckung der Kernspaltung

Im Dezember 1938 konnte der deutsche Chemiker Otto Hahn (1879 — 1968) zusammen mit seinem Assistenten Fritz Straßmann (1902 – 1980) in einer mit Neutronen bestrahlten Probe von Uran Spuren von Barium nachweisen. Hahn vermutete, dass Uranatome durch die Bestrahlung ‚zerplatzen' und dabei das Barium entsteht. Er teilte seine Entdeckung per Brief seiner langjährigen Mitarbeiterin, der österreichischen Physikerin Elise („Lise") Meitner (1878 – 1968) mit, die kurze Zeit vorher aufgrund ihrer jüdischen Abstammung aus Nazi-Deutschland nach Schweden geflohen war, und fragte sie, ob diese Erklärung richtig sein kann. Meitner veröffentlichte nach weiteren Experimenten 1939 zusammen mit ihrem Neffen, dem österreichischen Physiker Otto Robert Frisch (1904 – 1979) eine Arbeit, in der sie die Theorie von der Kernspaltung theoretisch begründen konnte. 1945 wurde Otto Hahn für die Entdeckung der Kernspaltung mit dem Nobelpreis für Chemie des Jahres 1944 geehrt, der wegen des 2. Weltkriegs nicht pünktlich vergeben werden konnte. Die Entscheidung des Nobelpreis-Komitees, Lise Meitner leer ausgehen zu lassen, gab Anlass zu Kritik.

Natürliches Uran besteht vorwiegend aus dem Isotop ${}^{238}_{92}\mathrm{U}$, das relativ schwer zu spalten ist. Leichter zu spalten ist das Isotop ${}^{235}_{92}\mathrm{U}$. Für kerntechnische Anwendungen muss der Anteil an ${}^{238}_{92}\mathrm{U}$ daher üblicherweise vergrößert werden. Diesen Vorgang nennt man *Anreicherung*. Da sich die verschiedenen Uran-Isotope nicht chemisch, sondern nur durch ihre Masse unterscheiden und dies auch nur um weniger als 1,3%, ist die Anreicherung ein komplizierter Vorgang, der ausgefeiltes technisches Gerät erfordert. Daher wird die Verbreitung von Kernwaffen vor allem dadurch eingeschränkt, dass nur wenige Länder die technischen Möglichkeiten besitzen, Uran anzureichern. Geräte zur Anreicherung von Uran unterliegen strengen Exportbeschränkungen.

Spaltbare Atome, z.B. ${}^{239}_{94}\mathrm{U}$ werden dadurch gespalten, dass man sie mit Neutronen beschießt. Bei der Spaltung entstehen weitere Neutronen. Die Spaltung kann beispielsweise folgendermaßen erfolgen:

$$ {}^{239}_{94}\mathrm{U} + {}^{1}_{0}\mathrm{n} \longrightarrow {}^{144}_{56}\mathrm{Ba} + {}^{94}_{38}\mathrm{Sr} + 2\,{}^{1}_{0}\mathrm{n} \tag{3.20} $$

Die entstehenden Neutronen können dazu verwendet werden, weitere Atome zu spalten. Bei einem Kernkraftwerk muss man erreichen, dass durch die bei der Spaltung eines Atoms entstandenen Neutronen im Durchschnitt wieder genau ein weiteres Atom gespalten wird, so dass die Kettenreaktion kontrolliert mit konstanter Geschwindigkeit abläuft, wie in Abbildung 3.5 schematisch gezeigt.

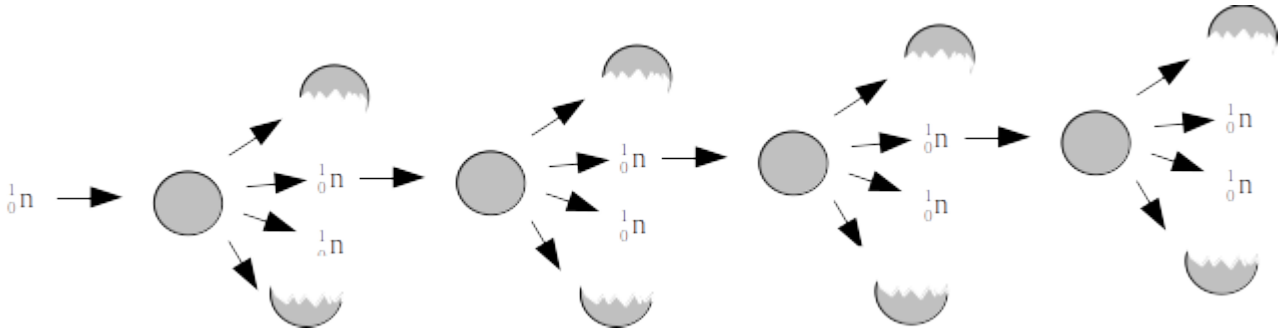


Abbildung 3.5: Kontrollierte Kettenreaktion im Kernkraftwerk

Bei einer ‚Atombombe' muss ein gespaltenes Atom im Durchschnitt mehr als ein weiteres Atom zur Spaltung bringen, damit es zur Explosion kommt wie in Abbildung 3.6 schematisch gezeigt.

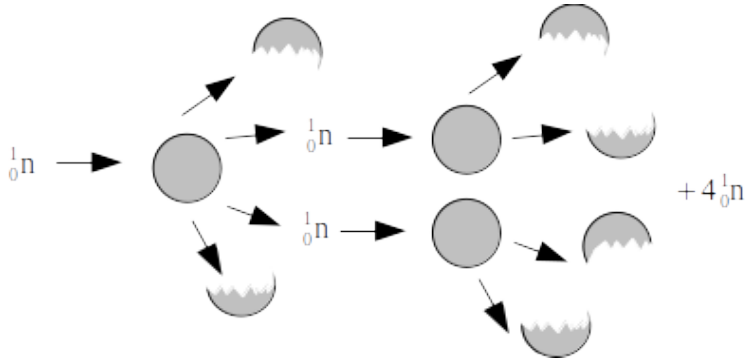


Abbildung 3.6: Exponentielle Kettenreaktion bei einer Kernwaffe

Wie die Kettenreaktion abläuft, hängt ab von

- der Menge des spaltbaren Materials,
- der geometrischen Anordnung des spaltbaren Materials,
- der Anwesenheit von Stoffen, die Neutronen absorbieren und
- der Anwesenheit von Stoffen, die Neutronen abbremsen, sogenannte *Moderatoren*, da die meisten spaltbaren Atome leichter durch langsame als durch schnelle Neutronen gespalten werden können. Typische Moderatoren sind Wasser, schweres Wasser oder die Grafit (Kohlenstoff).

Neutronenabsorber und Moderatoren werden in Kernkraftwerken zur Steuerung benutzt.

3.7: Exkurs: Vor- und Nachteile der Kernenergie

Beim Betrieb eines Kernkraftwerks entstehen weder das Treibhausgas Kohlenstoffdioxid, noch andere Luftschadstoffe. Die Energiedichte von Uran ist sehr hoch, das heißt, ein relativ kleines Uranlager enthält viel mehr Energie als ein vergleichbares Lager eines fossilen Brennstoffs, z.B. Kohle.
Auf der anderen Seite haben Unfälle in kerntechnischen Anlagen wie 1986 im Reaktor Tschernobyl in der Ukraine oder 2011 im japanischen Fukushima verheerende Folgen. Auch im Normalbetrieb produziert ein Kernkraftwerk radioaktiven Abfall, dessen Lagerung ein Problem darstellt.

Kernfusion Setzt man sehr leichte Atome, insbesondere Wasserstoffatome, zu schwereren Atomen zusammen, so wird dabei noch mehr Energie frei, da hier die Kurve in Abbildung 3.4 sehr steil ist. Diesen Vorgang nennt man *Kernfusion.* Die Sonne und alle anderen Sterne gewinnen ihre Energie aus Kernfusion. Wasserstoffbomben basieren auf Kernfusion. Eine Nutzung in Kraftwerken würde vermutlich alle Energieprobleme der Menschheit lösen, scheitert aber trotz jahrzehntelanger Forschung noch an technischen Problemen.

Um zwei Atomkerne miteinander zu verschmelzen, müssen sie mit extrem hohen Geschwindigkeiten aufeinander geschossen werden, da zunächst die abstoßenden elektrischen Kräfte überwunden werden müssen, bis die Kerne sich schließlich so weit genähert haben, dass die anziehende starke Wechselwirkung wirksam wird. Diese Geschwindigkeiten werden z.B. in der Sonne durch die große Hitze (mehrere Millionen Kelvin) erreicht. Es gibt aber keinen Werkstoff, aus dem man auf der Erde einen Fusionsreaktor bauen könnte, der diesen Temperaturen standhalten könnte. Man versucht daher, das zu verschmelzende Material durch elektrische und magnetische Felder ‚festzuhalten'.

3.8: Exkurs: Nukleosynthese

Nach dem Urknall[11] vor ca. 14 Milliarden Jahren waren alle Atome des Universums Wasserstoffatome. In Sternen werden Wasserstoffatome zu Heliumatomen fusioniert. Wenn der Wasserstoff des Sterns zu Neige geht, so zündet die Heliumfusion, bei der schwerere Atome wie Kohlenstoff und Sauerstoff erzeugt werden. Bei sehr massereichen Sternen können diese durch weitere Kernreaktionen zu noch schweren Atomen bis hin zu Eisenatomen (Massenzahl ca. 56, je nach Isotop leicht unterschiedlich) fusioniert werden. Hier ist dann Minimum der Kernbindungsenergie erreicht, siehe Abbildung 3.4, d.h. es können keine schwereren Elemente unter Energiegewinnung erzeugt werden.
Schwerere Elemente als Eisen entstehen überwiegend in *Supernovaexplosionen.* Eine *Supernova* entsteht, wenn in einem sehr schwerer Stern am Ende seiner Lebensdauer Fusionsreaktionen bis zum Eisen abgelaufen sind und der Stern anschließend kollabiert und dann explodiert. Unsere Erde ist ca. 4.6 Milliarden Jahre alt und besitzt gemessen an den Durchschnittswerten des Universums ungewöhnlich hohe Anteile schwerer Elemente, die aus einer Supernova stammen.

3.3 Schalenmodell

Ionisierungsenergie Die Elektronen eines Atoms werden durch die positive Ladung im Atomkern festgehalten. Um ein Elektron aus der Atomhülle zu entfernen, und so ein positives Ion zu erzeugen, muss man Energie aufbringen. Diese Energie nennt man *Ionisierungsenergie.* Die für die Entfernung des 1. Elektrons aus einem Atom benötigte Energie heißt *1. Ionisierungsenergie.* Entfernt man ein weiteres Elektron, um ein zweifach positiv geladenes Ion zu erhalten, so muss man die *2. Ionisierungsenergie* aufbringen und so weiter. Die Ionisierungsenergie wird meist als Energie, die benötigt wird, um 1 mol Teilchen zu ionisieren, angegeben. Die Einheit ist dann J/mol.

[11] englisch: the big-bang, französisch: le Big Bang

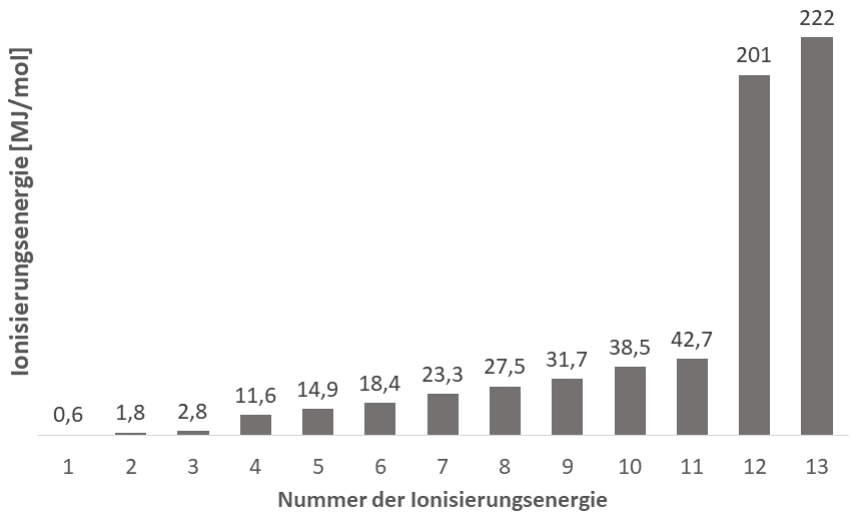


Abbildung 3.7: Ionisierungsenergien von Aluminium

Ionisierungsenergien eines Aluminium-Atoms Betrachtet man die Ionisierungsenergien von Aluminium (Abbildung 3.7), so sieht man, dass die Ionisierungsenergien von einem entfernten Elektron zum nächsten ständig zunehmen. Dies liegt daran, dass das nach der 1. Ionisierung entstandene Al^{+}-Ion durch seine positive Ladung seine restlichen Elektronen besser festhalten kann. Dieser Effekt verstärkt sich mit jeder weiteren Ionisierung.

Auffällig ist der große Sprung zwischen der elften und der zwölften Ionisierungsenergie. Die zwei letzten Elektronen werden offenbar besonders gut vom Atomkern festgehalten. Diese Beobachtung macht man für alle Atome mit mehr als zwei Elektronen.

Deutlich ausgeprägt ist auch der Unterschied zwischen der dritten und der vierten Ionisierungsenergie beim Aluminium-Atom: Die vierte Ionisierungsenergie ist mehr als viermal so groß wie die dritte. Man kann sagen, dass zwei Elektronen besonders stark an den Kern gebunden sind, acht weitere Elektronen relativ stark und die restlichen drei relativ locker gebunden sind. Die Beobachtung von zwei sehr stark und acht weiteren, relativ stark gebunden Elektronen macht man nicht nur bei Aluminium, sondern bei allen Atomen mit mehr als zehn Elektronen.

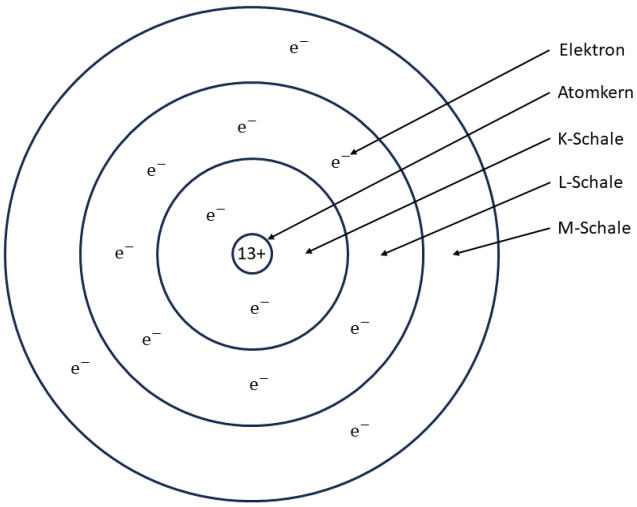


Abbildung 3.8: Beschriftetes Schalenmodell eines Aluminium-Atoms

3.2: Box: Das Schalenmodell

Die ‚Sprünge' (d.h. große Unterschiede) in den Ionisierungsenergien führen zu der Vorstellung, dass die Elektronen sich in Schalen um den Atomkern befinden, wobei Elektronen in den inneren Schalen besser durch den Kern festgehalten werden als Elektronen in weiter außen gelegenen Schalen. Das Schalenmodell eines Aluminium-Atoms ist in Abbildung 3.8 gezeigt. Die Schalen werden von innen nach außen mit K beginnend alphabetisch benannt, also K-, L-, M-, N-, O-, P-, Q-Schale usw.
Die Schale mit der Nummer n kann maximal $2n^2$ Elektronen fassen, das heißt die K-Schale maximal zwei Elektronen, die L-Schale maximal acht Elektronen, die M-Schale maximal 18 Elektronen usw. Ein Atom hat höchstens acht Elektronen in der äußersten Schale. Das heißt z.B. für ein Kalium-Atom mit seinen 19 Elektronen, das sich zwei Elektronen in der K-Schale und acht Elektronen in der L-Schale befinden. Die restlichen neun Elektronen hätten eigentlich alle Platz in der M-Schale, die 18 Elektronen fassen kann, da aber die äußerste Schale nicht mehr als acht Elektronen haben darf, befinden sich in der M-Schale nur acht Elektronen und das neunte Elektron sitzt allein in der N-Schale.
Um die Verteilung der Elektronen auf die Schalen bei allen Atomen angeben zu können, müsste man noch einige Regeln mehr festlegen. Dies soll aber an dieser Stelle unterbleiben. Der interessierte Leser kann sich diese Regeln nach dem Durcharbeiten des nächsten Unterkapitels selbst erstellen, wenn er die Analogie zwischen *Schale* im Schalenmodell und*Hauptquantenzahl* im Orbitalmodell beachtet.

3.6: Kontrollaufgabe: Schalenmodell

1. Zeichnen Sie das Schalenmodell eines Kalium-Atoms.
2. Zeichnen Sie das Schalenmodell eines Rubidium-Atoms. (Hinweis: Ein Rubidium-Atom hat ein Elektron in der äußersten Schale.)

3.9: Exkurs: Die Atommodelle von Bohr und Bohr-Sommerfeld

Der dänische Physiker Niels Bohr (1885 – 1962) schlug ein Atommodell vor, in dem Atome ähnlich aussehen wie unser Planetensystem im Mini-Format: Um den Kern kreisen die Elektronen. Er betrachtete aber nur Atome und Ionen mit einem Elektron.
Eine Erweiterung erfuhr das Atommodell von Bohr durch den deutschen Physiker und Mathematiker Arnold Johannes Wilhelm Sommerfeld (1868 – 1951). Er ließ auch Ellipsenbahnen zu und betrachtete Atome mit mehreren Elektronen. Um die verschiedenen Bahnen zu kennzeichnen, benutzte Sommerfeld *Quantenzahlen*, die schon auf das Orbitalmodell zusteuern. Fasst man ähnliche Bahnen im Bohr-Sommerfeld-Modell zusammen, so erhält man ein Atommodell, das dem Schalenmodell ähnelt. Statt von *Schalen* würde man von *Bahnen* mit einer bestimmten Anzahl von Elektronen ausgehen. Abbildungen gemäß diesem Modell findet man ab und an in der Literatur. Das Modell wird dann meist als *Schalenmodell* oder als *Bohr-Modell* bezeichnet, was aber beides nicht korrekt ist.

3.4 Das Orbitalmodell

Experiment und Modell

3.10: Exkurs: Modelle

Mit Hilfe von Modellvorstellungen kann man Beobachtungen erklären. Ein Modell hilft dabei, die Fülle der Beobachtungen einzuordnen und zu erinnern, vorausgesetzt, das Modell ist dem Problem angemessen. Außerdem können durch ein Modell Vorhersagen über den Ausgang weiterer Versuche gemacht werden. Diese Versuche müssen dann aber auch tatsächlich durchgeführt und die Vorhersagen überprüft werden, bevor diese als Tatsachen anerkannt werden können.
Ein Modell ist niemals die Realität, sondern bildet diese lediglich ab. Beispiel: Eine politische Landkarte ist ein Modell. In der Karte sehen Sie die Grenze zwischen Italien und der Schweiz als rote Linie. Diese Linie werden Sie in der Natur nicht finden, dennoch kommt ihr reale Bedeutung zu: Es kann passieren, dass Sie in der nächsten Berghütte statt mit Euro mit Schweizer Franken bezahlen müssen.
Ob ein Modell angemessen ist, hängt davon ab, ob es für den jeweiligen Zweck geeignet ist. Es kann durchaus sinnvoll sein, ein und dieselbe Sache durch mehrere, miteinander unvereinbare Modelle zu beschreiben, und je nach Zweck das eine oder andere Modell zu wählen. Vielleicht interessieren Sie sich auf einer Bergwanderung gar nicht dafür, wo die italienisch-schweizerische Grenze verläuft, sondern dafür, wie hoch der vor Ihnen liegende Berg ist. Dann ist eine physische Landkarte besser als eine politische. Die politische Karte ist deswegen nicht falsch.
In der Chemie beschreibt man Atome mit verschiedenen Atommodellen. Es gibt nicht ein richtiges Modell und die anderen sind falsch. Die Atommodelle von Rutherford, Bohr und Bohr-Sommerfeld haben daher alle ihre Berechtigung, auch wenn Ihnen nun mit dem *Orbitalmodell* ein mächtigeres Modell vorgestellt wird.

...vorausgesetzt, das Modell ist dem Problem angemessen. Solche Konditionalsätze können Sie hier üben:

3.1: e-DaF: Konditionalgefüge

Das im vorigen Unterkapitel erläuterte Schalenmodell kann nicht erklären, dass es ab der L-Schale auch innerhalb einer Schale kleinere ‚Sprünge' in der Ionisierungsenergie gibt. Man muss die Schalen noch in *Unterschalen* unterteilen, um auch dies erklären zu können. Bringt man die Atome in ein Magnetfeld, so verändern sich die Ionisierungsenergien der Elektronen einer Unterschale. Das heißt, die Elektronen einer Unterschale muss man nochmals unterscheiden nach ihrem Verhalten in einem Magnetfeld. Ein Modell, das diese Beobachtungen erklären kann, ist beispielsweise das Bohr-Sommerfeld-Modell. Allerdings muss man bei diesem Modell annehmen, dass die Gesetzte der Elektrodynamik innerhalb eines Atoms nicht gelten, denn sonst müssten die Elektronen, die sich im elektrischen Feld des Kerns bewegen, Strahlung aussenden und dadurch kinetische Energie verlieren und letztlich in den Kern ‚abstürzen'. Das Orbitalmodell kann die Energiestufen der Atome genau so gut erklären wie das Bohr-Sommerfeld-Modell, ohne die Gesetze der Elektrodynamik zu verletzen.

Der wichtigste Vorteil des Orbitalmodells ist, dass man die chemische Bindung gut erklären kann. Das Orbitalmodell ist daher dasjenige Modell, mit dem man in der modernen Chemie und Physik am arbeiten und argumentieren kann. Der große Nachteil des Orbitalmodells ist aber, dass es sehr unanschaulich ist.

Welle-Teilchen-Dualismus Lässt man eine Wasserwelle gegen eine Wand mit einem Loch laufen, so bildet sich hinter dem Loch eine kugelförmige Welle aus. Macht man zwei Löcher in die Wand, so bilden sich hinter beiden Löchern kugelförmige Wellen, die sich in einiger Entfernung von der Wand überlagern, so dass es Bereiche gibt, in denen sich die Wellen addieren, andere, in denen sie sich gegenseitig vernichten.

Ganz anders, wenn man das Experiment mit kleinen Teilchen macht: Schießt man mit einem Schrotgewehr[12] auf eine Mauer mit einem Loch, so schlagen auf einer Zielscheibe dahinter die Schrotkugeln so ein, dass man quasi ein Bild des Lochs in der Wand bekommt. Macht man ein zweites Loch in die Wand, so wird man auf der Zielscheibe die Bilder von zwei Löchern bekommen, das heißt zwei Bereiche mit den Formen der Löcher, in denen Schrotkugeln eingeschlagen sind.

Führt man diesen Versuch nun mit Elektronen durch, so würde man einen ähnlichen Ausgang wie bei den Schrotkugeln erwarten, da es sich bei Elektronen um Teilchen handelt. Dies ist aber nicht der Fall. Statt dessen gleicht das Verhalten der Elektronen dem Verhalten der Welle. Elektronen haben

[12] Schrot sind kleine Kügelchen. Mit Schrotgewehren werden z.B. Vögel geschossen.

also Welleneigenschaften. Sie haben aber auch Teilcheneigenschaften, sie besitzen nämlich Masse und Ladung. Man spricht von Welle-Teilchen-Dualismus. Dass etwas gleichzeitig Welle und Teilchen ist, ist für uns schwer vorstellbar, da es ein solches Verhalten nicht gibt bei Dingen, die groß genug sind, dass wir sie ohne Hilfsmittel beobachten können. Näheres zum Doppelspaltexperiment finden Sie hier: https://de.wikipedia.org/wiki/Doppelspaltexperiment.

Orbitale und Quantenzahlen Ein Atommodell, dass dem Welle-Teilchen-Dualismus Rechnung trägt, muss sich von der reinen Vorstellung der Elektronen als Teilchen verabschieden. Insbesondere kann man einem Elektron zu einem festen Zeitpunkt keinen festen Aufenthaltsort zuordnen. Dies sind weitere Nachteile der Atommodelle von Bohr und von Bohr-Sommerfeld, die genau das tun. Das Schalenmodell versucht, das Modell von Bohr-Sommerfeld in weiten Teilen zu übernehmen, ohne exakte Aufenthaltsorte der Elektronen zu verwenden.

Das Orbitalmodell geht von Bereichen, in denen sich ein Elektron mit großer Wahrscheinlichkeit befindet aus. Einen solchen Bereich nennt man *Orbital*. Will man ein Orbital zeichnen, so muss man festlegen, bei welcher Wahrscheinlichkeit die Grenze des Orbitals gezeichnet wird. Das Orbitalmodell kann die Energiestufen der Atome genau so gut erklären wie das Bohr-Sommerfeld- Modell, ohne die Gesetze der Elektrodynamik zu verletzen und ohne den Welle-Teilchen-Dualismus zu ignorieren.

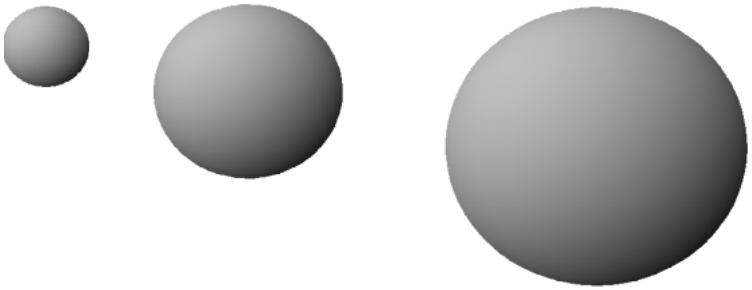


Abbildung 3.9: Drei s-Orbitale

Ein Orbital wird durch drei Zahlen charakterisiert: Zum einen durch die *Hauptquantenzahl* n. Sie kann jede natürliche Zahl ab 1 annehmen. Die Hauptquantenzahl n beschreibt die Größe eines Orbitals. So sind in Abbildung 3.9 drei verschiedene Orbitale[13] zu sehen. Diese Orbitale haben von links nach rechts die Hauptquantenzahl 1, 2 bzw. 3, die anderen Quantenzahlen, die weiter unten besprochen werden, sind jeweils gleich.

Die zweite Quantenzahl, die *Nebenquantenzahl* ℓ, beschreibt die Form des Orbitals. Die Nebenquantenzahl kann alle ganzzahligen Werte zwischen 0 und $n-1$ annehmen, wobei n die Hauptquantenzahl ist.

3.7: Kontrollaufgabe: Nebenquantenzahl

1. Geben Sie die möglichen Werte der Nebenquantenzahl ℓ an, wenn die Hauptquantenzahl $n = 1$ ist.
2. Geben Sie die möglichen Werte der Nebenquantenzahl ℓ an, wenn die Hauptquantenzahl $n = 7$ ist.

Lösungen: Aufgabe 1: nur 0, Aufgabe 2: 0, 1, 2, 3, 4, 5 oder 6

[13] Bei den Orbitalen ist nur die Winkelabhängigkeit der Elektronenaufenthaltswahrscheinlichkeit dargestellt. Details, die vom Radius abhängen wie z.B. Kugelknotenflächen bei den Orbitalen mit $n = 2$ und $n = 3$, d.h. Bereiche im Inneren mit einer Elektronenaufenthaltswahrscheinlichkeit von 0, sind nicht dargestellt.

Orbitale mit der Nebenquantenzahl $\ell = 0$ sind immer kugelsymmetrisch wie in Abbildung 18. Orbitale mit der Nebenquantenzahl $\ell = 0$ nennt man s-Orbitale. Orbitale mit der Nebenquantenzahl $\ell = 1$ sind in Abbildung 3.10 zu sehen. Man nennt sie p-Orbitale. Die Orbitale[14] in Abbildung 3.10 unterscheiden sich in ihrer Magnetquantenzahl m. Orbitale mit höheren Nebenquantenzahlen haben kompliziertere Formen. Orbitale mit der Nebenquantenzahl $\ell = 2$ nennt man d-Orbitale. Orbitale mit der Nebenquantenzahl $\ell = 3$ nennt man f-Orbitale. Die dritte und letzte Quantenzahl, die ein Orbital charakterisiert, ist die *Magnetquantenzahl* m; sie kann alle ganzzahligen Werte von $-\ell$ bis $+\ell$ annehmen. Sie beschreibt, wie das Orbital im Raum liegt. Dies spielt nur dann eine Rolle, wenn im Raum ein Magnetfeld existiert, so dass die verschiedenen Richtungen überhaupt unterschieden werden können. Daher auch der Name *Magnetquantenzahl*.

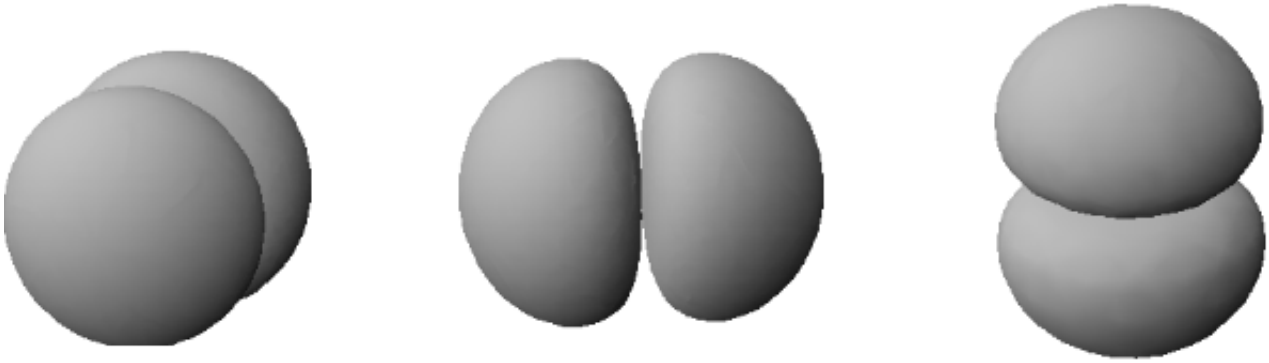


Abbildung 3.10: Drei p-Orbitale

3.8: Kontrollaufgabe: Magnetquantenzahl

Nennen Sie die Anzahl der verschiedenen

1. 2p-Orbitale,
2. 4d-Orbitale,
3. 3p-Orbitale und
4. 3f-Orbitale.

Lösungen:

1) Drei, denn p-Orbital bedeutet $\ell = 1$.
Damit kann die Magnetquantenzahl m die Werte −1, 0 oder +1 annehmen.
2) Fünf, denn d-Orbital bedeutet $\ell = 2$.
Damit kann die Magnetquantenzahl m die Werte −2, −1, 0, +1 oder +2 annehmen.
3) Drei, genauso wie bei Aufgabe 1.
Die andere Hauptquantenzahl n ändert nichts an der Argumentation.
4) Gar keine, denn f-Orbital bedeutet $\ell = 3$.
Die Nebenquantenzahl kann nur Werte zwischen 0 und $n - 1$ annehmen.
Die Kombination von $n = 3$ und $\ell = 3$ gibt es daher nicht.

[14] Wiederum ist nur der winkelabhängige Teil dargestellt.

Ein Orbital kann ein oder zwei Elektronen aufnehmen. Zwei Elektronen im selben Orbital unterscheiden sich in ihrer Ionisierungsenergie, wenn man das Atom in ein Magnetfeld bringt. Sie sind also experimentell unterscheidbar. Daher kennzeichnet man die Elektronen durch eine weitere, vierte Quantenzahl, der *Spinquantenzahl* s. Sie kann die Werte $+\frac{1}{2}$ oder $-\frac{1}{2}$ annehmen. Zwei Elektronen im selben Orbital unterscheiden sich immer in der Spinquantenzahl, d.h. hier hat immer das eine Elektron $s = +\frac{1}{2}$, das andere $s = -\frac{1}{2}$. Die Spinquantenzahl wird manchmal als *Spin*, das heißt Rotation, des Elektrons interpretiert, was allerdings von einem Elektron als Teilchen ausgeht.

Besetzungsregeln In der *Pauli-Schreibweise* (‚Kästchenschreibweise') symbolisiert man ein Orbital durch ein Kästchen, ein Elektron mit Spinquantenzahl $s = +\frac{1}{2}$ durch einen Pfeil nach oben, ein Elektron mit Spinquantenzahl $s = -\frac{1}{2}$ durch einen Pfeil nach unten. Die Pauli-Schreibweise geht auf den österreichischen Physiker Wolfgang Ernst Pauli (1900 – 1958) zurück.

Die Elektronenkonfiguration von Selen (Se) in Pauli-Schreibweise ist in Abbildung 3.11 gegeben. Die Zahlen links geben die Hauptquantenzahl der Elektronen rechts davon an. Die Buchstaben unten geben an, ob es sich um ein s-Orbital handelt, d.h. ein Orbital mit $\ell = 0$, um ein p-Orbital ($\ell = 1$) oder um ein d-Orbital ($\ell = 2$). Es gibt zu jeder Hauptquantenzahl n mit $n \geq 2$ immer drei p-Orbitale mit den Magnetquantenzahlen $m = -1$, $m = 0$ und $m = +1$. Daher gibt es hier immer drei Kästchen. Es gibt zu jeder Hauptquantenzahl n mit $n \geq 3$ immer fünf d-Orbitale, wobei für die Magnetquantenzahl m gilt: $m \in \{-2; -1; 0; +1; +2\}$.

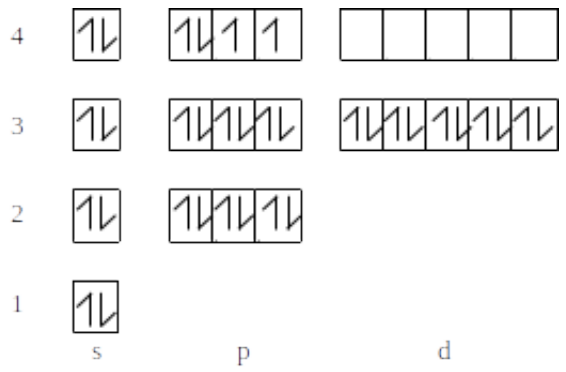


Abbildung 3.11: Elektronenkonfiguration von Selen

3.11: Exkurs: Die Schrödingergleichung

Woher weiß man, wie die Orbitale aussehen? Aufenthaltswahrscheinlichkeiten sind schwer zu messen. Die genaue Gestalt der Orbitale sind das Ergebnis mathematischer Berechnungen, nicht direkter Beobachtung oder Messung. Die Gestalt der Orbitale ergibt sich aus den Lösungen der Schrödingergleichung, so benannt nach dem österreichischen Physiker Erwin Rudolf Josef Alexander Schrödinger (1887 – 1961). Schrödinger ist im öffentlichen Bewusstsein stark mit seinem Gedankenexperiment von Schrödingers Katze verknüpft. Die Schrödingergleichung ist eine partielle Differentialgleichung. Zu Differentialgleichungen wurden im Exkurs 3.3 einige grundlegende Dinge gesagt.

3.12: Exkurs: $\mathbb{N}$, $\mathbb{N}^*$, $\mathbb{N}_0$

Es gibt zwei verschiedene Definitionen von $\mathbb{N}$, zum einen mit 0, zum anderen ohne 0. In diesem Skript beinhaltet $\mathbb{N}$ die Zahl 0, es gilt also $\mathbb{N} = \{0, 1, 2, 3 \ldots\}$. Die Menge ohne 0 wird mit $\mathbb{N}^*$ bezeichnet, es gilt also $\mathbb{N}^* = \{1, 2, 3 \ldots\}$.
Benutzt man die andere Definition bei der $\mathbb{N} = \{1, 2, 3 \ldots\}$ gilt, wird die Menge mit 0 als $\mathbb{N}_0$ oder manchmal auch als $\mathbb{N}^0$ geschrieben. Da dieses Skript aber der obigen Schreibweise folgt, kommen diese Symbole hier nicht vor.

Statt der Kästchenschreibweise kann man die Elektronenkonfiguration von Selen auch folgendermaßen angeben: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$, gelesen „eins s zwei, zwei 3 s zwei, 2 p sechs...". Diese Schreibweise kann man noch verkürzen. Man gibt das vorige Edelgas (Die Elemente der 18. Gruppe ganz rechts im Periodensystem), für Selen ist das Argon (Ar), in eckigen Klammern an und dann nur noch die Elektronen, die das betreffende Atom von diesem Edelgasatom unterscheiden, hier $[Ar]4s^2 3d^{10} 4p4$.

3.3: Box: Quantenzahlen im Überblick

Name	Formelzeichen	Wertebereich	Geometrische Bedeutung
Hauptquantenzahl	n	$\mathbb{N}^*$, Stand 2024 im Grundzustand bis maximal 7	Größe des Orbitals
Nebenquantenzahl	ℓ	0 bis $n-1$, dabei $\ell \in \mathbb{N}$ (s, p, d, f ...)	Form des Orbitals
Magnetquantenzahl	m	$-\ell$ bis $+\ell$, dabei $m \in \mathbb{Z}$	Ausrichtung des Orbitals
Spinquantenzahl	s	$s \in \{+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}\}$	Keine, charakterisiert nicht das Orbital

Tabelle 3.1: Quantenzahlen im Überblick

3.4: Box: Besetzungsregeln

Durch n, ℓ und m ist ein Orbital charakterisiert. Ein Orbital kann zwei Elektronen mit unterschiedlicher Spinquantenzahl s fassen.
Besetzungsregeln:

1. Zwei Elektronen desselben Atoms stimmen nie in allen Quantenzahlen überein (‚Pauli-Verbot'). Dies bedeutet im Umkehrschluss: Durch Angabe des Wertetupels (n, ℓ, m, s) ist ein Elektron eines Atoms exakt charakterisiert.

2. Es werden zuerst die Orbitale belegt, in denen die Elektronen am festesten an den Atomkern gebunden sind, d.h. die Besetzung erfolgt in der Reihenfolge (betragsmäßig) abnehmender Ionisierungsenergie.

   Konkret: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p Dies kann man sich besser merken, wenn man es wie in Abbildung 3.12 aufschreibt.

3. Gibt es mehrere Orbitale derselben Energiestufe (mehrere p, d oder f-Orbitale derselben Hauptquantenzahl n), so werden erst alle diese Orbitale mit je einem Elektron derselben Spinquantenzahl s besetzt, dann erst erfolgt Doppelbesetzung (*Hundsche Regel*, nach dem deutschen Physiker Friedrich Hermann Hund (1896 – 1997).

Ionisierungsenergien im Orbitalmodell Das Schalenmodell wurde eingeführt, um die Sprünge in den Ionisierungsenergien zu erklären, was das Kern-Hülle-Modell nicht konnte. Da aber auch das Schalenmodell Grenzen hat und viele experimentelle Befunde nicht erklären kann, braucht man das Orbitalmodell. Kann aber das Orbitalmodell alles, was das Schalenmodell kann? Kann das Orbitalmodell ebenfalls die Sprünge in den Ionisierungsenergien erklären? Es kann.

Wie viele Elektronen eines Atoms können dieselbe Hauptquantenzahl n besitzen? Für $n = 1$ muss $\ell = 0$ sein. Die Magnetquantenzahl m kann dann nur den Wert 0 annehmen. Es gibt daher nur ein Orbital mit $n = 1$, nämlich das 1s-Orbital. Es kann zwei Elektronen fassen.

Für $n = 2$ kann ℓ die Werte 0 oder 1 annehmen. Für $\ell = 0$ folgt $m = 0$ und es ergibt sich das 2s-Orbital. Für $\ell = 1$ kann m die Werte -1, 0 oder $+1$ annehmen. Dies führt zu den drei 2p-Orbitalen. Insgesamt gibt es also vier Orbitale mit $n = 2$, von denen jedes zwei Elektronen aufnehmen kann. Es

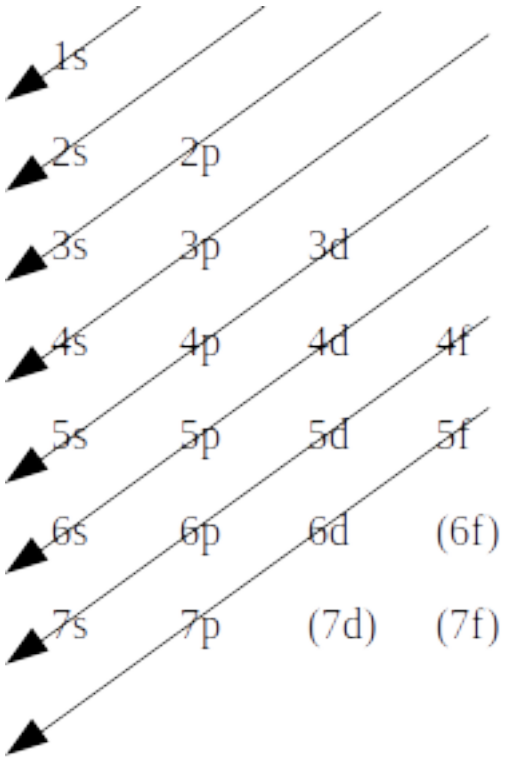


Abbildung 3.12: Merkhilfe für die Reihenfolge der Orbitale

gibt hier folglich insgesamt acht Elektronen.

Für $n = 3$ kann ℓ die Werte 0, 1 oder 2 annehmen, zu denen jeweils ein, drei bzw. fünf verschiedene Werte von m gehören. Es gibt also für $n = 3$ ein 3s-Orbital, drei 3p-Orbitale und fünf 3d-Orbitale, macht insgesamt neun Orbitale, die maximal 18 Elektronen fassen können.

Für $n = 4$ ergeben sich ein 4s-Orbital, drei 4p-Orbitale, fünf 4d-Orbitale und sieben 4f-Orbitale. Dies ergibt addiert 16 Orbitale mit $n = 4$, die jeweils zwei Elektronen fassen können, insgesamt 32 Elektronen.

In einem Atom können immer maximal $2n^2$ Elektronen die Hauptquantenzahl n besitzen. Dies stimmt mit der Anzahl von Elektronen in einer Schale beim Schalenmodell überein. Damit kann man auch analog die Sprünge in der Ionisierungsenergie erklären: Die Hauptquantenzahl n beschreibt die Größe eines Orbitals. Elektronen, die sich weit weg vom Kern aufhalten können, sich also in einem großen Orbital mit hoher Hauptquantenzahl n befinden, haben eine niedrigere Ionisierungsenergie als Elektronen in kleinen Orbitalen mit niedrigem n.

3.9: Kontrollaufgabe: Ionisierungsenergie im Orbitalmodell

1. Geben Sie die Elektronenkonfiguration eines Aluminium-Atoms an.
2. Beim Ionisieren werden die Elektronen in umgekehrter Reihenfolge wieder entfernt, d.h. zuerst das Elektron in einem der 3p-Orbitale. Untersuchen Sie, zwischen welchen Ionisierungsenergien große Sprünge auftreten müssten. Vergleichen Sie Ihr Ergebnis mit den Werten in Abbildung 3.7.

Unterschalen Betrachtet man die Ionisierungsenergien eines Atoms, z.B. eines Aluminium-Atoms, so erkennt man, dass es den ersten Sprung in der Ionisierungsenergie zwischen der 3. und der 4. Ionisierungsenergie gibt, da zunächst die drei Elektronen mit der Hauptquantenzahl $n = 3$ und daher

niedriger Ionisierungsenergie entfernt werden, bevor dann als viertes Elektron ein Elektron mit $n = 2$ entfernt wird. Den zweiten Sprung gibt es zwischen der 11. und der 12. Ionisierungsenergie. Hier wirkt sich der Übergang zwischen $n = 2$ und $n = 1$ aus.

Schaut man etwas genauer die Werte in Abbildung 3.7 an, so erkennt man, dass auch der Unterschied zwischen der 1. und 2. Ionisierungsenergie etwas deutlicher ist als derjenige zwischen der 2. und der 3. Dies kann man erklären, wenn man die Nebenquantenzahl ℓ mit in die Überlegung einbezieht: Das Elektron, das als erstes entfernt wird, sitzt in einem 3p-Orbital ($\ell = 1$), die beiden nächsten im 3s-Orbital ($\ell = 0$). Offenbar lassen sich Elektronen in Orbitalen mit größerer Nebenquantenzahl ℓ (bei gleicher Hauptquantenzahl n) leichter entfernen als solche in Orbitalen mit kleinerem ℓ. Man spricht in diesem Zusammenhang auch von Elektronen in der 3p-Unterschale und der 3s-Unterschale, obwohl dadurch Begriffe aus dem Schalenmodell und dem Orbitalmodell vermischt werden.

Dieselbe Beobachtung kann man nochmals machen zwischen der 9. und der 10. Ionisierungsenergie: Das Elektron, das als neuntes entfernt wird, stammt aus der 2p-Unterschale, dasjenige, das als zehntes entfernt wird aber aus der 2s-Unterschale, weshalb es etwas schwerer zu entfernen ist.

3.5 Das Periodensystem

Periodensystem und Elektronenkonfiguration

Im Anhang befindet sich ein Periodensystem. Beim Durcharbeiten dieses Kapitels ist es notwendig, ein Periodensystem vorliegen zu haben. Die Spalten des Periodensystems nennt man *Gruppen*, die Zeilen nennt man *Perioden*. Die Gruppen werden von links nach rechts von 1 bis 18 durchnummeriert. Die Elemente sind nach zunehmender Kernladungszahl angeordnet, die deswegen auch Ordnungszahl genannt wird. Diese ist bei neutralen Atomen natürlich identisch mit der Anzahl der Elektronen. Eine neue Periode im Periodensystem wird genau dann angefangen, wenn eine neue Hauptquantenzahl begonnen wird. Durch diese Anordnung stehen Elemente untereinander, deren Elektronenkonfigurationen starke Ähnlichkeiten aufweisen. Als Beispiel sollen die Elemente der 1. und 17. Gruppe dienen (Tabelle 3.2).

