Chemie

Ein Skript für die Fachoberschule und die Berufsoberschule

von
Michael Schmidt

an der

Georg–Schlesinger–Schule
Kühleweinstr. 5
13409 Berlin

begonnen im September 2000

Vorwort für Schüler

Liebe Schülerinnen, liebe Schüler !

Sie bekommen im Fach Chemie ein Skript zum Unterricht.

Wozu ist das Skript gut ?

Lochen, Abheften, Vergessen.

Nein, das ist es nicht – jedenfalls nicht der dritte Punkt. Sinnvoll ist es, die Blätter in einem Ordner zu sammeln, denn ...

Das Skript ist Ihr Schulbuch.

Es gibt noch kein Schulbuch für den Chemieunterricht in unserer Fachoberschule oder in der Berufsoberschule, jedenfalls keines, das genau das behandelt, was hier im Unterricht besprochen wird. Deshalb habe ich Dinge, die im Schulbuch stehen sollten, aufgeschrieben und zum Skript zusammengefasst. Im Lauf der Zeit wächst das Skript zu einem Text, den Sie wie ein Schulbuch benutzen können. Und das heißt ...

Sie können im Skript nachschlagen.

Im Unterricht oder bei einer Hausaufgabe taucht eine Frage auf, die vor ein paar Wochen besprochen wurde, aber Sie können sich nicht an die Lösung erinnern. Schlagen Sie einfach im Skript an der entsprechenden Stelle nach. Tipp : Das Skript hat ein Inhaltsverzeichnis.

Sie können auch später noch im Skript nachschlagen.

Auch nach dem Ende Ihrer Ausbildung müssen Sie das Skript nicht wegwerfen. Manches wird zwar nicht mehr aktuell sein, aber anderes können Sie auch im Studium oder im Berufsleben noch nachschlagen.

Sie können damit für Klassenarbeiten und Prüfungen lernen

Eine gute Idee ist es, das Skript zur Vorbereitung auf Klassenarbeiten zu benutzen. Aber : Nicht alles, was im Skript steht, kommt in der Klassenarbeit dran, und nicht alles, was in der Klassenarbeit drankommt, steht im Skript.

Sie können Methoden kennen lernen, die ein Ingenieur benutzt.

Ihre Ausbildung qualifiziert Sie zu einem Studium