1. Gruppe	**17.Gruppe**
Wasserstoff, H: $1s^1$	
Lithium, Li: [He] $2s^1$	Fluor, F: [He] $2s^2\ 2p^5$
Natrium, Na: [Ne] $3s^1$	Chlor, Cl: [Ne] $3s^2\ 3p^5$
Kalium, K: [Ar] $4s^1$	Brom, Br: [Ar] $4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$
Rubidium, Rb: [Kr] $5s^1$	Iod, I: [Kr] $5s^2\ 4d^{10}\ 5p^5$
Cäsium, Cs: [Xe] $6s^1$	Astat, At: [Xe] $6s^2\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6p^5$
Francium, Fr: [Rn] $7s^1$	Tenness, Ts: [Rn] $7s^2\ 5f^{14}\ 6d^{10}\ 7p^5$

Tabelle 3.2: Elektronenkonfigurationen in der 1. und 17. Gruppe

Man sieht, dass die Konfiguration der Elektronen mit der jeweils höchsten Hauptquantenzahl in jeder Gruppe identisch ist, nur dass die Hauptquantenzahl selbst anders ist. Ähnlich ist das auch bei den Elementen der Gruppen, in denen die d-Orbitale besetzt werden, beispielsweise der 4. und 12. Gruppe (Tabelle 3.3). Anzumerken ist, dass es bei den Gruppen 5 bis 10 einige kleine Unregelmäßigkeiten gibt.

Die chemischen Eigenschaften eines Atoms werden bestimmt durch die Elektronenkonfiguration. Insbesondere die Elektronen, die sich weit außen befinden, treten bei einer Reaktion mit der Elektronenhülle eines anderen Atoms in Wechselwirkung und sind daher für die chemischen Eigenschaften besonders bestimmend. Diese Elektronen nennt man *Valenzelektronen*. Diese Valenzelektronen sind in

4. Gruppe	**12.Gruppe**
Titan, Ti: [Ar] $4s^2\ 3d^2$	Zink, Zn: [Ar] $4s^2\ 3d^{10}$
Zirkonium, Zr: [Kr] $5s^2\ 4d^2$	Cadmium, Cd: [Kr] $5s^2\ 4d^{10}$
Hafnium, Hf: [Xe] $6s^2\ 4f^{14}\ 5d^2$	Quecksilber, Hg: [Xe] $6s^2\ 4f^{14}\ 5d^{10}$
Rutherfordium, Rf: [Rn] $7s^2\ 5f^{14}\ 6d^2$	Copernicium, Cn: [Rn] $7s^2\ 5f^{14}\ 6d^{10}$

Tabelle 3.3: Elektronenkonfigurationen in der 4. und 12. Gruppe

den Tabellen 3.2 und 3.3 durch graue Unterlegung gekennzeichnet. Bei den Elementen der Gruppen 1, 2 und 13 bis 18 (z.B. Tabelle 3.2) sind die Valenzelektronen genau die mit der größten Hauptquantenzahl. Bei den Elementen der Gruppen 3 bis 12 (z.B. Tabelle 3.3) zählt man auch die d-Elektronen mit der zweitgrößten Hauptquantenzahl dazu.

3.5: Box: Gruppenbeziehung

Stoffe einer Gruppe haben ähnliche chemische Eigenschaften, da sie ähnliche Konfigurationen der Valenzelektronen besitzen.

Diese Ähnlichkeiten sind am stärksten ausgeprägt in der 2., 17. und 18. Gruppe und in der 1. Gruppe, wenn man vom Wasserstoff absieht.

1. Gruppe (ohne Wasserstoff), man nennt diese Elemente *Alkalimetalle*:
   - Alle Stoffe sind Metalle, d.h. sie sind elektrische Leiter, gute Wärmeleiter, sie glänzen.
   - Alle Stoffe sind so weich, dass man sie mit einem Messer schneiden kann.
   - Alle Stoffe reagieren heftig unter Gasentwicklung mit Wasser gemäß der Reaktionsgleichung $2\,Me + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,MeOH + H_2$, wobei Me für ein beliebiges der Alkalimetalle steht. Dampft man die entstandene Lösung ein, so erhält man das MeOH als weißes Pulver. Lösungen von Alkalimetallen in Wasser sind ätzend. So ist in „Abflussfrei“ vorwiegend NaOH enthalten, um Haare und anderes organisches Material, das den Abfluss verstopft, zu zersetzen. Außerdem wird NaOH zur Behandlung von Holz bei der Papierherstellung verwendet.
   - Alle Stoffe reagieren mit Sauerstoff, so dass alle mit einer grau-weißen Schicht überzogen sind, bei der es sich um eine Verbindung zwischen dem Metall und Sauerstoff handelt.
   - Insgesamt sind die Stoffe sehr reaktiv.
   - Die Anwesenheit von Alkalimetallen oder ihrer Verbindungen in Flammen färben diese charakteristisch, was bei Feuerwerkskörpern ausgenutzt wird, z.B. rot bei Lithium, orange bei Natrium, blau bei Caesium (der Name Caesium leitet sich von lateinisch caesius ab, was himmelblau bedeutet).
2. Gruppe, man nennt diese Elemente *Erdalkalimetalle*:
   - Alle Stoffe sind Metalle, d.h. sie sind elektrische Leiter, gute Wärmeleiter, sie glänzen.

- Alle Stoffe sind hart und spröde[15].

- Alle Metalle reagieren mit Wasser gemäß $Me + 2\,H_2O \longrightarrow Me(OH)_2 + H_2$, wobei Me für ein beliebiges der Erdalkalimetalle steht. Dampft man die entstandene Lösung ein, so erhält man das $Me(OH)_2$ als weißes Pulver.

- Alle Stoffe reagieren mit Sauerstoff, so dass alle mit einer grau-weißen Schicht überzogen sind, bei der es sich um eine Verbindung zwischen dem Metall und Sauerstoff handelt.

- Insgesamt sind die Erdalkalimetalle sehr reaktiv, allerdings nicht ganz so stark wie die Alkalimetalle.
- Einige der Erdalkalimetalle und ihre Verbindungen können Flammen färben, Barium z.B. grün.

3.10: Kontrollaufgabe: Alkali- und Erdalkalimetalle

Nennen Sie die Gemeinsamkeiten und Unterschiede von Alkali- und Erdalkalimetallen.

17. Gruppe, man nennt diese Elemente *Halogene*: Der Begriff *Halogen* kommt aus dem griechischen und bedeutet *Salzbildner*, da Salze im engeren Sinn immer Halogenverbindungen sind, z.B. Kochsalz, chemisch Natriumchlorid, eine Verbindung aus Natrium und Chlor. Die Halogene sind wie die Alkali- und Erdalkalimetalle sehr reaktiv, unterscheiden sich aber sonst sehr stark von diesen.
    - Halogene sind sehr reaktiv; daher sind die gasförmigen und flüssigen Halogene ätzend, da sie mit dem Körpergewebe reagieren.
    - Halogene reagieren mit Metallen.
    - Halogene reagieren mit Wasserstoff. Die wässrigen Lösungen der Halogenwasserstoffe sind sauer.

3.13: Exkurs: Halogene in Alltag, Industrie und Umwelt

Fluorverbindungen werden benötigt, um den Zahnschmelz zu härten. Zahncreme enthält daher üblicherweise Natriumfluorid oder organische Fluorverbindungen.
Chlor wird benutzt, um Wasser zu desinfizieren, vor allem in Schwimmbädern, teilweise auch bei Trinkwasser. Früher wurde Chlor benutzt, um Papier zu bleichen[16]. Da die entstehenden Abwässer umweltgefährdend sind, wird dieses Verfahren immer weniger verwendet.
Brom spielte eine große Rolle für die Herstellung von Filmmaterial, da Silberbromid lichtempfindlich ist. Im Zeitalter der Digitalfotografie verliert klassisches Filmmaterial aber zunehmend an Bedeutung.
Gelangen Chlor oder Brom in die Stratosphäre, eine Schicht der Atmosphäre in einer Höhe zwischen 15 km und 50 km, so zerstören sie dort das Ozon (O_3), das die Erde vor harter UV-Strahlung von der Sonne schützt. Chlor und Brom können aber nur in Verbindungen, die langlebig und nicht wasserlöslich sind, in die Stratosphäre gelangen. Solche Verbindungen sind die FCKW (Fluorchlorkohlenwasserstoffe), die als Treibgas in Spraydosen benutzt werden und die Halone (Halogenkohlenstoffe), die als Flammschutzmittel verwendet werden. Aufgrund der schädlichen Wirkung wurde die Produktion von FCKW und Halonen mittlerweile eingestellt. Das Problem der Ozonzerstörung in der Stratosphäre existiert zwar noch, es wird aber angenommen, dass es in den nächsten Jahren abnehmen wird. In Ethanol gelöstes Iod wird zur Desinfektion von Wunden verwendet, wird aber zunehmend durch besser verträgliche Substanzen ersetzt. Die Schilddrüse[17]benötigt Iod zur Hormonproduktion, daher wird Kochsalz meist Spuren von Kaliumiodat, einer Iodverbindung, beigemischt.
Brom und Iod werden in Halogenlampen verwendet. Dampft von dem heißen Glühdraht aus Wolfram etwas Material ab, so reagiert es mit Brom oder Iod. Treffen die entstandenen Verbindungen wieder auf den Glühdraht, so werden sie bei den dortigen hohen Temperaturen zersetzt und das Wolfram lagert sich wieder an den Glühdraht an. Dadurch wird auch vermieden, dass sich Wolfram am Glaskörper absetzt, diesen verdunkelt, einen Hitzestau auslöst und die Lampe zerstört. Im Vergleich zu herkömmlichen Glühbirnen können Halogenlampen daher kleiner gebaut werden und mit einer höheren Temperatur betrieben werden, was die Lichtausbeute verbessert, ohne dass die Halogenlampen eine kürzere Lebensdauer haben.

[15]spröde: Gegenteil von biegsam, d.h. ein spröder Körper bricht beim Versuch, ihn zu biegen

18. Gruppe, man nennt diese Elemente *Edelgase*: Sie haben die große Gemeinsamkeit, dass sie alle kaum Lust haben, zu reagieren. Sie werden z.B. als Füllgase in Glühbirnen verwendet. Die wenigen Edelgasverbindungen, die es gibt, sind meist Verbindungen des Xenons mit Fluor, Chlor, Brom oder Sauerstoff. Außerdem kann man KrF_2 und RnF_2 herstellen. Von Argon ist nur die Verbindung $(H_2O)_{46}Ar_8$ bekannt, die analog auch mit Xenon und Krypton an Stelle von Argon existiert. Allerdings kann man darüber streiten, ob dies Verbindungen sind oder eher Gemische von Wasser mit dem jeweiligen Edelgas. Von Helium und Neon sind überhaupt keine Verbindungen bekannt.

Eigenschaften innerhalb einer Gruppe

Das Periodensystem fasst aber nicht nur Elemente, deren Stoffe sich chemisch ähnlich verhalten in Gruppen zusammen, sondern hilft auch auf eine weitere Weise, die Chemie zu ordnen: Bestimmte Eigenschaften ändern sich innerhalb der Gruppen regelmäßig.
So gilt beispielsweise für die Alkalimetalle:

- Die Härte nimmt von oben nach unten ab.
- Die Schmelztemperatur nimmt von oben nach unten ab (Caesium kann man bei 29 °C in der Hand schmelzen!)
- Die Reaktivität nimmt innerhalb der Gruppe von oben nach unten zu.

Bei den Erdalkalimetallen und den Edelgasen nimmt ebenfalls die Reaktivität von oben nach unten zu. Im Gegensatz dazu nimmt bei den Halogenen die Reaktivität innerhalb der Gruppe von oben nach unten ab.
Insgesamt gilt:

- Im Periodensystem nimmt der metallische Charakter der elementaren Stoffe von oben nach unten zu, von links nach rechts ab. Zum metallischen Charakter gehört die elektrische Leitfähigkeit, gute Wärmeleitfähigkeit, Glanz.
- Im Periodensystem nehmen die Radien der Atome von oben nach unten zu, da jeweils eine weitere Schale dazukommt, bzw., wenn man im Orbitalmodell argumentieren will, eine neue Hauptquantenzahl mit größeren Orbitalen angefangen wird. Von links nach rechts nehmen die Radien der Atome ab, da bei gleicher Anzahl von Schalen bzw. gleicher maximaler Hauptquantenzahl die Kernladung zunimmt, welche die Elektronen zum Kern zieht.
- Die erste Ionisierungsenergie nimmt im Periodensystem von oben nach unten ab und von links nach rechts zu, da sich größere Atome leichter ionisieren lassen als kleine aufgrund der stärkeren Anziehung der Elektronen in der Nähe des Kerns.

Positiv geladene Ionen, so genannte *Kationen*, sind kleiner als die jeweiligen Atome, aus denen sie entstanden sind, insbesondere, wenn sie eine Schale (im Orbitalmodell: eine Hauptquantenzahl) weniger haben. So ist beispielsweise ein Na^+-Ion mit seinen zwei Schalen deutlich kleiner als ein Na-Atom mit seinen drei Schalen. Negativ geladene Ionen, so genannte *Anionen*, sind größer als die jeweiligen Atome, da sich mehr Elektronen stärker gegenseitig abstoßen, ohne dass der positiv geladene Kern stärker zieht. So ist ein Cl^- -Ion größer als ein Cl-Atom. Ansonsten gelten für die Ionenradien dieselben Regeln wie bei den Atomradien: Von oben nach unten größer, von links nach rechts kleiner.

[17] bleichen: weiß machen
[17] die Schilddrüse: ein Organ, das im Hals sitzt (englisch: the thyroid, französisch: la thyroïde)

3.11: Kontrollaufgabe: Ordnung im Periodensystem

1. Ordnen Sie folgende Atome (F, Cs, Ga, Ca, O, N, P, Ge und Si) nach zunehmendem
   - Radius,
   - metallischen Eigenschaften und
   - Ionisierungsenergie.
2. Ordnen Sie die Stoffe (F, Br, I und Cl) nach zunehmender
   - Reaktivität und
   - abnehmenden metallischen Eigenschaften.
3. Ordnen Sie die folgenden Stoffe nach zunehmender Reaktivität und Radius: Be, Cs, Mg, K, Ca, Rb.
4. Ordnen Sie die Ionen nach zunehmendem Radius: K^+, Ca^{2+}, Al^{3+}.
5. Begründen Sie, welches der folgenden Teilchen größer ist: ein O-Atom oder ein O^{2-}-Ion.

Die Lanthanoiden, d.h. die Elemente 58 bis 71, die hinter dem Lanthan stehen, haben chemisch sehr ähnliche Stoffeigenschaften, obwohl sie hintereinander und nicht untereinander in einer Gruppe stehen. Dies ist aber mit dem Orbitalmodell leicht zu verstehen: Die Lanthanoiden unterscheiden sich in der Anzahl der Elektronen in den 4f-Orbitalen. Man kann diese Elektronen bei den Lanthanoiden daher zu den Valenzelektronen zählen. Andererseits sind die 4f-Elektronen aber verglichen mit den 6s-Elektronen relativ weit innen in der Elektronenhülle, so dass sie nur eine untergeordnete Rolle für die chemischen Eigenschaften spielen.
Für die Actinoiden (Elemente 90 bis 103) kann man analog argumentieren. Allerdings ist die Chemie der Actinoide nur schlecht untersucht, da alle Isotope dieser Elemente radioaktiv sind und ihre Untersuchung im Chemie-Labor daher nicht gut für die Gesundheit der Wissenschaftler ist und deshalb weitgehend unterbleibt.
Da bei den Lanthanoiden und Actinoiden die 4f- bzw. 5f-Orbitale besetzt werden, nennt man diese Elemente auch *f-Elemente*. Da bei den Elementen der 3. bis 12. Gruppe die d-Orbitale besetzt werden, nennt man diese *d-Elemente*. Die Gruppen 3 bis 12 werden manchmal auch als *Nebengruppen* bezeichnet und ihre Elemente dementsprechend als *Nebengruppenelemente*. Die Elemente der 1. und 2. Gruppe und das Helium nennt man *s-Elemente*, die Elemente der 13. bis 18. Gruppe (mit Ausnahme von Helium) *p-Elemente*. Die Gruppen 1, 2 und 13 bis 18 werden auch als *Hauptgruppen* bezeichnet und ihre Elemente als *Hauptgruppenelemente*.

3.14: Exkurs: Geschichte des Periodensystems

Nach Vorarbeiten von Johann Wolfgang Döbereiner (1780 – 1849) und John Alexander Reina Newlands (1838 – 1898) wurden die ersten Periodensysteme von Dimitri Iwanowitsch Mendelejew (1834 – 1907) und Lothar Meyer (1830 – 1895) aufgestellt. Der Russe Mendelejew und der Deutsche Meyer arbeiteten unabhängig voneinander und veröffentlichten ihre Periodensysteme zufällig beide im Jahr 1869. Die Elemente in ihren Periodensystemen waren noch nach Atommassen geordnet und nicht nach der Anzahl der Protonen, da das Proton erst 50 Jahre später von Ernest Rutherford entdeckt wurde. Einige Elemente, z.B. Tellur und Iod, hat Mendelejew vertauschen müssen, damit in einer Gruppe ähnliche Elemente beieinander stehen. Er behauptete, dass der Fehler in einer falschen Bestimmung der Atommassen liegen müsse. Er spekulierte mittels seines Periodensystems, dass es noch weitere, zum damaligen Zeitpunkt noch unbekannte Elemente geben müsse, z.B. Gallium und Germanium. 1913, also immer noch sechs Jahre vor der Entdeckung des Protons, legte Henry Gwyn Jeffreys Moseley (1887 – 1915) das erste Periodensystem vor, das nach der Kernladung geordnet war, die er durch Röntgenspektroskopie messen konnte. Er prognostizierte mit seinem Periodensystem die Existenz der später entdeckten Elemente Technetium, Promethium und Rhenium.

4 Die chemische Bindung

4.1 Die Ionenbindung

4.1: Box: Elektrische Leitfähigkeit

Elektrischer Strom ist bewegte elektrische Ladung. Damit ein Stoff den elektrischen Strom leiten kann, müssen in dem Stoff geladene Teilchen vorhanden sein und diese geladenen Teilchen müssen sich bewegen können.

Aufbau der Ionenverbindungen Die meisten Verbindungen kann man grob in leicht flüchtige Stoffe, z.B. Wasser, einerseits und salzartige Stoffe, z.B. Kochsalz, chemischer Name Natriumchlorid, andererseits einteilen. Die leicht flüchtigen Stoffe sind bei Raumtemperatur bereits flüssig oder gasförmig oder aber sie schmelzen zumindest bei wenigen hundert Grad Celsius. Sie sind oft weich und verformbar. Salzartige Stoffe haben gewöhnlich hohe Schmelz- und Siedetemperaturen, so dass sie bei Raumtemperatur stets fest vorliegen. Sie sind außerdem hart und spröde.

Eine weitere Unterscheidungsmöglichkeit ist die elektrische Leitfähigkeit. Leicht flüchtige Stoffe sind zumeist schlechte elektrische Leiter, auch im flüssigen Aggregatzustand oder in Lösung. Salzartige Stoffe leiten im festen Zustand den Strom ebenfalls nicht, jedoch sind Schmelzen und Lösungen von salzartigen Stoffen gute elektrische Leiter. Dies weißt darauf hin, dass salzartige Stoffe aus geladenen Teilchen bestehen, also Ionen, die dann beim Schmelzen oder Lösen beweglich werden. Salzartige Stoffe sind Stoffe, die sich aus Ionen aufbauen. Statt *salzartige Stoffe* sagt man daher auch *Ionenverbindungen*.

Born-Haber-Kreisprozess Der Born-Haber-Kreisprozess ist nach dem deutsch-britischen Mathematiker und Physiker Max Born (1882 – 1979) und dem deutschen Chemiker Fritz Jakob Haber (1868 – 1934), benannt. Er zerlegt eine Reaktion, bei der eine Ionenverbindung entsteht, in Teilschritte. Nach dem Satz von Hess (nach dem schweizerisch-russischen Chemiker Germain Henri Hess (1802 – 1850), muss die Summe der Enthalpieumsätze der Teilschritte gleich dem Enthalpieumsatz der Gesamtreaktion sein. Damit kann die Reaktionsenthalpie eines Teilschritts berechnet werden, wenn die Reaktionsenthalpien aller anderer Teilschritte und der Gesamtreaktion bekannt sind. Die *Gitterenergie* ist die Enthalpie, die beim Formen eines Ionengitters aus einzelnen Ionen frei wird. Die Gitterenergie ist für das Verständnis der hohen Schmelz- und Siedetemperaturen und Härte der Ionenverbindungen wichtig.

Born-Haber-Kreisprozess für die Bildung von Natriumchlorid Im Folgenden wird die Bildung von Natriumchlorid, NaCl, aus Natrium und Chlor und die dabei auftretenden Enthalpie-Umsätze untersucht, um so Informationen über die Gitterenergie des Ionengitters von Natriumchlorid zu erhalten. Für die Bildung von 1,00 mol NaCl aus Natrium und Chlor kann man die Reaktionsgleichung folgendermaßen aufschreiben:

$$\mathrm{Na\,(s)} + \frac{1}{2}\,\mathrm{Cl_2\,(g)} \longrightarrow \mathrm{NaCl\,(s)} \quad \Delta H = -411\,\mathrm{kJ/mol} \tag{4.1}$$

Dabei stehen in Klammern hinter den Stoffen die jeweiligen Aggregatzustände: g (gasus) für gasförmig, s (solidus) für fest. Wäre ein flüssiger Stoff beteiligt, so hätte man ihn mit l (liquidus) für flüssig gekennzeichnet. ΔH ist stark negativ, d.h. die Reaktion ist stark exotherm, liefert also Wärme.

Diese Reaktion kann man in mehrere Schritte zerlegen und die Enthalpieumsätze der einzelnen Schritte betrachten:

1. Da zunächst einzelne Atome reagieren, muss man Natriumatome aus dem Feststoff herauslösen. Dies kommt dem Verdampfen von Natrium gleich. Dieser Vorgang ist selbstverständlich endotherm.

$$\mathrm{Na\,(s)} \longrightarrow \mathrm{Na\,(g)} \quad \Delta H = 108\,\mathrm{kJ/mol} \tag{4.2}$$

2. Die Natriumatome müssen nun ionisiert werden. Auch dieser Vorgang ist endotherm. Man muss nämlich die Ionisierungsenergie aufbringen.

$$\mathrm{Na\,(g)} \longrightarrow \mathrm{Na^+\,(g)} + \mathrm{e^-} \quad \Delta H = 496\,\mathrm{kJ/mol}\ (\textit{Ionisierungsenergie}) \tag{4.3}$$

3. Die Cl_2-Moleküle müssen zunächst in Cl-Atome gespalten werden, was ebenfalls ein endothermer Vorgang ist.

$$\frac{1}{2}\,\mathrm{Cl_2\,(g)} \longrightarrow \mathrm{Cl\,(g)} \quad \Delta H = 122\,\mathrm{kJ/mol} \tag{4.4}$$

4. Die Chloratome müssen nun die Elektronen aufnehmen, die den Natriumatomen weggenommen wurden. Sie werden dabei zu Chlorid-Ionen, Cl^-. Dieser Vorgang ist exotherm. Den Enthalpieumsatz bei diesem Vorgang nennt man *Elektronenaffinität*. Die Elektronenaffinität ist somit das Gegenstück der Ionisierungsenergie.

$$\mathrm{Cl\,(g)} + \mathrm{e^-} \longrightarrow \mathrm{Cl^-\,(g)} \quad \Delta H = -349\,\mathrm{kJ/mol}\ \textit{(Elektronenaffinität)} \tag{4.5}$$

5. Zählt man die Enthalpieumsätze dieser vier Schritte zusammen, so stellt man fest, dass sie zusammen endotherm sind. Da aber die Gesamtreaktion der Bildung von NaCl aus Natrium und Chlor exotherm ist, muss der fünfte und letzte Schritt stark exotherm sein. Bei diesem Schritt ziehen sich die positiven Ionen (Kationen) und die negative Ionen (Anionen) aufgrund ihrer ungleichnamigen Ladung gegenseitig an.

   In dem gebildeten Feststoff ist jedes Ion von Ionen der jeweils anderen Sorte umgeben. Diesen Aufbau nennt man Ionengitter, bei der Bildung des Ionengitters wird die Gitterenergie frei. Dass die Bildung des Ionengitters ein exothermer Prozess ist, kann man sich mit elementaren Physikkenntnissen klar machen. Zwei Ionen ungleichnamiger Ladung verspüren eine Anziehungskraft aufeinander zu und nähern sich daher einander. Es wird dabei ein Weg zurück gelegt und es wirkt eine Kraft in Richtung dieses Wegs, also wird an den Ionen Beschleunigungsarbeit verrichtet. Die Ionen gewinnen dadurch kinetische Energie, die beim Zusammentreffen der Ionen in einem vollkommen unelastischen Stoß durch Reibungsvorgänge größtenteils in Wärme umgewandelt wird. Die Wärme, die bei der Bildung des Ionengitters insgesamt frei wird, nennt man *Gitterenergie*.

$$\mathrm{Na^+\,(g)} + \mathrm{Cl^-\,(g)} \longrightarrow \mathrm{NaCl\,(s)} \quad \Delta H = -788\,\mathrm{kJ/mol}\ (\textit{Gitterenergie}) \tag{4.6}$$

4.1: Exkurs: Das Coulombgesetz

Das Coulombgesetz, nach dem französischen Physiker Charles Augustin de Coulomb (1736 – 1806), beschreibt die Kraft zwischen zwei geladenen Körpern. Es lautet

$$F_{el} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0}\frac{Q_1 \cdot Q_2}{r^2}. \tag{4.7}$$

Dabei ist $\frac{1}{4\pi\epsilon_0}$ eine Proportionalitätskonstante. Q_1 und Q_2 sind die Ladungen des 1. bzw. 2. Körpers, r ist der Abstand der Körper voneinander. Die Kraft F_{el} ist anziehend, wenn die Ladungen ungleichnamig sind, abstoßend, wenn sie gleichnamig sind.
Man sieht an diese Gesetz zwei wichtige Abhängigkeiten der elektrischen Kraft:

1. Je größer die beteiligten Ladungen, desto stärker ist die Kraft.
2. Je kleiner der Abstand der Ladungen voneinander, desto größer ist die Kraft.

Typische Ionenladungen Einerseits gilt: Je höher die Ladung, desto stärker ziehen sich die Ionen (siehe Coulombgesetz) an und desto größer ist die Gitterenergie. Andererseits: Die zweite Ionisierungsenergie bei Natrium beträgt etwa das zehnfache der ersten. Dies kann auch die größere Gitterenergie nicht kompensieren.

Daher bilden Natrium und die anderen Alkalimetalle in Ionenverbindungen immer einfach, niemals zweifach positiv geladene Ionen. Für Erdalkalimetalle dagegen sind zweifach positiv geladene Ionen in Ionenverbindungen typisch, da die ersten beiden Ionisierungsenergien recht klein sind und erst die dritte deutlich größer (siehe voriges Kapitel, Schalenmodell oder Orbitalmodell). Die Elemente der 3. Gruppe bilden in Ionenverbindungen dreifach positiv geladene Ionen mit Ausnahme von Bor, das überhaupt keine Ionenverbindungen bildet.

Mit Ausnahme von Bor und Aluminium können aber auch einfach positiv geladene Ionen in Ionenverbindungen auftreten. Dies ist günstig, da die Leerung der p-Unterschale nur eine kleine Ionisierungsenergie erfordert. Bei Thallium sind Verbindungen mit Tl^{+}-Ionen sogar häufiger und stabiler als solche mit Tl^{3+}-Ionen.

Die Elemente der 14. Gruppe bilden vierfach oder zweifach positiv geladene Ionen, Antimon (Sb) in der 15. Gruppe bildet Sb^{3+}- oder Sb^{5+}-Ionen. Die Übergangsmetalle können oft viele verschiedene Kationen bilden.

Ähnliches gilt auch für die Bildung von negativ geladenen Ionen: Eine hohe Ionenladung setzt bei der Bildung einer Ionenverbindung viel Gitterenergie frei, aber die zunächst oft negative Elektronenaffinität (d.h. die Aufnahme eines Elektrons ist hier ein exothermer Prozess) wird stark positiv, sobald die weiteren Elektronen in eine neue Schale (Orbitalmodell: ein Orbital mit der nächst größeren Hauptquantenzahl) aufgenommen werden müssen. Halogene kommen deshalb in Ionenverbindungen als einfach negativ geladene Ionen vor, Sauerstoff und Schwefel zweifach negativ geladene und Stickstoff dreifach negativ geladene Ionen.

4.2: Box: Ionenladungen: Nochmal die allerwichtigsten Regeln

Die Alkalimetalle (1. Gruppe) bilden in Ionenverbindungen einfach positiv geladene Ionen, die Erdalkalimetalle (2. Gruppe) zweifach positiv geladene Ionen. Die Halogene (17. Gruppe) bilden einfach negativ geladene Ionen, Sauerstoff und Schwefel (16. Gruppe) treten als zweifach negativ geladene Ionen in Ionenverbindungen auf, Stickstoff (15. Gruppe) als dreifach negativ geladene Ionen.

Schmelz- und Siedetemperaturen von Ionenverbindungen Die Gitterenergie ist diejenige Energie, die frei wird, wenn sich die einzelnen, also gasförmigen, Ionen zu einem Ionengitter zusammenfügen. Will man eine feste Ionenverbindung schmelzen oder verdampfen, so muss die Gitterenergie in Form von Wärme teilweise bzw. komplett wieder der Ionenverbindung zugeführt werden.

Es gilt:

Je höher die Gitterenergie ist, desto höher sind Schmelz- und Siedetemperatur. Die Gitterenergie wiederum hängt von der Ladung und der Größe der Ionen ab: Je größer die Ionen, desto kleiner die Gitterenergie, weil sich die unterschiedlich geladenen Ionen nicht so nah kommen können. Außerdem gilt, dass die Gitterenergie mit zunehmender Ionenladung zunimmt. Beides ergibt sich aus dem Coulombgesetz.

4.2: Exkurs: Ionenverbindungen und der Begriff des Reinstoffs

Im Unterkapitel Reinstoffe und Gemische wurde definiert, dass ein Reinstoff aus nur einer Sorte von kleinsten Teilchen besteht. Kleinste Teilchen der gleichen Sorte sind gleich bezüglich der Masse und der Größe. Diese Definition hat bereits durch die Isotopie eine gewisse Einschränkung erfahren. Die Ionenverbindungen machen eine weitere Einschränkung dieser Definition erforderlich. Eine Ionenverbindung besteht nämlich immer aus mehreren Sorten kleinster Teilchen, Natriumchlorid beispielsweise aus Na^+- und Cl^--Ionen, dennoch betrachtet man Natriumchlorid und andere Ionenverbindungen als Reinstoffe. Man kann argumentieren, dass es nicht möglich ist, eine Flasche mit Na^+-Ionen und eine Flasche mit Cl^--Ionen zu füllen und man aus Mischung dieser beiden ‚Stoffe' Natriumchlorid erhält. Da man somit Na^+- und Cl^--Ionen nicht als Komponenten eines Gemischs auffassen kann, fasst man auch Natriumchlorid nicht als Gemisch auf.
Ionenverbindungen machen noch mehr Probleme für den Begriff des Gemischs. Normalerweise geht man davon aus, dass man analysieren kann, aus welchen Komponenten ein Gemisch besteht. Löst man allerdings 1 mol NaCl und 1 mol KBr in 1 L Wasser und in einem anderen Gefäß 1 mol NaBr und 1 mol KCl in 1 L Wasser, dann erhält man in beiden Fällen ein Gemisch, das neben Wasser 1 mol Na^+-Ionen, 1 mol Cl^--Ionen, 1 mol K^+-Ionen und 1 mol Br^--Ionen enthält. Eine Unterscheidung, welches Gemisch aus welchen Komponenten hergestellt wurde, ist unmöglich.
Bei der Einführung der chemischen Reaktion haben wir bei der Entstehung von Kupfersulfid aus der Reaktion von Kupfer mit Schwefel argumentiert, dass es sich bei Kupfersulfid um einen neuen Stoff handeln muss, da keines der Edukte blau war und somit Kupfersulfid eine Stoffeigenschaft ausweist, die nicht vom Kupfer und nicht vom Schwefel kommen kann. Genauso könnte man argumentieren: Festes Natriumchlorid ist elektrisch nicht leitfähig, reines Wasser nur sehr gering. Eine Lösung von Natriumchlorid in Wasser hingegen ist ein recht guter elektrischer Leiter. Die Lösung besitzt also eine neue Stoffeigenschaft. Das Lösen von Natriumchlorid in Wasser hat in dieser Hinsicht eher Gemeinsamkeiten mit der Entstehung eines neuen Stoffs in einer chemischen Reaktion als mit dem Mischen zweier Stoffe.
Sie sehen: die Begriffe *Reinstoff* und *Gemisch* und damit zusammenhängend *reagieren* und *mischen* sind nicht so eindeutig, wie man das gerne hätte. Die Chemie ist eine Naturwissenschaft und kann in ihren Begriffen nicht die Schärfe der Mathematik, die sicher keine Naturwissenschaft, eher eine Geisteswissenschaft, ist, besitzen.

4.1: Kontrollaufgabe: Schmelztemperaturen von Ionenverbindungen

1. Formulieren Sie zwei *Proportionalsätze*[1] (‚Je-desto-Sätze'), mit denen Sie die Abhängigkeit der Schmelztemperatur von Ionenverbindungen von der Größe und der Ladung der beteiligten Ionen ausdrücken.
2. Ordnen Sie die Schmelztemperaturen 992°C und 2642°C den Stoffen NaF und MgO zu.
3. Ordnen Sie die Schmelztemperaturen 682°C, 742°C, 770°C und 857°C den folgenden Ionenverbindungen zu: KI, KF, KBr, KCl.

Außer von der Größe und der Ladung der Ionen hängt die Gitterenergie und damit auch die Schmelztemperatur der Ionenverbindungen von der Geometrie des Ionengitters ab (siehe den entsprechenden Abschnitt weiter unten in diesem Kapitel). Dies kann die Vorhersage von Schmelztemperaturen verkomplizieren.

Nomenklatur der Ionenverbindungen Metallkationen nennt man nach ihrem Metall: Na^+ ein Natriumion, Ca^{2+} ein Calciumion, Al^{3+} ein Aluminiumion. Einatomige Anionen benennt man durch den lateinischen Elementnamen mit der Endung *-id*: Fluoridion F^-, Chloridion Cl^-, Bromidion Br^-, Oxidion O^{2-}, Sulfidion S^{2-}, Nitridion, N^{3-}.

Bei der Benennung von Verbindungen wird zuerst das Kation, dann das Anion genannt: NaCl Natriumchlorid, CaF_2 Calciumfluorid, Al_2O_3 Aluminiumoxid. Die Zahlenverhältnisse werden nicht erwähnt, wenn sie klar sind: Calciumionen Ca^{2+} müssen sich mit doppelt so vielen Fluoridionen F^- verbinden, damit die Verbindung insgesamt nach außen elektrisch neutral ist, bei Al^{3+}- und O^{2-}-Ionen muss das Verhältnis aus demselben Grund 2:3 sein: Al_2O_3.

Nur bei Verbindungen, bei denen die Ionenladungen nicht klar sind, werden sie im Namen genannt. Dies tritt z.B. häufig bei Kationen der d-Elemente (manchmal *Nebengruppenlemente* genannt) auf, da

[1] Der sprachliche Begriff *Proportionalsatz* ist mathematisch und naturwissenschaftlich problematisch, da damit lediglich beschrieben wird, dass zwei Größen *streng monoton* miteinander zusammenhängen, aber nicht notwendig *proportional* zueinander sind.

diese oft in verschiedenen Ionenladungen auftreten können. Man gibt die Ladung des Kations durch römische Zahlen an, z.B. Fe_2O_3 heißt Eisen(III)-oxid, FeO heißt Eisen(II)-oxid. Fe_3O_4 hat teilweise Fe^{2+} und teilweise Fe^{3+}-Ionen und müsste demnach Eisen(II/III)-oxid heißen.

Außer den einatomigen Ionen gibt es zusammengesetzte Ionen, *Molekülionen* genannt. Ihre Anzahl ist unüberschaubar, so dass es nicht möglich ist, sie alle zu kennen. Die wichtigsten muss man aber kennen. Die drei wichtigsten Molekülkationen sind das Ammonium-Ion NH_4^+ das Oxonium-Ion H_3O^+, das manchmal auch *Hydronium-Ion* genannt wird, und das Phosphoniumion PH_4^+. Die Ionenverbindung NH_4Cl heißt dementsprechend *Ammoniumchlorid*. Die wichtigsten Molekülanionen sind das Hydroxid-Ion OH^-, das Carbonat-Ion CO_3^{2-} , das Phosphat-Ion PO_4^{3-}, das Nitrat-Ion NO_3^-, das Nitrit-Ion NO_2^-, das Sulfat-Ion SO_4^{2-} und das Sulfit-Ion SO_3^{2-}.

Achtung! Verwechslungsgefahr! Unterscheiden Sie gut Nitrat NO_3^-, Nitrit NO_2^- und Nitrid N^{3-}, genauso wie Sulfat SO_4^{2-}, Sulfit SO_3^{2-} und Sulfid S^{2-}. Die Verbindung $Ca(NO_3)_2$ heißt beispielsweise Calciumnitrat, Calciumnitrid ist Ca_3N_2.

4.2: Kontrollaufgabe: Nomenklatur von Ionenverbindungen

1. Benennen Sie die folgenden Salze: a) $CaSO_4$ b) AgBr c) NH_4NO_3 d) $Mg(OH)_2$ e) $BaSO_4$ f) $NaNO_2$ g) $CaCO_3$.
2. Geben Sie die Formeln an für a) Ammoniumchlorid b) Aluminiumsulfat c) Lithiumhydroxid d) Kaliumphosphat e) Aluminiumoxid f) Magnesiumnitrat g) Strontiumnitrit und h) Natriumnitrid.

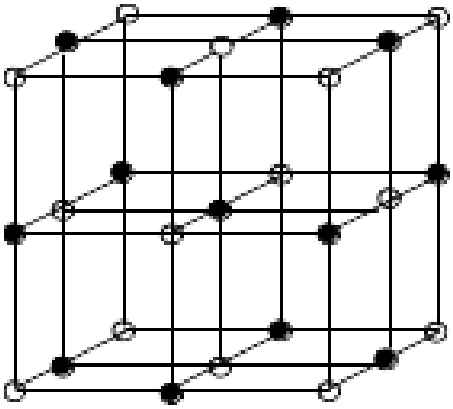


Abbildung 4.1: Elementarzelle des Natriumchloridgitters

Ionengitter Abbildung 4.1 zeigt das Gitter von Natriumchlorid. Man kann sich die weißen Kugeln als Natriumionen, die schwarzen als Chloridionen vorstellen (oder umgekehrt; es macht hier keinen Unterschied). Man sieht, dass jedes Natriumion sechs Chloridionen als nächste Nachbarn hat. Man sagt, die *Koordinationszahl* der Natriumionen in diesem Gitter ist sechs. Die Koordinationszahl der Chloridionen ist ebenfalls sechs. Die Koordinationszahlen müssen selbstverständlich gleich sein, da das Anzahlverhältnis von Na^+-Ionen zu Cl^--Ionen in NaCl 1:1 ist. Das gesamte Gitter erhält man, wenn an allen Flächen des Würfels wiederum ein weiterer solcher Würfel beginnt. Einen solchen kleinstmöglichen Ausschnitt, aus dem durch Wiederholung das gesamte Gitter entsteht, nennt man *Elementarzelle*.

Abbildung 4.2 zeigt die Elementarzelle von Cäsiumchlorid. In der Abbildung 4.2 kann man sich die weiße Kugel in der Mitte als Cs^+-Ion vorstellen, die schwarzen Kugeln in den Ecken als Cl^--Ionen. Die Koordinationszahl der Cs^+-Ionen ist acht, da jedes der abgebildeten Cl^--Ionen ein nächster Nachbar ist. Die Koordinationszahl der Cl^--Ionen ist ebenfalls acht. Um sich dies klar zu machen, greift man sich dafür eines der abgebildeten Cl^--Ionen heraus, z.B. dasjenige links unten vorne. Es hat das

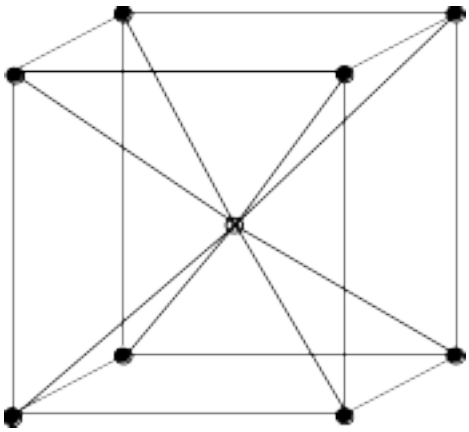


Abbildung 4.2: Elementarzelle des Cäsiumchloridgitters

abgebildete Cs^+-Ion rechts oben hinten von sich als nächsten Nachbarn. Links, darunter und links unter der abgebildeten Elementarzelle stehen aber im Ionengitter weitere Elementarzellen, wie in Abbildung 4.3 gezeigt, wobei das betrachtete Cl^--Ion durch durch seine Größe hervorgehoben ist. Man sieht, dass alle mittigen Cs^+-Ionen der angrenzenden Elementarzellen nächste Nachbarn des betrachteten Cl^--Ions sind. Nun stehen vor den vier abgebildeten Elementarzellen weitere vier Elementarzellen, deren mittige Cs^+-Ionen ebenfalls nächste Nachbarn des betrachteten Cl^--Ions sind. Analoge Überlegungen gelten auch für die anderen Cl^--Ionen. So kommt man auf die Koordinationszahl acht für die Cl^--Ionen.

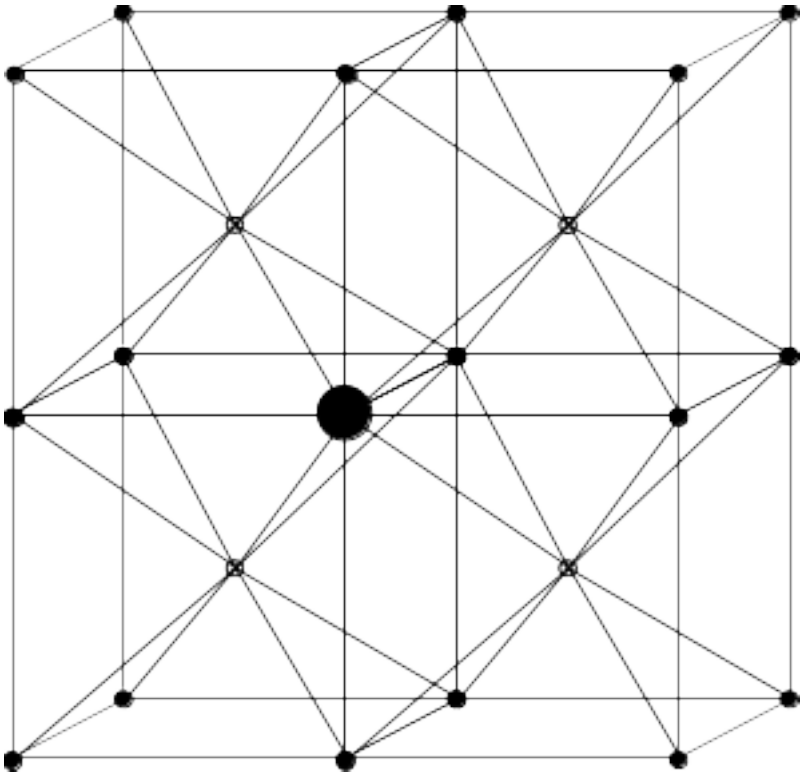


Abbildung 4.3: Cäsiumchloridgitter, größerer Ausschnitt

Obwohl die Elementarzelle in Abbildung 4.2 acht Cl^--Ionen zeigt, aber nur ein Cs^+-Ion, stehen die beiden Ionenarten im Gitter von Cäsiumchlorid gemäß der Verhältnisformel CsCl im Anzahlverhältnis 1:1. Dies sieht man wiederum in Abbildung 4.3 deutlicher: Jedes Ion in einer Ecke gehört nicht nur zu einer Elementarzelle, sondern zu insgesamt acht. Zählt man die Ionen in den Ecken, so darf man daher jedes nur zu einem Achtel zählen. Damit hat man aber pro Elementarzelle nur $\frac{1}{8} \cdot 8 = 1$ Cl^--Ion, das sind genauso viele wie Cs^+-Ionen.

4.3: Kontrollaufgabe: Cäsiumchloridgitter

Machen Sie sich an Abbildung 4.2 und Abbildung 4.3 klar, das auch die Cs^+-Ionen in diesem Gitter Würfel bilden, in deren Mitte sich jeweils ein Cl^--Ion befindet. Somit spielt es auch bei diesem Gitter, genauso wie beim NaCl-Gitter (Abbildung 4.1) keine Rolle, ob man die weißen Kugeln als Cs^+-Ionen und die schwarzen Kugeln als Cl^--Ionen auffasst oder umgekehrt.

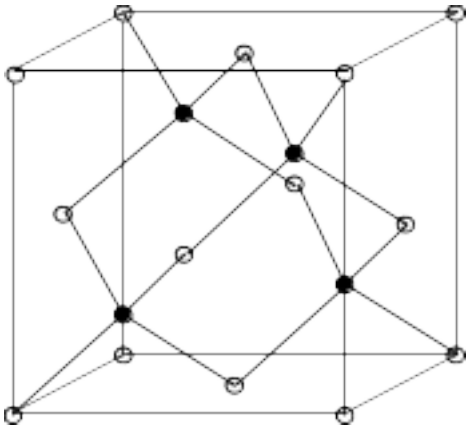


Abbildung 4.4: Elementarzelle des Zinksulfidgitters

Abbildung 4.4 zeigt das Gitter von Zinksulfid, ZnS. Dabei repräsentieren die weißen Kugeln die S^{2-}-Ionen, die schwarzen die Zn^{2+}-Ionen. Die Zn^{2+}-Ionen sitzen alle in der Elementarzelle drin, gehören also zu keiner anderen Elementarzelle. Somit besitzt eine Elementarzelle vier Zn^{2+}-Ionen. Komplizierter verhält es sich bei den S^{2-}-Ionen. Auch hier müssten es vier pro Elementarzelle sein, da die Verhältnisformel ZnS gleiche Anzahlen der beiden Ionensorten impliziert. In der Abbildung sind 14 weiße Kugeln zu sehen. Davon sitzen acht in den Ecken der Elementarzelle, sechs jeweils auf den Flächenmittelpunkten der würfelförmigen Elementarzelle. Die Kugeln in den Ecken gehören zu insgesamt acht Elementarzellen, dürfen daher nur zu je 1/8 gezählt werden. Jede Fläche der Elementarzelle gehört zu insgesamt zwei Elementarzellen. Daher müssen die Kugeln auf einer Flächenmitte jeweils 1/2-fach gezählt werden. Insgesamt erhält man damit pro Elementarzelle $8 \cdot \frac{1}{8} + 6 \cdot \frac{1}{2} = 1 + 3 = 4$ S^{2-}-Ionen. Die Koordinationszahlen sind für beide Ionensorten vier. Für die Zn^{2+}-Ionen ist dies in Abbildung 4.4 entsprechend eingezeichnet. In der Abbildung scheinen die Entfernungen zu den vier nächsten Nachbarn unterschiedlich lang zu sein. Dies ist aber lediglich die Folge der Darstellung der dreidimensionalen Elementarzelle auf dem zweidimensionalen Papier.

4.4: Kontrollaufgabe: Zinksulfidgitter

Machen Sie sich anhand von Abbildung 4.4 klar, dass auch die S^{2-}-Ionen die Koordinationszahl vier haben. Hinweis: Sie müssen die weißen Kugeln in Abbildung 4.4, die auf einer Flächenmitte sitzen und diejenigen, die in einer Ecke sitzen, getrennt betrachten. Für die auf einer Flächenmitte genügt es, eine benachbarte Elementarzelle in die Überlegungen mit einzubeziehen. Für die in den Ecken muss man drei weitere Elementarzellen in die Überlegungen einbeziehen.

Fast alle binären Ionenverbindungen mit dem Anzahlverhältnis 1:1 bilden eines der in Abbildung 4.1, 4.2 und 4.4 gezeigten Ionengitter. Welches davon jeweils bevorzugt wird, liegt an den Größenverhältnissen der Ionen. Dabei gilt, dass die Koordinationszahlen umso kleiner sind, je stärker sich die Radien der beiden Ionensorten unterscheiden.

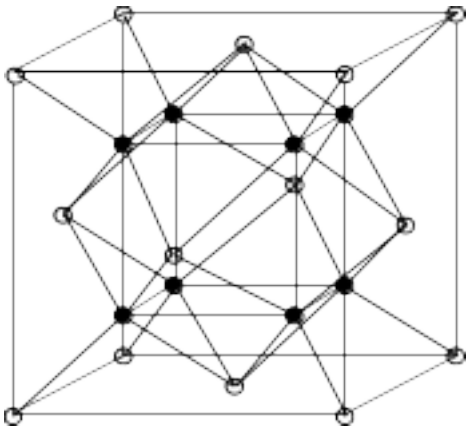


Abbildung 4.5: Elementarzelle des Calciumfluoridgitters

Abbildung 4.5 zeigt die Elementarzelle des Ionengitters von Calciumfluorid, CaF_2. Die weißen Kugeln repräsentieren Ca^{2+}-Ionen, die schwarzen F^--Ionen. Die weißen Kugeln sind hier genauso verteilt wie in der Elementarzelle von Zinksulfid, ZnS, aus Abbildung 4.4. Damit kommt man auch wie dort auf vier weiße Kugeln pro Elementarzelle. Da alle acht schwarzen Kugeln innerhalb der Elementarzelle liegen, gehören sie zu keiner anderen Elementarzelle und zählen voll. Somit ergibt sich das Anzahlverhältnis von Ca^{2+}-Ionen zu F^--Ionen als $4 : 8 = 1 : 2$, im Einklang mit der Verhältnisformel. Die Koordinationszahl für die F^--Ionen beträgt vier, die Koordinationszahl der Ca^{2+}-Ionen beträgt acht. Wie bei den binären Ionenverbindungen mit Anzahlverhältnis 1:1 gibt es auch bei denen mit 1:2 weitere Ionengitter mit anderen Koordinationszahlen. Wiederum hängt es von den Größenverhältnissen der beteiligten Ionen ab, welches Gitter eine bestimmte Ionenverbindung des Typs AB_2 einnimmt.

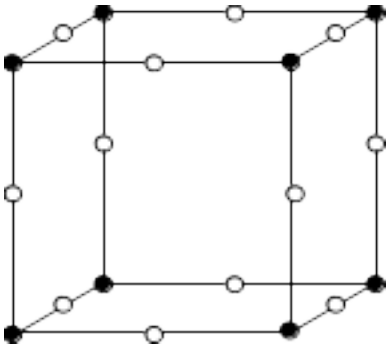


Abbildung 4.6: Elementarzelle des Aluminiumfluoridgitters

Abbildung 4.6 zeigt (geringfügig vereinfacht) die Elementarzelle von Aluminiumfluorid, AlF_3. Die schwarzen Kugeln repräsentieren die $Al_3{}^+$-Ionen. Die acht schwarzen Kugeln sitzen in den Ecken der würfelförmigen Elementarzelle und zählen somit je 1/8 zu dieser Elementarzelle, so dass diese praktisch ein $Al_3{}^+$-Ion enthält. Man sieht zwölf weiße Kugeln, die jeweils auf den Kantenmitten des Würfels sitzen. Da jede Kante zu insgesamt vier Elementarzellen gehört, zählt jede weiße Kugel nur zu 1/4. Dies macht $12 \cdot \frac{1}{4} = 3$ F^--Ionen, in Einklang mit der Verhältnisformel AlF3, die ein Anzahlverhältnis von 1:3 vorgibt. Jedes F^--Ion ist von zwei $Al_3{}^+$-Ionen als nächsten Nachbarn umgeben, die Koordinationszahl der F^--Ionen ist daher zwei. Aufgrund der Anzahlverhältnisse der beiden Ionenarten muss die Koordinationszahl der $Al_3{}^+$-Ionen sechs betragen. Dies ist tatsächlich der Fall: Jedes $Al_3{}^+$-Ion hat, wenn man sich die benachbarten Elementarzellen dazu denkt, 1. links, 2. rechts, 3. darüber, 4. darunter, 5. davor und 6. dahinter je ein F^--Ion als nächsten Nachbarn.

4.3: Exkurs: Häufige Fehler bei der Beschreibung von Ionenverbindungen

Oft sind Ionenverbindungen Verbindungen aus Metall und Nichtmetall. In manchen (schlechten!) Lehrbüchern der Chemie liest man dies sogar als Definition der Ionenverbindung. Dies ist aber falsch! Oft heißt nicht immer. Es gibt sehr wohl Ionenverbindungen ohne Metalle, nämlich immer dann, wenn als Kation ein Molekülion ohne Metall fungiert, z.B. Ammonium NH_4^+ oder Phosphonium PH_4^+ . Das Paradebeispiel für eine Ionenverbindung ohne Metall ist das Ammoniumchlorid, NH_4Cl. Umgekehrt gibt es Verbindungen von Metall und Nichtmetall, die keine Ionenverbindungen sind, z.B. Zinkiodid, ZnI_2. Wenn Sie ein Lehrbuch der Chemie besitzen, in dem steht, Ionenverbindungen wären immer Verbindungen aus einem Metall und einem Nichtmetall, so vertrauen Sie dieses Buch am besten der Obhut des nächsten Papierkorbs an.
Oft liest man auch, dass Metalle gern Elektronen abgeben, um ein Kation zu bilden und eine Edelgaskonfiguration zu erhalten. Das Erreichen der Edelgaskonfiguration wird dabei als Antrieb der Ionisierung geschildert. Diese Darstellung ist problematisch. Ionisierungsenergien sind immer positiv, d. h. man muss bei allen Atomen Energie aufwenden, damit sie ein Elektron abgeben. Es kann keine Rede davon sein, dass die Atome dies ‚gern' , d.h. praktisch von selbst, tun. Das Erreichen einer Edelgaskonfiguration kann auch deshalb nicht der Grund für die Bildung von Kationen sein, weil viele Kationen in Ionenverbindungen gar keine Edelgaskonfiguration besitzen, so z.B. Tl^+ in TlF.
Der wichtigste Grund, warum die Bildung von Ionenverbindungen stets ein exothermer Prozess ist, ist die Gitterenergie, die bei der Bildung des Ionengitters frei wird. Die Gitterenergie wird größer, wenn die Ladung der beteiligten Ionen größer wird (siehe Coulomb-Gesetz). Die zunehmende Ionenladung muss aber gegebenenfalls durch zu hohe Ionisierungsenergien oder Elektronenaffinitäten „bezahlt" werden, insbesondere, wenn Elektronen aus einer tieferen Schale (Orbitalmodell: aus einem Orbital mit niedrigerer Hauptquantenzahl) entfernt werden müssen bzw. in einer neuen Schale (Orbitalmodell: in einem Orbital mit größerer Hauptquantenzahl) untergebracht werden müssen. An dieser Stelle spielt tatsächlich die Edelgaskonfiguration eine Rolle.

Im vorigen Abschnitt wie auch in den kommenden gibt es Einflüsse gegeneinander abzuwägen und zu einem Urteil zu kommen. Gegebenenfalls diskutieren Sie Fragestellungen mit Ihren Kommiliton:innen. Dabei kann die folgende Übung helfen.

4.1: e-DaF: Stellung nehmen

4.2 Die metallische Bindung

4.3: Box: Elektronengas

Die einfachste Modellvorstellung der metallischen Bindung betrachtet die Metallatome im metallischen Festkörper als quasi ionisiert. Es sitzen dabei Metallkationen an festen Plätzen, während die Valenzelektronen sich zwischen diesen frei bewegen können. Die Beweglichkeit der Valenzelektronen in dem metallischen Festkörper gleicht der Beweglichkeit der kleinsten Teilchen eines Gases im Raum, weshalb man auch vom Elektronengas spricht, das die positiven Metallkationen umgibt. Mit dieser Vorstellung kann man die gute elektrische Leitfähigkeit der Metalle durch die frei beweglichen Elektronen erklären. Dieses Modell geht zurück auf den deutschen Physiker Paul Karl Ludwig Drude (1863 — 1906) und wird daher manchmal als Drude-Modell bezeichnet.
Eine andere Modellvorstellung der metallischen Bindung, die mehr experimentelle Befunde erklären kann als das Drude-Modell, ist das Energiebändermodell. Der Nachteil des Energiebändermodells ist aber, dass es komplizierter ist als das Drude-Modell, weshalb seine Behandlung in diesem Skript unterbleibt.

Metallische Festkörper bilden Gitter aus, ähnlich wie die Ionenverbindungen. Allerdings gibt es zu den Ionenverbindungen zwei wesentliche Unterschiede:

Unterschied 1: Die Anziehung wird nicht durch verschiedene Ladungen der Teilchen realisiert[2], sondern die positiv geladenen *Atomrümpfe*, wie man die Metallkationen manchmal nennt, werden durch das sie umgebende negativ geladene Elektronengas zusammen gehalten. Diese Bindung ist nicht so

[2]Das Wort *realisieren* bedeutet im Normalfall, auch hier, soviel wie *verwirklichen*. Das englische Verb *to realise* und seine amerikanische Variante *to realize* bedeuten auf deutsch übersetzt u.a. *wahrnehmen*. Daher hat sich im Deutschen der Anglizismus etabliert, mit dem Wort *realisieren* auch *wahrnehmen* zu meinen.

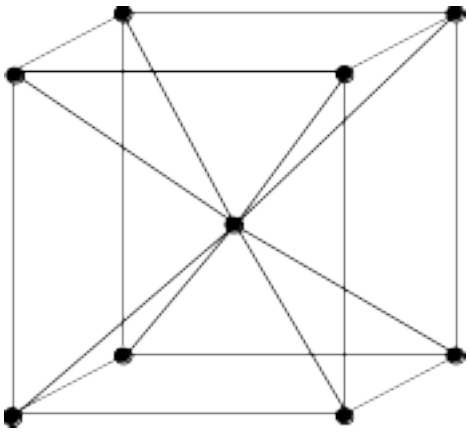


Abbildung 4.7: Kubisch innenzentriertes Gitter

stark, so dass einige Metalle deutliche niedrigere Schmelztemperaturen haben als typische Ionenverbindungen. So ist beispielsweise Quecksilber (Hg) bei Raumtemperatur flüssig, Cäsium (Cs) schmilzt bei 29°C. Außerdem sind viele Metalle recht weich, siehe z.B. in Kapitel III, die Ausführungen über die Alkalimetalle. Die Abstoßung der positiv geladenen Metallatomrümpfe wird immer durch das Elektronengas verringert. Daher können die meisten Metalle relativ gut verformt werden, während im Gegensatz dazu die Ionenverbindungen spröde sind, da die Ionenverbindungen auseinander brechen, wenn durch Verformung gleichnamig geladene Teilchen nebeneinander zu liegen kommen.

Unterschied 2: Da die Teilchen in einem (reinen) metallischen Festkörper alle gleich und somit auch gleich groß sind, ergeben sich hohe Koordinationszahlen von typischerweise acht oder zwölf. Die Koordinationszahlen zwei, drei, vier oder sechs, die man bei Ionenverbindungen oft antrifft, gibt es hier nicht.

Die meisten Metalle kristallisieren in einem von drei Gittern:

- Der hexagonal dichtesten Kugelpackung,
- der kubisch dichtesten Kugelpackung und
- dem kubisch innenzentrierten Gitter.

Das kubisch innenzentrierte Gitter ist in Abbildung 4.7 zu sehen. Es gleicht dem Cäsiumchloridgitter aus Abbildung 4.2, nur dass hier alle Teilchen identisch sind. Das kubisch innenzentrierte Gitter hat eine Raumerfüllung von 68%, das heißt 68% des Raums sind durch Metallatome erfüllt, während die Zwischenräume 32% einnehmen. Die Koordinationszahl im kubisch innenzentrierten Gitter beträgt acht. Im kubisch innenzentrierten Gitter kristallisieren z.B. die Alkalimetalle und Eisen.

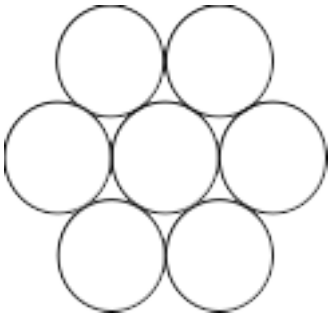


Abbildung 4.8: 1. Ebene in einer dichtesten Kugelpackung

Die hexagonal dichteste Packung und die kubisch dichteste Packung haben beide 74% Raumerfüllung. Dies ist die größte mögliche Raumerfüllung bei Kugeln gleicher Größe.

Um eine dichteste Kugelpackung zu erhalten, muss man zunächst eine Ebene füllen wie in Abbildung 4.8 gezeigt. Die Kugeln der nächsten Ebene befinden sich dann in Vertiefungen, die sich zwischen je drei Kugeln befinden, wie in Abbildung 4.9 gezeigt.

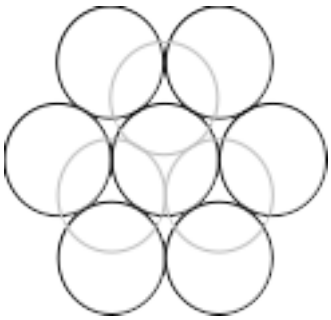


Abbildung 4.9: 1. und 2. Ebene in einer dichtesten Kugelpackung

Bei der dritten Ebene gibt es nun zwei Möglichkeiten: Entweder, man legt die Kugeln der dritten Ebene deckungsgleich zu denjenigen der ersten Ebene. Man erhält dann eine Schichtfolge ABAB... . Das Ergebnis ist die hexagonal dichteste Kugelpackung. Hexagonal, da die äußeren Kugeln in Abbildung 4.8 ein Sechseck bilden. In der hexagonal dichtesten Kugelpackung kristallisieren z.B. Magnesium und Titan.

Die andere Möglichkeit besteht darin, eine Schichtfolge ABCABC... zu wählen. In Abbildung 4.9 kann man nämlich erkennen, dass es in der ersten Ebene Lücken zwischen drei Kugeln gibt, über denen sich keine Kugel der zweiten Ebene befindet, sondern wiederum eine Lücke in der zweiten Ebene. Besetzt man in der dritten Ebene die Plätze über diesen *Doppellücken*“, so erhält man die kubisch dichteste Kugelpackung.

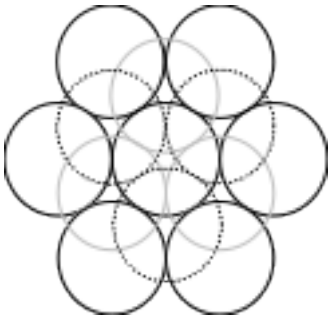


Abbildung 4.10: 1., 2. und 3. Ebene in einer kubisch dichtesten Kugelpackung

Die Abbildungen 4.10 und 4.11 zeigen diese. In Abbildung 4.11 symbolisiert die gleiche Darstellung der Kugeln die Zugehörigkeit zur selben Schicht. In Abbildung 4.10 erkennt man dabei gut die Schichtenfolge ABC..., während man in Abbildung 4.11 vor allem den kubischen Aufbau erkennen kann, wobei in den Würfeln außer den Ecken noch die Flächenmittelpunkte besetzt sind. Die Schichten aus Abbildung 4.10 liegen in Abbildung 4.11 senkrecht zu der Raumdiagonalen vom vorderen, linken, unteren Eckpunkt zum hinteren, rechten, oberen Eckpunkt eines Würfels. Natürlich kann man die Schichten auch senkrecht zu jeder anderen Raumdiagonalen finden, da der Würfel symmetrisch ist, aber bezüglich dieser Raumdiagonalen wurden die Schichten gekennzeichnet durch jeweils gleiche Darstellung der Atome einer Schicht. In der kubisch dichtesten Kugelpackung kristallisieren z.B. Aluminium und die Münzmetalle Kupfer, Silber und Gold.

„...zum hinteren, rechten, oberen Eckpunkt eines Würfels...“ : Wenn Sie solche Lage- und Richtungsbeziehungen in der deutschen Sprache üben möchten, können Sie das hier tun:

4.2: e-DaF: Lage und Richtung

4.3 Die Atombindung

Bindung durch Orbitalüberlappung Die *Atombindung* wird auch *kovalente Bindung* genannt. Sie tritt oft zwischen verschiedenen Nichtmetallatomen auf, aber auch zwischen Metall- und Nichtmetallatomen. Verbindungen, die weich sind oder niedrige Schmelz- und Siedetemperaturen haben, weisen

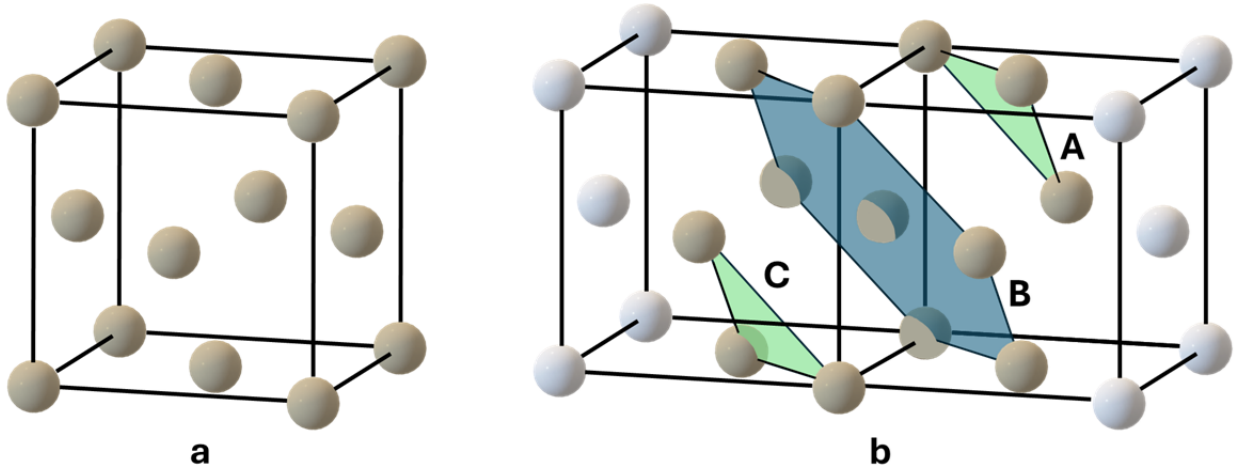


Abbildung 4.11: Würfel (a) und Schichten (b) in einer kubisch dichtesten Kugelpackung

meistens Atombindungen auf. Wasser oder Gummi sind typische Verbindungen mit Atombindungen. Dagegen sind Ionenverbindungen wie Kochsalz meistens hart und spröde.

Nähern sich zwei Atome mit ungepaarten Elektronen, z.B. zwei Wasserstoffatome, so überlappen sich die Orbitale mit den ungepaarten Elektronen. Dadurch entsteht zwischen den Atomkernen ein Gebiet mit hoher Aufenthaltswahrscheinlichkeit der Elektronen. Dieses Gebiet negativer Ladung zieht die beiden positiv geladenen Atomkerne an, die dadurch in einer Atombindung aneinander gebunden werden, wie in Abbildung 4.12 für zwei Wasserstoff-Atome gezeigt. Die kleinsten Teilchen der Verbindungen mit Atombindungen nennt man *Moleküle*.

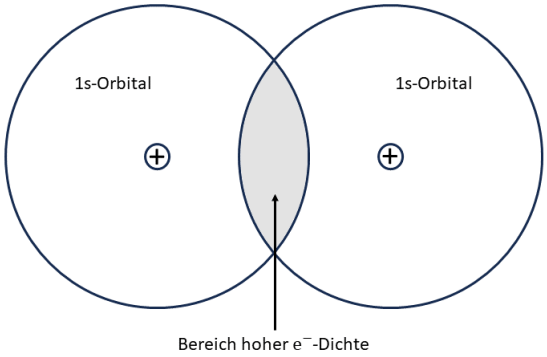


Abbildung 4.12: Überlappende Orbitale

Abbildung 4.12 zeigt somit ein Wasserstoffmolekül, H_2. Statt Zeichnungen wie in Abbildung 4.12 kann man H•·H schreiben, wobei die Punkte die Elektronen symbolisieren. Um deutlicher zu machen, dass diese beiden Elektronen, die eine hohe Aufenthaltswahrscheinlichkeit zwischen den Atomkernen haben und somit die Bindung zwischen den Atomen realisieren, schreibt man gewöhnlich H —— H. Der Strich symbolisiert somit zwei Elektronen; man spricht auch von einem *Elektronenpaar*. Bei Atomen höherer Perioden ist zu beachten, dass nur die Valenzelektronen durch Striche und Punkte gezeichnet werden, die anderen Elektronen spielen für die Bindung keine Rolle und werden daher der Übersichtlichkeit wegen nicht dargestellt. Diese Strichformeln werden nach dem US-amerikanischen Chemiker Gilbert Newton Lewis (1875 — 1946) Lewisformeln genannt.

Der Überlappungsbereich der Orbitale in Abbildung 4.12, der für das Zustandekommen der Bindung so wichtig ist, gehört sowohl zum 1s-Orbital des linken, als auch zum 1s-Orbital des rechten Atoms.

Da ein Orbital höchstens zwei Elektronen fassen kann, kann bei zwei Heliumatomen, He, kein solcher Überlappungsbereich zustande kommen, denn wenn sich dort drei oder vier Elektronen beider Atome aufhalten würden, so ergäben sich Orbitale mit mehr als zwei Elektronen, was nicht möglich

ist. Daher gibt es keine He_2-Moleküle; Helium liegt immer atomar vor. Allgemein kann man sagen, dass Atombindungen realisiert werden durch Orbitale, die nicht vollständig gefüllt sind.

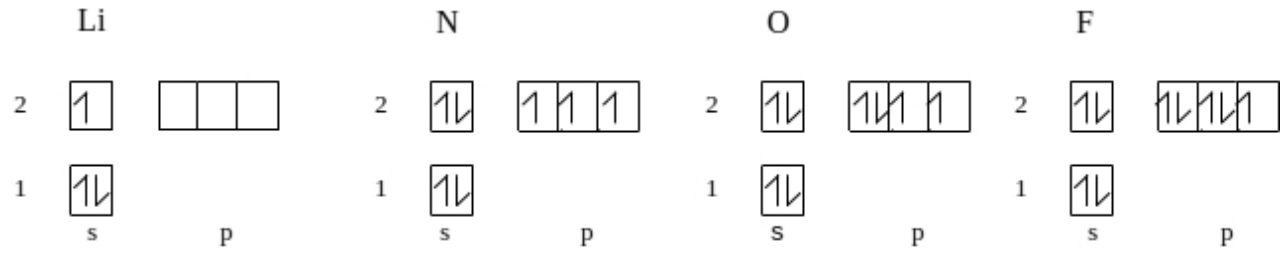


Abbildung 4.13

Wasserstoffverbindungen der Elemente der 2. Periode Welche Summenformeln ergeben sich für die Wasserstoffverbindungen der Elemente Stickstoff (N), Sauerstoff (O) und Fluor (F)? Wie man der Abbildung 4.13 entnehmen kann, finden sich bei Stickstoff drei halbbesetzte Orbitale, von denen jedes mit je einem 1s-Orbital eines Wasserstoffatoms überlappen kann, so dass sich die Verbindung NH_3 ergibt, die unter dem Namen *Ammoniak* bekannt ist. Sauerstoff reagiert entsprechend mit zwei Wasserstoffatomen zu Wasserstoffoxid, H_2O, besser bekannt als *Wasser*. Bei Fluor gibt es nur ein halbbesetztes 2p-Orbital, das mit dem 1s-Orbital eines Wasserstoffatoms überlappen kann. Entsprechend reagiert ein Fluoratom mit einem Wasserstoffatom zu Fluorwasserstoff, HF. Die Lewisformeln sehen folgendermaßen aus (Abbildung 4.14):

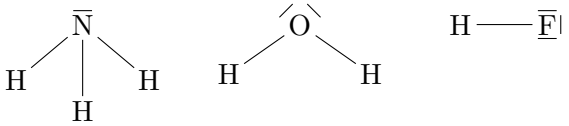


Abbildung 4.14: Lewisformeln einiger Wasserstoff-Verbindungen

In der metallorganischen Chemie gibt es Moleküle mit Lithium-Atomen. Gemäß Abbildung 4.13 kann ein Lithium-Atom genau eine Bindung eingehen.

Man erkennt, dass Wasserstoffatome in Verbindungen stets durch ein Elektronenpaar gebunden sind. Die Elektronenpaare, die eine Bindung realisieren, nennt man *bindende Elektronenpaare*, diejenigen, die sich vollständig an einem Atom befinden *freie Elektronenpaare* oder *einsame Elektronenpaare*. In Ammoniak gibt es also ein freies Elektronenpaar am Stickstoffatom, bei Wasser gibt es zwei freie Elektronenpaare am Sauerstoffatom und bei Fluorwasserstoff gibt es drei freie Elektronenpaare am Fluoratom. Die geometrische Anordnung der Atome ist nicht willkürlich, wird aber erst weiter unten begründet, siehe das VSEPR-Modell.

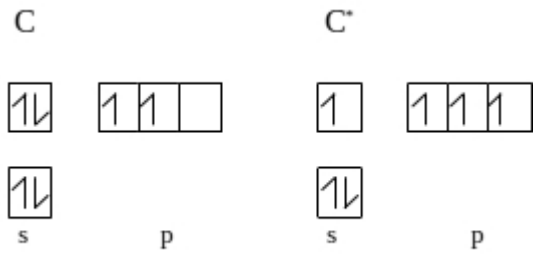


Abbildung 4.15: Elektronenkonfiguration von Kohlenstoff in verschiedenen Zuständen

Angeregte Zustände Betrachtet man die Elektronenkonfigurationen von Kohlenstoff (C), so würde sich nach dem eben Gesagten die Wasserstoffverbindung CH_2 ergeben. Diese ist aber nicht stabil, statt

dessen ist die einfachste stabile Wasserstoffverbindung des Kohlenstoffs die Verbindung *Methan*, CH_4, siehe Abbildung 4.16. Diese kann zustande kommen, wenn das Kohlenstoffatom durch Energieaufnahme in einen angeregten, d.h. energiereicheren Zustand, versetzt wird mit der Elektronenkonfiguration wie in Abbildung 4.15 rechts. Die Anregung wird durch das Zeichen * symbolisiert. Um mehr Bindungen einzugehen, können nur Elektronen zwischen Orbitalen mit gleicher Hauptquantenzahl verschoben werden, andernfalls wird zu viel Energie benötigt.

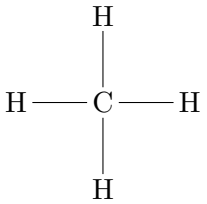


Abbildung 4.16: Lewisformel von Methan

Wenn das C-Atom in einem angeregte Zustand ist, *dann* hat es vier ungepaarte Elektronen. Solche Wenn-dann-Konstruktionen (Konditionalsätze) können Sie hier üben.

4.3: e-DaF: Ursache und Wirkung

4.5: Kontrollaufgabe: Berylliumhydridmolekül

Nennen Sie die Summenformel von Berylliumhydrid, einer Verbindung aus Beryllium und Wasserstoff. Zeichen Sie für die Beantwortung der Frage die Elektronenkonfiguration eines Berylliumatoms im Grundzustand und im angeregten Zustand.

4.4: Box: Oktettregel

Atome von Elementen der 2. Periode können maximal von acht Valenzelektronen umgeben sein, da es vier Orbitale mit der Hauptquantenzahl n = 2 gibt, nämlich ein 2s-Orbital und drei 2p-Orbitale. Mit den umgebenden Valenzelektronen sind die freien Elektronen des Atoms und alle bindenden Elektronen der Bindungen, an denen das Atom beteiligt ist, gemeint. Diese Maximalzahl wird oft erreicht, in Abbildung 4.14 trifft dies z.B. auf das Stickstoffatom in Ammoniak, das Sauerstoffatom in Wasser und das Fluoratom in Fluorwasserstoff zu. Außerdem trifft es für das Kohlenstoffatom in Methan in Abbildung 4.15 zu. Diese Regel nennt man *Oktettregel*. Allerdings können es auch weniger sein, so ist beispielsweise Lithium in Lithiumhydrid nur von zwei Elektronen umgeben oder Beryllium in Berylliumhydrid von vier, siehe wiederum Abbildung 4.14.

Abbildung 4.17: Beispiele für Moleküle mit Mehrfachbindungen

Mehrfachbindungen Zwei Atome können auch durch mehrere Bindungen aneinander gebunden sein, wenn sich mehrere Orbitale der beiden Atome überlappen. Man spricht dann von Doppelbindungen und Dreifachbindungen im Gegensatz zu einer Einfachbindung. Mehr als drei Bindungen zwischen zwei Atomen kommen nicht vor. Oftmals kann durch Doppel- oder Dreifachbindungen die Oktettregel erfüllt werden. Beispiele finden sich in Abbildung 4.17.

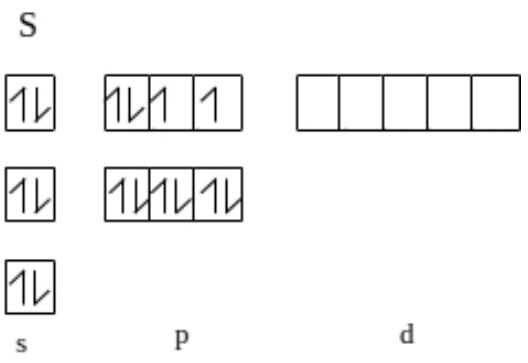


Abbildung 4.18: Elektronenkonfiguration von Schwefel im Grundzustand

Oktettregel gilt nicht für die 3. und weitere Perioden Die oben genannte Oktettregel gilt nicht für Atome der 3. und weiteren Perioden, da hier d-Orbitale und damit insgesamt neun Orbitale zur Überlappung zur Verfügung stehen. Am Beispiel Schwefel kann man dies gut verdeutlichen: In der Verbindung Schwefelwasserstoff, H_2S, hält das Schwefelatom die Oktettregel ein. Das Schwefelatom geht hier zwei Bindungen ein. Die Lewisformel ist analog zu derjenigen von Wasser. Das Schwefelatom ist dabei im Grundzustand, siehe Abbildung 4.18.

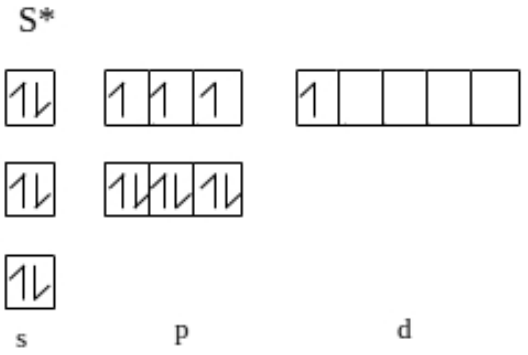


Abbildung 4.19: Elektronenkonfiguration von Schwefel im 1. angeregten Zustand

Bei Schwefeldioxid, SO_2, ist das Schwefelatom dagegen vierbindig, nachdem ein Elektron aus einem 3p-Orbital in ein 3d-Orbital angeregt wurde. Dieser angeregte Zustand eines Schwefelatoms ist in Abbildung 4.19 als S^* dargestellt. In Schwefelsäure, H_2SO_4, ist das Schwefelatom sechsbindig, nachdem sogar ein weiteres Elektron aus dem 3s-Orbital in ein 3d-Orbital angeregt wurde. Dieser Zustand ist in Abbildung 4.20 als S^{**} dargestellt.

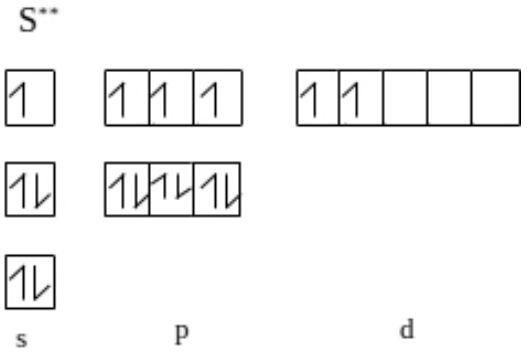


Abbildung 4.20: Elektronenkonfiguration von Schwefel im 2. angeregten Zustand

4.6: Kontrollaufgabe: Lewisformeln

Zeichnen Sie die Lewisformeln von H_2S, SO_2 (Hinweis: S-Atom in der Mitte.) und H_2SO_4 (Hinweis: Das S-Atom ist zentral, daran gebunden sind zwei einzelne O-Atome und zwei OH-Gruppen.).

Experimentelle Unterscheidung von Ionenverbindungen und Molekülverbindungen Wie kann man Ionenverbindungen und Molekülverbindungen experimentell voneinander unterscheiden? Diese Frage ist nicht leicht zu beantworten. Man muss sich auch im Klaren darüber sein, dass es Stoffe gibt, die den Übergang zwischen den beiden Stoffgruppen repräsentieren, so dass es also keine scharfe Grenze gibt. Folgende Kriterien zur Unterscheidung kann man diskutieren:

1. Die beste Information liefert die elektrische Leitfähigkeit des Stoffs im flüssigen Aggregatzustand. Schmelzen von Ionenverbindungen leiten den elektrischen Strom gut, da mit den Ionen bewegliche Ladungsträger vorliegen. Molekülverbindungen leiten dagegen schlecht, da es fast keine geladenen Teilchen gibt. Allerdings kann man nicht alle Stoffe in den flüssigen Aggregatzustand überführen, da sich viele Feststoffe beim Erhitzen zersetzen, anstatt zu schmelzen, z.B. die Ionenverbindung Ammoniumchlorid, NH_4Cl.

2. Die elektrische Leitfähigkeit von Lösungen eines Stoffs ist weniger geeignet, zwischen Ionenverbindungen und Molekülverbindungen zu unterscheiden, da viele Molekülverbindungen hydrolysieren, d.h. mit Wasser reagieren und dabei erst Ionen entstehen, die dann für eine gute elektrische Leitfähigkeit sorgen. Löst man z.B. Chlorwasserstoff, HCl, in Wasser, so ist die *Salzsäure* genannte Lösung ein recht guter elektrischer Leiter, weil folgende Reaktion abläuft, die Ionen erzeugt: $HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$.

3. Ionenverbindungen sind gewöhnlich hart und spröde, Molekülverbindungen weich und biegsam. Allerdings gibt es hier viele Ausnahmen. Beispielsweise gibt es von der Molekülverbindung Bornitrid, BN, eine extrem harte Modifikation, auch die Molekülverbindung Wasser ist im festen Aggregatzustand durchaus hart, während andererseits die extrem weiche Schmierseife eine Ionenverbindung ist.

4. Ionenverbindungen haben meistens hohe Schmelz- und Siedepunkte, Molekülverbindungen niedrige. Aber auch hier gibt es Ausnahmen. So hat Bornitrid, das schon oben als Ausnahme aufgetreten ist, mit 2967 °C eine ausgesprochen hohe Schmelztemperatur. Wiederum sind Seifen Beispiele für Ionenverbindungen mit relativ niedrigen Schmelz- und Siedetemperaturen, so z.B. Kaliumstearat mit einer Siedetemperatur von lediglich 359 °C

Elektronegativität: Unterscheidung von Ionenverbindungen und Molekülverbindungen anhand der Formel Natürlich wäre es gut, wenn man Verbindungen bereits an der chemischen Formel ansehen könnte, ob es sich um eine Ionenverbindung oder eine Molekülverbindung handelt. In einigen Büchern wird behauptet, Verbindungen zwischen Metallen und Nichtmetallen seien Ionenverbindungen, Verbindungen zwischen Nichtmetallen seien Molekülverbindungen. Leider ist dieses Kriterium völlig unbrauchbar: Die Verbindung Ammoniumchlord, NH_4Cl ist eine Ionenverbindung, obwohl sie keine Metallverbindung ist. Dagegen ist Zinkiodid, ZnI_2, obwohl es eine Verbindung aus dem Metall Zink und dem Nichtmetall Iod ist, keine Ionenverbindung.

Den Elementen lässt sich eine Größe, genannt *Elektronegativität*, kurz EN, Formelzeichen χ[3], zuordnen. Die Elektronegativität wird ohne Einheit angegeben. Je größer die EN eines Elements, desto größer ist dessen Tendenz, Anionen zu bilden, je kleiner die EN, desto größer die Tendenz, Kationen zu bilden. Im Periodensystem im Anhang ist die EN jeweils rechts unten an den Elementen angegeben. Verbindungen von Elementen gleicher Elektronegativität, z.B. Iodwasserstoff, HI, sind eindeutig

[3] der griechische Buchstabe *chi*, siehe auch das griechische Alphabet im Anhang

Molekülverbindungen. Verbindungen zwischen Elementen mit sehr unterschiedlicher EN, z.B. Cäsiumfluorid, CsF, haben ganz überwiegend die Eigenschaften von Ionenverbindungen. Der Übergang dazwischen ist fließend. Als Faustregel[4] gilt, dass binäre Verbindungen, das sind Verbindungen aus zwei Elementen, als Ionenverbindungen betrachtet werden können, wenn die Differenz der Elektronegativitäten größer 1,7 ist. Leider gibt es auch hier etliche Ausnahmen. So ist z.B. Fluorwasserstoffsäure (Flusssäure), HF, eine Molekülverbindung, obwohl sich die Elektronegativitäten von Wasserstoff und Fluor um 1,9 unterschieden, wohingegen Aluminiumchlorid, $AlCl_3$, eine Ionenverbindung ist, obwohl hier die Elektronegativitätsdifferenz nur 1,3 beträgt.

Atombindungen zwischen Atomen unterschiedlicher Elektronegativität (Unterschied größer als etwa 0,3) nennt man polare Atombindungen. Je größer die Elektronegativitätsdifferenz, desto stärker die Polarität. Die polare Atombindung stellt somit den Übergangsbereich zwischen den unpolaren Atom- und den Ionenbindungen dar.

4.4: Exkurs: Definition der Elektronegativität

1. a) Die Idee der Elektronegativität geht auf den US-amerikanischen Chemiker Linus Carl Pauling (1901 – 1994) zurück. Er ersann die erste Elektronegativitätsskala. Er legte die Elektronegativität des elektronegativsten Elements Fluor auf 4,0 fest: $\chi(F) = 4{,}0$. Um die Elektronegativität von Wasserstoff zu errechnen, maß er die Dissoziationsenergie $E(\mathrm{F_2})$ von Fluormolekülen F_2, die Dissoziationsenergie $E(\mathrm{H_2})$ von Wasserstoffmolekülen H_2, und die Dissoziationsenergie $E(HF)$ von Fluorwasserstoffmolekülen HF. Die Dissoziationsenergie ist diejenige Energie, die aufzuwenden ist, um ein Molekül in seine Atome zu zerlegen. Pauling argumentierte, dass die Dissoziationsenergie von HF der Mittelwert der Dissoziationsenergien von F_2 und H_2 sein müsste, wenn die Bindung in HF nicht einen gewissen ionischen Anteil hätte, den es in F_2 und H_2 nicht gibt:

$$E(HF) = \frac{E(\mathrm{F_2}) + E(\mathrm{H_2})}{2} + E_{ionisch}. \tag{4.8}$$

Die Maßzahl dieser zusätzlichen Dissoziationsenergie $E_{ionisch}$, gemessen in der Energieeinheit *Elektronenvolt*, eV, setzte er gleich dem Quadrat der Differenz der Elektronegativitäten χ:

$$E_{ionisch} = (\chi(F) - \chi(H))^2 \tag{4.9}$$

Um $\chi(H)$ auszurechnen, muss man die obige Gleichung nach dieser Größe auflösen. Auf diese Art lassen sich, ausgehend von Fluor, dessen EN festgelegt wurde, den meisten Elementen Elektronegativitäten zuordnen.

b) Später wurde bei der Bildung des Mittelwerts der Dissoziationsenergien das arithmetische Mittel durch das geometrische Mittel ersetzt, statt obiger Gleichung 4.8 für E_{HF} müsste man nun

$$E(HF) = \sqrt{E(\mathrm{F_2}) \cdot E(\mathrm{H_2})} + E_{ionisch}. \tag{4.10}$$

schreiben und das damit berechnete $E_{ionisch}$ in Gleichung 4.9 verwenden.

2 Die, ebenfalls US-amerikanischen, Chemiker Albert Louis Allred, geboren 1931, und Eugene George Rochow (1909 – 2002), nahmen als Grundlage der Elektronegativität die Kraft F_{EN}, mit der das jeweilige Atom seine Valenzelektronen anzieht. Diese Kraft lässt sich im Prinzip aus dem Coulombgesetz berechnen. Allerdings darf man für die Kernladung nicht einfach $e \cdot Z$, mit der Elementarladung e und der Kernladungszahl Z, einsetzen, da die Abschirmung des positiv geladenen Kerns durch weiter innen gelegene Elektronen eine Rolle spielt. Daher ersetzten Allred und Rochow die Kernladungszahl Z durch die effektive Kernladungszahl Z_{eff} und man erhält für F_{EN} den Zusammenhang

$$F_{EN} \propto \frac{e^2 \cdot Z_{eff}}{r^2}. \tag{4.11}$$

Damit legten Allred und Rochow die Elektronegativität χ eines Elements als

$$\chi = a \cdot F_{EN} + b \tag{4.12}$$

fest. Dabei sind a und b Konstanten, die Allred und Rochow so festlegten, dass ihre neuen EN-Werte so gut wie möglich den zuvor von Pauling etablierten Werten entsprechen. Bei dieser Definition kann die Elektronegativität aller Elemente berechnet werden, auch von den Edelgasen Helium, Neon und Argon, denen Pauling keine Elektronegativität zuweisen konnte, weil keine Verbindungen, insbesondere keine Fluorverbindungen, dieser Elemente bekannt sind. Ein Referenzwert wie $\chi(F) = 4{,}0$, den Pauling als Ausgangspunkt seiner EN-Skala gebraucht hat, ist hier nicht nötig. Bei Allred und Rochow ergibt sich $\chi(F) = 4,1$. Auch ist Fluor bei Allred und Rochow nicht mehr das elektronegativste Element, sondern Helium mit $\chi(He) = 5,5$. Die im Periodensystem im Anhang angegebenen EN-Werte sind Werte nach Allred und Rochow.

[4] Faustregel: Eine Regel, die nicht immer gilt, d.h. nur einen groben Anhaltspunkt gibt; englisch: rule of thumb, französisch: règle grossière.

3 Eine weitere Definition der Elektronegativität geht auf den US-amerikanischen Physiker Robert Sanderson Mulliken (1896 – 1986) zurück. Er errechnete die Elektronegativität aus der Ionisierungsenergie und der Elektronenaffinität der jeweiligen Atome.

4.5: Box: Unterscheidung von Ionenverbindungen und Molekülverbindungen

Das beste Kriterium ist die elektrische Leitfähigkeit des jeweiligen Stoffs im flüssigen Aggregatzustand: Ionenverbindungen leiten gut, Molekülverbindungen leiten schlecht. Ein Kriterium, das ohne Experiment auskommt, das es also erlaubt, der Formel eines Stoffs anzusehen, ob es sich um eine Ionen- oder eine Molekülverbindung handelt, lautet: Bei binären Verbindungen (Verbindungen aus zwei Elementen) sind diejenigen mit einer Elektronegativitätsdifferenz größer als 1,7 Ionenverbindungen, die anderen sind Molekülverbindungen. Diese Regel hat aber Ausnahmen.

Nomenklatur von Molekülverbindungen Diese Darstellung soll sich auf die Benennung solcher Molekülverbindungen beschränken, die aus nur zwei Elementen aufgebaut sind. Außerdem sollen komplizierte Spezialfälle wie z.B. die Kohlenwasserstoffe, d.h. die Verbindungen der Elemente Kohlenstoff und Wasserstoff oder die Borhydride, die Verbindungen der Elemente Bor und Wasserstoff, nicht behandelt werden.

Die Namen setzen sich zusammen aus dem deutschen Namen des weniger elektronegativen Elements, gefolgt vom lateinischen Namen des elektronegativeren Elements mit der Endung *-id*. Soweit gleicht die Nomenklatur der Molekülverbindungen aus zwei Elementen derjenigen der entsprechenden Ionenverbindungen. Die Anzahlverhältnisse werden bei den Molekülverbindungen aber durch Voranstellen des entsprechenden griechischen Zahlworts ausgedrückt (siehe Tabelle 4.1. Dabei wird das Zahlwort *mono* für *eins* meistens weggelassen.

griechisches Zahlwort	**Zahl**
mono	1
di	2
tri	3
tetra	4
penta	5
hexa	6
hepta	7
octa	8

Tabelle 4.1: Griechische Zahlwörter

So heißt NO_2 beispielsweise *Stickstoffdioxid*. Einige Besonderheiten: H_2O, müsste *Diwasserstoffoxid* heißen, allerdings wird hier praktisch immer der Trivialname *Wasser* verwendet. CO_2 heißt *Kohlenstoffdioxid*, manchmal, vor allem außerhalb der chemischen Fachsprache, wird aber verkürzt auch *Kohlendioxid* gesagt. Bei *Kohlenstoffmonoxid*, CO, wird das *mono* nicht weggelassen, um es klar von Kohlenstoffdioxid zu unterscheiden, außerdem wird auch hier manchmal der verkürzte Begriff *Kohlenmonoxid* verwendet.

Die Formeln folgen der Nomenklaturregel, dass das weniger elektronegative Element zuerst genannt wird, d.h. NO_2, nicht O_2N und H_2O, nicht OH_2. Leider werden auch hier Ausnahmen gemacht, so z.B. beim Ammoniak, NH_3, der eigentlich Triwasserstoffnitrid, H_3N, heißen müsste. Bei vielen weiteren Verbindungen haben sich in der deutschen Fachsprache leider Namen durchgesetzt, die nicht gemäß den offiziellen Nomenklaturregeln sind.

Geometrie der Moleküle: VSEPR-Modell Das *VSEPR-Modell* erlaubt es, die Molekülgeometrie in vielen Fällen zu ermitteln.

4.6: Box: Das VSEPR-Modell

1. Die Elektronenpaare um einen Atomrumpf nehmen aufgrund der Abstoßung der gleichnamigen Ladung den größtmöglichen Abstand voneinander ein.
2. Mehrfachbindungen verhalten sich in etwa gleich wie Einfachbindungen, nehmen lediglich etwas mehr Platz ein.
3. Freie Elektronenpaare befinden sich näher am betreffenden Atomrumpf als bindende Elektronenpaare, die sich zwischen zwei Atomrümpfen aufhalten. Freie Elektronenpaare nehmen daher etwas mehr Platz am Atom ein und drücken die bindenden Elektronenpaare etwas zusammen, so dass sich kleinere Bindungswinkel ergeben.

Das VSEPR-Modell wurde von dem englischen Chemiker Ronald James Gillespie (1924 – 2021) und dem australischen Chemiker Ronald Sydney Nyholm (1917 – 1971) entwickelt. *VSEPR* steht für *Valence Shell Electron Pair Repulsion*, zu deutsch *Valenzschalenelektronenpaarabstoßung*. Das Modell besteht im wesentlichen aus den obigen drei Regeln.

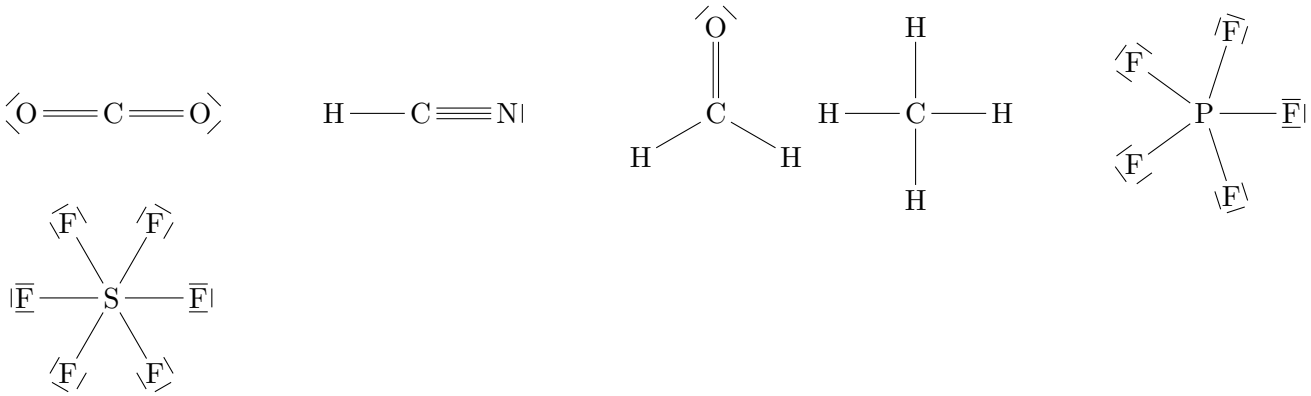


Abbildung 4.21: Beispiele zu den Regeln 1 und 2 des VSEPR-Modells

In Abbildung 4.21 sind die Lewisformeln einiger Moleküle angegeben, zu deren geometrischen Beschreibung man lediglich die ersten beiden Regeln des VSEPR-Modells benötigt. Beachten Sie unbedingt, dass die Lewisformeln dem zweidimensionalen Papier angepasst sind und daher im Allgemeinen nicht die richtige Geometrie der Moleküle angeben. Bei Kohlendioxid, CO_2 gibt es zwei Doppelbindungen, die versuchen, den größtmöglichen Abstand voneinander einzunehmen und somit im Winkel von 180° zueinander stehen. Denselben Bindungswinkel trifft man bei Cyanwasserstoff, HCN, an. Harnstoff, OCH_2, weist Bindungswinkel von etwa 120° auf. Diese drei Moleküle sind eben, d.h. die Mittelpunkte ihrer Atome liegen in einer Ebene, und ihre Geometrie wird durch die Lewisformel richtig wiedergegeben. Das Molekül von Methan, CH_4, nimmt die Geometrie eines Tetraeders an, in dessen Mitte das Kohlenstoffatom sitzt und in dessen Ecken die Wasserstoffatome sitzen. Der Bindungswinkel im Tetraeder ist $arccos(-\frac{1}{3}) \approx 109{,}5°$. Die tetraedrische Molekülgeometrie ist häufig, da sie bei allen Molekülen auftritt, deren zentrales Atom die Oktettregel befolgt. Die ebene Darstellung durch die Lewisformel ist hier nicht korrekt, wie auch bei den beiden folgenden Molekülen. Bei Phosphorpentafluorid, PF_5, sind die Bindungswinkel 120° zwischen drei F-Atomen, die mit dem P-Atom in einer Ebene liegen und 90° zwischen einem solchen F-Atom und einem der zwei weiteren, die über und unter dieser Ebene liegen. Die Form wird auch als *trigonale Bipyramide* bezeichnet. Die Geometrie von Schwefelhexafluorid, SF_6, ist oktaedrisch. Alle Bindungswinkel sind hier 90°.

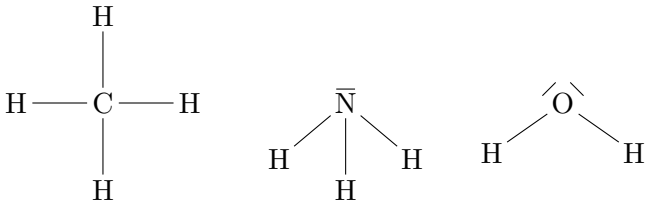


Abbildung 4.22: Beispiele zur Regel 3 des VSEPR-Modells

4.5: Exkurs: Tetraederwinkel

Ein Tetraeder ist ein Vierflächner. Alle vier Flächen sind gleich und sind gleichseitige Dreiecke. Ein Tetraeder erhält man aus einem Würfel, indem man vier nicht über eine Würfelkante verbundene Ecken des Würfels auswählt und diese jeweils mit allen anderen ausgewählten Ecken mit einer Kante verbindet. Der Winkel zwischen zwei verschiedenen Halbgeraden, die vom Mittelpunkt M durch zwei verschiedene Eckpunkte E_1 bzw. E_2 des Tetraeders verlaufen, beträgt $arccos(-\frac{1}{3}) \approx 109{,}5°$. Es überrascht zunächst, dass in einem solchen einfachen und gleichmäßigen Körper wie dem Tetraeder ein solch ‚krummer' Winkel auftaucht.
Herleitung: Es sei der M der Ursprung eines rechtssinnigen, orthonormalen Koordinatensystems mit den üblichen Achsenbezeichnungen. Die Länge einer Würfelkante sei 2 Längeneinheiten. Dann haben die Punkte M, E_1 und E_2 die Koordinaten $M(0/0/0)$, $E_1(-1/1/-1)$ und $E_2(1/-1/-1)$, siehe Abbildung 4.23. Somit gilt: $\overrightarrow{ME_1} = \begin{pmatrix} -1 \\ 1 \\ -1 \end{pmatrix}$ und $\overrightarrow{ME_2} = \begin{pmatrix} 1 \\ -1 \\ -1 \end{pmatrix}$.

Nach der Definition des Skalarprodukts ergibt sich weiter $\alpha = \frac{\overrightarrow{ME_1} \cdot \overrightarrow{ME_2}}{|\overrightarrow{ME_1}| \cdot |\overrightarrow{ME_2}|} = \frac{\begin{pmatrix} -1 \\ 1 \\ -1 \end{pmatrix} \cdot \begin{pmatrix} 1 \\ -1 \\ -1 \end{pmatrix}}{\left|\begin{pmatrix} -1 \\ 1 \\ -1 \end{pmatrix}\right| \cdot \left|\begin{pmatrix} 1 \\ -1 \\ -1 \end{pmatrix}\right|} = arccos(-\frac{1}{3}) \approx 109{,}5°$

q.e.d.
Alternative Berechnung ohne Skalarprodukt: Der Mittelpunkt M des Würfels, der Eckpunkt E_1 und der Mittelpunkt der unteren Seitenfläche bilden ein rechtwinkliges Dreieck. Nimmt man wieder eine Kantenlänge des Würfels an von 2, dann besitzt die Hypotenuse $\overline{ME_1}$ die Länge $\sqrt{3}$, die Kathete von M zum Flächenmittelpunkt die Länge 1. Der Winkel zwischen dieser Kathete und der Hypotenuse ist $\alpha/2$. Somit gilt $\alpha = 2 \cdot arccos\frac{1}{\sqrt{3}} \approx 109{,}5°$ q.e.d. Geht schneller als die obige Lösung. Allerdings muss man das sehen, was man nicht tut, wenn man einen geometrischen Hau hat, was auf mindestens einen der Autoren zutrifft.

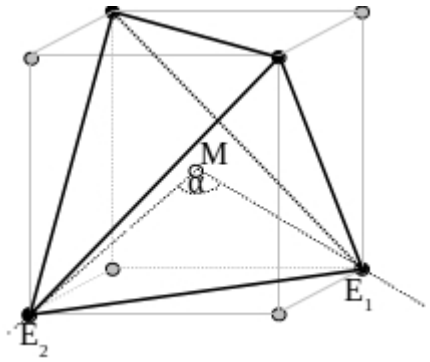


Abbildung 4.23: Ein Tetraeder

Die dritte Regel des VSEPR-Modells kann man gut anhand der Verbindungen Methan, CH_4, Ammoniak, NH_3, und Wasser, H_2O, siehe Abbildung 4.22, verstehen. Bei allen drei Molekülen ist das zentrale Atom gemäß der Oktettregel von vier Elektronenpaaren umgeben, alle haben somit in erster Näherung tetraedrische Geometrie. Bei Methan sind alle vier Elektronenpaare bindend, daher entsprechen die Bindungswinkel genau dem Tetraederwinkel von etwa 109,5°. Bei Ammoniak ist ein freies Elektronenpaar vorhanden, das mehr Platz um das Stickstoffatom beansprucht und so die Bindungswinkel zwischen den anderen Elektronenpaaren auf 107,3° verringert. Bei Wasser sind sogar zwei freie Elektronenpaare vorhanden, die den Bindungswinkel zwischen den beiden O-H-Bindungen auf 104,5° verringert. Da der Bindungswinkel bei Wasser 104,5° beträgt, ist jetzt auch klar, warum die Lewisformel diese Moleküls gewinkelt und nicht linear gezeichnet wird, da letzteres einen Bindungswinkel

von 180° implizieren würde, der nicht vorliegt. Man beachte, dass die Lewisformeln von Methan und Ammoniak die Geometrie dieser Moleküle nicht richtig wiedergegeben können, da diese Moleküle nicht eben sind.

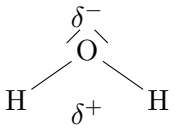


Abbildung 4.24: Ein Wassermolekül ist ein Dipolmolekül

Dipole Reibt man einen Stift aus Plastik in den Haaren und hält ihn in kurzer Entfernung eines dünnen Wasserstrahls, so wird der Wasserstrahl zum Stift hin abgelenkt[5]. Der Stift wird durch das Reiben elektrisch negativ geladen. Somit kann er positiv geladene Körper anziehen. Ein Wassermolekül ist aber insgesamt elektrisch neutral. Eine Erklärung könnte sein, dass es in jedem Wassermolekül ein positiv geladenes Ende gibt, das sich zu dem negativ geladenen Stift hin dreht und dann angezogen wird. Da das Wassermolekül insgesamt elektrisch neutral ist, muss es auch ein negativ geladenes Ende besitzen. Diese Teilladungen innerhalb eines Moleküls nennt man *Partialladungen* und bezeichnet sie mit δ^+ und δ^-. Diese Partialladungen kommen zustande, weil die Bindungen zwischen Sauerstoff und Wasserstoff polar sind. Da Sauerstoff deutlich elektronegativer ist als Wasserstoff, haben die Bindungselektronen eine höhere Aufenthaltswahrscheinlichkeit am Sauerstoffatom, so dass sich an diesem eine negative Partialladung, $\delta-$, befindet, während sich auf der Seite der Wasserstoffatome, auf der die Aufenthaltswahrscheinlichkeit der Bindungselektronen gering ist, eine positive Partialladung, $\delta+$, befindet, wie in Abbildung 4.24 gezeigt. Ein Molekül, das eine solche positiv geladene und negativ geladene Seite besitzt, nennt man *Dipolmolekül* oder auch kurz *Dipol*.

Ein Kohlenstoffdioxidmolekül, siehe Abbildung 4.25, besitzt ebenfalls polare Bindungen, da Sauerstoff viel elektronegativer ist als Kohlenstoff, aber das Molekül ist dennoch kein Dipol, da sich die Dipolmomente der Kohlenstoff-Sauerstoff-Bindung links des Kohlenstoffatoms und rechts des Kohlenstoffatoms gegenseitig aufheben. Das Dipolmoment ist das Produkt aus Ladungsdifferenz und dem Weg von der einen zur anderen Ladung. Dabei muss man diesen Weg als Vektor vom weniger elektronegativen Atom zum elektronegativeren Atom auffassen, so dass das Dipolmoment selbst wieder ein Vektor ist, der zum elektronegativeren Atom zeigt.

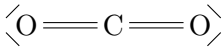


Abbildung 4.25: Ein Kohlenstoffdioxidmolekül ist kein Dipolmolekül

4.7: Box: Bedingungen für einen Dipol

Zusammenfassend kann man sagen, ein Molekül ist ein Dipol, wenn folgende zwei Bedingungen erfüllt sind:

1. Es gibt polare Bindungen in dem Molekül.
2. Das Molekül ist hinreichend asymmetrisch, so dass sich die Dipolmomente der einzelnen Bindungen nicht gegenseitig aufheben.

[5] Beachten Sie: *Ablenken* bedeutet lediglich *von der (geraden) Bahn abbringen*. Über die Richtung sagt dieses Wort nichts aus. Somit ist *ablenken* keinesfalls synonym zu *abstoßen*. Sowohl bei einer Abstoßung als auch bei einer Anziehung kann man von einer Ablenkung sprechen. Im obigen Fall könnte man *ablenken* durch *anziehen*, nicht aber durch *abstoßen* ersetzen.

4.7: Kontrollaufgabe: Dipolmoleküle

1. Begründen Sie, warum Tetrafluorkohlenstoff, CF4, trotz stark polarer Bindungen kein Dipolmolekül ist.
2. Untersuchen Sie, ob es sich bei den Molekülen in Abbildung 4.26 um Dipolmoleküle handelt.

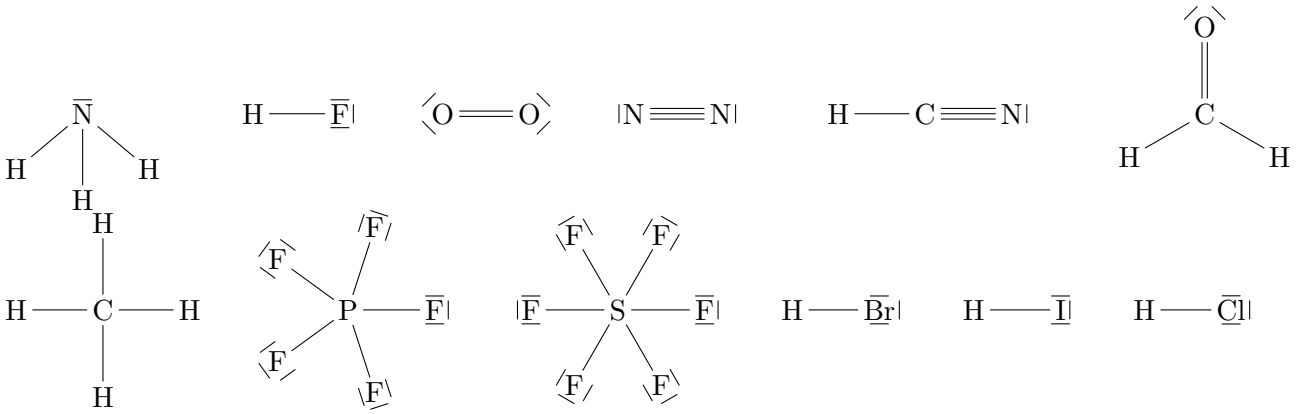


Abbildung 4.26: Dipolmolekül oder nicht?

4.4 Zwischenmolekulare Kräfte

Dipol-Dipol-Wechselwirkung und London-Kräfte Moleküle ziehen sich gegenseitig an. Dies kann man daran erkennen, dass auch molekulare Stoffe bei geeigneten Bedingungen flüssig oder fest vorliegen. Gäbe es keine zwischenmolekularen Kräfte, so müssten molekulare Stoffe bei allen Temperatur- und Druckbedingungen gasförmig sein.

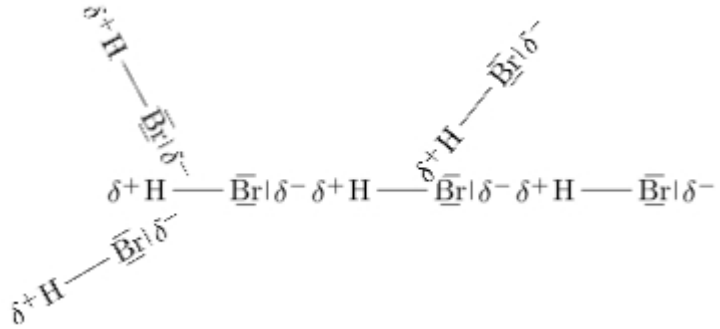


Abbildung 4.27: Dipol-Dipol-Kräfte

Am leichtesten sind die Dipol-Dipol-Kräfte zu verstehen: Das positive (oder negative) Ende eines Dipols bindet sich an das das negative (bzw. positive) Ende eines oder mehrerer benachbarter Dipole, wie z.B. in Abbildung 4.27 angedeutet.

Bei Stoffen, deren Moleküle keine Dipole sind, stellt man sich vor, dass durch vorübergehende ungleichmäßige Verteilungen der Elektronendichte *temporäre Dipole* entstehen. Diese induzieren in benachbarten Molekülen ebenfalls Dipoleigenschaften. Das negative Ende eines temporären Dipols verdrängt in einem benachbarten Molekül die Elektronen, das positive Ende zieht sie an. Dadurch entstehen kurzzeitig Anziehungskräfte, die kurz darauf wieder verschwinden und dafür an anderer Stelle neu auftauchen. Diese Kräfte nennt man London-Kräfte nach dem deutsch-amerikanischen Physiker Fritz Wolfgang London (1900 – 1954).

Die Stärke der London-Kräfte nimmt mit größer werdender Elektronenanzahl der Moleküle zu, da sich in einer großen, leicht polarisierbaren Elektronenhülle leichter Dipole induzieren lassen. Statt der Anzahl der Elektronen eines Moleküls wird in der Praxis meist vereinfachend die molare Masse betrachtet. Die London-Kräfte, die durch temporäre Dipole zustande kommen, sind nicht so stark wie die Dipol-Dipol-Kräfte aufgrund von permanenten Dipolen, sofern die betrachteten Moleküle nicht stark unterschiedliche molare Massen haben. Daher schmelzen und sieden Stoffe aus Dipolmolekülen im Normalfall bei höheren Temperaturen als Stoffe, deren Moleküle vergleichbar schwer sind, aber nicht aus Dipolen bestehen.

4.6: Exkurs: Der Begriff der Van-der-Waals-Kräfte

In der chemischen Literatur taucht auch der Begriff der *Van-der-Waals-Kräfte* auf, benannt nach dem niederländischen Physiker Johannes Diderik van der Waals (1837 – 1923). Dieser Begriff ist allerdings problematisch, da er nicht einheitlich verwendet wird. In manchen Büchern, vor allem in Schulbüchern, wird mit dem Begriff *Van-der-Waals-Kräfte* dasselbe gemeint wie oben mit dem Begriff *London-Kräfte*. In der universitären Literatur wird der Begriff *Van-der-Waals-Kräfte* als Sammelbegriff für zwischenmolekulare Kräfte verwendet.

4.8: Kontrollaufgabe: Siedetemperaturen von Molekülverbindungen

Ordnen Sie den folgenden Stoffen die korrekten Siedetemperaturen zu: a) Propan, C_3H_8, b) Ethan, C_2H_6, und c) Methanal, auch Formaldehyd genannt, H_2CO.
Die Siedetemperaturen in vertauschter Reihenfolge sind: $-19\,°C$, $-42\,°C$, $-89\,°C$,.

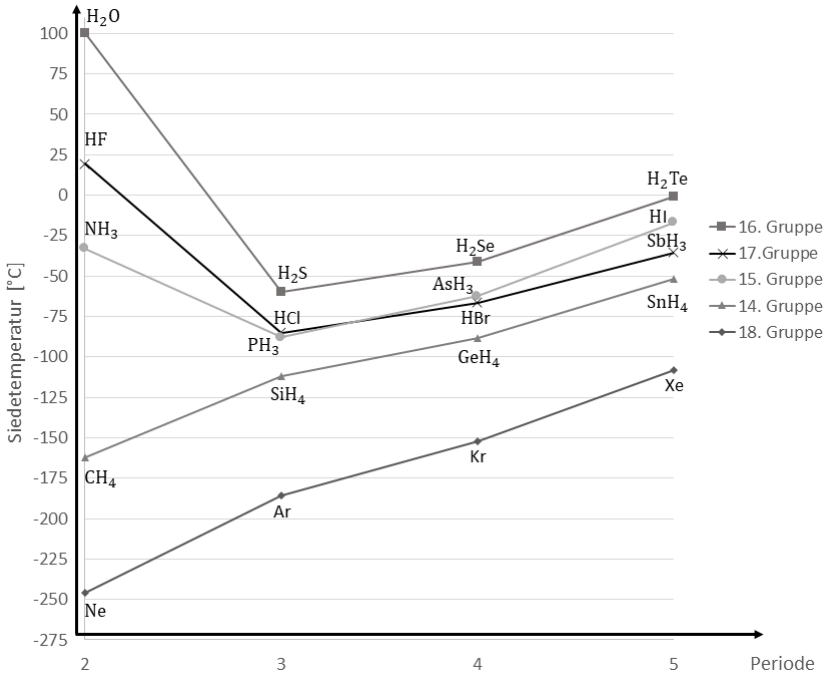


Abbildung 4.28: Einfluss von Wasserstoffbrücken auf die Siedetemperatur

Wasserstoffbrücken In Abbildung 4.28 sind die Siedetemperaturen verschiedener Stoffe bei Normaldruck aufgetragen. Die untersten Werte gehören zu den Edelgasen (18. Gruppe) der 2. bis 5. Periode, Ne, Ar, Kr und Xe. Alle Stoffe bestehen, da sie atomar vorliegen, selbstverständlich nicht aus Dipolen. Die Anziehungskräfte sind somit nur London-Kräfte. Je größer die molare Masse, desto höher ist die Siedetemperatur.

Darüber findet man die Wasserstoffverbindungen der Elemente der 14. Gruppe, CH_4, SiH_4, GeH_4 und SnH_4. Da die Moleküle dieser Verbindungen alle symmetrisch sind, handelt es sich ebenfalls nicht um Dipole und es gilt wiederum, dass die Siedetemperatur mit der molaren Masse zunimmt.

Darüber findet man die Wasserstoffverbindungen der Elemente der 15. Gruppe (NH_3, PH_3, AsH_3, SbH_3), der 16. Gruppe (H_2O, H_2S, H_2Se, H_2Te) und der 17. Gruppe (HF, HCl, HBr, HI). Bei allen drei Reihen erkennt man deutlich, dass die jeweils erste Verbindung (NH_3, H_2O, HF) eine unerwartet hohe Siedetemperatur besitzt. Bei Wasser, H_2O, würde man beispielsweise eher eine Siedetemperatur von $-80\,°C$ statt $100\,°C$ erwarten, um eine Gerade durch die Wasserstoffverbindungen der Elemente der 16. Gruppe zu erreichen.

Diese Abweichung liegt teilweise in der Tatsache begründet, dass H_2O-Moleküle starke Dipole sind, H_2S, H_2Se und H_2Te jedoch nicht. Die Abweichungen sind aber derart deutlich, dass dafür keine normalen Dipol-Dipol-Bindungen verantwortlich sein können, sondern zusätzlich *Wasserstoffbrückenbindungen*.

Diese kommen zustande, wenn ein oder mehrere Wasserstoffatome an ein kleines, stark elektronegatives Atom, nämlich F, O oder N, gebunden sind und es an diesem Atom ein oder mehrere freie Elektronenpaare gibt. Wenn der elektronegativere Partner das einzige Elektron des Wasserstoffatoms stark anzieht, dann liegt dessen positiv geladener Atomkern auf der gegenüberliegenden Seite praktisch ‚nackt' vor. Von dieser positiven Ladung werden die freien Elektronenpaare eines anderen Moleküls gebunden (siehe Abbildung 4.29; die gestrichelte Linie symbolisiert die Wasserstoffbrücke, also die Bindung zwischen zwei verschiedenen Molekülen).

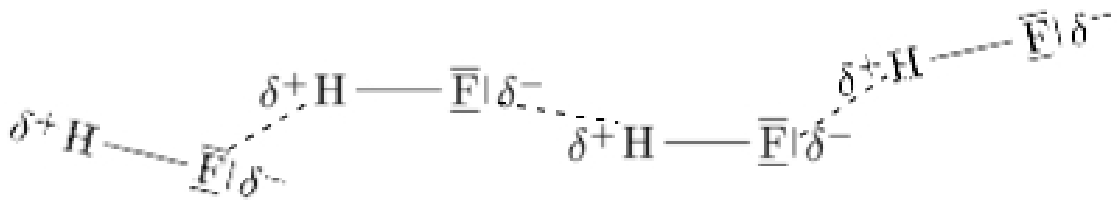


Abbildung 4.29: Wasserstoffbrücken

Die Wasserstoffbrückenbindungen, die durch an F-Atome gebundene H-Atome zustande kommen, sind die stärksten, gefolgt von denjenigen, die durch an O-Atome gebundene H-Atome zustande kommen. Die Wasserstoffbrückenbindungen bei H-Atomen, die an ein N-Atom gebunden sind, sind relativ schwach, da das N-Atom größer und weniger elektronegativ ist als das O-Atom und insbesondere das F-Atom. Dennoch ist die Veränderung der Siedetemperatur durch die Wasserstoffbrückenbindung bei H_2O stärker als bei HF, da es pro Molekül mehr Wasserstoffbrücken gibt, da jedes H_2O-Molekül zwei H-Atome und und zwei freie Elektronenpaare hat, wogegen bei HF die H-Atome knapp sind (nur eines pro Molekül). Bei NH_3 wiederum gibt es zwar pro Molekül drei H-Atome, hier sind aber die freien Elektronenpaare knapp, es gibt nämlich nur eines pro Molekül.

4.8: Box: Zusammenfassung: Schmelz- und Siedetemperaturen

Die höchsten Schmelz- und Siedetemperaturen haben gewöhnlich die Ionenverbindungen. Dabei gilt: Je größer die Ionenladungen und je kleiner die Ionenradien sind, desto höher sind die Schmelz- und Siedetemperaturen.
Von den molekularen Stoffen haben, wenn die molaren Massen etwa gleich groß sind, diejenigen Stoffe, die Wasserstoffbrücken zwischen ihren Molekülen ausbilden, die höchsten Schmelz- und Siedetemperaturen, gefolgt von den Dipolen, die durch Dipol-Dipol-Kräfte zusammen gehalten werden.
Zuletzt kommen die Stoffe, die sich aus Molekülen aufbauen, die keine Dipole sind. Hier werden die Moleküle nur durch London-Kräfte zusammen gehalten. Da die London-Kräfte mit der Größe der Elektronenhülle zunehmen, haben von diesen Stoffen diejenigen die niedrigsten Schmelz- und Siedetemperaturen, welche die wenigsten Elektronen besitzen. Statt der Anzahl der Elektronen betrachtet man meist vereinfachend die molare Masse.

4.9: Kontrollaufgabe: Siedetemperaturen von Stoffen

Ordnen Sie den folgenden Stoffen die richtige Siedetemperatur zu. Begründen Sie Ihre Zuordnung.
Magnesiumoxid MgO, Methanol (Methylalkohol) H_3COH, Ethan C_2H_6, Natriumchlorid (Kochsalz) NaCl, Propan C_3H_8, Methanal (Formaldehyd) H_2CO
Siedetemperaturen: $-89\,°C$, $-42\,°C$, $65\,°C$, $\approx 3600\,°C$, $1440\,°C$, $-19\,°C$.

5 Das chemische Gleichgewicht

5.1 Die Geschwindigkeit chemischer Reaktionen

Definition der Reaktionsgeschwindigkeit Chemische Reaktionen brauchen Zeit, um abzulaufen. Wie lange eine Reaktion braucht, kann sehr unterschiedlich sein: Die Explosion eines Sprengstoffs läuft in Sekundenbruchteilen ab, ein Stück Holz benötigt einige Minuten, um zu verbrennen, der Stahl einer Autokarosserie braucht Jahre, um zu verrosten.

Diese Beispiele vermitteln eine Idee von der Reaktionsgeschwindigkeit. Will man sich genauer mit ihr beschäftigen, so braucht man eine exakte Definition. Unter der Geschwindigkeit v als solcher versteht man in der Physik die Änderung des Ortes x pro Zeit t, also die erste Ableitung des Ortes x nach der Zeit t:

$$v = \frac{\mathrm{d}x}{\mathrm{d}t}. \tag{5.1}$$

Als Geschwindigkeit einer chemischen Reaktion kann man die Änderung der Konzentration c eines Stoffs pro Zeit t verstehen. Dabei ist die Konzentration c gegeben als Stoffmenge n pro Volumen V:

$$c = \frac{n}{V}, \tag{5.2}$$

womit sich als Einheit der Konzentration z.B. $\frac{\mathrm{mol}}{\mathrm{L}}$ ergibt. Damit kann die Reaktionsgeschwindigkeit vorläufig so definiert werden:

$$v_v = \frac{\mathrm{d}c}{\mathrm{d}t}. \tag{5.3}$$

der Index v soll dabei für *vorläufig* stehen. Die Einheit dieser vorläufigen Reaktionsgeschwindigkeit kann beispielsweise $\frac{\mathrm{mol}}{\mathrm{L \cdot s}}$ sein. Die so definierte Reaktionsgeschwindigkeit ist allerdings davon abhängig, auf welchen Stoff man sie bezieht. Betrachtet man z.B. die Reaktion

$$\mathrm{H_2 + I_2 \longrightarrow 2\,HI}, \tag{5.4}$$

so kann man drei Reaktionsgeschwindigkeiten festlegen: $\frac{\mathrm{d}c_{\mathrm{H_2}}}{\mathrm{d}t}$, $\frac{\mathrm{d}c_{\mathrm{I_2}}}{\mathrm{d}t}$ und $\frac{\mathrm{d}c_{\mathrm{HI}}}{\mathrm{d}t}$.

Die ersten beiden sind in diesem Fall gleich:

$$\frac{\mathrm{d}c_{\mathrm{I_2}}}{\mathrm{d}t} = \frac{\mathrm{d}c_{\mathrm{H_2}}}{\mathrm{d}t}. \tag{5.5}$$

Sie haben negatives Vorzeichen, weil die Konzentrationen von H_2 und I_2 mit fortschreitender Zeit kleiner werden. Dagegen hat $\frac{\mathrm{d}c_{\mathrm{HI}}}{\mathrm{d}t}$ positives Vorzeichen, weil die Konzentration von HI mit fortschreitender Zeit größer wird. Außerdem hat $\frac{\mathrm{d}c_{\mathrm{HI}}}{\mathrm{d}t}$ verglichen mit $\frac{\mathrm{d}c_{\mathrm{I_2}}}{\mathrm{d}t}$ und $\frac{\mathrm{d}c_{\mathrm{H_2}}}{\mathrm{d}t}$ den doppelten Betrag, denn es entsteht stets die doppelte Stoffmenge und damit die doppelte Konzentration HI, als Stoffmenge und Konzentration von H_2 oder I_2 verschwinden. Es gilt somit

$$\frac{\mathrm{d}c_{\mathrm{HI}}}{\mathrm{d}t} = -2\frac{\mathrm{d}c_{\mathrm{I_2}}}{\mathrm{d}t}. \tag{5.6}$$

Um eine Reaktionsgeschwindigkeit zu erhalten, die unabhängig ist vom betrachteten Stoff ist, kann man als allgemeine Reaktionsgeschwindigkeit

$$v_R = \frac{1}{\nu_i}\frac{\mathrm{d}c_i}{\mathrm{d}t} \tag{5.7}$$

festlegen. Dabei ist c_i die Konzentration der i-ten Komponente der Reaktion und ν_i[1] der stöchiometrische Faktor der i-ten Komponente, wobei die stöchiometrischen Faktoren der Edukte mit negativem Vorzeichen versehen werden. Dadurch ist die Reaktionsgeschwindigkeit stets positiv.

5.1: Kontrollaufgabe: Reaktionsgeschwindigkeit

Iod, I_2, und Wasserstoff, H_2, werden in einem Gefäß des Volumens 2,0 L zur Reaktion gebracht. Pro Sekunde entstehen 0,10 mol HI. Bestimmen Sie die Reaktionsgeschwindigkeit.

Lösung:
Es ist $\nu_{HI} = 2$. Die Änderungsrate der Konzentration $\frac{\mathrm{d}c}{\mathrm{d}t}$ ist konstant $0{,}050\,\frac{\mathrm{mol}}{\mathrm{L \cdot s}}$
Damit ergibt sich $v_R = 0{,}025\,\frac{\mathrm{mol}}{\mathrm{L \cdot s}}$.

5.1: Exkurs: Alternative Definition der Reaktionsgeschwindigkeit

In der Fachliteratur wird die Reaktionsgeschwindigkeit oft auch definiert als die Ableitung der Reaktionslaufzahl ξ[2], die definiert ist als

$$\xi = \frac{n_i}{\nu_i} \tag{5.8}$$

nach der Zeit:

$$v_R = \frac{\mathrm{d}\xi}{\mathrm{d}t} = \frac{1}{\nu_i}\frac{\mathrm{d}n_i}{\mathrm{d}t}, \tag{5.9}$$

d.h. mit der Stoffmenge n_i der i-ten Komponente statt der Konzentration c_i. Die Einheit der so definierten Reaktionsgeschwindigkeit wäre mol/s. Diese Definition hat Vorteile bei Reaktionsbedingungen mit variablem Volumen, ist aber weniger geeignet, das chemische Gleichgewicht zu erläutern und wird hier daher nicht verwendet.

Wovon hängt die Reaktionsgeschwindigkeit ab? Verschiedene Faktoren beeinflussen die Geschwindigkeit einer Reaktion:

1. Zerteilungsgrad: Ein großes Stück Kohle (kleiner Zerteilungsgrad) verbrennt langsam, während die gleiche Masse Kohlenstaub (hoher Zerteilungsgrad) explodieren kann.
2. Temperatur: Die meisten Reaktionen laufen bei hohen Temperaturen schneller ab als bei niedrigen Temperaturen.
3. Konzentration der Edukte: Ein Stück Magnesium reagiert relativ langsam mit verdünnter Salzsäure, aber sehr rasch mit konzentrierter Salzsäure.
4. Katalysatoren, Inhibitoren, Enzyme: Ein *Katalysator* ist ein Stoff, der eine Reaktion beschleunigt, ohne dabei verbraucht zu werden. Ein *Inhibitor* verzögert eine Reaktion und ist somit das Gegenstück zu einem Katalysator. In der Biochemie sagt man statt Katalysator *Enzym*.

Die letzten beiden Punkte müssen wir uns genauer anschauen. Um den Einfluss der Konzentrationen der Edukte mathematisch fassen zu können, benötigen wir zuerst den Begriff der *Elementarreaktion*.

Elementarreaktionen Eine Reaktion heißt Elementarreaktion, wenn sie direkt in einem Schritt, nicht in mehreren Teilreaktionen abläuft. Beispiel: Die Reaktion

$$\mathrm{H_2 + I_2 \longrightarrow 2\,HI} \tag{5.4}$$

ist keine Elementarreaktion, da diese Reaktion in Wirklichkeit das Ergebnis folgender Reaktion ist:

$$\mathrm{I_2 \longrightarrow 2\,I} \tag{5.10}$$

[1] der griechische Buchstabe *ny*, siehe auch das griechische Alphabet im Anhang
[2] der griechische Buchstabe *xi*, siehe auch das griechische Alphabet im Anhang

$$2\,\mathrm{I} + \mathrm{H_2} \longrightarrow 2\,\mathrm{HI}. \tag{5.11}$$

Die letzten beiden Reaktionen sind Elementarreaktionen. Die Reaktionsgleichung einer Elementarreaktion gibt die tatsächlichen mikroskopischen Gegebenheiten wieder. Bei der letzten Reaktion treffen sich tatsächlich immer drei Teilchen, nämlich zwei Iod-Atome und ein Wasserstoffmolekül, um zwei Iodwasserstoffmoleküle zu bilden.

5.1: Box: Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit von der Konzentration der Edukte

Die Reaktionsgeschwindigkeit einer Elementarreaktion ist proportional zur Konzentration eines Edukts in Potenz dessen stöchiometrischen Faktors. Das bedeutet beispielsweise für die Reaktion

$$2\,\mathrm{I} + \mathrm{H_2} \longrightarrow 2\,\mathrm{HI} \tag{5.11}$$

$v_R \propto c_\mathrm{I}^2$ und $v_R \propto c_{\mathrm{H_2}}$. Dies ist plausibel, denn bei doppelter Konzentration von H_2 ist es doppelt so häufig, dass sich zu einem Zeitpunkt ein H_2-Molekül und zwei I-Atome an einem Ort aufhalten und reagieren können. Verdoppelt man die Konzentration der I-Atome, so vervierfacht sich diese Wahrscheinlichkeit sogar. Zusammengefasst lässt sich schreiben $v_R \propto c_\mathrm{I}^2 \cdot c_{\mathrm{H_2}}$, oder, nach Einführung der Proportionalitätskonstante k als Gleichung:

$$v_R = k \cdot c_\mathrm{I}^2 \cdot c_{\mathrm{H_2}}. \tag{5.12}$$

Die Proportionalitätskonstante k heißt *Geschwindigkeitskonstante*. Manchmal wird auch der englische Name für k, rate coefficient, übersetzt und k als *Ratenkoeffizient* bezeichnet.

5.2: Kontrollaufgabe: Einheit der Geschwindigkeitskonstanten

- Nennen sie eine mögliche Einheit der Geschwindigkeitskonstanten k bei der Reaktion $2\,\mathrm{I} + \mathrm{H_2} \longrightarrow 2\,\mathrm{HI}$.
- Prüfen Sie, ob die Geschwindigkeitskonstante k bei bei jeder Reaktion diese Einheit hat.

e-DaF: Dieses Kapitel ist voll mit konsekutiven Verknüpfungen. Diese können Sie hier üben:

5.1: e-DaF: Konsekutive Verknüpfung

Katalyse Ein gutes Beispiel für die Anwendung eines Katalysators ist der Autokatalysator, der benutzt wird, um die Giftigkeit der Abgase zu verringern. Diese Anwendung eines Katalysators ist derart bekannt, dass viele Menschen irrtümlich glauben, die Bedeutung des Wortes *Katalysator* wäre *Abgasreinigungsgerät*.

Die Abgase eines Automotors enthalten unter anderem die stark giftigen Gase Kohlenmonoxid, CO, und Stickstoffmonoxid, NO. Diese beiden Gase können gemäß der folgenden Reaktionsgleichung miteinander reagieren:

$$2\,\mathrm{CO} + 2\,\mathrm{NO} \longrightarrow 2\,\mathrm{CO_2} + \mathrm{N_2}. \tag{5.13}$$

Der dabei entstehende Stickstoff, N_2, ist völlig harmlos, das entstehende Kohlenstoffdioxid, CO_2, auf jeden Fall weit weniger schädlich als die Edukte. Die Reaktion verläuft aber so langsam, so dass in der kurzen Zeit von der Entstehung von Kohlenmonoxid und Stickstoffmonoxid beim Verbrennungsprozess im Motor bis zum Ausstoß aus dem Auspuff keine bedeutende Menge dieser Giftgase durch die Reaktion verschwinden würde. Nach dem Ausstoß aus dem Auspuff verteilen sich Kohlenmonoxid und

Stickstoffmonoxid in der Luft, so dass ihre Konzentration derart sinkt, dass in der Luft die Reaktion der beiden Gase miteinander so langsam wird, dass sie selbst über längere Zeiträume keine nennenswerte Verringerung von CO und NO hervorruft.

Wird nun ein Katalysator, der die Reaktion von Kohlenmonoxid und Stickstoffmonoxid zu Kohlenstoffdioxid und Stickstoff beschleunigt, in den Abgasstrom eingebaut, so wird die Reaktion derart beschleunigt, dass der Großteil dieser beiden Giftgase vernichtet wird. Der Katalysator kann aber nur gut arbeiten, wenn etwa gleich viel CO und NO im Abgas vorliegen, da beide Edukte mit dem selben stöchiometrischen Faktor in der Reaktionsgleichung auftauchen. Dies erreicht man durch Regelung des Mischungsverhältnis von Benzin zu Luft im Motor, da eine größere Luftzufuhr beim Verbrennen des Benzins die CO-Produktion senkt.

Außer der oben genannten Reaktion werden durch moderne Autokatalysatoren auch noch andere Reaktionen beschleunigt, um die Giftigkeit der Abgase zu reduzieren. Der Autokatalysator besteht aus Keramikwaben, die mit den eigentlichen Katalysatoren, nämlich Platin, Palladium und Rhodium, beschichtet sind.

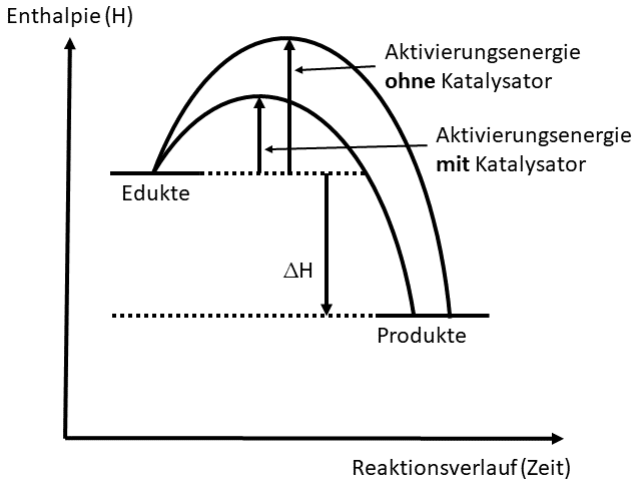


Abbildung 5.1: Absenkung der Aktivierungsenergie durch einen Katalysator

Welche Stoffe geeignet sind, eine bestimmte Reaktion zu katalysieren, lässt sich nicht vollständig vorhersagen, stattdessen muss ausprobiert werden. Gut verstanden ist dagegen die prinzipielle Wirkungsweise eines Katalysators. Er setzt die für eine Reaktion notwendige Aktivierungsenergie herab (siehe Abbildung 5.1), so dass bei gegebener Temperatur mehr Teilchen in der Lage sind, im Falle einer Kollision miteinander zu reagieren.

5.2 Das Massenwirkungsgesetz

Umkehrbare Reaktionen Manche Reaktionen sind bei denselben Reaktionsbedingungen umkehrbar. Dies trifft z.B. auf die Reaktion

$$2\,\mathrm{I} + \mathrm{H_2} \longrightarrow 2\,\mathrm{HI} \tag{5.11}$$

zu, die immer gemeinsam mit der Reaktion

$$2\,\mathrm{HI} \longrightarrow 2\,\mathrm{I} + \mathrm{H_2} \tag{5.14}$$

auftritt. Um zu zeigen, dass es sich um eine solche umkehrbare Reaktion handelt, schreibt man statt der beiden Gleichungen für die Hin- und die Rückrichtung

$$2\,\mathrm{I} + \mathrm{H_2} \rightleftharpoons 2\,\mathrm{HI}. \tag{5.15}$$

Das Symbol $\rightleftharpoons$ darf keinesfalls durch das Symbol $\longleftrightarrow$ ersetzt werden, das in der Chemie eine vollkommen andere Bedeutung besitzt!

Dynamisches Gleichgewicht Bringt man nun I und H_2 miteinander zur Reaktion, was erhält man dann? Reagiert alles zu HI, das anschließend wieder zurück reagiert? Oder erhält man ein Gemisch aller beteiligten Stoffe I, H_2 und HI, und wenn ja, mit welchen Konzentrationen der Stoffe? Wenn man weiß, dass es sich um eine Elementarreaktion handelt, so lässt sich diese Frage leicht beantworten: Bringt man I und H_2 miteinander zur Reaktion, so läuft zunächst nur die Reaktion

$$2\,\mathrm{I} + \mathrm{H_2} \longrightarrow 2\,\mathrm{HI} \tag{5.11}$$

ab, nicht aber die Reaktion

$$2\,\mathrm{HI} \longrightarrow 2\,\mathrm{I} + \mathrm{H_2}, \tag{5.14}$$

da deren Edukt HI zunächst nicht vorhanden ist. Mit zunehmendem Reaktionsverlauf wird aber Reaktion 5.11 immer langsamer, da die Konzentrationen ihrer Edukte I und H_2 immer kleiner werden, während im Gegensatz dazu die Reaktion 5.14 immer schneller wird, da die Konzentration ihres Edukts HI immer größer wird.

5.2: Box: Chemisches Gleichgewicht

Wenn die Reaktionsgeschwindigkeiten von Reaktion 5.11 und Reaktion 5.14 gleich schnell geworden sind, so ändern sich die Konzentrationen aller beteiligten Stoffe nicht mehr. Diesen Zustand nennt man *chemisches Gleichgewicht*. Eine Reaktion, die umkehrbar ist bei denselben Reaktionsbedingungen nennt man daher auch *Gleichgewichtsreaktion*.

Das chemische Gleichgewicht ist ein dynamisches Gleichgewicht, weil die Geschwindigkeiten der einzelnen Reaktionen nicht null ist, sondern lediglich Hin- und Rückreaktion gleich schnell sind, so dass in Summe keine Reaktion mehr abläuft.

Kennt man die Geschwindigkeitskonstanten der Reaktionen 5.11 und 5.14, $k_{5.11}$ bzw. $k_{5.14}$, so kann man ausrechnen, welche Konzentrationen der einzelnen Stoffe im Gleichgewicht vorliegen, wenn die Bedingungen zu Beginn (Volumen und Anfangskonzentrationen der Stoffe) gegeben sind. Im Gleichgewicht gilt:

$$v_{R,5.11} = v_{R,5.14}. \tag{5.16}$$

Mit

$$v_{R,5.11} = k_{5.11} \cdot c_{\mathrm{I}}^2 \cdot c_{\mathrm{H_2}} \tag{5.17}$$

und

$$v_{R,5.14} = k_{5.14} \cdot c_{\mathrm{HI}}^2 \tag{5.18}$$

ergibt sich

$$k_{5.11} \cdot c_{\mathrm{I}}^2 \cdot c_{\mathrm{H_2}} = k_{5.14} \cdot c_{\mathrm{HI}}^2 \tag{5.19}$$

und damit

$$\frac{c_{\mathrm{HI}}^2}{c_{\mathrm{I}}^2 \cdot c_{\mathrm{H_2}}} = \frac{k_{5.11}}{k_{5.14}}. \tag{5.20}$$

Der Term $\frac{k_{5.11}}{k_{5.14}}$ ist als Quotient zweier Konstanten selbst eine Konstante. Man setzt

$$K_C := \frac{k_{5.11}}{k_{5.14}} \tag{5.21}$$

und nennt K_C die Gleichgewichtskonstante. Insgesamt gilt somit für die Gleichgewichtsreaktion 5.15

die Beziehung

$$\frac{c_{\mathrm{HI}}^2}{c_{\mathrm{I}}^2 \cdot c_{\mathrm{H_2}}} = K_C. \tag{5.22}$$

Der Zusammenhang dieser mathematischen Gleichung, die eine Aussage über die Konzentrationen im Gleichgewicht macht, mit der Reaktionsgleichung ist offensichtlich: Im Zähler steht das Produkt der Reaktion in der Potenz seines stöchiometrischen Faktors, in diesem Fall die Zahl 2, im Nenner sind die Konzentrationen der Edukte der Reaktion in der Potenz ihres jeweiligen stöchiometrischen Faktors, dieser Bruch ist konstant.

5.3: Box: Das Massenwirkungsgesetz

Gegeben sei die allgemeine Reaktion mit den m Edukten E_1 bis E_m, wobei das i-te Edukt E_i den stöchiometrischen Faktor e_i besitze und den n Produkten P_1 bis P_n, wobei das i-te Produkt P_i den stöchiometrischen Faktor p_i besitze:

$$\mathrm{e_1\,E_1 + e_2\,E_2 + ... + e_m\,E_m \rightleftharpoons p_1\,P_1 + p_2\,P_2 + ... + p_n\,P_n}, \tag{5.23}$$

dann gilt:

$$\frac{c_{P_1}^{p_1} \cdot c_{P_2}^{p_2} \cdot ... \cdot c_{P_n}^{p_n}}{c_{E_1}^{e_1} \cdot c_{E_2}^{e_2} \cdot ... \cdot c_{E_m}^{e_m}} = K_C. \tag{5.24}$$

Dieser Zusammenhang wird als Massenwirkungsgesetz bezeichnet. Dabei muss man wissen, dass *wirksame Massen* ein veralteter Ausdruck für *Konzentrationen* ist. Der Begriff *Massenwirkungsgesetz* bedeutet also soviel wie *Konzentrationsgesetz*; allerdings ist der letztgenannte Begriff völlig unüblich. Das Massenwirkungsgesetz wurde erstmals 1867 von den norwegischen Chemikern Cato Maximilian Guldberg (1836 – 1902) und Peter Waage (1833 – 1900) formuliert.

5.3: Kontrollaufgabe: Einheit der Gleichgewichtskonstanten

- Nennen Sie die Einheit von K_C in der Gleichung 5.22.
- Prüfen Sie, ob die Gleichgewichtskonstante K_C immer diese Einheit hat, oder ob die Einheit in anderen Reaktionen anders sein kann.

Gültigkeit des Massenwirkungsgesetzes Das so abgeleitete Massenwirkungsgesetz hat aber zunächst nur geringe praktische Bedeutung, da es nur für Elementarreaktionen gilt, da nur dann die in der Herleitung verwendete Beziehung zwischen der Geschwindigkeit einer Reaktion und der Stöchiometrie der Reaktion zutrifft. Es lässt sich aber zeigen, dass das Massenwirkungsgesetz auch bei zusammengesetzten Reaktionen gilt.

Dies soll am Beispiel der Reaktion

$$\mathrm{H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2\,HI} \tag{5.15}$$

vorgeführt werden. Diese Reaktion ist zusammengesetzt aus den Elementarreaktionen

$$\mathrm{I_2 \rightleftharpoons 2\,I}, \tag{5.10}$$

deren Gleichgewicht sehr weit links liegt, d.h. es gibt viel mehr I_2 als I, und

$$\mathrm{2\,I + H_2 \rightleftharpoons 2\,HI}, \tag{5.11}$$

deren Gleichgewicht weit rechts liegt. Für die Gleichgewichte der beiden Elementarreaktionen gilt

$$\frac{c_{\mathrm{I}}^2}{c_{\mathrm{I}_2}} = K_{C1} \tag{5.25}$$

und

$$\frac{c_{\mathrm{HI}}^2}{c_{\mathrm{I}}^2 \cdot c_{\mathrm{H}_2}} = K_{C2}. \tag{5.26}$$

Löst man Gleichung 5.25 nach c_{I}^2 auf, so erhält man

$$c_{\mathrm{I}}^2 = K_{C1} \cdot c_{\mathrm{I}_2}. \tag{5.27}$$

Setzt man dies in Gleichung 5.26 ein, ergibt sich

$$\frac{c_{\mathrm{HI}}^2}{K_{C1} \cdot c_{\mathrm{I}_2} \cdot c_{\mathrm{H}_2}} = K_{C2}. \tag{5.28}$$

Dies lässt sich umformen zu

$$\frac{c_{\mathrm{HI}}^2}{c_{\mathrm{I}_2} \cdot c_{\mathrm{H}_2}} = K_{C2} \cdot K_{C1}. \tag{5.29}$$

Setzt man

$$K_C := K_{C1} \cdot K_{C2}, \tag{5.30}$$

so erhält man

$$\frac{c_{\mathrm{HI}}^2}{c_{\mathrm{I}_2} \cdot c_{\mathrm{H}_2}} = K_C. \tag{5.31}$$

Dies ist aber genau das Massenwirkungsgesetz für die zusammengesetzte Reaktion

$$\mathrm{H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2\,HI}, \tag{5.15}$$

das sich offenbar auch direkt nach den gleichen Regeln wie bei Elementarreaktionen aus der Stöchiometrie der Reaktionsgleichung aufstellen lässt.

5.4: Kontrollaufgabe: Dynamisches Gleichgewicht

H_2 und I_2 werden miteinander zur Reaktion gebracht. Die Einstellung des Gleichgewichts gemäß

$$\mathrm{H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2\,HI} \tag{5.15}$$

wird abgewartet. Es wird angenommen, alle Wasserstoffatome seien Atome des Isotops ${}^1_1\mathrm{H}$ und alle Iodatome seien Atome des Isotops ${}^{127}_{53}\mathrm{I}$. nun wird ein einziges Molekül ${}^2_1\mathrm{D}^{129}_{53}\mathrm{I}$ eingebracht.

Beurteilen Sie, ob das Molekül erhalten bleibt oder ob nach der Einstellung des Gleichgewichts Reaktionen stattfinden, so dass ein Molekül ${}^2_1\mathrm{D}^{127}_{53}\mathrm{I}$ und ein Molekül ${}^1_1\mathrm{H}^{129}_{53}\mathrm{I}$ entstehen können.

5.3 Beeinflussung von chemischen Gleichgewichten: Das Prinzip von Le Chatelier

Haber-Bosch-Verfahren Ammoniak, NH_3, ist eine wichtige Grundchemikalie. Die Weltjahresproduktion beträgt etwa 125 Millionen Tonnen. Der größte Teil des Ammoniaks wird für die Herstellung von Dünger[3] verwendet. Weitere Anwendungen sind die Herstellung von Sprengstoff und die Verwendung

[3] Englisch: fertilizer, französisch: engrais, spanisch und portugiesisch: fertilizante

als Kältemittel. Im 1. Weltkrieg wurde die industrielle Herstellung von Ammoniak in Deutschland nicht zuletzt für die Herstellung von Kampfgasen forciert. Fast aller Ammoniak wird heute nach dem Haber-Bosch-Verfahren (nach den deutschen Chemikern Fritz Jakob Haber, 1868 — 1934 und Carl Bosch, 1874 — 1940) hergestellt. Bei diesem Verfahren wird Ammoniak aus Stickstoff und Wasserstoff hergestellt gemäß der Reaktionsgleichung

$$\mathrm{N_2} + 3\,\mathrm{H_2} \rightleftharpoons 2\,\mathrm{NH_3} \quad \text{mit } \Delta H < 0. \tag{5.32}$$

Problematisch an dieser Reaktion ist, dass es sich um eine Gleichgewichtsreaktion handelt. Um möglichst viel Ammoniak zu erhalten, muss man dafür sorgen, dass das Gleichgewicht möglichst weit auf der rechten Seite liegt. An diesem Beispiel sollen alle Möglichkeiten, das Gleichgewicht zu beeinflussen, besprochen werden. Das Massenwirkungsgesetz für die Reaktion lautet:

$$\frac{c^2_{\mathrm{NH_3}}}{c_{\mathrm{N_2}} \cdot c^3_{\mathrm{H_2}}} = K_C. \tag{5.33}$$

Löst man auf nach der Konzentration des Ammoniak, so erhält man

$$c_{NH_3} = \sqrt{K_C \cdot c_{\mathrm{N_2}} \cdot c^3_{\mathrm{H_2}}}. \tag{5.34}$$

1. Möglichkeit, das Gleichgewicht zu beeinflussen: Veränderung der Konzentrationen Erhöht man die Konzentration eines der Edukte, so muss, um das Gleichgewicht wieder herzustellen, die Reaktion nach rechts verlaufen und damit mehr Ammoniak entstehen. Vorzugsweise erhöht man die Konzentration von Stickstoff, N_2, da dieser aus der Luft preisgünstig gewonnen werden kann, während der Wasserstoff, H_2, relativ teuer ist. Allerdings lohnt sich das nur, wenn der Reaktor nach der Einstellung des Gleichgewichts geleert wird und die übrig geblieben Edukte verworfen werden. In der industriellen Produktion von Ammoniak ist das nicht der Fall. Stattdessen beeinflusst man da das Gleichgewicht dadurch, dass man den entstandenen Ammoniak nicht im Gleichgewicht belässt, sondern ihn ständig entfernt. Um das chemische Gleichgewicht aufrecht zu erhalten, muss dann nämlich die Reaktion ständig nach rechts verlaufen. Dies kann beim Ammoniak-Gleichgewicht technisch recht einfach realisiert werden, indem man den Ammoniak in einem gekühltes Rohr im Reaktor kondensiert und dann ableitet. Dies funktioniert gut, da Ammoniak bei $-33\,^\circ\mathrm{C}$ kondensiert, Stickstoff und Wasserstoff aber erst bei wesentlich niedrigeren Temperaturen ($-196\,^\circ\mathrm{C}$ bzw. $-253\,^\circ\mathrm{C}$). Allgemein gilt: Um die Ausbeute einer Gleichgewichtsreaktion zu erhöhen, Erniedrigt man die Konzentration eines am Gleichgewicht beteiligten Stoffs, so läuft die Reaktion in Richtung dieses Stoffs, erhöht man die Konzentration, entsprechend umgekehrt.

2. Möglichkeit, das Gleichgewicht zu beeinflussen: Veränderung des Volumens und des Drucks Es habe sich das Gleichgewicht eingestellt gemäß Gleichung 5.33. Wird nun das Volumen des Reaktionsgefäßes halbiert, so verdoppeln sich alle Konzentrationen. Damit gilt:

$$\frac{(2c_{\mathrm{NH_3}})^2}{2c_{\mathrm{N_2}} \cdot (2c_{\mathrm{H_2}})^3} = \frac{1}{4}\frac{c^2_{\mathrm{NH_3}}}{c_{\mathrm{N_2}} \cdot c^3_{\mathrm{H_2}}} = \frac{1}{4}K_C. \tag{5.35}$$

Das System befindet sich nun nicht mehr im Gleichgewicht. Um dieses wieder zu erreichen, muss die Konzentration von Ammoniak erhöht und die Konzentrationen von Stickstoff und Wasserstoff verringert werden, die Reaktion also nach rechts verlaufen. Die Verkleinerung des Volumens geht bei Vorhandensein gasförmiger Stoffe, konstante Temperatur vorausgesetzt, stets mit einer Erhöhung des Drucks einher und umgekehrt. Statt der Verkleinerung des Volumens könnte man daher genauso gut von der Erhöhung des Drucks sprechen und umgekehrt. Allgemein gilt:

Erhöht man den Druck (gleichbedeutend mit Verringerung des Volumens), so verschiebt sich das Gleichgewicht in die Richtung, auf der die Summe der stöchiometrischen Faktoren der beteiligten gasförmigen Stoffe kleiner ist, bei Erniedrigung des Drucks (Vergrößerung des Volumens) in die Richtung, auf der die Summe der stöchiometrischen Faktoren größer ist.

Zu beachten ist, dass nur die gasförmigen Stoffe nennenswert zum Druck beitragen und daher Stoffe, die flüssig oder fest vorliegen, nicht berücksichtigt werden. So gilt z.B. für die Reaktion

$$\mathrm{C\,(s) + CO_2\,(g) \rightleftharpoons 2\,CO\,(g)}, \tag{5.36}$$

dass sie bei Druckerhöhung nach links verläuft, da hier die Summe der stöchiometrischen Faktoren gasförmiger Stoffe rechts zwei, links aber nur eins beträgt, da der feste Kohlenstoff C nicht mit zählt.

5.5: Kontrollaufgabe: Verschiebung des chemischen Gleichgewichts

Bei den folgenden Reaktionen habe sich das chemische Gleichgewicht eingestellt. Dann wird der Druck erniedrigt.
Untersuchen Sie, ob dadurch das chemische Gleichgewicht beeinflusst wird und wenn ja, in welche Richtung es verschoben wird.

1. $\mathrm{3\,Fe\,(s) + 4\,H_2O\,(g) \rightleftharpoons Fe_3O_4\,(s) + 4\,H_2\,(g)}$
2. $\mathrm{2\,H_2S\,(g) + CH_4\,(g) \rightleftharpoons CS_2\,(g) + 4\,H_2\,(g)}$

3. Möglichkeit, das Gleichgewicht zu beeinflussen: Veränderung der Temperatur Die Gleichgewichtskonstante K_C hängt bei allen Reaktionen, bei denen $\Delta H \neq 0$ ist, von der Temperatur ab. Es gilt: Ist die Reaktion nach rechts exotherm, was z.B. bei der Reaktion 5.33 der Fall ist, so wird K_C mit steigender Temperatur verringert, mit sinkender Temperatur vergrößert. Gemäß der Gleichung 5.34 kann man sagen, dass eine niedrige Temperatur vorteilhaft ist für eine möglichst große Ausbeute an Ammoniak. Dabei ist aber zu beachten, dass die Temperatur nicht beliebig tief gewählt werden kann, da sonst die Reaktionsgeschwindigkeiten von Hin- und Rückreaktion derart langsam werden oder gar praktisch zum Stillstand kommen, so dass sich das Gleichgewicht nur sehr langsam oder gar nicht einstellt. In dieser Situation kann ein Katalysator helfen, der die Reaktionen beschleunigt und daher tiefere Temperaturen bei der Reaktion gestattet. Insofern kann der Katalysator indirekt das chemische Gleichgewicht beeinflussen. Man beachte aber unbedingt, dass der Katalysator das Gleichgewicht keinesfalls direkt beeinflussen kann, da er immer Hin- und Rückreaktion um denselben Faktor beschleunigt und somit K_C nicht verändert. Will man ein Gleichgewicht in die endotherme Richtung verschieben, so wählt man eine möglichst hohe Temperatur. Da dann die Reaktionsgeschwindigkeiten ohnehin hoch sind, ist der Einsatz eines Katalysators nicht sinnvoll.

5.4: Box: Temperaturabhängigkeit der Gleichgewichtslage

Erhöht man die Temperatur, so verschiebt sich das Gleichgewicht in die endotherme Richtung. Erniedrigt man die Temperatur, so verschiebt sich das Gleichgewicht in die exotherme Richtung.

5.5: Box: Das Prinzip von Le Chatelier

Die verschiedenen Möglichkeiten ein Gleichgewicht zu beeinflussen, scheinen zunächst sehr unübersichtlich. Man kann sie aber zusammenfassen zum Prinzip von Le Chatelier (nach dem französischen Chemiker Henry Louis Le Chatelier, 1850 – 1936), manchmal auch Prinzip des kleinsten Zwangs genannt: Werden die Parameter Konzentrationen, Druck oder Temperatur eines chemischen Gleichgewichts verändert, so läuft die Reaktion so, dass die Veränderung teilweise aufgehoben wird.

Das Prinzip von Le Chatelier Insgesamt kann man sagen, dass man für die Herstellung von Ammoniak gemäß

$$N_2 + 3\,H_2 \rightleftharpoons 2\,NH_3 \quad \text{mit } \Delta H < 0. \tag{5.33}$$

einen hohen Druck (typisch: $3 \cdot 10^7$ Pa, das ist etwa der 300-fache Atmosphärendruck) wählt und das Produkt Ammoniak ständig aus dem Reaktor entfernt. Außerdem wählt man eine niedrige Temperatur. Damit man eine möglichst niedrige Temperatur verwenden kann, ohne die Reaktionsgeschwindigkeiten zu sehr zu verlangsamen, benutzt man einen Katalysator. Typischerweise beträgt die Temperatur in einem Haber-Bosch-Reaktor ca. 400 °C.

- Wird die Konzentration eines Stoffs erhöht, so verschiebt sich das Gleichgewicht in die Richtung, in der die Konzentration dieses Stoffes wieder sinkt.
- Wird die Konzentration eines Stoffs erniedrigt, so verschiebt sich das Gleichgewicht in die Richtung, in der die Konzentration dieses Stoffes wieder steigt.
- Wird der Druck erhöht, so verschiebt sich das Gleichgewicht in die Richtung der kleineren Stoffmenge aller Gase, so dass der Druck wieder sinkt.
- Wird der Druck erniedrigt, so verschiebt sich das Gleichgewicht in die Richtung der größeren Stoffmenge aller Gase, so dass der Druck wieder steigt.
- Wird die Temperatur erhöht, so verschiebt sich das Gleichgewicht in die endotherme Richtung, so dass die Temperatur wieder sinkt.
- Wird die Temperatur erniedrigt, so verschiebt sich das Gleichgewicht in die exotherme Richtung, so dass die Temperatur wieder steigt.

5.6: Kontrollaufgabe: Prinzip von Le Chatelier

1. Für die Reaktion $N_2\,(g) + O_2\,(g) \rightleftharpoons 2\,NO$ ist $K_C = 4{,}08 \cdot 10^{-4}$ bei 2000 K und $3{,}6 \cdot 10^{-3}$ bei 2500 K. Beurteilen Sie, ob die Reaktion von links nach rechts exo- oder endotherm ist.
2. Bei der Reaktion $2\,H_2S + CH_4 \rightleftharpoons CS_2 + 4\,H_2$ mit $\Delta H < 0$ habe sich das Gleichgewicht eingestellt. Nennen Sie die Richtung, in der die Reaktion verläuft, wenn man
   - die Temperatur erhöht,
   - H_2S zugibt,
   - CS_2 entfernt wird,
   - einen Katalysator einbringt.

6 Säuren und Basen

6.1 Saure und alkalische Lösungen

Sauer und alkalisch Manche wässrige Lösungen haben die Eigenschaft, dass sie *sauer* schmecken. Stoffe, die mit Wasser eine solche Lösung bilden, nennt man Säuren. Da unreifes Obst sauer schmeckt und wenig süß ist, reifes Obst hingegen wenig Säure enthält und stattdessen mehr süßen Zucker, hört man oft, das Gegenteil von *sauer* wäre *süß*. Speisen können aber auch süß-sauer sein, d.h. gleichzeitig süß und sauer. Süß und sauer heben sich nicht gegenseitig auf und sind daher auch keine Gegenteile. Stoffe, welche die Wirkung von Säuren neutralisieren können, heißen *Basen*, *Laugen* oder *Alkalien*. Gibt man in eine neutrale Lösung eine Base, so wird die Lösung *basisch* oder *alkalisch*. Das Gegenteil von *sauer* ist also *basisch*. Basische Lösungen schmecken seifig. Stark saure und stark alkalische Lösungen sind ätzend und daher gefährlich, besonders bei Kontakt mit den Augen.

6.1: Exkurs: Basen, Laugen und Alkalien, basische und alkalische Lösungen

Es gibt die synonymen Nomen die *Base* und die *Lauge*. Außerdem gibt es das dazu synonyme Wort *Alkalien*, das üblicherweise nur im Plural benutzt wird. Als Adjektive stehen die synonymen Begriffe *basisch* oder *alkalisch* zur Verfügung. Das Adjektiv *laugisch* gibt es nicht!

Säure-Base-Definition nach Arrhenius Nach dem schwedischen Physiker und Chemiker Svante August Arrhenius (1859 – 1927) sind Säuren Stoffe, die in Wasser Protonen, also H^+-Ionen abspalten, die dann an ein Wassermolekül gebunden werden. Ein solcher Stoff ist z.B. Chlorwasserstoff, HCl:

$$\mathrm{HCl} + \mathrm{H_2O} \longrightarrow \mathrm{H_3O^+} + \mathrm{Cl^-} \tag{6.1}$$

Das Molekülion H_3O^+ heißt *Oxoniumion*. Es handelt sich um ein H^+-Ion, das an ein Wassermolekül gebunden ist. Ein einzelnes H^+-Ion ist in wässriger Lösung nicht stabil, da die Ladungsdichte zu hoch wäre. Wir schreiben im weiteren der Einfachheit halber aber dennoch H^+ statt H_3O^+, wo dies möglich ist. Dies hat vor allem, wenn wir die Dinge quantifizieren möchten, Vorteile, siehe auch den Exkurs im nächsten Unterkapitel 6.3. Damit vereinfacht sich die Gleichung 6.1 zu

$$\mathrm{HCl} \xrightarrow{\mathrm{aq}} \mathrm{H^+} + \mathrm{Cl^-} \tag{6.2}$$

oder auch nur

$$\mathrm{HCl} \longrightarrow \mathrm{H^+} + \mathrm{Cl^-}. \tag{6.3}$$

Der Begriff *Säure* wird in zwei Bedeutungen verwendet: Zum einen bezeichnet er die eigentliche Säure selbst, aber auch oft die wässrige Lösung der Säure. Beispielsweise nennt man die Lösung von Chlorwasserstoff, HCl, in Wasser *Salzsäure*.

Nach Arrhenius sind Basen Stoffe, die in Wasser Hydroxid-Ionen, OH^-, abspalten. Basen und Säuren neutralisieren sich gegenseitig, weil H^+ und OH^--Ionen zu Wasser reagieren. Nach Arrhenius ist z.B. Natriumhydroxid eine Base, da dieser Stoff in Wasser dissoziiert gemäß der folgenden Reaktionsgleichung:

$$\mathrm{NaOH} \longrightarrow \mathrm{Na^+} + \mathrm{OH^-} \tag{6.4}$$

Die wässrige Lösung einer Base, auch *Lauge* genannt, nennt man selbst wieder *Lauge*. Speziell heißt die wässrige Lösung von Natriumhydroxid, NaOH, *Natronlauge*.

Säure-Base-Definition nach Brønsted Der Säure-Base-Begriff von Arrhenius ist sehr eng. So spricht die Definition von wässrigen Lösungen und schließt damit andere Lösungsmittel aus. Des weiteren ist z.B. Ammoniak, NH_3, nach dieser Definition keine Base, obwohl wässrige Ammoniaklösungen klar

alkalische Eigenschaften haben. Genauso ist Schwefeldioxid, SO_2, nach Arrhenius keine Säure, obwohl wässrige Lösungen von Schwefeldioxid saure Eigenschaften haben.

6.1: Box: Säure-Base-Definition nach Brønsted

Nach dem dänischen Chemiker Johannes Nicolaus Brønsted (1879 – 1947), eingedeutscht oft *Brönsted* geschrieben und auch so ausgesprochen, sind Säuren Stoffe, die Protonen (H^+-Ionen) abgeben können, Basen dagegen Stoffe, die Protonen aufnehmen können. Man bezeichnet eine Säure nach Brønsted auch als *Protonendonator*, was soviel bedeutet wie *Protonengeber*, eine Base dementsprechend als *Protonenakzeptor*, also *Protonennehmer*. Bei der Reaktion

$$HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^- \tag{6.1}$$

gibt HCl ein Proton ab, ist also eine Säure, während H_2O ein Proton aufnimmt, also eine Base ist. Solche Säure-Base Reaktionen sind oft umkehrbar. Würde diese Reaktion umgekehrt ablaufen, so würde H_3O^+ ein Proton an Cl^- abgeben. H_3O^+ ist daher eine Säure, Cl^- eine Base. Man bezeichnet daher HCl und Cl^- ein *korrespondierendes Säure-Base-Paar*. H_2O und H_3O^+ bilden ein zweites korrespondierendes Säure-Base-Paar.
Etwa gleichzeitig mit Brønsted hat der englische Chemiker Thomas Martin Lowry (1874 – 1936) eine ähnliche Theorie wie Brønsted entworfen, weshalb die Brønsted-Theorie manchmal auch als *Brønsted-Lowry-Theorie* bezeichnet wird.

Nach der Brønsted-Theorie ist z.B. auch Ammoniak eine Base:

$$NH_3 + H_2O \longrightarrow NH_4^+ + OH^- \tag{6.5}$$

Die Säure-Base-Reaktionen nach der Definition von Brønsted sind nicht beschränkt auf Reaktionen unter Beteiligung von Wasser: Auch die Reaktion

$$HCl + NH_3 \longrightarrow Cl^- + NH_4^+ \tag{6.6}$$

ist nach der Definition von Brønsted eine Säure Base-Reaktion. In diesen Beispielen ist die Säure-Base-Definition von Brønsted derjenigen von Arrhenius überlegen.

6.1: Kontrollaufgabe: Korrespondierende Säure-Base-Paare

Nennen Sie die korrespondierenden Säure-Base-Paare bei den folgenden Reaktionen:

1. $NH_3 + H_2O \longrightarrow NH_4^+ + OH^-$.
2. $HCl + NH_3 \longrightarrow Cl^- + NH_4^+$

Amphoterie Nach der Brønsted-Theorie gibt es Stoffe, die sowohl Säure als auch Base sein können. So ist Wasser in der Reaktion

$$HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^- \tag{6.1}$$

eine Base, in der Reaktion

$$NH_3 + H_2O \longrightarrow NH_4^+ + OH^- \tag{6.5}$$

aber eine Säure. Stoffe, die sowohl als Protonendonator als auch als Protonenakzeptor fungieren können, nennt man *Ampholyte*. Wasser ist ein Beispiel für ein Ampholyt, oder anders ausgedrückt, Wasser ist ein *amphoterer* Stoff.

Vor- und Nachteile der Brønsted-Definition Die Brønsted-Definition ist viel flexibler als die Arrhenius-Definition. Sie lässt auch gut eine Quantifizierung von sauren und alkalischen Lösungen zu, was wir im nächsten Unterkapitel 6.2 bei der Berechnung von pH-Werten benötigen.

Ein Nachteil bleibt allerdings: Einige Säuren werden nicht als solche beschrieben. So reagiert eine Lösung von Schwefeldioxid, SO_2, in Wasser sauer. Nach Brønsted wird das folgendermaßen erklärt: Zunächst reagiert Schwefeldioxid, SO_2, mit Wasser, H_2O, zu *schwefliger Säure*, H_2SO_3:

$$SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3 \tag{6.7}$$

Die schweflige Säure, H_2SO_3, reagiert dann anschließend als Brønsted-Säure mit der Brønsted-Base Wasser gemäß

$$H_2SO_3 + H_2O \longrightarrow HSO_3^- + H_3O^+ \tag{6.8}$$

Diese Interpretation stimmt aber insofern nicht mit der Realität überein, als dass man nachweisen kann, dass die schweflige Säure, H_2SO_3, nur in winzigen Mengen entsteht und nicht isoliert werden kann. Realistischer wäre, statt der zwei Reaktionsgleichungen oben die Reaktion von Schwefeldioxid, SO_2, mit Wasser, H_2O folgendermaßen in einer Reaktion zu beschreiben:

$$SO_2 + 2\,H_2O \longrightarrow HSO_3^- + H_3O^+ \tag{6.9}$$

SO_2 ist in diesem Sinne aber keine Brønsted-Säure, denn es hat kein Proton, H^+, abgegeben.

6.2: Exkurs: Weitere Säure-Base-Definitionen

Ein Säure-Base-Begriff, nach welchem z.B. auch Schwefeldioxid, SO_2, eine Säure ist, ist derjenige nach dem US-amerikanischen Chemiker Gilbert Newton Lewis (1875 – 1946). Lewis-Säuren bestehen aus Teilchen, die ein oder mehrere freie Orbitale haben und somit Elektronenpaare anderer Teilchen aufnehmen können. Lewis-Säuren sind *Elektronenpaarakzeptoren*. Lewis-Basen bestehen aus Teilchen, die ein oder mehrere freie Elektronenpaare besitzen, mittels derer sie mit den Teilchen einer Lewis-Säure reagieren können. Lewis-Basen sind *Elektronenpaardonatoren*. Der Säure-Base-Begriff nach Lewis eignet sich aber schlechter für die Quantifizierung als der Säure-Base-Begriff nach Brønsted. Die Lewis-Säure-Base Definition spricht lediglich etwas vage von *weichen* und *harten* Lewis-Säuren und -Basen.
Die Arrhenius-Theorie war in der Entwicklung des Säure-Base-Begriffs sehr wichtig, spielt aber in der modernen Chemie keine große Rolle mehr. Die wichtigste Säure-Base-Theorie ist heute jene nach Brønsted. Auch die Theorie nach Lewis wird benötigt. Außer den besprochenen drei Säure-Base-Theorien nach Arrhenius, Brønsted und Lewis gibt es noch einige weitere, die aber alle von eher untergeordneter Bedeutung sind.

6.2 Der pH-Wert

Ionenprodukt des Wassers In reinem Wasser läuft folgende Gleichgewichtsreaktion ab:

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^- \tag{6.10}$$

Man spricht von der *Autoprotolyse des Wassers*, von lateinisch *Auto*, zu deutsch *selbst* und *Protolyse*, was soviel bedeutet wie *Protonenübetragungsreaktion*. Das Gleichgewicht liegt sehr auf der linken Seite: Selbstverständlich besteht Wasser zum ganz überwiegenden Teil aus neutralen Wassermolekülen, H_2O, und nicht aus den Ionen H^+ und OH^-. Dennoch gibt es auch in reinem Wasser einige Ionen, weshalb auch reines Wasser eine geringfügige elektrische Leitfähigkeit aufweist. Das Massenwirkungsgesetz für diese Reaktion lautet folgendermaßen:

$$\frac{c_{H^+} \cdot c_{OH^-}}{c_{H_2O}} = K_C \tag{6.11}$$

mit $Kc = 1{,}82 \cdot 10^{-16}\,\mathrm{mol/L}$ bei einer Temperatur von 25°C. Diese Gleichung kann man umformen zu

$$c_{H^+} \cdot c_{OH^-} = K_C \cdot c_{H_2O} =: K_W, \tag{6.12}$$

Da die Konzentration von Wasser c_{H_2O} als konstant betrachtet werden kann, kann man $K_W := K_C \cdot c_{H_2O}$ als Konstante auffassen. K_W heißt *Ionenprodukt des Wassers*. Um den Wert von K_W zu berechnen, muss man die Konzentration von Wasser in Wasser c_{H_2O}, kennen.

6.2: Kontrollaufgabe: Konzentration von Wasser

Berechnen Sie $c_{\mathrm{H_2O}}$, also die Konzentration von Wasser in Wasser. Falls Ihnen die Frage absurd erscheint: Sie müssen berechnen, welche Stoffmenge Wasser in einem Liter Wasser ist.

Lösung:

$$c_{\mathrm{H_2O}} = \frac{n_{\mathrm{H_2O}}}{V_{\mathrm{H_2O}}} = \frac{\frac{m_{\mathrm{H_2O}}}{M_{\mathrm{H_2O}}}}{V_{\mathrm{H_2O}}} = \frac{\rho_{\mathrm{H_2O}}}{M_{\mathrm{H_2O}}} = \frac{1000\,\mathrm{g/cm^3}}{18{,}02\,\mathrm{g/mol}} = 55{,}49\,\mathrm{mol/L}$$

Es ergibt sich:

$$\mathrm{K_W} = \mathrm{K_C} \cdot c_{\mathrm{H_2O}} = 1{,}82 \cdot 10^{-16}\,\mathrm{mol/L} \cdot 55{,}49\,\mathrm{mol/L} = 1{,}01 \cdot 10^{-14}\,\mathrm{mol^2/L^2} \approx 1{,}0 \cdot 10^{-14}\,\mathrm{mol^2/L^2}.$$

6.2: Box: Ionenprodukt des Wassers

$$K_W := c_{\mathrm{H^+}} \cdot c_{\mathrm{OH^-}} = 1{,}0 \cdot 10^{-14}\,\mathrm{mol^2/L^2} \tag{6.12}$$

K_W nennt man das Ionenprodukt des Wassers, da hier die Konzentrationen der in reinem Wasser vorhandenen Ionen miteinander multipliziert werden. Mit *Produkt* als Ergebnis einer Multiplikation ist hier also der mathematische Fachbegriff, nicht der chemische, gemeint.
Gibt man nun Säuren oder Basen in Wasser, so verändern sich die Konzentrationen der Ionen H_3O^+ und OH^-. Da aber die Gleichgewichtskonstante K_c konstant ist (das ist sie sozusagen aus beruflichen Gründen :-) und die Konzentration von Wasser nur unwesentlich geändert wird, solange nur geringe Mengen Säuren oder Basen zugegeben werden, also praktisch konstant ist, ist das Ionenprodukt des Wassers K_W auch in sauren und alkalischen Lösungen annähernd konstant.

6.3: Exkurs: H^+ oder H_3O^+?

Jetzt wird klarer, warum wir uns entschieden haben, statt H_3O^+ meistens vereinfachend H^+ zu schreiben. Wir haben so die Reaktion

$$\mathrm{H_2O} \rightleftharpoons \mathrm{H^+} + \mathrm{OH^-} \tag{6.10}$$

und das Massenwirkungsgesetz

$$\frac{c_{\mathrm{H^+}} \cdot c_{\mathrm{OH^-}}}{c_{\mathrm{H_2O}}} = K_C. \tag{6.11}$$

Formulieren wir stattdessen die Gleichungen mit H_3O^+, dann bekommen wir

$$2\,\mathrm{H_2O} \rightleftharpoons \mathrm{H_3O^+} + \mathrm{OH^-} \tag{6.13}$$

und das Massenwirkungsgesetz

$$\frac{c_{\mathrm{H_3O^+}} \cdot c_{\mathrm{OH^-}}}{c^2_{\mathrm{H_2O}}} = K_C. \tag{6.14}$$

Das Quadrat bei der Konzentration des Wassers in der letzten Gleichung macht die Dinge unnötig kompliziert. Das zieht sich in vielen weiteren Gleichungen fort. Deutsche Schulbücher schreiben H_3O^+, wir folgen hier der universitären Literatur, die meistens H^+ schreibt.

Konzentrationen von H^+ und OH^-, pH-Wert und pOH-Wert Nach Brønsted ist eine Säure ein Protonendonator. Eine Säure erzeugt in Wasser daher H^+-Ionen. Eine Base dagegen ist nach Brønsted das Gegenteil, ein Protonenakzeptor. Damit eröffnet sich eine Möglichkeit, die sauren und alkalischen Eigenschaften von wässrigen Lösungen zu quantifizieren: Man gibt die Konzentration der H^+-Ionen in der Lösung an.

Wie groß ist die Konzentration von H^+-Ionen in reinem Wasser? In reinem Wasser gibt es keine anderen Ionen als H^+ und OH^-. Da das Wasser insgesamt elektrisch neutral ist, muss es von diesen

beiden Ionensorten genau gleich viel geben. Damit sind die Konzentrationen dieser beiden Ionen in reinem Wasser gleich:

$$c_{\mathrm{H}^+} = c_{\mathrm{OH}^-} \tag{6.15}$$

Ersetzt man damit in der Gleichung des Ionenprodukts des Wassers 6.12 die Konzentration der OH^--Ionen, so erhält man

$$c_{\mathrm{H}^+} \cdot c_{\mathrm{OH}^-} = K_C \cdot c_{\mathrm{H_2O}} =: K_W \tag{6.12}$$

$$\Rightarrow c_{\mathrm{H}^+} = \sqrt{K_W} = 1{,}0 \cdot 10^{-7}\,\mathrm{mol/L}. \tag{6.16}$$

6.3: Box: Definition des pH-Werts

Da die Konzentration der H^+-Ionen immer sehr kleine Werte annimmt, betrachtet man statt der Konzentration den negativen dekadischen Logarithmus[1]der Maßzahl der Konzentration in mol/L. Diese Größe nennt man *pH-Wert*, von lateinisch *potentia hydrogenii*, auf deutsch in etwa *Potenz der Wasserstoffkonzentration*:

$$pH := -lg \frac{c_{\mathrm{H}^+}}{\mathrm{mol/L}}. \tag{6.17}$$

Bei reinem und damit neutralem Wasser ergibt sich $pH = -lg\left(1,0 \cdot 10^{-7}\right) = 7$. Setzt man Säure zu, so steigt die Konzentration der H^+-Ionen und der pH-Wert sinkt (man beachte das negative Vorzeichen in der Definitionsgleichung!). pH-Werte unter 7 zeigen saure Lösungen an. Gibt man in eine neutrale Lösung eine Base, so sinkt die Konzentration der H^+-Ionen und der pH-Wert steigt. pH-Werte über 7 zeigen alkalische Lösungen an.

Statt die Konzentration der H^+-Ionen kann man auch die Konzentration der OH^--Ionen heranziehen, um die sauren und alkalischen Eigenschaften einer Lösung quantitativ zu beschreiben. Analog kommt man dann statt auf den pH-Wert auf den pOH-Wert, der entsprechend definiert ist als

$$pOH := -lg \frac{c_{\mathrm{OH}^-}}{\mathrm{mol/L}}. \tag{6.18}$$

Üblicherweise arbeitet man aber mit dem pH-Wert, während der pOH-Wert keine große Rolle spielt.

6.3: Kontrollaufgabe: pH- und pOH-Wert

Leiten Sie die Gleichung

$$pH + pOH = 14 \tag{6.19}$$

her.

[1]Der dekadische Logarithmus ist der Logarithmus zur Basis 10, geschrieben log_{10} oder kurz lg, auf Taschenrechnern manchmal (leider) auch log, was in der Mathematik eigentlich für einen allgemeinen Logarithmus mit nicht bestimmter Basis steht.

6.4: Exkurs: Logarithmen und Einheiten

Nur dimensionslose Größen können logarithmiert werden. Einheiten können nicht logarithmiert werden. Beispielsweise ist eine Definition des pH-Werts als $pH := -lg\,(c_{\mathrm{H}^+})$ falsch, da die Einheit der Konzentration, z.B. mol/L, nicht logarithmiert werden kann. Das ‚Argument', dass man in einer solchen Formel die Einheit ‚selbstverständlich' weglassen muss, ist nicht stichhaltig, da nicht klar ist, welche Einheit man weglassen muss. Rechnet man beispielsweise die Einheit zunächst von mol/L in mol/m^3 um und lässt dann die Einheit weg, so ergibt sich ein um $lg(1000) = 3$ verändertes Ergebnis. Eine solche falsche Formel trifft man leider recht häufig in Chemie-Büchern an, seltsamerweise auch in sonst guten Büchern wie z.B. dem *Mortimer* oder dem *Brown*. Im *Riedel* wird die Problematik angesprochen und anschließend die Einheit mol/L abkürzend weggelassen.
In der korrekten Gleichung 6.17 wird durch die Division durch mol/L die Dimensionslosigkeit erreicht. In welcher Einheit die Konzentration angegeben wird, spielt dann keine Rolle, vorausgesetzt, diese Einheit wird korrekt mit der Einheit mol/L im Nenner verrechnet.

Starke Säuren und starke Basen Eine *starke Säure* ist beispielsweise Salzsäure. *Stark* heißt, dass die Protonenübertragunsreaktion keine Gleichgewichtsreaktion darstellt, sondern vollständig abläuft:

$$\mathrm{HCl} \longrightarrow \mathrm{H}^+ + \mathrm{Cl}^- \tag{6.20}$$

Der pH-Wert einer Lösung einer starken Säure lässt sich leicht berechnen, sofern die Konzentration der Säure so groß ist (Faustregel: $c_S > 1 \cdot 10^{-6}\,\mathrm{mol/L}$), dass die Konzentration der H^+-Ionen aufgrund der Autoprotolyse des Wassers (siehe 6.10) vernachlässigbar ist: Es gilt $c_{\mathrm{H}^+} = c_S$, wobei c_S die Anfangskonzentration der Säure ist, und damit

$$pH = -lg\frac{c_S}{\mathrm{mol/L}} \tag{6.21}$$

Bei sogenannten mehrwertigen starken Säuren muss die Konzentration der Säure mit der Wertigkeit der säure multipliziert werden, um die Konzentration der entstehenden H^+-Ionen zu erhalten. So ist Schwefelsäure, $\mathrm{H_2SO_4}$, beispielsweise eine zweiwertige Säure, da pro Molekül Schwefelsäure zwei Protonen übertragen werden, d.h. in der Reaktion

$$\mathrm{H_2SO_4} \longrightarrow 2\,\mathrm{H}^+ + \mathrm{SO_4^{2-}} \tag{6.22}$$

liegt das Gleichgewicht fast vollständig auf der rechten Seite. Die zweite Dissoziationsstufe ist nicht ganz vollständig, siehe auch die Tabelle 6.1. Hier gilt $c_{\mathrm{H}^+} = 2c_S$ und damit

$$pH = -lg\frac{2c_S}{\mathrm{mol/L}}. \tag{6.23}$$

6.4: Box: pH-Berechnung bei starken Säuren und Basen

$$pH = -lg\frac{c_S}{\mathrm{mol/L}} \quad \text{einwertige starke Säuren} \tag{6.21}$$

$$pH = -lg\frac{2c_S}{\mathrm{mol/L}} \quad \text{zweiwertige starke Säuren} \tag{6.23}$$

Für starke Basen gilt analog

$$pOH = -lg\frac{c_B}{\mathrm{mol/L}} \quad \text{einwertige starke Basen} \tag{6.24}$$

$$pOH = -lg\frac{2c_B}{\mathrm{mol/L}} \quad \text{zweiwertige starke Basen} \tag{6.25}$$

und wegen Gleichung 6.19 $pH + pOH = 14 \iff pH = 14 - pOH$

$$pH = 14 + lg\frac{c_B}{\mathrm{mol/L}} \quad \text{einwertige starke Basen} \tag{6.26}$$

$$pH = 14 + lg\frac{2c_B}{\mathrm{mol/L}} \quad \text{zweiwertige starke Basen} \tag{6.27}$$

6.4: Kontrollaufgabe: pH-Berechnung

1. Nennen Sie die Formeln für die Berechnung des pH-Wertes einer Lösung einer dreiwertigen starken Säure und einer dreiwertigen starken Base.
2. Berechnen Sie die pH-Werte der wässrigen Lösungen der folgenden Stoffe in der gegebenen Konzentration:
   a) HCl mit $c = 1{,}0 \cdot 10^{-5}\,\mathrm{mol/L}$
   b) HCl mit $c = 5{,}0 \cdot 10^{-5}\,\mathrm{mol/L}$
   c) HCl mit $c = 1{,}0 \cdot 10^{-4}\,\mathrm{mol/L}$
   d) H_2SO_4 mit $c = 1{,}0 \cdot 10^{-5}\,\mathrm{mol/L}$
   e) H_2SO_4 mit $c = 5{,}0 \cdot 10^{-5}\,\mathrm{mol/L}$
   f) H_2SO_4 mit $c = 1{,}0 \cdot 10^{-4}\,\mathrm{mol/L}$
   g) NaOH mit $c = 1{,}0 \cdot 10^{-5}\,\mathrm{mol/L}$
   h) NaOH mit $c = 5{,}0 \cdot 10^{-5}\,\mathrm{mol/L}$
   i) NaOH mit $c = 1{,}0 \cdot 10^{-4}\,\mathrm{mol/L}$
   j) Na_2O mit $c = 1{,}0 \cdot 10^{-5}\,\mathrm{mol/L}$
   k) Na_2O mit $c = 5{,}0 \cdot 10^{-5}\,\mathrm{mol/L}$
   l) Na_2O mit $c = 1{,}0 \cdot 10^{-4}\,\mathrm{mol/L}$
3. Berechnen Sie den pH-Wert einer Lösung der Konzentration $1{,}0 \cdot 10^{-8}\,\mathrm{mol/L}$ von HCl in Wasser nach der Formel für starke Säuren und diskutieren Sie das Ergebnis.

6.5: Exkurs: Maximum und Minimum der pH-Skala

Oft hört man, dass die pH-Skala von 0 bis 14 geht. Dies ist aber so nicht korrekt. Hat man beispielsweise eine starke Säure der Konzentration $c = 10\,\mathrm{mol/L}$, so ergibt sich gemäß Gleichung 6.21 ein pH-Wert von -1. Genauso kann man durch starke Basen mit einer Konzentration von mehr als $1\,\mathrm{mol/L}$ einen pH-Wert erreichen, der mehr als 14 beträgt. 0 und 14 sind somit nicht Minimum bzw. Maximum der pH-Skala.
Allerdings wird bei der pH-Berechnung vorausgesetzt, dass die Konzentration des Wassers in der Lösung stets $55{,}5\,\mathrm{mol/L}$ beträgt. Andernfalls ist die Definition des K_W-Werts gemäß Gleichung 6.12 nicht korrekt, da hier die Konzentration des Wassers als konstant angenommen wird. Dies ist bei diesen hohen Konzentrationen von Säuren oder Basen aber nicht richtig.
Weniger mathematisch, stärker auf die Chemie bezogen, könnte man argumentieren, dass der pH-Wert eine Größe ist, mit der wässrige Lösungen beschrieben werden, das bedeutet Lösungen, die ganz überwiegend aus Wasser bestehen. Gibt man zu 1,0 L reinem Wasser, also Wasser mit einer Konzentration von $55{,}5\,\mathrm{mol/L}$ beispielsweise 0,1 mol HCl, dann hat man immer noch eine wässrige Lösung, in diesem Fall mit dem pH 1. Gibt man zu 1,0 L reinem Wasser aber $10\,\mathrm{mol/L}$ HCl, dann hat man ein Gemisch aus vergleichbaren Anteilen Wasser und HCl. Man kann es nicht unbedingt als wässrige Lösung beschreiben.
Der pH-Wert ist daher nur innerhalb bestimmter Grenzen sinnvoll. 0 und 14 sind in diese Sinne vernünftige Grenzen, sie sind aber keine harten Grenzen, sondern sind mit einer gewissen Willkür gewählt.

Schwache Säuren und Schwache Basen: Näherungslösung Bei schwachen Säuren, z.B. Blausäure (HCN gelöst in Wasser, auch Cyanwasserstoffsäure genannt) ist die Protolysereaktion eine Gleichgewichtsreaktion:

$$\mathrm{HCN} \rightleftharpoons \mathrm{H^+} + \mathrm{CN^-} \tag{6.28}$$

Für dieses Gleichgewicht gilt:

$$\frac{c_{\mathrm{H^+}} \cdot c_{\mathrm{CN^-}}}{c_{\mathrm{HCN}}} = K_C =: K_S \tag{6.29}$$

Die Gleichgewichtskonstante bei solchen Protolysereaktionen von Säuren wird *Säurekonstante* genannt, statt K_C schreibt man K_S. Sie hat die Einheit mol/L. Ihre Größe beschreibt die Stärke der Säure. Da Säurekonstanten gewöhnlich sehr klein sind, gibt man in Tabellenwerken oft den negativen dekadischen Logarithmus der Säurekonstanten an, den so genannten pKs-Wert. Es gilt:

$$pkS = -lg\frac{K_S}{\text{mol/L}} \tag{6.30}$$

Die Gleichung 6.29 kann nicht so einfach nach c_{H^+} aufgelöst werden. Allerdings kann man zwei Vereinfachungen vornehmen:

- Zum einen gilt $c_{\text{H}^+} = c_{\text{CN}^-}$, wenn, wie schon bei der Behandlung der starken Säuren, die Konzentration der H^+-Ionen aufgrund der Autoprotolyse des Wassers vernachlässigbar ist, d.h. die H^+-Ionen zum größten Teil von der Protolyse der Säure stammen.
- Wenn die Säure sehr schwach und ihre Konzentration nicht zu klein ist, liegt das Gleichgewicht in Gleichung 6.28 sehr auf der linken Seite. Dann ist die Konzentration von HCN im Gleichgewicht, c_{HCN}, praktisch gleich der Anfangskonzentration $c_{\text{HCN},0}$, es gilt $c_{\text{HCN}} = c_{\text{HCN},0}$

Benutzt man diese beiden Vereinfachungen in Gleichung 6.29, dann wird daraus

$$\frac{c_{\text{H}^+} \cdot c_{\text{H}^+}}{c_{\text{HCN},0}} = K_S, \tag{6.31}$$

was man leicht nach c_{H^+} auflösen kann:

$$c_{\text{H}^+} = \sqrt{K_S \cdot c_{\text{HCN},0}}. \tag{6.32}$$

Somit gilt für den pH-Wert:

$$pH = -\frac{1}{2} \cdot \left(lg\frac{K_S}{\text{mol/L}} + lg\frac{c_{\text{HCN},0}}{\text{mol/L}} \right) = \frac{1}{2} \cdot \left(pKs - lg\frac{c_{\text{HCN},0}}{\text{mol/L}} \right). \tag{6.33}$$

Ähnliches gilt für schwache Basen, z.B. Anilin, $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$

$$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-. \tag{6.34}$$

die folgende Gleichung:

$$\frac{c_{\text{OH}^-} \cdot c_{\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+}}{c_{\text{H}_2\text{O}} \cdot c_{\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2}} = K_C. \tag{6.35}$$

Da die Konzentration von Wasser praktisch konstant ist, kann man dies umformen zu

$$\frac{c_{\text{OH}^-} \cdot c_{\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+}}{c_{\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2}} = K_C \cdot c_{\text{H}_2\text{O}} := K_B. \tag{6.36}$$

und so analog zu K_S die Basenkonstante K_B definieren. Analog zu Gleichung 6.32 gilt dann

$$c_{\text{OH}^-} = \sqrt{K_B \cdot c_{\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2,0}}, \tag{6.37}$$

woraus man

$$c_{\text{H}^+} = \frac{K_W}{\sqrt{K_B \cdot c_{\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2,0}}} \tag{6.38}$$

erhalten kann. Somit gilt analog zu Gleichung 6.33

$$pOH = -\frac{1}{2} \cdot \left(lg\frac{K_B}{\text{mol/L}} + lg\frac{c_{\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2,0}}{\text{mol/L}} \right) = \frac{1}{2} \cdot \left(pKb - lg\frac{c_{\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2,0}}{\text{mol/L}} \right), \tag{6.39}$$

worin pKb analog zu pKs definiert ist.

Mit Gleichung 6.19 $pH + pOH = 14$ erhält man für den pH-Wert

$$pH = 14 - \frac{1}{2}pKb + \frac{1}{2} \cdot lg\left(\frac{c_{\mathrm{C_6H_5NH_2,0}}}{\mathrm{mol/L}}\right). \tag{6.40}$$

6.5: Box: pH-Berechnung bei schwachen Säuren und Basen: Näherungslösung

c_0 sei jeweils die Anfangskonzentration an Säure bzw. Lauge. Dann gilt für Säuren:

$$c_{\mathrm{H^+}} = \sqrt{K_S \cdot c_0}. \tag{6.41}$$

und damit

$$pH = \frac{1}{2} \cdot \left(pKs - lg\frac{c_0}{\mathrm{mol/L}}\right). \tag{6.42}$$

Für Basen gilt:

$$c_{\mathrm{OH^-}} = \sqrt{K_B \cdot c_0} \xLeftrightarrow{c_{\mathrm{H^+}} \cdot c_{\mathrm{OH^-}} = K_W} c_{\mathrm{H^+}} = \frac{K_W}{\sqrt{K_B \cdot c_0}} \tag{6.43}$$

und damit

$$pOH = \frac{1}{2} \cdot \left(pKb - lg\frac{c_0}{\mathrm{mol/L}}\right) \xLeftrightarrow{pH+pOH=14} pH = 14 - \frac{1}{2}pKb + \frac{1}{2} \cdot lg\left(\frac{c_0}{\mathrm{mol/L}}\right). \tag{6.44}$$

Schwache Säuren und Schwache Basen: exakte Lösung Sie erinnern sich: Die Gleichung 6.29 kann nicht so einfach nach $c_{\mathrm{H^+}}$ aufgelöst werden. Genau dies muss man aber tun, um den pH-Wert berechnen zu können. Wir haben das Problem im vorigen Abschnitt dadurch gelöst, indem wir zwei Näherungen vorgenommen haben, die hier noch einmal, allgemeiner formuliert wiederholt werden. Dafür verwenden wir eine Säure HA mit dem Säureanion $\mathrm{A^-}$. Das H steht für Wasserstoff, das A für englisch *acid*. Das ist besser als HS mit S für *Säure*, da S mit dem Symbol von Schwefel verwechselt werden könnte. Bei einer Säure HA mit der Protolysereaktion

$$\mathrm{HA} \rightleftharpoons \mathrm{H^+} + \mathrm{A^-} \tag{6.45}$$

wurden oben zu Berechnung des pH-Werts folgende zwei Vereinfachungen vorgenommen:

- Wenn die Konzentration der $\mathrm{H^+}$-Ionen aufgrund der Autoprotolyse des Wassers vernachlässigbar ist, d.h. die $\mathrm{H^+}$-Ionen zum größten Teil von der Protolyse der Säure stammen, dann gilt $c_{\mathrm{H^+}} = c_{\mathrm{A^-}}$.
- Wenn die Säure sehr schwach und ihre Konzentration nicht zu klein ist, liegt das Gleichgewicht in Gleichung 6.45 sehr auf der linken Seite. Dann ist die Konzentration von HA im Gleichgewicht, c_{A}, praktisch gleich der Anfangskonzentration $c_{\mathrm{A_0}}$, es gilt somit $c_{\mathrm{HA}} = c_{\mathrm{HA,0}}$

Die erste Vereinfachung trifft umso besser zu, je größer die Konzentration der Säure ist. Diese Vereinfachung soll in den weiteren Betrachtungen bestehen bleiben, da sie bei typischen Problemen nicht für relevante Fehler verantwortlich ist und nur schwer zu umgehen ist. Die Berechnung des pH-Werts ohne diese Vereinfachung ist eine Aufgabe (und keine leichte!) für einen Chemie-Bachelor.

Die zweite Vereinfachung funktioniert umso besser, je stärker das Gleichgewicht 6.45 auf der linken Seite liegt. Das tut es, wenn die Säure möglichst schwach (das bedeutet: kleiner K_s-Wert, großer pKs-Wert) und die Konzentration der Säure möglichst groß ist. Zusammengefasst kann sagen, die zweite Näherungsformel funktioniert umso besser, je kleiner $\frac{K_S}{c_{S,0}}$ ist. Ein Zahlenbeispiel: Wenn $\frac{K_S}{c_{S,0}} < 0,38$ ist, dann ist der Fehler bei der pH-Bestimmung kleiner als 0,2. Die zweite Näherung ergibt bei Säuren systematisch einen zu niedrigen pH-Wert. Diese Betrachtungen gelten analog für Basen.

Für die Herleitung der exakten Gleichung soll die Flusssäure (Fluorwasserstoff, HF, gelöst in Wasser) dienen. Diese Säure ist schwach, protolysiert also nicht vollständig wie eine starke Säure, ist aber

auch nicht so schwach wie die oben betrachtete Blausäure. Daher führt hier die Verwendung der oben hergeleiteten Näherungsformel zu größeren Ungenauigkeiten. Es ist folgendes Gleichgewicht zu betrachten:

$$\mathrm{HF} \rightleftharpoons \mathrm{H}^+ + \mathrm{F}^- \tag{6.46}$$

Wie oben kann man die Lage des Gleichgewichts mathematisch beschreiben durch

$$\frac{c_{\mathrm{H}^+} \cdot c_{\mathrm{F}^-}}{c_{\mathrm{HF}}} = K_S \tag{6.47}$$

Wie oben diskutiert kann man bei nicht zu kleiner Konzentration der Säure, die aus der Autoprotolyse des Wassers stammenden H^+-Ionen vernachlässigen, so dass gilt:

$$c_{\mathrm{H}^+} = c_{\mathrm{F}^-}. \tag{6.48}$$

Da aber das Gleichgewicht nun nicht mehr deutlich auf der linken Seite liegt, ist die zweite Vereinfachung $c_{\mathrm{HF}} = c_{\mathrm{HF},0}$, die bei der Behandlung der schwachen Säuren gemacht wurde, hier nicht mehr erlaubt. Stattdessen gilt für die Gleichgewichtskonzentration von HF:

$$c_{\mathrm{HF}} = c_{\mathrm{HF},0} - c_{\mathrm{F}^-} \xLeftrightarrow{\textit{Gleichung 6.48}} c_{\mathrm{HF}} = c_{\mathrm{HF},0} - c_{\mathrm{H}^+} \tag{6.49}$$

Damit kann man Gleichung 6.47 zu

$$\frac{c_{\mathrm{H}^+}^2}{c_{\mathrm{HF},0} - c_{\mathrm{H}^+}} = K_S \iff c_{\mathrm{H}^+}^2 + K_S \cdot c_{\mathrm{H}^+} - K_S \cdot c_{\mathrm{HF},0} = 0 \tag{6.50}$$

umformen. Dies ist eine quadratische Gleichung in c_{H^+} und kann entsprechend danach aufgelöst werden:

$$c_{\mathrm{H}^+} = \frac{1}{2}\left(-K_S + \sqrt{K_S^2 + 4 \cdot K_S \cdot c_{\mathrm{HF},0}}\right). \tag{6.51}$$

Die mathematisch mögliche zweite Lösung der quadratischen Gleichung mit dem negativen Vorzeichen vor der Wurzel führt auf eine negative Konzentration von H^+-Ionen, was naturwissenschaftlich sinnlos ist. Da obige Gleichung 6.51 nicht ohne weiteres logarithmiert werden kann, muss man, um den pH-Wert zu berechnen, zunächst aus dieser Gleichung c_{H^+} ausrechnen und dann die Definitionsgleichung des pH-Werts ($pH := -lg\frac{c_{\mathrm{H}^+}}{\mathrm{mol/L}}$, Gleichung 6.17) auf das Ergebnis anwenden.

6.6: Box: pH-Berechnung bei schwachen Säuren und Basen: exakte Lösung

Beachten Sie, dass die folgenden Gleichungen immer noch der Näherung unterliegen, dass die Konzentration der Säure so groß ist, dass die Konzentrationen der H^+- bzw. OH^--Ionen aus der Autoprotolyse von Wasser vernachlässigbar sind.
Für eine schwache Säure mit der Anfangskonzentration c_0 gilt:

$$c_{\mathrm{H}^+} = \frac{1}{2}\left(-K_S + \sqrt{K_S^2 + 4 \cdot K_S \cdot c_0}\right). \tag{6.52}$$

Analog gilt für eine schwache Säure mit der Anfangskonzentration c_0:

$$c_{\mathrm{OH}^-} = \frac{1}{2}\left(-K_B + \sqrt{K_B^2 + 4 \cdot K_B \cdot c_0}\right). \tag{6.53}$$

Durch Logarithmieren der Ergebnisse dieser Gleichungen in der Einheit mol/L erhält man den pH- bzw. den pOH-Wert.

Reaktion	**Säure**	**Base**
$HI \longrightarrow H^+ + I^-$	HI (Iodwasserstoffsäure) starke Säure	I^- (Iodid-Ion) sehr schwache Base
$HBr \longrightarrow H^+ + Br^-$	HBr (Bromwasserstoffsäure) starke Säure	Br^- (Bromid-Ion) sehr schwache Base
$HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-$	HCl (Chlorwasserstoffsäure, Salzsäure) starke Säure	Cl^- (Chlorid-Ion) sehr schwache Base
$HF \rightleftharpoons H^+ + F^-$	HF (Fluorwasserstoffsäure, Flusssäure) pKs = 3,14	F^- (Fluorid-Ion) pKb = 10,86
$HNO_3 \rightleftharpoons H^+ + NO_3^-$	HNO_3 (Salpetersäure) pKs $= -1,32$	NO_3^- (Nitrat-Ion) pKb = 15,32
$HCN \rightleftharpoons H^+ + CN^-$	HCN (Cyanwasserstoffsäure, Blausäure) pKs = 9,31	CN^- (Cyanid-Ion) pKb = 4,69
$H_2SO_4 \longrightarrow H^+ + HSO_4^-$	H_2SO_4 (Schwefelsäure, 1. Protolysestufe), starke Säure	HSO_4^- (Hydrogensulfat-Ion) sehr schwache Base
$HSO_4^- \rightleftharpoons H^+ + SO_4^{2-}$	HSO_4^- (Hydrogensulfat-Ion) pKs = 1,92	SO_4^{2-} (Sulfat-Ion) pKb = 13,08
$HCOOH \rightleftharpoons H^+ + HCOO^-$	HCOOH (Ameisensäure) pKs = 3,7	$HCOO^-$ (Formiat-Ion) pKb = 10,3
$H_3CCOOH \rightleftharpoons H^+ + H_3CCOO^-$	H_3CCOOH (Essigsäure) pKs = 4,8	H_3CCOO^- (Acetat-Ion) pKb = 9,2
$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$	H_2O / NH_4^+ (Ammonium-Ion) pKs = 9,2 (NH_4^+)	NH_3 (Ammoniak) pKb = 4,8
$C_6H_5NH_2 + H_2O \rightleftharpoons C_6H_5NH_3^+ + OH^-$	H_2O / $C_6H_5NH_3^+$ pKs = 4,6 ($C_6H_5NH_3^+$)	$C_6H_5NH_2$ (Anilin) pKb = 9,4
$H_3CNH_2 + H_2O \rightleftharpoons H_3CNH_3^+ + OH^-$	H_2O / $H_3CNH_3^+$ pKs = 10,7 ($H_3CNH_3^+$)	H_3CNH_2 (Methylamin) pKb = 3,3
OH^- (z.B. aus NaOH) $OH^- \longrightarrow H_2O + OH^-$	H_2O schwache Säure	OH^- starke Base

Tabelle 6.1: Einige pKs- und pKb-Werte bei 25°C. Der Eintrag *sehr schwache Base* bedeutet, dass das Teilchen im Sinne der Brønsted-Theorie die Rolle der Base übernimmt, aber niemals mit H^+ reagiert. Bei den Reaktionen der Basen Ammoniak, Anilin und Methylamin ist die Säure Wasser, der angegebene pKs-Wert ist der Wert der zu der Base korrespondierenden Säure.

Indikator	**Farbe bei niedrigem pH-Wert**	**Umschlagsbereich**	**Farbe bei hohem pH-Wert**
Phenolphtalein	farblos	8,3 bis 10,0	violett
Bromthymolblau	gelb	6,0 bis 7,6	blau
Lackmus	rot	5,0 bis 8,0	blau
Methylrot	rot	4,2 bis 6,3	gelb
Methylorange	rot	3,1 bis 4,5	gelb

Tabelle 6.2: Einige Indikatoren und ihre Umschlagsbereiche

Indikatoren Blaukraut, auch Rotkohl genannt, ist bei neutralen Bedingungen blau-violett. Beim Kochen gibt man gerne Säure in Form von Zitronensaft, Essig oder Äpfel zu. Dann ändert sich die Farbe zu rot. Unter alkalischen Bedingungen wird Rotkohl oder Rotkohlsaft leuchtend grün. Man kann dies zu Hause z.B. mit Seife ausprobieren.

Einen solchen Stoff, der bei unterschiedlichen pH-Werten unterschiedliche Farben erzeugt, nennt man *Indikator*, was so viel bedeutet wie *Anzeiger*, da er einem den pH-Bereich einer Lösung anzeigen kann. Ein Indikator ist im Prinzip selbst eine Säure, im weiteren *H-Indikatoranion* genannt, mit der korrespondierenden Base *Indikatoranion*$^-$. In wässriger Lösung reagiert der Indikator gemäß

$$\mathrm{H{-}Indikatoranion} \rightleftharpoons \mathrm{H^+} + \mathrm{Indikatoranion^-} \tag{6.54}$$

Bei hoher Konzentration von H^+-Ionen, d.h. niedrigem pH-Wert, liegt das Gleichgewicht auf der linken Seite. Es gibt daher viel H-Indikatoranion und wenig Indikatoranion$^-$. Bei niedriger Konzentration von H^+-Ionen, d.h. hohem pH-Wert, liegt das Gleichgewicht auf der rechten Seite. Es gibt also viel Indikatoranion$^-$ und wenig H-Indikatoranion. Wenn nun H-Indikatoranion und Indikatoranion$^-$ verschiedene Farben haben, dann ändert sich die Farbe je nach pH-Wert der Lösung.

Will man den pH-Wert einer Lösung ermitteln, so kann man mit verschiedenen Indikatoren den möglichen Bereich eingrenzen. Praktischer ist die Verwendung eines Universalindikators, der bei jeder pH-Stufe eine andere Färbung zeigt. Universalindikatoren sind Gemische verschiedener Indikatoren. Die Farben bei einem bestimmten pH-Wert sind bei verschiedenen Universalindikatoren verschieden, abhängig von der Zusammensetzung der Universalindikatoren. Daher werden Universalindikatoren üblicherweise Farbtafeln beigegeben, auf denen die Farben bei den jeweiligen pH-Stufen gezeigt werden.

Indikatoren verwendet man in Form von wässrigen Lösungen, die man der zu untersuchenden Lösung beigibt oder als Indikatorpapiere, bei denen der Indikator auf einem Stück Papier aufgetragen ist, das kurz in die zu untersuchende Lösung getaucht wird. Letzteres ist vor allem bei Universalindikatoren praktisch.

7 Elektrochemie

7.1 Oxidationszahlen und Redoxreaktionen

Definition und Beispiele für Oxidation und Reduktion Der Begriff *Oxidation* bedeutete ursprünglich *Reaktion mit Sauerstoff*. Oxidationen in diesem Sinne sind beispielsweise

- die Verbrennung von Schwefel $S + O_2 \longrightarrow SO_2$
- die Verbrennung von Kohlenstoff $C + O_2 \longrightarrow CO_2$
- die Verbrennung von Methan $CH_4 + 2\,O_2 \longrightarrow CO_2 + 2\,H_2O$
- oder auch die Verbrennung von Magnesium $2\,Mg + O_2 \longrightarrow MgO$.

Da Sauerstoff stark elektronegativ ist, entstehen dabei immer Moleküle mit polaren Bindungen oder Ionenverbindungen. Bei Molekülen mit polaren Bindungen liegt dabei das negative Ende der Bindung immer auf der Seite des Sauerstoffs. (Ausnahme: Der Reaktionspartner ist Fluor, von den reaktionsträgen Edelgasen abgesehen das einzige Element mit noch größerer Elektronegativität als Sauerstoff.) Man könnte daher auch sagen: Reagiert ein Stoff mit Sauerstoff, dann werden Elektronen von den Atomen dieses Stoffs weggezogen. In der modernen Chemie hat man den Begriff der Oxidation verallgemeinert: Oxidationen sind Reaktionen, bei denen Elektronen weggezogen werden. Die dafür verantwortlichen Atome müssen keine Sauerstoffatome sein, sondern können auch andere Atome sein, deren Elektronegativität größer ist als die der Atome, von denen sie die die Elektronen weg ziehen. Alle oben genannten Beispiele von Oxidationen im alten Sinne sind auch im modernen, erweiterten Sinn Oxidationen. Andere Reaktionen, die im alten Sinne nicht als Oxidationen bezeichnet wurden, werden aber nun ebenfalls zu den Oxidationen gezählt. Beispiele:

- Die Reaktion von Magnesium mit Stickstoff $3\,Mg + N_2 \longrightarrow Mg_3N_2$ oder
- Die Reaktion von Wasserstoff mit Chlor $H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2\,HCl$.

7.1: Kontrollaufgabe: Oxidation

Nennen Sie die Stoffe, die in den eben genannten Reaktionen oxidiert werden.

7.1: Box: Redoxreaktionen

Ein Atom, das Elektronen in einer Reaktion abgeben muss, wird oxidiert. Dabei muss ein anderes Atom diese Elektronen aufnehmen. Man sagt, dieses wird reduziert. Oxidation und Reduktion finden somit immer gleichzeitig statt. Man spricht daher von Redoxreaktionen. Die beteiligten Atome nennt man *Redoxpaare*. Der Stoff, der die Atome mitbringt, die andere Atome oxidieren, wird *Oxidationsmittel* genannt. Der Stoff, der die Atome mitbringt, die andere Atome reduzieren, wird *Reduktionsmittel* genannt. Etwas verkürzt kann man sagen: Das Oxidationsmittel oxidiert und wird dabei selbst reduziert. Das Oxidationsmittel nimmt also Elektronen auf. Das Reduktionsmittel reduziert und wird dabei selbst oxidiert. Das Reduktionsmittel gibt also Elektronen ab.

7.2: Kontrollaufgabe: Oxidation und Reduktion

Geben Sie bei den folgenden Reaktionen an, ob es sich bei den Reaktionen jeweils um eine Oxidation oder Reduktion handelt.

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

b) $O_2 + 4\,e^- \longrightarrow 2\,O^{2-}$

c) $Fe^{3+} + e^- \longrightarrow Fe^{2+}$

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

e) $Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+} + e^-$

7.3: Kontrollaufgabe: Oxidation und Reduktion

Geben Sie bei den folgenden Reaktionen an, was oxidiert und was reduziert wird. Bestimmen Sie, welcher Stoff das Oxidationsmittel und welcher Stoff das Reduktionsmittel ist.

1. $Fe + S \longrightarrow FeS$
2. $2\,Al + 3\,Br_2 \longrightarrow 2\,AlBr_3$
3. $N_2 + O_2 \longrightarrow 2\,NO$
4. $2\,F_2 + O_2 \longrightarrow 2\,OF_2$
5. $2\,Al + Fe_2O_3 \longrightarrow Al_2O_3 + 2\,Fe$

7.2: Box: Korrespondiere RedOx-Paare

Ein Reduktionsmittel und das dazugehörige Oxidationsmittel bezeichnet man als **korrespondierendes RedOx-Paar**:

$$\underset{\text{Reduktionsmittel 1}}{Zn} \longrightarrow \underset{\text{Oxidationsmittel 1}}{Zn^{2+}} + 2\,e^-$$

$$\underset{\text{Oxidationsmittel 2}}{Cl_2} + 2\,e^- \longrightarrow \underset{\text{Reduktionsmittel 2}}{2\,Cl^-}$$

Eine Redoxreaktion besteht immer aus mindestens **zwei korrespondierenden RedOx-Paaren**.

$$\underset{\text{Red.-Mittel 1}}{Zn} + \underset{\text{Ox.-Mittel 2}}{Cl_2} \longrightarrow \underset{\text{Ox.-Mittel 1}}{Zn^{2+}} + \underset{\text{Red.-Mittel 2}}{2\,Cl^-}$$

Oxidationszahlen Um einfacher und exakter mit Redoxreaktionen umzugehen, bedient man sich der *Oxidationszahl*. Eine Oxidationszahl kann jedem Atom zugeordnet werden. Dabei kann ein Atom in unterschiedlichen Verbindungen unterschiedliche Oxidationszahlen annehmen. Die Oxidationszahl wird

mit Ausnahme der Null (0) meist als römische Zahl notiert, um Verwechslungen mit Ionenladungen, die als arabische Zahlen geschrieben werden, zu vermeiden.

7.1: Exkurs: Römische Zahlen

Das römische Zahlensystem ist ein *Additionssystem*, das grundsätzlich anders funktioniert als die üblichen arabischen Zahlen, die ein *Stellenwertsystem* darstellen. Die Symbole mit den niedrigsten Werten sind I, V und X, die für 1, 5 bzw. 10 stehen. Die Werte der Symbole werden meistens addiert, dabei stehen links die höherwertigen Symbole, rechts davon kommen die Symbole mit geringerem Wert. Beispiele: Die Zahl 6 ist als römische Zahl VI, 7 ist VII, 11 ist XI, 12 ist XII und 15 ist XV. Um vier gleiche Symbole beispielsweise bei den Zahlen 4 oder 9 zu vermeiden, gilt die von der strikten Addition abweichenden Regel, dass der Wert eines Symbols mit niedrigerem Wert links eines Symbols mit höheren Werts subtrahiert wird. Beispiele: 4 ist als römische Zahl IV, 9 ist IX.
Überblick: Die römischen Zahlen von 1 bis 12 sind: I, II, III, IV, V, VI, VII, VIII, IX, X, XI, XII.

7.3: Box: Bestimmung der Oxidationszahl

Zur Bestimmung der Oxidationszahl geht man folgendermaßen vor: Alle Verbindungen werden zur Bestimmung der Oxidationszahl als Ionenverbindungen betrachtet. Bindende Elektronenpaare werden dabei vollständig beim elektronegativeren Atom hinzugezählt. Ein bindendes Elektronenpaar zwischen zwei Atomen derselben Elektronegativität wird gleichmäßig zwischen den beiden Atomen aufgeteilt. Die sich ergebende theoretische Ionenladung der einzelnen Atome ist die Oxidationszahl.

Beispiele: $\overset{\pm 0}{O}=\overset{\pm 0}{O}$ $\quad \overset{\pm 0}{N}\equiv\overset{\pm 0}{N}$ $\quad \overset{-II}{O}=\overset{+IV}{C}=\overset{-II}{O}$ $\quad \overset{+I}{H}-\overset{+II}{C}\equiv\overset{-III}{N}$

Weitere Übungen finde Sie hier:

7.1: e-DaF: Oxidationszahlen

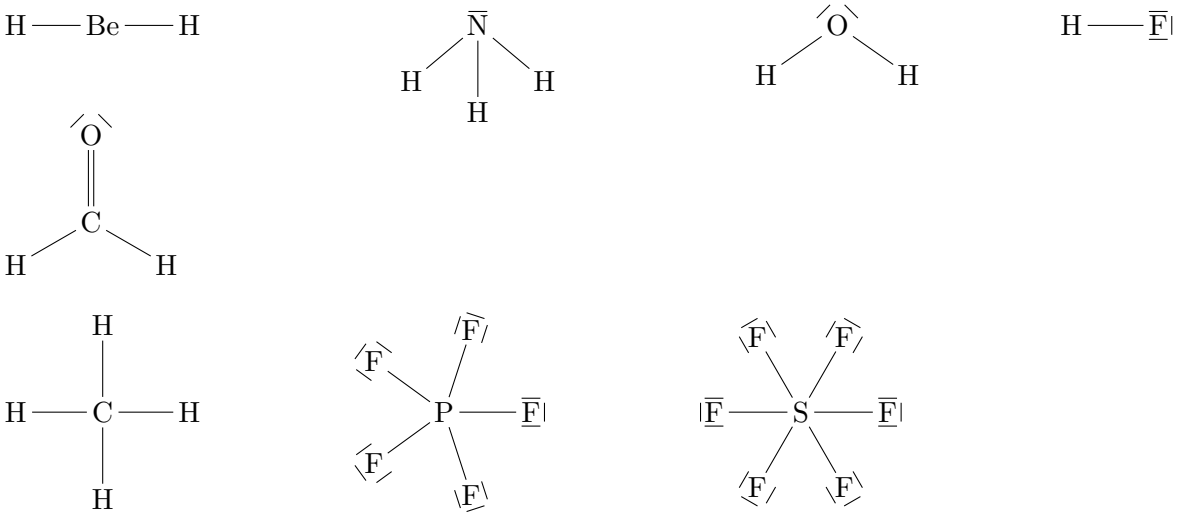
Die Oxidationszahl von O in O_2 ist 0, da die bindenden Elektronen gleich aufgeteilt werden. Dasselbe gilt für N in N_2. In CO_2 werden alle bindenden Elektronenpaare dem elektronegativeren Sauerstoff zugeschlagen. Damit haben beide O-Atome jeweils die Oxidationszahl −II und das Kohlenstoffatom die Oxidationszahl +IV. In HCN wird das bindende Elektronenpaar zwischen dem H- und dem C-Atom dem C-Atom zugeschlagen. Daher hat das H-Atom eine Oxidationszahl von +I. Die drei bindenden Elektronenpaare zwischen dem C- und dem N-Atom werden dem N-Atom zugeschlagen, für das sich daher eine Oxidationszahl von −III ergibt. Die Oxidationszahl des C-Atoms ist +II.

Meistens kann man die Oxidationszahl schneller mit einigen einfachen Regeln bestimmen, die aber nicht immer funktionieren:

1. Atome in elementaren Stoffen haben immer die Oxidationszahl 0.
2. Bei einatomigen Ionen ist die Oxidationszahl gleich der Ionenladung.
3. Die Summe der Oxidationszahlen ergibt die Gesamtladung des Moleküls, das ist 0 bei neutralen Molekülen, die Ionenladung bei Molekülionen.
4. F tritt in Verbindung mit anderen Elementen immer in der Oxidationszahl –I auf, O meistens in der Oxidationszahl –II.
5. In Verbindungen mit Nichtmetallen tritt H meistens mit der Oxidationszahl +I auf, in Verbindungen mit Metallen mit –I.
6. Die Alkalimetalle treten mit der Oxidationszahl +I auf, die Erdalkalimetalle mit +II.

7.4: Kontrollaufgabe: Oxidationszahlen

Bestimmen Sie die Oxidationszahlen aller Atome in den folgenden Verbindungen.

1. 

2. H_3PO_4, ClO_2, $K_2Ti_2O_5$, $H_2N_2H_2$, $H_2Cr_2O_7$, $Sr(OH)_2$, $Mg(NO_3)_2$

Einrichten von Redoxgleichungen Für was das alles? Versuchen Sie einmal, die folgende Reaktionsgleichung einzurichten: $x_1\,KMnO_4 + x_2\,HCl \longrightarrow x_3\,MnCl_2 + x_4\,Cl_2 + x_5\,H_2O + x_6\,KCl$. Vermutlich gelingt Ihnen das nur, indem Sie eine lineares Gleichungssystem lösen. Einfacher geht es, wenn Sie erfasst haben, dass es sich um eine Redoxreaktion handelt:

1. Finden Sie heraus, welche Elemente ihre Oxidationszahlen verändern und schreiben Sie diese darüber:
   $K\overset{+VII}{Mn}O_4 + H\overset{-I}{Cl} \longrightarrow \overset{+II}{Mn}Cl_2 + \overset{\pm 0}{Cl_2} + H_2O + KCl$

2. Formulieren Sie die Oxidation und die Reduktion:
   Oxidation: $2\,Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2\,e^-$
   Reduktion: $Mn^{7+} + 5\,e^- \longrightarrow Mn^{2+}$

3. Multiplizieren Sie die beiden Gleichungen aus Schritt 2 so, dass die Anzahl von in der Oxidation frei gesetzten Elektronen mit der Anzahl von in der Reduktion benötigten Elektronen übereinstimmt.
   In diesem Beispiel muss man die Oxidationsgleichung mit 5 und die Reduktionsgleichung mit 2 multiplizieren:
   Oxidation: $10\,Cl^- \longrightarrow 5\,Cl_2 + 10\,e^-$
   Reduktion: $2\,Mn^{7+} + 10\,e^- \longrightarrow 2\,Mn^{2+}$

4. Damit sind die stöchiometrischen Faktoren $x_1 = x_3 = 2$ und $x_4 = 5$ klar:
   $2\,KMnO_4 + x_2\,HCl \longrightarrow 2\,MnCl_2 + 5\,Cl_2 + x_5\,H_2O + x_6\,KCl$

5. Die restlichen stöchiometrischen Faktoren können nun problemlos erkannt werden:
   $2\,KMnO_4 + 16\,HCl \longrightarrow 2\,MnCl_2 + 5\,Cl_2 + 8\,H_2O + 2\,KCl$

7.5: Kontrollaufgabe: Einrichten von Redoxgleichungen

Bestimmen Sie in den folgenden Reaktionen die Oxidationszahlen der Atome, welche Atome oxidiert und welche reduziert werden.
Gleichen Sie dann die Reaktionsgleichungen aus.

1. $Cr_2O_3 + KNO_3 + K_2CO_3 \longrightarrow K_2CrO_4 + KNO_2 + CO_2$
2. $Ca_3(PO_4)_2 + C + SiO_2 \longrightarrow P + CaSiO_3 + CO$
3. $Al + H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + SO_2 + H_2O$

Redoxreaktionen in sauren und alkalischen Lösungen

7.2: Exkurs: Saure und alkalische wässrige Lösungen

(Eine sehr kurze Kurzfassung für Unterrichtsgänge unter Auslassung von Kapitel Säuren und Basen).
Wässrige Lösungen können *sauer* schmecken. Dafür sind Säuren verantwortlich. Saure Lösungen können durch *alkalische* Lösungen, auch *Laugen* genannt, neutralisiert werden. Das Gegenteil von *sauer* ist somit *alkalisch*.
Für den sauren Geschmack sind H_3O^+-Ionen verantwortlich. Diese kann man sich aus einem Proton H^+ und einem Wassermolekül zusammengesetzt vorstellen. Oft schreibt man einfach H^+ statt H_3O^+. Eine saure Lösung ist somit eine Lösung, die mehr H^+ enthält als neutrales Wasser.
Alkalische Lösungen sind Lösungen, die weniger H^+ enthalten als neutrales Wasser, weil Teilchen vorhanden sind, die mit H^+ reagieren. In wässrigen Lösungen spielt dabei das OH^--Ion eine wichtige Rolle. Es kann mit H^+ zu Wasser reagieren: $H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$. Man kann für wässrige Lösungen daher auch sagen: Eine alkalische Lösung ist eine Lösung, die mehr OH^--Ionen enthält als neutrales Wasser.

Oft laufen Redoxreaktionen in wässriger Lösung ab, wobei die meisten Reaktionen nicht gut in neutraler Lösung ablaufen, sondern in saurer oder alkalischer Lösung. In sauren wässrigen Lösungen befinden sich viele H^+-Ionen, in alkalischen wässrigen Lösungen viele OH^--Ionen.

Wenn man die Reaktionsgleichungen aufstellen möchte, dann kann man in saurer Lösung zum Ausgleich der Ladung H^+-Ionen hinzufügen, so dass die Ladungsbilanz stimmt. Anschließend muss man meist noch H_2O-Moleküle ergänzen, damit die Anzahl der H- und O-Atome stimmt.

1. Beispiel: Chromationen ($Cr_2O_7{}^{2-}$) reagieren in wässriger, saurer Lösung mit Chloridionen (Cl^-) zu Chrom(III)-Ionen (Cr^{3+}) und Chlor (Cl_2).
Gesucht ist die Reaktionsgleichung. Die Schritte 1 bis 4 sind die gleichen wie im obigen Beispiel.

1. $\overset{+VI}{Cr_2}O_7^{2-} + \overset{-I}{Cl^-} \longrightarrow \overset{+III}{Cr^{3+}} + \overset{\pm 0}{Cl_2}$
2. Oxidation: $2\,Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2\,e^-$
   Reduktion: $Cr^{6+} + 3\,e^- \longrightarrow Cr^{3+}$
3. Oxidation: $6\,Cl^- \longrightarrow 3\,Cl_2 + 6\,e^-$
   Reduktion: $2\,Cr^{6+} + 6\,e^- \longrightarrow 2\,Cr^{3+}$
4. $\overset{+VI}{Cr_2}O_7^{2-} + 6\overset{-I}{Cl^-} \longrightarrow 2\overset{+III}{Cr^{3+}} + 3\overset{\pm 0}{Cl_2}$
5. Jetzt muss die Ladung ausgeglichen werden: Links steht -8, rechts $+6$. In saurer Lösung wird durch H^+ ausgeglichen. Man muss links 14 H^+ hinzufügen:
   $\overset{+VI}{Cr_2}O_7^{2-} + 6\overset{-I}{Cl^-} + 14\,H^+ \longrightarrow 2\overset{+III}{Cr^{3+}} + 3\overset{\pm 0}{Cl_2}$
6. Nun gleicht man die Anzahl der Wasserstoffatome mit H_2O aus, die Anzahl der Sauerstoffatome muss dann stimmen. Im Beispiel muss man rechts 7 H_2O ergänzen:
   $\overset{+VI}{Cr_2}O_7^{2-} + 6\overset{-I}{Cl^-} + 14\,H^+ \longrightarrow 2\overset{+III}{Cr^{3+}} + 3\overset{\pm 0}{Cl_2} + 7\,H_2O$

2. Beispiel: Iod (I_2), reagiert in wässriger, saurer Lösung mit Chlorat (ClO_3^-) zu Iodat (ClO_3^-) und Chlorid (Cl^-).

1. $\overset{\pm 0}{I_2} + \overset{+V}{ClO_3^-} \longrightarrow \overset{+V}{IO_3^-} + \overset{-I}{Cl^-}$

2. Oxidation: $I_2 \longrightarrow 2\,I^{5+} + 10\,e^-$
   Reduktion: $Cl^{5+} + 6\,e^- \longrightarrow Cl^-$

3. Oxidation: $3\,I_2 \longrightarrow 6\,I^{5+} + 30\,e^-$
   Reduktion: $5\,Cl^{5+} + 30\,e^- \longrightarrow 5\,Cl^-$

4. $3\,I_2 + 5\,ClO_3^- \longrightarrow 6\,IO_3^- + 5\,Cl^-$

5. $3\,I_2 + 5\,ClO_3^- \longrightarrow 6\,IO_3^- + 5\,Cl^- + 6\,H^+$

6. $3\,I_2 + 5\,ClO_3^- + 3\,H_2O \longrightarrow 6\,IO_3^- + 5\,Cl^- + 6\,H^+$

3. Beispiel: Permanganat, $Mn2O_7^-$ reagiert in wässriger, alkalischer Lösung mit Hydrazin, N_2H_4 zu Braunstein MnO_2 und Stickstoff, N_2.

1. $\overset{+VII}{MnO_4^-} + \overset{-II}{N_2H_4} \longrightarrow \overset{+IV}{MnO_2} + \overset{\pm 0}{N_2}$

2. Oxidation: $2\,N^{2-} \longrightarrow N_2 + 4\,e^-$
   Reduktion: $Mn^{7+} + 3\,e^- \longrightarrow Mn^{4+}$

3. Oxidation: $6\,N^{2-} \longrightarrow 3\,N_2 + 12\,e^-$
   Reduktion: $4\,Mn^{7+} + 12\,e^- \longrightarrow 4\,Mn^{4+}$

4. $4\,MnO_4^- + 3\,N_2H_4 \longrightarrow 4\,MnO_2 + 3\,N_2$

5. $4\,MnO_4^- + 3\,N_2H_4 \longrightarrow 4\,MnO_2 + 3\,N_2 + 4\,OH^-$

6. $4\,MnO_4^- + 3\,N_2H_4 \longrightarrow 4\,MnO_2 + 3\,N_2 + 4\,OH^- + 4\,H_2O$

7.6: Kontrollaufgabe: Redoxreaktionen in saurer und alkalischer Lösung

1. Vervollständigen Sie folgende Redoxreaktionen, die in saurer, wässriger Lösung ablaufen:
   a) $MnO_4^- + NO_2^- \longrightarrow Mn^{2+} + NO_3^-$
   b) $Cr_2O_7^{2-} + H_2S \longrightarrow Cr^{3+} + S$
   c) $Cu + NO_3^- \longrightarrow Cu^{2+} + NO$
   d) $PbO_2 + I^- \longrightarrow PbI_2 + I_2$

2. Vervollständigen Sie folgende Redoxreaktionen, die in alkalischer, wässriger Lösung ablaufen:
   a) $Zn + NO_3^- \longrightarrow Zn^{2+} + NH_3$
   b) $MnO_4^- + I^- \longrightarrow MnO_4^{2-} + IO_4^-$
   c) $S^{2-} + I_2 \longrightarrow SO_4^{2-} + I^-$
   d) $Cr^{3+} + H_2O_2 \longrightarrow CrO_4^{2-}$

Disproportionierung und Komproportionierung Es gibt Stoffe, die in einer Reaktion gleichzeitig als Oxidationsmittel und als Reduktionsmittel auftreten und dabei unter Bildung verschiedener Produkte gleichzeitig oxidiert und reduziert werden. Ein Beispiel ist die Reaktion von Chlor in alkalischer Lösung:

$$Cl_2 + 2\,OH^- \longrightarrow Cl^- + OCl^- + H_2O \tag{7.1}$$

Chlor hat hier auf der Eduktseite die Oxidationszahl 0, taucht aber auf der Produktseite in den Oxidationszahlen –I und +I auf. Eine solche Reaktion nennt man eine Disproportionierung. Man sagt, in obiger Reaktion disproportioniert Chlor.

Das Gegenstück zu einer Disproportionierung ist die Komproportionierung: Hier reagieren zwei Verbindungen, die dasselbe Element in verschiedenen Oxidationszahlen eingebaut haben, zu einer Verbindung, in der dann dieses Element in einer Oxidationszahl mit einem Zwischenwert auftaucht. Ein Beispiel ist die Reaktion von Permanganat, MnO_4^-, mit Mn^{2+} zu Braunstein, MnO_2, in alkalischer Lösung:

$$2\,MnO_4^- + 3\,Mn^{2+} + 4\,OH^- \longrightarrow 5\,MnO_2 + 2\,H_2O. \tag{7.2}$$

Im Permanganat besitzt Mangan die Oxidationszahl +VII, in Mn^{2+} die Oxidationszahl +II, im Produkt MnO_2 dann +IV.

7.7: Kontrollaufgabe: Disproportionierung und Komproportionierung

Formulieren Sie die folgenden Reaktionsgleichungen. Geben Sie jeweils an, ob es sich um eine Disproportionierung oder eine Komproportionierung handelt.

1. Brom reagiert in alkalischer, wässriger Lösung zu Bromid und Bromat,BrO_3^-.
2. Manganat, MnO_4^{2-}, reagiert in saurer, wässriger Lösung zu Permanganat und Braunstein.
3. Stickstoffmonoxid, NO, reagiert in saurer, wässriger Lösung mit Nitrat zu Distickstofftetraoxid, N_2O_4.

7.2 Elektrolyse und Faradaysche Gesetze

Wichtige Größen der Elektrizität Elektrische Ladung wird mit dem Formelzeichen Q bezeichnet und wird in der Einheit C, Coulomb, nach dem französischen Physiker Charles Augustin de Coulomb (1736 – 1806), gemessen. Bewegen sich geladene Teilchen, so fließt ein elektrischer Strom. Die elektrische Stromstärke ist die Ladung, die in einer bestimmten Zeit durch eine Fläche, z.B. den Querschnitt eines Drahts, hindurch fließt. Sie wird mit dem Formelzeichen I bezeichnet und trägt die Einheit Ampère, A, nach dem französischen Physiker André-Marie Ampère (1775 – 1836). Es gilt:

$$I = \frac{Q}{t} \tag{7.3}$$

oder allgemeiner, um auch den Fall zeitlich schwankenden Stroms zu berücksichtigen

$$I = \frac{\mathrm{d}Q}{\mathrm{d}t} = \dot{Q}. \tag{7.4}$$

Für die Einheit 1 A gilt demnach 1 A = 1 C/s, in Worten: Ein Ampère ist die Stromstärke, bei der ein Coulomb Ladung innerhalb einer Sekunde fließt. Ein Elektron besitzt eine negative Elementarladung, –e, eine Proton eine positive Elementarladung, +e. Es gilt $1e = 1{,}602 \cdot 10^{-19}$ C.

Die Stromrichtung ist die Richtung, in der sich positiv geladene Teilchen bewegen bzw. wenn die bewegten Teilchen negativ geladen sind, die Gegenrichtung der Bewegung dieser Teilchen. Die elektrische Spannung, Formelzeichen U, kann man sich als den Druck vorstellen, der geladene Teilchen in Bewegung setzt, so dass ein Strom fließt. Die elektrische Spannung wird in der Einheit *Volt*, V, gemessen, benannt nach dem italienischen Physiker Alessandro Giuseppe Antonio Anastasio Volta (1745 – 1827). Statt Spannung wird oft der eigentlich allgemeinere Begriff *Potential* benutzt.

7.3: Exkurs: Weitere wichtige Größen der Elektrizität

Fließt eine Ladung von 1 C entlang einem Spannungsgefälle von 1 V, so wird eine Arbeit von 1 J (*Joule*, nach dem englischen Bierbrauer James Prescott Joule (1818 – 1889) verrichtet. Es gilt:

$$W = U \cdot Q \tag{7.5}$$

Da *Leistung* P (vom englischen Wort *Power*) definiert ist als Arbeit pro Zeit, gilt auch, dass ein Strom der Stärke 1 A, der ein Spannungsgefälle von 1 V entlang fließt, eine Leistung von 1 W (*Watt*, nach dem schottischen Erfinder James Watt, (1736 – 1819) hat. Je höher die Spannung U, desto höher der Strom I. Die beiden Größen sind proportional zueinander, $I \propto U$. Durch eine Konstante $1/R$ wird aus der Proportionalität eine Gleichung:

$$I = \frac{U}{R}. \tag{7.6}$$

Dabei nennt man R den Widerstand, gemessen in der Einheit Ω (Ohm), nach dem deutsche Physiker Georg Simon Ohm (1789 – 1854). Die Gleichung 7.6 nennt man *Ohmsches Gesetz*.

Geladene Teilchen, die sich bewegen und somit einen Strom erzeugen, sind oft Elektronen, insbesondere in metallischen Leitern, oder Ionen in einer Lösung oder Schmelze. Stoffe, die in Lösung oder in der Schmelze Ionenleitung ermöglichen, nennt man *Elektrolyte*.

Elektrolyse Die Elektrolyse ist ein Vorgang, bei dem durch elektrische Energie eine chemische Reaktion in Gang gesetzt wird. Es handelt sich dabei um Redoxreaktionen, denn durch das Anlegen einer elektrischen Spannung werden am Minuspol Elektronen zugeführt und somit eine Reduktion durchgeführt, am Pluspol werden Elektronen entzogen und somit eine Oxidation durchgeführt. Dabei tauchen elektrische Kontakte in eine Lösung oder Schmelze eines Elektrolyten. Die elektrischen Kontakte nennt man Elektroden. Die Elektrode, an der die Reduktion stattfindet, nennt man Kathode, die Elektrode, an der die Oxidation stattfindet, nennt man Anode. Bei der Elektrolyse ist damit der Minuspol die Kathode, der Pluspol die Anode. Beispiel: Eine wässrige Lösung von Kupfersulfat, $CuSO_4$, enthält die Ionen Cu^{2+} und ${SO_4}^{2-}$. An der Kathode wird Cu reduziert:

$$Cu^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Cu. \tag{7.7}$$

An der Anode wird nicht SO_4^{2-} oxidiert, denn dies ist nur schwer möglich. Statt dessen wird der Sauerstoff in den in Wasser vorhandenen OH^--Ionen zu O_2 oxidiert:

$$2\,OH^- \longrightarrow O_2 + 2\,H^+ + 4\,e^-. \tag{7.8}$$

Insgesamt erhält man die Reaktion

$$2\,Cu^{2+} + 2\,OH^- \longrightarrow 2\,Cu + O_2 + 2\,H^+. \tag{7.9}$$

Diese Reaktion würde ohne das Zuführen elektrischer Energie durch die Elektrolyse nicht ablaufen.

Faradaysche Gesetze Welche Masse eines Stoffs, z.B. Kupfer im obigen Beispiel gemäß Gleichung 7.9, kann durch Elektrolyse abgeschieden werden? Antwort darauf geben die Faradayschen Gesetze. Der englische Physiker Michael Faraday (1791 – 1867), fand 1834 heraus, dass die Masse des in einer Elektrolyse abgeschiedenen Stoffs proportional zur Ladung ist, die durch den Elektrolyten geflossen ist. Es gilt:

$$m \propto Q. \tag{7.10}$$

Mit Gleichung 7.3 kann man auch

$$m \propto I \cdot t \tag{7.11}$$

schreiben. Dieser Zusammenhang wird als *1. Faradaysches Gesetz* bezeichnet.

Weiter stellte Faraday fest, dass die abgeschiedene Masse proportional zur molaren Masse des abgeschiedenen Stoffs ist und umgekehrt proportional zur *Wertigkeit der Ionen*, heute würde man sagen zu deren Ladungszahl z:

$$m \propto M \text{ und } m \propto 1/z, \text{ zusammengefasst } m \propto \frac{M}{z}. \tag{7.12}$$

Diese Zusammenhänge werden als 2. Faradaysches Gesetz bezeichnet.

Fasst man die beiden Faradayschen Gesetze zusammen, so erhält man

$$m \propto \frac{M \cdot I \cdot t}{z}. \tag{7.13}$$

Aus einer Proportionalität erhält durch Einführung einer Proportionalitätskonstante eine Gleichung. Setzt man für die Proportionalitätskonstante $1/F$, bekommt man

$$m = \frac{M \cdot I \cdot t}{z \cdot F}. \tag{7.14}$$

Dabei muss die Konstante F die Dimension $C/mol = As/mol$ besitzen. Sie besitzt den Wert $F = 96\,485\,\mathrm{C/mol}$.

Aus heutiger Sicht lassen sich die Gleichung 7.14 und der Wert von F aus theoretischen Erwägungen herleiten: Die Stoffmenge n von einer bestimmten Menge Ionen kann man an ihrer Ladung messen: Einfach geladene Ionen besitzen die Ladung $N_A \cdot e$ pro Stoffmenge. Es gilt:

$$n = \frac{Q}{e \cdot N_A} \tag{7.15}$$

Um den Faktor z mehrfach geladene Ionen besitzen die Ladung $N_A \cdot e \cdot z$. Für Ionen mit der Ladungszahl z gilt:

$$n = \frac{Q}{z \cdot e \cdot N_A} \tag{7.16}$$

und mit der Beziehung $m = M \cdot n$ zwischen der Stoffmenge und der Masse eines Stoffs

$$m = \frac{M \cdot Q}{z \cdot e \cdot N_A} = \frac{M \cdot I \cdot t}{z \cdot e \cdot N_A}. \tag{7.17}$$

Vergleicht man dies mit der obigen Gleichung 7.14, so sieht man, dass für die Faraday-Konstante gilt

$$F = e \cdot N_A. \tag{7.18}$$

7.3 Galvanische Zellen

Aufbau einer galvanischen Zelle Löst man Kupfersulfat, $CuSO_4$ in Wasser, so liegen in der Lösung Kupferionen, Cu^{2+} und Sulfationen, SO_4^{2-}. vor Wirft man ein Stück Zink, Zn, in eine Lösung von Kupfersulfat, so wird das Zinkstück mit Kupfer überzogen. Es läuft folgende Reaktion ab:

$$\mathrm{Cu^{2+} + Zn \longrightarrow Cu + Zn^{2+}}. \tag{7.19}$$

Zink geht dabei als Zinkionen in Lösung. Elektronen wandern von Zn-Atomen zu Cu^{2+}-Ionen. Dies kann man nutzen, um einen elektrischen Strom fließen zu lassen. Dafür muss man das Stück Zink räumlich von der Kupfersulfatlösung trennen, diese müssen aber elektrisch leitend verbunden sein. Eine Möglichkeit könnte so aussehen: Eine Zink-Elektrode taucht in eine Lösung von Zinksulfat, $ZnSO_4$ und eine Kupferelektrode in eine Lösung von Kupfersulfat. Die beiden Lösungen sind durch eine poröse Wand getrennt, die eine Vermischung der Lösungen verhindert (Abbildung 7.1).

An der Zink-Elektrode (Anode) gehen Zn-Atome als Zn^{2+}-Ionen in Lösung: $\mathrm{Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2\,e^-}$. Die in der Elektrode übrig gebliebenen Elektronen wandern über die Leitung zur Kupferelektrode (Kathode) und entladen dort Kupferionen aus der Lösung: $\mathrm{Cu^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Cu}$. Ein solcher Aufbau heißt *galvanische Zelle*. Der Name leitet sich von dem italienischen Arzt und Naturforscher Luigi Aloisio Galvani (1737 – 1798), ab, der grundlegende Forschungen betrieb, die später zur Erfindung der galvanischen Zellen führten.

Eine galvanische Zelle wird in Kurzform notiert, indem man die beteiligten Stoffe aufzählt und an jeder Grenze einen senkrechten Strich notiert. Die Aggregatzustände werden in Klammern notiert, wobei s (*solidus*) für *fest*, l (*liquidus*) für *flüssig* und g (*gasus*) für *gasförmig* steht. Oft kommen

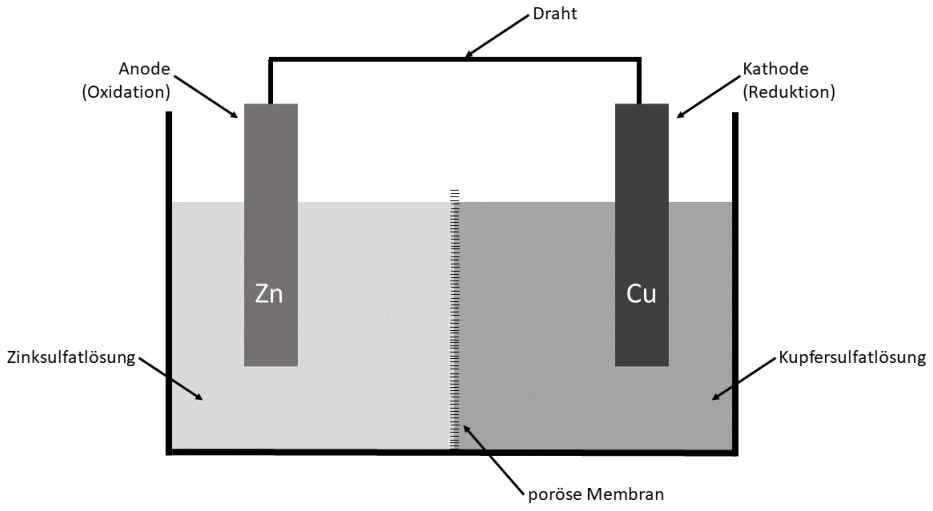


Abbildung 7.1: Galvanische Zelle

Stoffe in wässriger Lösung vor, was dann als *aq* (*aqua*) geschrieben wird. Die abgebildete Zelle wird somit notiert als $Zn(s)|Zn^{2+}(aq)|Cu^{2+}(aq)|Cu(s)$. Die galvanische Zelle mit einem Zn/Zn^{2+}-System und einem Cu/Cu^{2+}-System nennt man *Daniell-Element*, nach dem englischen Physiker John Frederic Daniell (1790 – 1845).

Ein Teilsystem aus Elektrode und Salzlösung nennt man *Halbzelle*. Die beiden Halbzellen müssen nicht mit einer porösen Wand miteinander verbunden sein. Sie können auch räumlich getrennt werden und der elektrische Kontakt kann durch eine *Salzbrücke* hergestellt werden. Eine Salzbrücke kann ein mit einer Lösung einer Ionenverbindung gefülltes Rohr sein (Abbildung 7.2) oder auch, einfacher zu bauen, ein mit einer Lösung einer Ionenverbindung getränktes Papier.

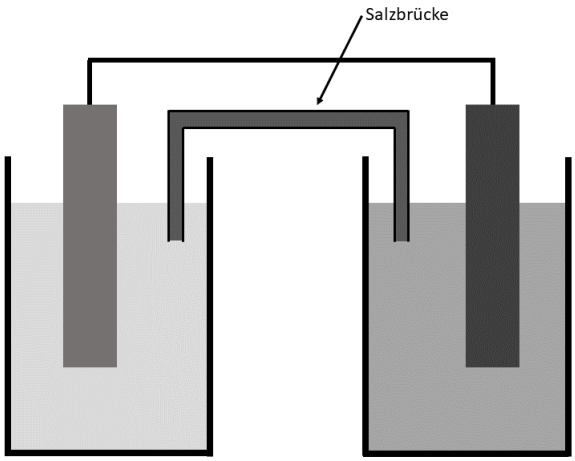


Abbildung 7.2: Galvanische Zelle mit Salzbrücke

In der symbolischen Schreibweise wird eine Salzbrücke als Doppelstrich, ||, notiert. Die galvanische Zelle in Abbildung 7.2 wird, wenn wieder das Zn/Zn^{2+} und das Cu/Cu^{2+} zum Einsatz kommen, so notiert: $Zn(s)|Zn^{2+}(aq)||Cu^{2+}(aq)|Cu(s)$.

Galvanische Zellen im Alltag Der Strom in der Leitung kann dafür genutzt werden, elektrische Leistung zu erbringen, z.B. könnte man ein Lämpchen in die Leitung setzen, das dann leuchtet. (Abbildung 7.3). Das bedeutet, galvanische Zellen können als *mobile Kraftwerke* benutzt werden, die elektrische Energie liefern. Man bezeichnet so genutzte galvanische Zellen kurz als *Zellen*. Hintereinander geschaltete galvanische Zellen, die in ein gemeinsames Gehäuse eingebaut sind, nennt man *Batterien*. Umgangssprachlich ist es üblich, immer von *Batterien* zu sprechen, auch wenn nur eine einzelne Zelle

vorliegt. Eine Zelle wird als *leer* bezeichnet, wenn sie keine elektrische Energie mehr liefern kann, weil eines der Edukte verbraucht ist. Im Beispiel wäre das der Fall, wenn entweder alles Zink als Zn^{2+} in Lösung gegangen ist oder alles Cu^{2+} in Kupfer umgewandelt ist.

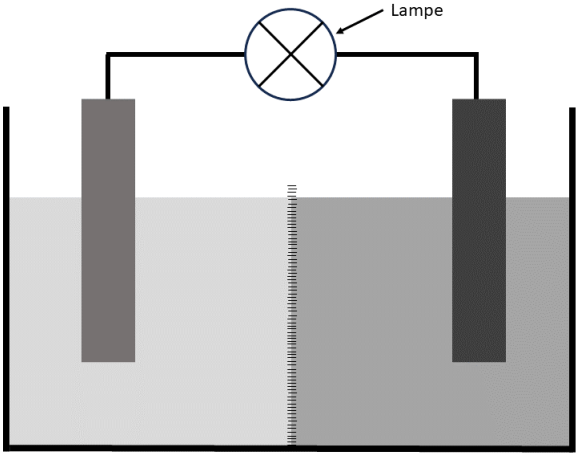


Abbildung 7.3: Galvanische Zelle mit Verbraucher

Bei manchen galvanischen Zellen kann man nach der *Entladung*, also dem Verbrauch von elektrischer Energie, durch das Anlegen einer äußeren Spannung die abgelaufene chemische Reaktion wieder rückgängig machen. Man führt dafür eine Elektrolyse durch. Danach kann die Zelle wieder elektrische Energie liefern. Solche Zellen und Zusammenschaltungen solcher Zellen nennt man *Akkumulatoren* oder kurz *Akkus* oder *aufladbare Batterien*.

7.8: Kontrollaufgabe: Anode und Kathode

Bei einer galvanischen Zelle ist die Anode die Elektrode, an der das negative Potential auftritt. Sie ist der Minus-Pol. Die Kathode ist der Plus-Pol. Nennen Sie die Namen der Elektroden, an denen bei der Elektrolyse die negative bzw. positive Spannung angelegt wird.
Erläutern Sie, warum man bei einem Akku besser von *Plus-Pol* und *Minus-Pol* als von *Kathode* und *Anode* spricht.

Elektrodenmaterial und Elektrolyt Die Kathode in der in Abbildung 49 und 50 dargestellten galvanischen Zelle besteht aus Kupfer. In der Reaktionsgleichung

$$Zn + Cu^{2+} \longrightarrow Zn^{2+} + Cu \tag{7.19}$$

tritt Kupfer, Cu, nicht als Edukt auf. Dies bedeutet, dass die Elektrode nicht aus Kupfer bestehen muss. Die galvanische Zelle funktioniert genauso, wenn man eine Kathode aus Gold benutzt. Allerdings ist das Material nicht beliebig: Das Elektrodenmaterial muss elektrisch leitend sein und ist daher meistens ein Metall. Es darf kein Material sein, das mit den Cu^{2+}-Ionen in der Lösung reagiert. Würde man z.B. eine Zink-Elektrode benutzen, dann würde die Reaktion 7.19 direkt an der Zn-Elektrode stattfinden und es würde kein Strom durch die äußere Leitung fließen.

In der Reaktionsgleichung 7.19 tritt Zn^{2+} nicht als Edukt auf. Daher müssen zu Beginn keine Zn^{2+}-Ionen vorliegen. Die Zn-Anode muss aber in eine elektrisch leitende Flüssigkeit tauchen, d.h. in eine Lösung oder Schmelze einer Ionenverbindung. Eine solche Flüssigkeit nennt man Elektrolyt. Statt einer $ZnSO_4$-Lösung kann man auch beispielsweise eine NaCl-Lösung benutzen. Die Lösung darf aber keine Ionen enthalten, die direkt mit dem Zink reagieren. Würde man beispielsweise eine $CuSO_4$-Lösung verwenden, dann würde die Cu^{2+}-Ionen aus der Lösung mit dem Zink der Elektrode reagieren und es würde kein Strom durch die äußere Leitung fließen.

Die elektrochemische Spannungsreihe Welche Spannung liefert eine galvanische Zelle? Die Spannung einer galvanischen Zelle ist abhängig von der Art der beteiligten Stoffe. So haben bei sonst gleichen Bedingungen die Zellen
$Zn(s)|Zn^{2+}(aq)||Cu^{2+}(aq)|Cu(s)$ (Daniell-Element) und
$Zn(s)|Zn^{2+}(aq)||Ag^{+}(aq)|Ag(s)$
verschiedene Spannungen. Die Spannung ist außerdem abhängig von der Konzentration der Ionen in der Lösung und von der Temperatur.

Im Folgenden soll zunächst der Einfluss der beteiligten Stoffe untersucht werden. Daher werden die Einflüsse von Konzentrationen und Temperatur ausgeschaltet, indem diese Größen konstant gehalten werden. Üblicherweise setzt man dafür alle Ionenkonzentrationen auf 1 mol/L und die Temperatur 25 °C. Die Spannung einer galvanischen Zelle ist außerdem davon abhängig, wie groß der Strom ist und damit vom Widerstand in der äußeren Leitung. Eine kurzgeschlossene galvanische Zelle, d.h. eine Zelle, bei der Anode und Kathode durch einen Draht verbunden sind, (z.B. wie in Abbildungen 7.1 und 7.2) hat keine Spannung. Eine Zelle wie in Abbildung 7.3 mit einem Verbraucher, der einen elektrischen Widerstand besitzt, hat eine von Null verschiedene Spannung. Die Spannung wird am größten, wenn der Widerstand unendlich wird, d.h. wenn Kathode und Anode nicht miteinander verbunden sind und die Spannung mit einem perfekten Voltmeter gemessen wird, über das kein Strom fließt. Diese maximal mögliche Spannung einer galvanischen Zelle nennt man *elektromotorische Kraft*, kurz *EMK*.

Beachten Sie, dass die EMK keine Kraft sondern eine Spannung ist. Der Begriff *elektromotorische Kraft* ist sehr unglücklich gewählt. Als Formelzeichen schreibt man für die EMK den Buchstaben E. Auch das ist unglücklich: Die elektromotorische Kraft ist eine Spannung und müsste als solche mit U notiert werden. Der Buchstabe E hat in der Physik bereits die Bedeutung von *Energie* oder auch, als vektorielle Größe, *elektrische Feldstärke*.

Die EMK bei Standardbedingungen wird mit E^0 oder EMK^0 bezeichnet. Es gilt

$$\begin{aligned} EMK^0(Zn(s)|Zn^{2+}aq)||Cu^{2+}(aq)|Cu(s)) &= 1,10V \\ EMK^0(Zn(s)|Zn^{2+}(aq)||Ag^{+}(aq)|Ag(s)) &= 1,56V \\ EMK^0(Cu(s)|Cu^{2+}(aq)||Ag^{+}(aq)|Ag(s)) &= 0,46V. \end{aligned} \tag{7.20}$$

Man kann erkennen, dass die EMK additiv ist: Das Zn-Cu-System liefert eine E^0 von 1,10 V, das Cu-Ag-System eine E^0 von 0,46 V. Damit lässt sich errechnen, dass das Zn-Ag-System eine E^0 von 1,10 V + 0,46 V = 1,56 V besitzt. Dadurch muss man die E^0 nicht für jede Kombination von Halbzellen angeben. Es genügt, das Potential einer Halbzelle als Referenz festzulegen und dann alle E^0 für die Kombination mit dieser Referenz anzugeben. Alle weiteren E^0 können dann errechnet werden.

Als Referenzelektrode, deren Standard-Potential E^0 man willkürlich auf 0 V festgelegt hat und im Vergleich zu der man alle anderen E^0 angibt, ist die Standard-Wasserstoffelektrode. An ihr läuft die Reaktion

$$H_2 \longrightarrow 2\,H^+ + 2\,e^- \tag{7.21}$$

(oder umgekehrt) ab. Dabei wird eine Platinelektrode mit gasförmigen Wasserstoff umspült. Diese Halbzelle wird folgendermaßen notiert: $Pt(s)|H_2(g)|H^+(aq)$. Bei der Standard-Wasserstoffelektrode muss die Konzentration von H^+-Ionen in der Lösung 1 mol/L betragen und der Druck des Wasserstoffgases an der Platinelektrode muss 1013 hPa betragen. In Tabelle 7.1 sind einige E^0 angegeben.

Ordnet man die Redoxpaare wie in Tabelle 7.1 nach E^0, so nennt man diese geordnete Liste die *elektrochemische Spannungsreihe*. Man kann mit ihr vorhersagen, ob eine Reaktion spontan abläuft oder nicht. *Spontan* heißt ohne Zuführung elektrischer Energie, d.h. ohne Elektrolyse.

Eine oxidierte Form, die in der elektrochemischen Spannungsreihe weit oben steht, ist ein besseres Oxidationsmittel als eine oxidierte Form, die weiter unten steht. Beispielsweise ist $F_2(g)$ ein sehr starkes Oxidationsmittel. $Au^+(aq)$ ist ebenfalls ein starkes Oxidationsmittel, aber nicht ganz so stark wie $F_2(g)$. Na^+ ist ein sehr schwaches Oxidationsmittel.

Umgekehrt gilt: Eine reduzierte Form, die in der Spannungsreihe weit oben steht, ist ein schwächeres Reduktionsmittel, als eine reduzierte Form, die weiter unten steht. Z.B. ist $F^-(aq)$ ein extrem schwaches Reduktionsmittel, Au(s) ist ein nur wenig besseres Reduktionsmittel, dagegen ist Li(s) ein sehr starkes

Reduktionsmittel.

$Cu^{2+}(aq)$ und Zn(s) können spontan zu Cu(s) und $Zn^{2+}(aq)$ reagieren, weil das $Cu_2{}^+/Cu$-System, in der elektrochemischen Spannungsreihe höher steht als das Zn^{2+}/Zn-System. Man kann sagen, $Cu^{2+}(aq)$ ist ein besseres Oxidationsmittel als $Zn^{2+}(aq)$. Daher kann Cu^{2+} das Zn zu Zn^{2+} oxidieren, das entstandene Zn^{2+} aber nicht das Cu oxidieren. Dagegen reagieren Cu^{2+} und Ag nicht miteinander, da das Cu^{2+}/Cu unter dem Ag^+/Ag-System steht:

$$Cu^{2+}(aq) + Zn(s) \longrightarrow Cu(s) + Zn^{2+}(aq), \tag{7.22}$$

aber

$$Cu^{2+}(aq) + 2\,Ag(s) \not\longrightarrow Cu(s) + 2\,Ag^+(aq). \tag{7.23}$$

7.9: Kontrollaufgabe: Anwendung der elektrochemischen Spannungsreihe

Bestimmen Sie, ob folgende Reaktionen spontan ablaufen können.

1. $Au(s) + Ag^+(aq) \longrightarrow Au^+(aq) + Ag(s)$
2. $Ag(s) + Au^+(aq) \longrightarrow Ag^+(aq) + Au(s)$
3. $2\,Al(s) + 3\,Zn^{2+}(aq) \longrightarrow 2\,Al^{3+}(aq) + 3\,Zn(s)$
4. $F_2(g) + 2\,Cl^-(aq) \longrightarrow 2\,F^-(aq) + Cl_2(g)$
5. $I_2(s) + 2\,Br^-(aq) \longrightarrow 2\,I^-(aq) + Br_2(l)$
6. $2\,Cu^+(aq) \longrightarrow Cu^{2+}(aq) + Cu(s)$ (bei Schwierigkeiten mit dieser Aufgabe: weiterlesen)

Disproportionierung von Cu^+ in wässriger Lösung Die Reaktion

$$2\,Cu^+(aq) \longrightarrow Cu^{2+}(aq) + Cu(s) \tag{7.24}$$

könnte man auch schreiben als

$$Cu^+(aq) + Cu^+(aq) \longrightarrow Cu^{2+}(aq) + Cu(s). \tag{7.25}$$

Nun muss man die Systeme Cu+/Cu und Cu^{2+}/Cu+ vergleichen: Das erstere steht mit 0,52 V höher als das zweite mit 0,16 V. Daher läuft die Reaktion spontan ab. Das bedeutet, dass Cu^+ in wässriger Lösung immer nur in kleinen Konzentrationen vorkommen kann, der größte Teil disproportioniert in Cu und Cu^{2+}.

7.10: Kontrollaufgabe: Stabilität von Fe^{2+}

Beurteilen Sie, ob Fe^{2+} in wässriger Lösung existieren kann, oder ob es größtenteils in Fe^{3+} und Fe disproportioniert.

Die Nernst-Gleichung Aus den Standardpotentialen lassen sich nur EMK bei 25 °C und Konzentrationen von 1 mol/L und Gasdrucken von 1013 hPa berechnen. Diese Einschränkung kann man mit der

[1] Das Potential Fe^{2+}/Fe wird in mancher Literatur auch mit −0,41 V angegeben. Es ist den Autoren ohne aufwändige Studien der Originalliteratur nicht möglich, zu entscheiden, welcher Wert korrekt ist.

Nernst-Gleichung überwinden. Die Herleitung der Nernst-Gleichung erfordert Kenntnisse der Thermodynamik und soll daher hier unterbleiben. Die Nernst-Gleichung lautet:

$$E = E^0 - \frac{RT}{zF} \cdot \ln Q. \tag{7.26}$$

Dabei ist $R = 8{,}3143\,\frac{\mathrm{J}}{\mathrm{mol \cdot K}}$ die allgemeine Gaskonstante, T die absolute Temperatur, z die Ladungszahl und F die Faraday-Konstante. Q ist der *Reaktionsquotient*. Beim Reaktionsquotienten stehen im Zähler die Reduzierte Form der betrachteten Spezies, im Nenner die oxidierte Form der betrachteten Spezies. Bei gelösten Stoffen wird dabei die Konzentration dividiert durch mol/L eingesetzt, bei Gasen der Druck dividiert durch 1013hPa. Diese Werte, durch die dividiert wird, sind die genau die Werte, welche in die Berechnung von E^0 eingehen. Feststoffe werden mit der Zahl 1 eingesetzt.

Beispiel: Wie groß ist E einer Halbzelle $\mathrm{Zn(s)|Zn^{2+}(aq)}$ bei einer $\mathrm{Zn^{2+}}$-Konzentration von 0,15 mol/L bei 10°C? Es ist $E^0 = -0{,}76\,\mathrm{V}$, $R = 8{,}3143\,\frac{\mathrm{J}}{\mathrm{mol \cdot K}}$, $T = 283\,\mathrm{K}$, $z = 2$ und $F = 96\,485\,\mathrm{C/mol}$. Für Q gilt: In den Zähler geht der Feststoff Zn ein, in den Nenner die Konzentration von $\mathrm{Zn^{2+}}$, dividiert durch mol/L, also 0,15. Somit gilt:

$$E = -0,76V - \frac{8{,}3143\,\frac{\mathrm{J}}{\mathrm{mol \cdot K}}}{2 \cdot 64\,865\,\frac{\mathrm{C}}{\mathrm{mol}}} \cdot \ln \frac{1}{0,15} = -0{,}78\,\mathrm{V}. \tag{7.27}$$

Ist man nicht an der Temperaturabhängigkeit interessiert, dann kann man die Größe $\frac{RT}{F}$ für $T = 298\,\mathrm{K}$ ausrechnen und fest einsetzen. Rechnet man außerdem vom natürlichen Logarithmus $\ln$ in den dekadischen Logarithmus lg um, so erhält man die etwas einfachere Gleichung

$$E = E^0 - \frac{-0{,}059\,\mathrm{V}}{z} \cdot \lg Q \tag{7.28}$$

Dazu ein weiteres Beispiel: Wie groß ist E einer Halbzelle $\mathrm{Pt|H_2(g)|H^+(aq)}$ bei einer $\mathrm{H^+}$-Konzentration von $c = 0{,}20\,\mathrm{mol/L}$ und einen Druck des Wasserstoffs von $p(H2) = 700\,\mathrm{hPa}$ bei $T = 25\,°\mathrm{C}$?

$$E = 0{,}000\,\mathrm{V} - \frac{0{,}059\,\mathrm{V}}{1} \cdot \lg \frac{\frac{700\,\mathrm{hPa}}{1013\,\mathrm{hPa}}}{0,20} = -0{,}032\,\mathrm{V} \tag{7.29}$$

Und noch ein Beispiel: Welche EMK hätte die Zelle $\mathrm{Pt(s)|H_2(g)|H^+(aq)||Cu^{2+}(aq)|Cu(s)}$ bei $T = 25\,°\mathrm{C}$, $c(\mathrm{Cu^{2+}}) = 0{,}050\,\mathrm{mol/L}$ und $p(\mathrm{H_2}) = 700\,\mathrm{hPa}$? Antwort: Das Potential der Wasserstoffhalbzelle bei diesen Bedingungen wurde bereits im vorigen Beispiel zu $-0{,}032\,\mathrm{V}$ bestimmt. Für die andere Halbzelle ergibt sich

$$E = 0{,}34\,\mathrm{V} - \frac{0{,}059\,\mathrm{V}}{2} \cdot \lg \frac{1}{0,05} = 0{,}30\,\mathrm{V} \tag{7.30}$$

Für die EMK der galvanischen Zelle aus diesen beiden Halbzellen gilt dann $E = 0{,}30\,\mathrm{V} - (-0{,}032\,\mathrm{V}) \approx 33\,\mathrm{V}$.

Überspannung Möchte man Reaktionen durchführen, die gemäß der elektrochemischen Spannungsreihe nicht spontan ablaufen, dann muss man diese Reaktion durch Anlegen einer elektrischen Spannung *erzwingen*. Dies ist die Elektrolyse, die in Abschnitt 7.2 bereits besprochen wurde. Aus den Potentialen in Tabelle 7.1 kann man die für die Elektrolyse mindestens erforderliche Spannung berechnen. Liegen keine Standardkonzentrationen vor, braucht man dazu auch die Nernst-Gleichung.

Die in der Praxis benötigten Spannungen sind aber deutlich höher. Diese zusätzlich nötige Spannung nennt man *Überspannung*. Der Wert der Überspannung hängt nicht nur vom betrachteten Redox-System ab, sondern auch vom Elektrodenmaterial und der Stromdichte und ist daher nur schwer berechenbar. Außerdem muss der elektrische Widerstand der Elektrolysezelle berücksichtigt werden.

Elektrolysiert man Gemische, so kann man ohne die Kenntnis der Überspannungen der verschiedenen möglichen Elektrodenreaktionen nicht berechnen, welche Reaktionen tatsächlich ablaufen werden. Beispiel: Elektrolysiert man eine wässrige NaCl-Lösung der Konzentration 1,0 mol/L, so scheidet sich

an der Kathode Wasserstoff ab gemäß

$$2\,H^+(aq) + 2\,e^- \longrightarrow H_2(g). \tag{7.31}$$

Die Reaktion

$$Na^+(aq) + e^- \longrightarrow Na\,(s) \tag{7.32}$$

läuft nicht ab, da Na^+ viel schwerer zu reduzieren ist als H^+. An der Anode müsste die Reaktion

$$2\,OH^-(aq) \longrightarrow O_2(g) + 2\,H^+(aq) + 4\,e^- \tag{7.33}$$

ablaufen. Tatsächlich ist aber meistens die Überspannung von dieser Reaktion so groß, dass statt dessen die Reaktion

$$2\,Cl^-(aq) \longrightarrow Cl_2(g) + 2\,e^- \tag{7.34}$$

abläuft.

System	**Reduktions-Halbreaktion**	E^0 **in V**
F_2/F^-	$F_2(g) + 2\,e^- \longrightarrow 2\,F^-(aq)$	$+2,87$
$SO_4^{2-}/S_2O_8^{2-}$	$SO_4^{2-}(aq) + 2\,e^- \longrightarrow S_2O_8^{2-}(aq)$	$+2,01$
Au^+/Au	$Au^+(aq) + e^- \longrightarrow Au(s)$	$+1,69$
Cl_2/Cl^-	$Cl_2(g) + 2\,e^- \longrightarrow 2\,Cl^-(aq)$	$+1,36$
Pt^{2+}/Pt	$Pt^{2+}(aq) + 2\,e^- \longrightarrow Pt(s)$	$+1,20$
Br_2/Br^-	$Br_2(l) + 2\,e^- \longrightarrow 2\,Br^-(aq)$	$+1,09$
$O_2 + 2\,H_2O/4\,OH^-$	$O_2 + 2\,H_2O + 4\,e^- \longrightarrow 4\,OH^-(aq)$	$+0,82$
Ag^+/Ag	$Ag^+(aq) + e^- \longrightarrow Ag(s)$	$+0,80$
Fe^{3+}/Fe^{2+}	$Fe^{3+}(aq) + e^- \longrightarrow Fe^{2+}(aq)$	$+0,77$
I_2/I^-	$I_2(s) + 2\,e^- \longrightarrow 2\,I^-(aq)$	$+0,54$
Cu^+/Cu	$Cu^+(aq) + e^- \longrightarrow Cu(s)$	$+0,52$
Cu^{2+}/Cu	$Cu^{2+}(aq) + 2\,e^- \longrightarrow Cu(s)$	$+0,34$
Cu^{2+}/Cu^+	$Cu^{2+}(aq) + e^- \longrightarrow Cu^+(aq)$	$+0,16$
Sn^{4+}/Sn^{2+}	$Sn^{4+}(aq) + 2\,e^- \longrightarrow Sn^{2+}(aq)$	$+0,14$
H^+/H_2	$2\,H^+(aq) + 2\,e^- \longrightarrow H_2(g)$	$0,0$ (per Definition)
Fe^{3+}/Fe	$Fe^{3+}(aq) + 3\,e^- \longrightarrow Fe(s)$	$-0,04$
Pb^{2+}/Pb	$Pb^{2+}(aq) + 2\,e^- \longrightarrow Pb(s)$	$-0,13$
Sn^{2+}/Sn	$Sn^{2+}(aq) + 2\,e^- \longrightarrow Sn(s)$	$-0,14$
Fe^{2+}/Fe	$Fe^{2+}(aq) + 2\,e^- \longrightarrow Fe(s)$	$-0,44$ [1]
Cr^{3+}/Cr	$Cr^{3+}(aq) + 3\,e^- \longrightarrow Cr(s)$	$-0,74$
Zn^{2+}/Zn	$Zn^{2+}(aq) + 2\,e^- \longrightarrow Zn(s)$	$-0,76$
Al^{3+}/Al	$Al^{3+}(aq) + 3\,e^- \longrightarrow Al(s)$	$-1,66$
Mg^{2+}/Mg	$Mg^{2+}(aq) + 2\,e^- \longrightarrow Mg(s)$	$-2,36$
Na^+/Na	$Na^+(aq) + e^- \longrightarrow Na(s)$	$-2,71$
Ca^{2+}/Ca	$Ca^{2+}(aq) + 2\,e^- \longrightarrow Ca(s)$	$-2,87$
K^+/K	$K^+ + e^- \longrightarrow K$	$-2,93$
Li^+/Li	$Li^+ + e^- \longrightarrow Li$	$-3,05$

Tabelle 7.1: Elektrochemische Spannungsreihe. Eine ausführlichere elektrochemische Spannungsreihe finden Sie auf Wikipedia.

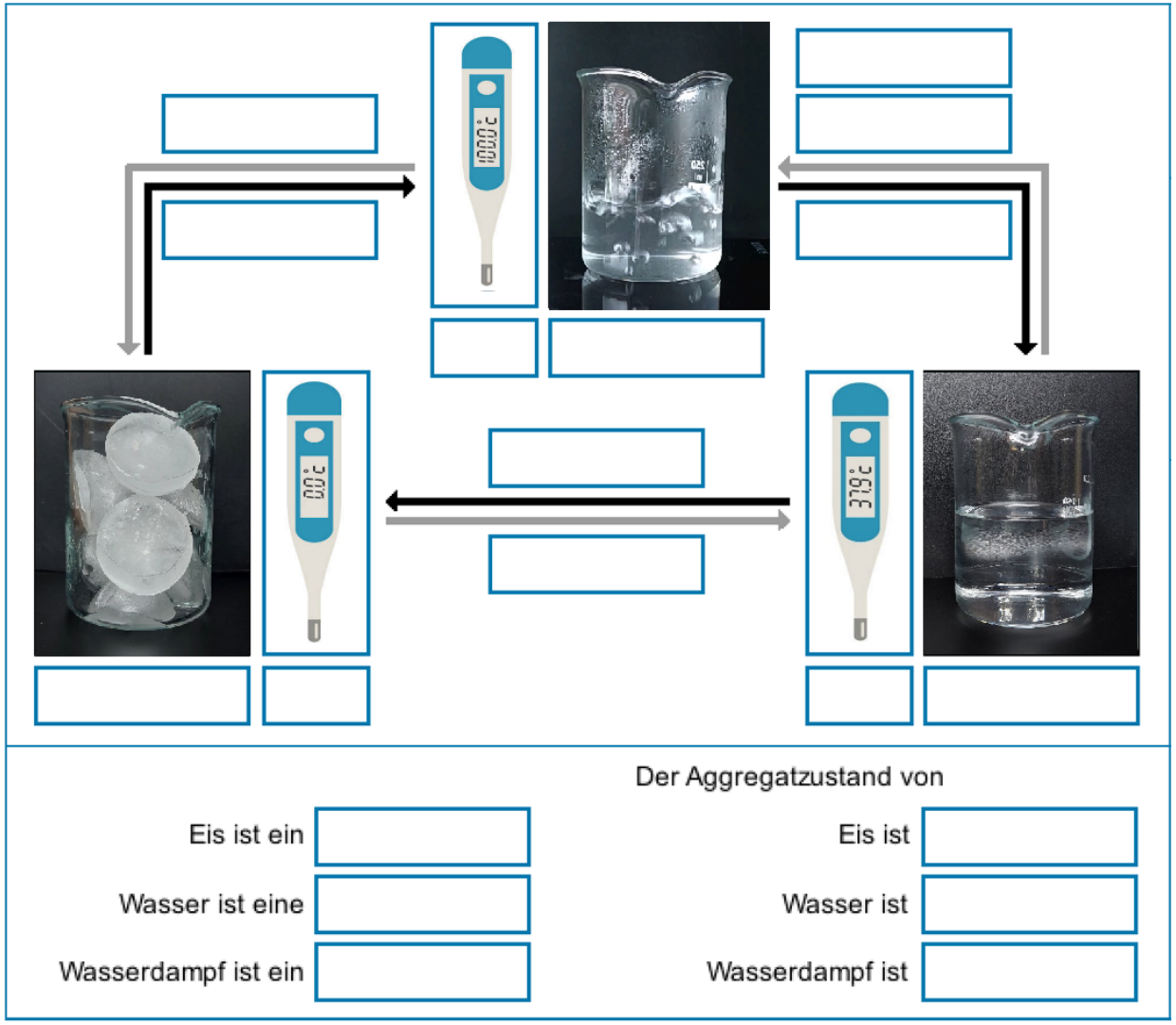
8 Aufgaben

Dieses Kapitel fehlt noch. Wir werden es nach und nach ergänzen.

8.1 Aufgaben zu Kapitel 1: Grundlagen

Aggregatzustände und ihre Veränderungen

Aufgabe: Schreiben Sie die passenden Begriffe in die leeren Felder.



schmelzen
sieden
erstarren
0 °C
100 °C
flüssig
verdampfen
flüssiges Wasser
Feststoff
Gas
kondensieren
sublimieren
resublimieren
> 0 °C ; < 100 °C
fest
gasförmig
Wassereis
Wasserdampf
Flüssigkeit

8.2 Aufgaben zu Kapitel 2: Quantitative Beziehungen

8.2.1 Aufgaben zur Stöchiometrie

Aufgabe 1

Aluminium reagiert mit Chlorwasserstoff (HCl) zu Aluminiumchlorid ($AlCl_3$) und Wasserstoff (H_2).

1. Berechnen Sie die Masse von Aluminiumchlorid, die sich aus 1,00 kg Aluminium erzeugen lässt.
2. Berechnen Sie die Masse von Chlorwasserstoff, die man benötigt, um 1,00 kg Aluminium in dieser Reaktion umzusetzen.

Aufgabe 2

Aluminiumcarbid (Al_4C_3) reagiert mit Wasser zu Aluminiumhydroxid ($Al(OH)_3$) und Methan (CH_4). Die Reaktion soll genutzt werden, um 50,0 g Methan herzustellen.

1. Berechnen Sie die Masse von Aluminiumcarbid, die dafür benötigt wird.
2. Berechnen Sie das Volumen von Wasser (bei 4,0 °C), das dafür benötigt wird. (Dichte von Wasser: $\rho = 1,00 g/cm3$ bei 4,0 °C)
3. Berechnen Sie die Masse von Aluminiumhydroxid, die dabei entsteht.

Aufgabe 3

Es liegen 2,50 g Fluor (F_2) und 2,50 g Natriumhydroxid (NaOH) vor. Die beiden Stoffen werden zur Reaktion gebracht. Dabei entstehen Sauerstofffluorid (OF_2), Natriumfluorid (NaF) und Wasser.

1. Begründen Sie mit Hilfe einer Rechnung, von welchem der Edukte etwas übrig bleibt. Berechnen Sie auch die Masse des Edukts, das übrig bleibt.
2. Berechnen Sie die Masse des entstehenden Sauerstofffluorids.

Aufgabe 4

6,00 g Calciumphosphid (Ca_3P_2) und 1,80 g Wasser werden zur Reaktion gebracht. Es entstehen Phosphin (PH_3) und Calciumhydroxid ($Ca(OH)_2$).

- Begründen Sie mit Hilfe einer Rechnung, von welchem der Edukte etwas übrig bleibt. Berechnen Sie auch die Masse des Edukts, das übrig bleibt.
- Berechnen Sie die Masse des entstehenden Phosphins.

Aufgabe 5

Ein Gemisch von Ethan (C_2H_6) und Propan (C_3H_8) wird mit Sauerstoff vollständig verbrannt. Dabei entstehen 12,50 g CO_2 und 7,20 g H_2O. Berechnen Sie, wie viel Prozent Ethan das Gemisch bezüglich der Stoffmenge enthält.

8.3 Aufgaben zu Kapitel 3: Der Aufbau der Atome

8.4 Aufgaben zu Kapitel 4: Die chemische Bindung

8.5 Aufgaben zu Kapitel 5: Das chemische Gleichgewicht

8.6 Aufgaben zu Kapitel 6: Säuren und Basen

8.7 Aufgaben zu Kapitel 7: Elektrochemie

Aufgabe 1

Schreiben Sie hinter die Reaktionsgleichungen, ob es sich dabei um Redoxreaktionen handelt. Geben Sie bei den Redoxreaktionen auch die korrespondierenden RedOx-Paare an.

$$Mg_3N_2 + 6\,H_2O \longrightarrow 3\,Mg(OH)_2 + 2\,NH_3$$

$$Cu + 4\,HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2\,NO_2 + 2\,H_2O$$

$$MnO_2 + 4\,HCl \longrightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2\,H_2O$$

$$Ca_3(PO_4)_2 + 3\,SiO_2 \longrightarrow 3\,CaSiO_3 + P_2O_5$$

$$H_2S + I_2 \longrightarrow S + 2\,HI$$

$$2\,NaCl + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2\,HCl$$

Aufgabe 2

RedOx-Reaktionen - Lückentext

Eine ..... ist eine chemische Reaktion, bei der sich die Oxidationszahl eines oder mehrerer Atome eines Stoffes verringert. Chemische Reaktionen, bei denen sich die Oxidationszahl eines oder mehrerer Atome erhöht, bezeichnet man als ..... . Laufen die Reaktionen gleichzeitig ab, spricht man von einer ..... . Bei der Reaktion von Kupfer(II)oxid und Kohlenstoff gibt das ..... seinen Sauerstoff ab, wodurch sich die Oxidationszahl des ..... erniedrigt, und ermöglicht dadurch die ..... des Kohlenstoffs. Kupferoxid bezeichnet man deshalb als Oxidationsmittel. Der Kohlenstoff reagiert mit dem Sauerstoff zu ..... . Da der Kohlenstoff auf diese Weise die Reduktion des Kupferoxids ermöglicht, bezeichnet man ihn in dieser Reaktion als ..... . Zwar ist es möglich, Kupferoxid mit Kohlenstoff zu reduzieren, umgekehrt kann Kupfer dem Kohlenstoffdioxid aber keinen Sauerstoff entziehen. Das liegt daran, dass der Kohlenstoff ein stärkeres Bestreben hat, sich mit dem Sauerstoff zu verbinden, als Kupfer. Man sagt daher, dass Kohlenstoff das stärkere .....mittel ist. Besonders starke Reduktionsmittel sind Metalle, die ihre Valenzelektronen sehr schnell ....., wobei viel Wärme in einer stark ..... Reaktion frei wird, wie z.B. bei ..... . Solche Metalle bezeichnet man auch als unedel. Edle Metalle wie z.B. Gold und Silber haben nur ein sehr geringes Bestreben, sich mit Nichtmetallen wie Sauerstoff zu verbinden und dabei Elektronen abzugeben. Sie sind schwache ..... .

1. Vervollständigen Sie den Lückentext.
2. Wird Silberoxid (Ag_2O) erhitzt, so entstehen Silber und ein Gas, in dem ein glimmender (glühender) Holzspan (ein dünnes Stück Holz) zu brennen beginnt.
   Notieren Sie die Reaktionsgleichung für die erste chemische Reaktion.
   Begründen Sie, ob es sich um eine Oxidation, eine Reduktion oder eine RedOx-Reaktion handelt.

9 Anhang

9.1 Runden und Genauigkeit

Genauigkeit In der Mathematik bedeutet $12,1$ und $12,10$ dasselbe. Für einen Naturwissenschaftler oder Ingenieur aber nicht: Die Zahl könnte ein Messwert sein oder aus einer Rechnung, in die ein Messwert eingeflossen ist, hervorgegangen sein. Messungen haben immer eine Ungenauigkeit. Eine Zahl wird so angegeben, dass ihre Genauigkeit erkennbar wird. $12,1$ bedeutet, dass der wahre Wert zwischen $12,05$ und $12,15$ liegt. $12,10$ bedeutet, dass der wahre Wert zwischen $12,095$ und $12,105$ liegt.

Mathematisches Runden Steht an der ersten Stelle, die wegfallen soll, eine $0, 1, 2, 3$ oder 4, so wird der Betrag abgerundet, steht an dieser Stelle eine $6, 7, 8$ oder 9, so wird der Betrag aufgerundet. Beispiel: $27,4$ auf eine ganze Zahl gerundet ergibt 27, hingegen $12,8$ auf eine ganze Zahl gerundet ergibt 13. Die Regel ist einsichtig, denn so wird erreicht, dass der gerundete Wert möglichst nah am ursprünglichen Wert liegt. Daher wird auch, wenn an der ersten Stelle, die wegfallen soll, eine 5 steht, nach der mindestens eine weitere von Null verschiedene Stelle folgt, der Betrag aufgerundet. Beispiel: $2,500001$ auf eine ganze Zahl gerundet ergibt 3. Problematisch ist der Fall, wenn nach der wegfallenden 5 keine Stelle mehr folgt oder nur noch Nullen folgen. Beim *kaufmännischen Runden* wird auch hier der Betrag stets aufgerundet. Bei einem Datensatz, der nur aus nicht negativen Zahlen besteht, was oft vorkommt, wird aber dadurch aber im Allgemeinen der Mittelwert systematisch verändert, weil öfter aufgerundet als abgerundet wird. Bei einem Datensatz, der etwa gleich viele positive wie negative Zahlen enthält, ist das zwar nicht der Fall, aber auch hier entstehen im allgemeinen systematische Veränderungen wichtiger statistischer Größen, namentlich der Streuungsmaße wie z.B. der Standardabweichung, weil öfter von der 0 weg als zu ihr hin gerundet wird. Beim mathematischen Runden, das auch in den Naturwissenschaften angewendet wird, gilt daher: Steht an der ersten wegfallenden Stelle eine 5 und folgen danach keine weiteren Ziffern oder nur noch Nullen, dann wird immer so gerundet, dass die letzte Stelle, die stehen bleibt, gerade ist. Beispiel: $122,5$ gerundet auf eine ganze Zahl ergibt 122, hingegen ergibt $237,5$ auf eine ganze Zahl gerundet 238. Dieses Verfahren zieht keine systematischen Veränderungen des Mittelwerts oder der Standardabweichung und dergleichen nach sich.

Runden am Ende der Rechnung Gerundet wird am Ende der Rechnungen. Es sollen keine gerundeten Zwischenergebnisse verwendet werden. Beispiel: Es soll die Summe $m_1 + m_2 + m_3$ berechnet werden mit $m_1 = 1{,}4\,\mathrm{kg}, m_2 = 1{,}3\,\mathrm{kg}, m_3 = 1\,\mathrm{kg}$. Das Ergebnis soll in ganzen Kilogramm angegeben werden. Korrekte Rechnung: $m_1 + m_2 + m_3 = 1{,}4\,\mathrm{kg} + 1{,}3\,\mathrm{kg} + 1\,\mathrm{kg} = 3{,}7\,\mathrm{kg} \approx 4\,\mathrm{kg}$. Folgende Version ist **falsch**: $m_1 + m_2 + m_3 = 1{,}4\,\mathrm{kg} + 1{,}3\,\mathrm{kg} + 1\,\mathrm{kg} \approx 1\,\mathrm{kg} + 1\,\mathrm{kg} + 1\,\mathrm{kg} = 3\,\mathrm{kg}$.

Die meisten Student:innen sagen „Wer ist so blöd??“, wenn sie dieses falsche Beispiel sehen. Aber: Sie berechnen ein Zwischenergebnis im Taschenrechner und schreiben dieses auf, runden es aber, weil Sie nicht zehn Stellen aus dem Taschenrechner aufschreiben möchten. Anschließend geben Sie in einer weiteren Teilrechnung dieses gerundete Zwischenergebnis wieder in den Taschenrechner ein, um das Endergebnis zu berechnen. Dann machen sie genau den beschriebenen Fehler. Das Endergebnis könnte verfälscht sein, weil Sie ein gerundetes Zwischenergebnis verwendet haben.

Für die Praxis bedeutet das in den Naturwissenschaften: Eine Rechenaufgabe ist so zu lösen, dass zunächst ohne Zahlen, nur mit Formelzeichen, ein Ausdruck gewonnen wird, bei dem links vom Gleichheitszeichen die gesuchte Größe steht und rechts des Gleichheitszeichens nur gegebene Größen und gegebenenfalls bekannte Konstanten auftauchen. Erst dann wird das numerische Ergebnis mit dem Taschenrechner berechnet, indem für die Ausdrücke rechts des Gleichheitszeichens die konkreten numerischen Werte eingesetzt werden.

Auf wie viele Stellen soll gerundet werden? Faustregeln wie „ein Ergebnis wird mit zwei Nachkommastellen angegeben“ sind völlig unbrauchbar. Nach dieser Regel könnten die Angaben 0,27 kg und 272,93 g korrekt gerundete Ergebnisse für dieselbe Fragestellung sein, obwohl sie völlig unterschiedliche Genauigkeit aufweisen. Ausschlaggebend ist vielmehr, welche Genauigkeit die Messung hat, die den betreffenden Zahlenwert geliefert hat. Wissenschaftlern ist es gelungen, die Masse eines Elektrons sehr genau zu $m_e = 9{,}109\,383\,701\,53 \cdot 10^{-31}$ kg zu bestimmen. Nur die letzte Stelle ist nicht sicher. Eine solche Angabe ist sinnvoll. Die Entfernung zwischen dem Studienkolleg Darmstadt und dem Hauptbahnhof Darmstadt beträgt nach Schätzung der Autoren 0,2 km. Die Angabe 0,182 745 256 72 km ergibt keinen Sinn, weil wir es so genau nicht wissen.

Üblicherweise wird die Genauigkeit so angegeben, dass alle angegebenen Ziffern mit Ausnahme der letzten sicher sind. Wie viele das genau sind, ist abhängig von der Genauigkeit der Zahlenwerte, die in die Berechnung eingehen und von den mathematischen Operationen, die zum Ergebnis führen.

In der Wissenschaft und auch bereits im Studium bei der Auswertung eines Praktikumsversuchs muss die Anzahl der anzugebenden Stellen durch eine Untersuchung der anzunehmenden Genauigkeit in einer *Fehlerrechnung* ermittelt werden, der die Fehlerfortpflanzung zu Grunde liegt. Wichtige Überlegungen dazu stammen vom deutschen Mathematiker und Naturwissenschaftler Carl Friedrich Gauß (1777 – 1845), weswegen auch vom *Gaußschen Fehlerfortpflanzungsgesetz* gesprochen wird. Einzelheiten dazu führen am Studienkolleg zu weit und sind für die Lösung von Übungsaufgaben auch unangemessen. Wir werden uns daher mit vereinfachten Regeln, die im folgenden erläutert werden, zufrieden geben.

Addition und Subtraktion Bei der Addition gilt: Die Summe wird möglichst genau angegeben, aber die niederwertigste Stelle der Summe hat niemals einen kleineren Stellenwert als die niederwertigste Stelle eines Summanden. Beispiele:

1. $2,1 + 3,445 \approx 5,5$, denn der erste Summand hat als niederwertigste Stelle die Zehntel-Stelle, daher wird das Ergebnis ebenfalls auf die Zehntel-Stelle genau angegeben.

2. $2,10 + 3,445 \approx 5,54$, denn nun hat auch der erste Summand eine Hundertstel-Stelle.

3. $2,1111 + 3,445 \approx 5,556$, denn nun haben beide Summanden eine Tausendstel-Stelle, aber es haben nicht beide Summanden eine Zehntausendstel-Stelle, daher wird die Summe mit der Tausendstel-Stelle, aber ohne Zehntausendstel-Stelle angegeben.

Für die Subtraktion gilt die Regel analog.

Multiplikation und Division Die Anzahl signifikanter Stellen einer Zahl ist die Anzahl von Stellen, gezählt von links nach rechts, beginnend bei der ersten von Null verschiedenen Stelle. Beispiele:

1. 565 hat drei signifikante Stellen.

2. 12,34 hat 4 signifikante Stellen.

3. 0,0012 hat zwei signifikante Stellen, denn gezählt wird erst ab der ersten von Null verschiedenen Stelle.

4. 0,100 hat drei signifikante Stellen, denn gezählt wir erst ab der ersten von Null verschiedenen Stelle, deshalb zählt die erste 0 nicht, gezählt wird ab 1, dann werden aber auch die beiden Nullen am Ende gezählt.

Das Produkt wird angegeben mit derselben Anzahl signifikanter Stellen wie der Faktor mit den wenigsten signifikanten Stellen. Für die Division gilt die Regel analog. Beispiele:

1. $10\,\mathrm{N/kg} \cdot 0{,}003\,972\,4\,\mathrm{kg} \approx 0,040N$

2. $3{,}1\,\mathrm{cm} \cdot 3{,}1\,\mathrm{cm} \approx 9{,}6\,\mathrm{cm}^2$

3. $3,201 \cdot 2{,}85\,\mathrm{cm} \approx 9{,}12\,\mathrm{cm}$

Hier kann folgendes Problem auftauchen: Wie wird das Ergebnis von $98 \cdot 9,1$ korrekt dargestellt? Das nicht gerundete Ergebnis lautet $891,8$. Beide Faktoren haben je zwei signifikante Stellen. Daher muss das Ergebnis ebenfalls mit zwei signifikanten Stellen angegeben werden. $891,8$ hat vier signifikante Stellen, 892 wäre die Rundung auf drei signifikante Stellen, aber auch 890 hat drei und nicht die erwünschten zwei signifikanten Stellen. Das Ergebnis muss als Gleitkommazahl dargestellt werden: $8{,}9 \cdot 10^2$. Von den verschiedenen Möglichkeiten, eine Gleitkommazahl zu schreiben, wird üblicherweise die normierte Gleitkommazahl gewählt. Bei der normierten Gleitkommazahl steht vor dem Komma genau eine Ziffer und diese ist nicht Null. Beispiel: $8{,}9 \cdot 10^2$ ist eine normierte Gleitkommazahl, nicht aber $0{,}89 \cdot 10^3$, denn die Ziffer vor dem Komma ist Null. $60{,}22 \cdot 10^{22}$ ist keine normierte Gleitkommazahl, denn vor dem Komma steht mehr als eine Ziffer. Die Darstellung als normierte Gleitkommazahl lautet $6{,}022 \cdot 10^{23}$. Die Verwendung von Gleitkommazahlen kann oft durch Verwendung von Einheitenvorsätzen (siehe Seite 135) vermieden werden.

Addition, Subtraktion, Multiplikation, Division und weitere Operationen Oft treten Addition, Subtraktion, Multiplikation und Division in einer Rechnung gemischt auf. Es können weitere Operationen hinzutreten, z.B. Exponenzieren und Logarithmieren. Es können Winkelfunktionen wie Sinus und Cosinus hinzukommen etc. in diesen Fällen verwenden wir die Regeln wie für die Multiplikation und Division, d.h. wir geben das Ergebnis mit so vielen signifikanten Stellen an wie diejenige einfließende Größe mit den wenigsten signifikanten Stellen. Diese Regel soll die Komplexität beim Lösen von Übungsaufgaben in akzeptablen Grenzen halten. Sie liefert in den meisten, aber nicht in allen Fällen, gute Ergebnisse.

9.2 Einheitenvorsätze und griechische Buchstaben

Vorsilbe	**Abkürzung**	**Bedeutung**
Atto	f	10^{-18}
Femto	f	10^{-15}
Pico	p	10^{-12}
Nano	n	10^{-9}
Mikro	ρ	10^{-6}
Milli	m	10^{-3}
Zenti	c	10^{-2}
Dezi	d	10^{-1}
Deka	da	10^{1}
Hekto	h	10^{2}
Kilo	h	10^{3}
Mega	M	10^{6}
Giga	G	10^{9}
Tera	T	10^{12}
Peta	P	10^{15}
Exa	E	10^{18}

Tabelle 9.1: Einheitenvorsätze, fett die häufig gebrauchten, die Sie kennen müssen.

Name	Klein	Groß
Alpha	α	A
Beta	β	B
Gamma	γ	Γ
Delta	δ	Δ
Epsilon	ε	E
Zeta	ζ	Z
Eta	η	H
Theta	ϑ	Θ
Ioata	ι	I
Kappa	κ	K
Lambda	λ	Λ
My	μ	M
Ny	ν	N
Xi	ξ	Ξ
Omikron	O	o
Pi	π	Π
Rho	ϱ	P
Sigma	σ	Σ
Tau	τ	T
Ypsilon	υ	Υ
Phi	φ	Φ
Chi	χ	X
Psi	ψ	Ψ
Omega	ω	Ω

Tabelle 9.2: Griechisches Alphabet

9.3 Verzeichnisse: Literatur, Abbildungen, Tabellen, Boxen, Exkurse, Kontrollaufgaben, e-DaF-Übungen

Literatur

1. Brown, T.L. et al., Chemie Studieren kompakt, Pearson Deutschland, München, 14. Auflage 2018, ISBN 978-3868943122. Es gibt dazu ein Aufgabenbuch ISBN 978-3868943139, 10€ spart man, wenn man den Doppelpack aus Buch und Aufgabenbuch ISBN 978-3868943573 kauft.

2. Mortimer, C. E., Müller, U., Chemie: Das Basiswissen der Chemie, Thieme, Stuttgart, New York, 13. Auflage 2019, ISBN 978-3132422742

Beide genannten Bücher, der *Brown* und der *Mortimer*, sind gute Standardwerke der Chemie für Studierende mit dem Nebenfach Chemie. Auch angehende Studierende mit Hauptfach Chemie können sich hier einen Überblick verschaffen. Der behandelte Stoff übersteigt deutlich den Inhalt dieses Skripts. Der *Brown* ist eine Übersetzung aus dem amerikanischen Englisch, wenn Sie aber in Deutschland studieren wollen, ist die Übersetzung für Sie besser als das Original. Der *Mortimer* ist ursprünglich ebenfalls ein amerikanisches Buch, allerdings ist der Originalautor tot und das Werk wird im englischen Original nicht mehr neu aufgelegt. Die deutsche Version dagegen wird von Prof. Dr. Ulrich Müller von der Philipps-Universität Marburg gepflegt.

Wenn Sie sich tiefer in die Materie einarbeiten möchten oder einfach eine zweite Quelle neben diesem Skript haben wollen, dann leihen Sie sich die beiden Bücher in der Universitätsbibliothek aus, sie sollten

beide dort erhältlich sein, und schauen Sie, welches Ihnen besser zusagt. Falls Sie beabsichtigen, eines der Bücher zu kaufen, ist nicht ganz unwesentlich, dass der *Brown* mit 59,95€ deutlich günstiger ist als der *Moritmer* für 85€. Allerdings verfügt der *Mortimer* über einen umfangreicheren Aufgabenteil, mit dem der *Brown* nur mithalten kann, wenn man den Doppelpack mit dem Aufgabenbuch kauft, der dann aber mit 79,90€ nur noch unwesentlich günstiger ist.

Die folgende Literatur ist weniger eine Empfehlung an Sie als Leser des Skripts, sondern soll die Quellen offen legen, aus denen wir die Daten und anderen Angaben für dieses Skript entnommen haben.

2. Riedel, E., Anorganische Chemie, deGruyter, Berlin, New York, 3. Auf1age 1994, ISBN 311010136902
3. https://de.wikipedia.org/wiki/Wikipedia:Hauptseite
4. https://www.webelements.com/
5. https://webbook.nist.gov/chemistry

Abbildungsverzeichnis

1.1 Aggregatzustände und ihre Übergänge . . . 7
1.2 Phasendiagramme von CO_2 und H_2O . . . 8
1.3 Messzylinder mit Flüssigkeit . . . 11
1.4 Energiediagramme für endotherme und exotherme Reaktionen . . . 15
1.5 Schema des Versuchs von Rutherford . . . 18
1.6 Darstellung eines Atoms entsprechend dem Modell von Rutherford . . . 19
1.7 Zwei Lithiumatome . . . 21
1.8 Ein Ion von Beryllium . . . 21

2.1 Volumen-Temperatur-Diagramm . . . 33

3.1 Arten radioaktiver Strahlung . . . 40
3.2 Eine verzweigte Zerfallsreihe . . . 42
3.3 Das Turnier Grabtuch und sein Negativ . . . 47
3.4 Kernbindungsenergie pro Nukleon als Funktion der Massenzahl . . . 49
3.5 Kontrollierte Kettenreaktion im Kernkraftwerk . . . 50
3.6 Exponentielle Kettenreaktion bei einer Kernwaffe . . . 50
3.7 Ionisierungsenergien von Aluminium . . . 52
3.8 Beschriftetes Schalenmodell eines Aluminium-Atoms . . . 52
3.9 Drei s-Orbitale . . . 55
3.10 Drei p-Orbitale . . . 56
3.11 Elektronenkonfiguration von Selen . . . 57
3.12 Merkhilfe für die Reihenfolge der Orbitale . . . 59

4.1 Elementarzelle des Natriumchloridgitters . . . 69
4.2 Elementarzelle des Cäsiumchloridgitters . . . 70
4.3 Cäsiumchloridgitter, größerer Ausschnitt . . . 70
4.4 Elementarzelle des Zinksulfidgitters . . . 71
4.5 Elementarzelle des Calciumfluoridgitters . . . 72
4.6 Elementarzelle des Aluminiumfluoridgitters . . . 72
4.7 Kubisch innenzentriertes Gitter . . . 74
4.8 1. Ebene in einer dichtesten Kugelpackung . . . 74
4.9 1. und 2. Ebene in einer dichtesten Kugelpackung . . . 75
4.10 1., 2. und 3. Ebene in einer kubisch dichtesten Kugelpackung . . . 75
4.11 Würfel (a) und Schichten (b) in einer kubisch dichtesten Kugelpackung . . . 76
4.12 Überlappende Orbitale . . . 76
4.13 . . . 77
4.14 Lewisformeln einiger Wasserstoff-Verbindungen . . . 77
4.15 Elektronenkonfiguration von Kohlenstoff in verschiedenen Zuständen . . . 77
4.16 Lewisformel von Methan . . . 78
4.17 Beispiele für Moleküle mit Mehrfachbindungen . . . 78
4.18 Elektronenkonfiguration von Schwefel im Grundzustand . . . 79
4.19 Elektronenkonfiguration von Schwefel im 1. angeregten Zustand . . . 79
4.20 Elektronenkonfiguration von Schwefel im 2. angeregten Zustand . . . 79
4.21 Beispiele zu den Regeln 1 und 2 des VSEPR-Modells . . . 83
4.22 Beispiele zur Regel 3 des VSEPR-Modells . . . 84
4.23 Ein Tetraeder . . . 84

4.24 Ein Wassermolekül ist ein Dipolmolekül 85
4.25 Ein Kohlenstoffdioxidmolekül ist kein Dipolmolekül 85
4.26 Dipolmolekül oder nicht? 86
4.27 Dipol-Dipol-Kräfte 86
4.28 Einfluss von Wasserstoffbrücken auf die Siedetemperatur 87
4.29 Wasserstoffbrücken 88

5.1 Absenkung der Aktivierungsenergie durch einen Katalysator 93

7.1 Galvanische Zelle 121
7.2 Galvanische Zelle mit Salzbrücke 121
7.3 Galvanische Zelle mit Verbraucher 122

Tabellenverzeichnis

1.1 Aggregatzustände im Teilchenmodell 8
1.2 Arten von Gemischen 10
1.3 Elementarteilchen 19

2.1 Beispiel einer Messtabelle mit Proportionalitätskonstante 30
2.2 Temperatur-Volumen-Messwerte einer Gasportion 32
2.3 Zusammensetzung von Luft (durch Rundungsfehler etwas mehr als 100 %) 37

3.1 Quantenzahlen im Überblick 58
3.2 Elektronenkonfigurationen in der 1. und 17. Gruppe 60
3.3 Elektronenkonfigurationen in der 4. und 12. Gruppe 61

4.1 Griechische Zahlwörter 82

6.1 Einige pKs- und pKb-Werte bei 25°C 110
6.2 Einige Indikatoren und ihre Umschlagsbereiche 111

7.1 Elektrochemische Spannungsreihe 127

9.1 Einheitenvorsätze 135
9.2 Griechisches Alphabet 136

Liste der Boxen

1.1 Definition Chemie . . . 5
1.2 Grundannahmen des Teilchenmodells . . . 6
1.3 Aggregatzustände . . . 7
1.4 Definition: Reinstoff, Gemisch, Trennung eines Gemisches, Komponenten eines Gemisches 9
1.5 Definition: heterogenes Gemisch . . . 9
1.6 Definition: homogenes Gemisch . . . 9
1.7 Definition: Chemische Reaktion, Edukte, Produkte . . . 13
1.8 Definition: Aktivierungsenergie . . . 14
1.9 Definition: exotherme und endotherme Reaktionen . . . 14
1.10 Definition: Enthalpie . . . 15
1.11 Unmöglichkeit der Erzeugung von Energie ‚aus dem Nichts' . . . 16
1.12 Arten von Ladung . . . 17
1.13 Rutherfordmodell . . . 18
1.14 Definition: Kernladungszahl und Massenzahl . . . 20
1.15 Definition: Element, Nuklide, Isotope, Isobare . . . 20

2.1 Gesetz von der Erhaltung der Masse . . . 23
2.2 Gesetz von den konstanten Massenverhältnissen . . . 23
2.3 Verhältnisformeln . . . 24
2.4 Reaktionsgleichungen . . . 26
2.5 Avogadro-Zahl, Avogadro-Konstante, Stoffmenge, mol, molare Masse . . . 27
2.6 Atommasseneinheit und Avogadro-Zahl . . . 28
2.7 Molare Masse und Atommasse . . . 28
2.8 Einheiten und Rundung bei Rechenaufgaben . . . 30
2.9 Abhängigkeit des Volumens von der Stoffemnge . . . 31
2.10 Abhängigkeit des Volumens vom Druck . . . 32
2.11 Umrechnung von Kelvin in °C und umgekehrt . . . 33
2.12 Abhängigkeit des Volumens von der Temperatur T . . . 34
2.13 Ideales Gas . . . 35
2.14 Die Van-der-Waals-Gasgleichung . . . 36
2.15 Luftfeuchte und Spurengase . . . 37

3.1 Arten von Radioaktivität . . . 41
3.2 Das Schalenmodell . . . 53
3.3 Quantenzahlen im Überblick . . . 58
3.4 Besetzungsregeln . . . 58
3.5 Gruppenbeziehung . . . 61

4.1 Elektrische Leitfähigkeit . . . 65
4.2 Ionenladungen: Nochmal die allerwichtigsten Regeln . . . 67
4.3 Elektronengas . . . 73
4.4 Oktettregel . . . 78
4.5 Unterscheidung von Ionenverbindungen und Molekülverbindungen . . . 82
4.6 Das VSEPR-Modell . . . 83
4.7 Bedingungen für einen Dipol . . . 85
4.8 Zusammenfassung: Schmelz- und Siedetemperaturen . . . 88

5.1 Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit von der Konzentration der Edukte . . . 92

5.2 Chemisches Gleichgewicht 94
5.3 Das Massenwirkungsgesetz 95
5.4 Temperaturabhängigkeit der Gleichgewichtslage 98
5.5 Das Prinzip von Le Chatelier 98

6.1 Säure-Base-Definition nach Brønsted 101
6.2 Ionenprodukt des Wassers 103
6.3 Definition des pH-Werts 104
6.4 pH-Berechnung bei starken Säuren und Basen 105
6.5 pH-Berechnung bei schwachen Säuren und Basen: Näherungslösung 108
6.6 pH-Berechnung bei schwachen Säuren und Basen: exakte Lösung 109

7.1 Redoxreaktionen 112
7.2 Korrespondiere RedOx-Paare 113
7.3 Bestimmung der Oxidationszahl 114

Liste der Kontrollaufgaben

1.1 Dichte . . . 5
1.2 Teilchenmodell . . . 6
1.3 Destillation . . . 13
1.4 Anzahl Neutronen . . . 20
1.5 Isotopie . . . 21
1.6 Ionen im Atommodell . . . 22

2.1 Verhältnisformeln . . . 25
2.2 Atome, Moleküle, Stoffmenge . . . 28
2.3 Überschuss . . . 29
2.4 Gasvolumen . . . 34
2.5 Van-der-Waals-Gesetz 1 . . . 36
2.6 Van-der-Waals-Gesetz 2 . . . 36
2.7 Verbrennung von Kohlenwasserstoffen . . . 37
2.8 Zerteilungsgrad . . . 38
2.9 Brennbare Flüssigkeiten . . . 39

3.1 Radioaktive Zerfälle . . . 43
3.2 Halbwertszeit . . . 44
3.3 Zerfallskonstante und Halbwertszeit . . . 45
3.4 Radiocarbonmethode . . . 47
3.5 Kernbindungsenergie . . . 49
3.6 Schalenmodell . . . 53
3.7 Nebenquantenzahl . . . 55
3.8 Magnetquantenzahl . . . 56
3.9 Ionisierungsenergie im Orbitalmodell . . . 59
3.10 Alkali- und Erdalkalimetalle . . . 62
3.11 Ordnung im Periodensystem . . . 64

4.1 Schmelztemperaturen von Ionenverbindungen . . . 68
4.2 Nomenklatur von Ionenverbindungen . . . 69
4.3 Cäsiumchloridgitter . . . 71
4.4 Zinksulfidgitter . . . 71
4.5 Berylliumhydridmolekül . . . 78
4.6 Lewisformeln . . . 80
4.7 Dipolmoleküle . . . 86
4.8 Siedetemperaturen von Molekülverbindungen . . . 87
4.9 Siedetemperaturen von Stoffen . . . 89

5.1 Reaktionsgeschwindigkeit . . . 91
5.2 Einheit der Geschwindigkeitskonstanten . . . 92
5.3 Einheit der Gleichgewichtskonstanten . . . 95
5.4 Dynamisches Gleichgewicht . . . 96
5.5 Verschiebung des chemischen Gleichgewichts . . . 98
5.6 Prinzip von Le Chatelier . . . 99

6.1 Korrespondierende Säure-Base-Paare . . . 101
6.2 Konzentration von Wasser . . . 103

6.3 pH- und pOH-Wert 104
6.4 pH-Berechnung 106

7.1 Oxidation 112
7.2 Oxidation und Reduktion 113
7.3 Oxidation und Reduktion 113
7.4 Oxidationszahlen 115
7.5 Einrichten von Redoxgleichungen 116
7.6 Redoxreaktionen in saurer und alkalischer Lösung 117
7.7 Disproportionierung und Komproportionierung 118
7.8 Anode und Kathode 122
7.9 Anwendung der elektrochemischen Spannungsreihe 124
7.10 Stabilität von Fe^{2+} 124

Liste der Exkurse

1.1 Wasserdampf . . . 6
1.2 Trockeneis . . . 7
1.3 Konjugation des Verbs *schmelzen* . . . 8
1.4 Verdunsten, verdampfen und sieden . . . 8
1.5 Feste Lösungen . . . 10
1.6 Emulgatoren . . . 10
1.7 Schaum . . . 10
1.8 Ablesen eines Messzylinders . . . 11
1.9 Etymologie des Wortes *Elektrizität* . . . 16
1.10 Warum Gold? . . . 17
1.11 Isotope des Wasserstoffs . . . 20
1.12 Sind Isotopengemische Reinstoffe? . . . 22

2.1 Häufige Fehler mit Elementsymbolen und deutschen Elementnamen und Stoffbezeichnungen 25
2.2 Druckeinheiten . . . 32
2.3 Gay-Lussac-Gesetz . . . 34
2.4 Kohlenstoffkreislauf und Treibhauseffekt . . . 38

3.1 Elektroneneinfang, spontane Spaltung, β^+-Strahlung und Neutronenstrahlung . . . 42
3.2 Warum Iodtabletten bei Unfällen in Kernkraftwerken? . . . 44
3.3 Differentialgleichungen und die Herleitung des Zerfallsgesetzes . . . 45
3.4 Fundamentale Wechselwirkungen . . . 48
3.5 Naturkonstanten in Taschenrechnern . . . 49
3.6 Die Entdeckung der Kernspaltung . . . 50
3.7 Vor- und Nachteile der Kernenergie . . . 51
3.8 Nukleosynthese . . . 51
3.9 Die Atommodelle von Bohr und Bohr-Sommerfeld . . . 53
3.10 Modelle . . . 54
3.11 Die Schrödingergleichung . . . 57
3.12 $\mathbb{N}$, $\mathbb{N}^*$, $\mathbb{N}_0$ . . . 57
3.13 Halogene in Alltag, Industrie und Umwelt . . . 62
3.14 Geschichte des Periodensystems . . . 64

4.1 Das Coulombgesetz . . . 66
4.2 Ionenverbindungen und der Begriff des Reinstoffs . . . 68
4.3 Häufige Fehler bei der Beschreibung von Ionenverbindungen . . . 73
4.4 Definition der Elektronegativität . . . 81
4.5 Tetraederwinkel . . . 84
4.6 Der Begriff der Van-der-Waals-Kräfte . . . 87

5.1 Alternative Definition der Reaktionsgeschwindigkeit . . . 91

6.1 Basen, Laugen und Alkalien, basische und alkalische Lösungen . . . 100
6.2 Weitere Säure-Base-Definitionen . . . 102
6.3 H^+ oder H_3O^+? . . . 103
6.4 Logarithmen und Einheiten . . . 105
6.5 Maximum und Minimum der pH-Skala . . . 106

7.1 Römische Zahlen 114
7.2 Saure und alkalische wässrige Lösungen 116
7.3 Weitere wichtige Größen der Elektrizität 119

Liste der e-DaF-Übungen

1.1 Wortschatz: Gehalt – enthalten . . . 10
1.2 Passiv 1 . . . 11
1.3 Passiv 2 . . . 11
1.4 Passiv 3 . . . 11
1.5 Passiv 4 . . . 11
1.6 Kausale Verbindung . . . 18
1.7 Konjunktiv II . . . 18

2.1 Größen . . . 23
2.2 Gleichheit und Ungleichheit . . . 23
2.3 Instrumentalsätze . . . 26
2.4 Instrumentalsätze, weitere Übungen . . . 26
2.5 Reaktionsgleichungen . . . 27
2.6 Einheiten: Lückentexte zum Rechnen und zugehörige Vokabeln . . . 30
2.7 Einheitenvorsätze . . . 30

3.1 Konditionalgefüge . . . 54

4.1 Stellung nehmen . . . 73
4.2 Lage und Richtung . . . 75
4.3 Ursache und Wirkung . . . 78

5.1 Konsekutive Verknüpfung . . . 92

7.1 Oxidationszahlen . . . 114

Periodensystem der Elemente

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1,008 2,2 1 **H** Wasser-stoff																	4,003 5,5 2 **He** Helium
2	6,941 1,0 3 **Li** Lithium	9,012 1,5 4 **Be** Beryllium											10,81 2,0 5 **B** Bor	12,01 2,5 6 **C** Kohlen-stoff	14,01 3,1 7 **N** Stickstoff	16,00 3,5 8 **O** Sauerstoff	**19,00** 4,1 9 **F** Fluor	20,18 4,8 10 **Ne** Neon
3	**22,99** 1,0 11 **Na** Natrium	24,31 1,2 12 **Mg** Magne-sium											**26,98** 1,5 13 **Al** Alumi-nium	28,09 1,7 14 **Si** Silicium	**30,97** 2,1 15 **P** Phosphor	32,07 2,4 16 **S** Schwefel	35,45 2,8 17 **Cl** Chlor	39,95 3,2 18 **Ar** Argon
4	39,10 0,9 19 **K** Kalium	40,08 1,0 20 **Ca** Calcium	**44,96** 1,2 21 **Sc** Scandium	47,88 1,3 22 **Ti** Titan	50,94 1,5 23 **V** Vanadium	52,00 1,6 24 **Cr** Chrom	**54,94** 1,6 25 **Mn** Mangan	55.85 1,6 26 **Fe** Eisen	58,93 1,7 27 **Co** Cobalt	58,69 1,8 28 **Ni** Nickel	63,55 1,8 29 **Cu** Kupfer	65,38 1,7 30 **Zn** Zink	69,72 1,8 31 **Ga** Gallium	72,61 2,0 32 **Ge** Germa-nium	**74,92** 2,2 33 **As** Arsen	78,96 2,5 34 **Se** Selen	79,90 2,7 35 **Br** Brom	83,80 2,9 36 **Kr** Krypton
5	85,47 0,9 37 **Rb** Rubidium	87,62 1,0 38 **Sr** Strontium	**88,91** 1,1 39 **Y** Yttrium	91,22 1,2 40 **Zr** Zirconium	**92,91** 1,2 41 **Nb** Niob	95,94 1,3 42 **Mo** Molybdän	(98) 1,4 43 **Tc*** Techne-tium	101,1 1,4 44 **Ru** Ruthe-nium	**102,9** 1,5 45 **Rh** Rhodium	106,4 1,4 46 **Pd** Palladium	107,9 1,4 47 **Ag** Silber	112,4 1,5 48 **Cd** Cadmium	114,8 1,5 49 **In** Indium	117,7 1,7 50 **Sn** Zinn	**121,8** 1,8 51 **Sb** Antimon	127,6 2,0 52 **Te** Tellur	**126,9** 2,2 53 **I** Iod	131,3 2,4 54 **Xe** Xenon
6	**132,9** 0,9 55 **Cs** Cäsium	137,3 1,0 56 **Ba** Barium	**138,9** 1,1 57 **La** Lanthan	178,5 1,2 72 **Ha** Hafnium	180,9 1,3 73 **Ta** Tantal	183,8 1,4 74 **W** Wolfram	**186,2** 1,5 75 **Rh** Rhenium	190,2 1,5 76 **Os** Osmium	192,2 1,6 77 **Ir** Iridium	195,1 1,4 78 **Pt** Platin	**197,0** 1,4 79 **Au** Gold	200,6 1,4 80 **Hg** Queck-silber	204,4 1,4 81 **Tl** Thallium	207,2 1,6 82 **Pb** Blei	**209,0** 1,7 83 **Bi*** Bismut	(209) 1,8 84 **Po*** Polonium	(210) 2,0 85 **At*** Astat	(222) ? 86 **Rn*** Radon
7	(223) 0,9 87 **Fr*** Francium	(226) 1,0 88 **Ra*** Radium	(227) 1,0 89 **Ac*** Actinium	(267) ? 104 **Rf*** Ruther-fordium	(268) ? 105 **Db*** Dubnium	(269) ? 106 **Sg*** Sea-borgium	(270) ? 107 **Bh*** Bohrium	(269) ? 108 **Hs*** Hassium	(278) ? 109 **Mt*** Meit-nerium	(281) ? 110 **Ds*** Darm-stadtium	(281) ? 111 **Rg*** Roent-genium	(285) ? 112 **Cn*** Coper-nicium	(285) ? 113 **Nh*** Nihonium	(289) ? 114 **Fl*** Flerovium	(289) ? 115 **Mc*** Moscovium	(293) ? 116 **Lv*** Liver-morium	(294) ? 117 **Ts*** Tenness	(294) ? 118 **Og*** Oganesson

Lanthanoide	140,1 1,1 58 **Ce** Cer	**140,9** 1,1 59 **Pr** Praseodym	144,2 1,1 60 **Nd** Neodym	(145) 1,1 61 **Pm*** Promethium	150,4 1,1 62 **Sm** Samarium	152,0 1,1 63 **Eu** Europium	157,3 1,1 64 **Gd** Gadolinium	**158,9** 1,1 65 **Tb** Terbium	162,5 1,1 66 **Dy** Dysprosium	**164,9** 1,1 67 **Ho** Holmium	167,3 1,1 68 **Er** Erbium	**168,9** 1,1 69 **Tm** Thulium	171,1 1,1 70 **Yb** Ytterbium	167,3 1,1 71 **Lu** Lutetium
Actinoide	232,0 1,1 90 **Th*** Thorium	(231) 1,1 91 **Pa*** Protactinium	238,0 1,2 92 **U*** Uran	(237) 1,2 93 **Np*** Neptunium	(244) 1,2 94 **Pu*** Plutonium	(243) 1,2 95 **Am*** Americium	(247) 1,2 96 **Cm*** Curium	(247) 1,2 97 **Bk*** Berkelium	(251) 1,2 98 **Cf*** Californium	(252) 1,2 99 **Es*** Einsteinium	(257) 1,2 100 **Fm*** Fermium	(258) 1,2 101 **Md*** Mendelevium	(259) 1,2 102 **No*** Nobelium	(266) 1,2 103 **Lr*** Lawrencium

Links oben:	Atommasse in u. Mittelwert der in der Natur auftretenden Isotope, fett bei Reinelementen, bei Elementen mit hohem künstlich erzeugten Anteil eingeklammert die Massenzahl des stabilsten bekannten Isotops
Rechts oben:	Elektronegativität nach Allred und Rochow, ?, wenn nicht bekannt
Mittig:	Kernladungszahl und Elementsymbol, grau hinterlegt bei eindeutigen Nichtmetallen, mit *, wenn alle Isotope radioaktiv sind
unten:	deutscher Name des Elements
Quellen:	siehe Anhang des Skripts, Anregungen zum Latex-Satz von https://github.com/mfherbst/PSE
Lizenz:	Creative Commons Namensnennung - Weitergabe unter gleichen Bedingungen 4.0 Lizenz. Autoren: Christof Jost und David Brie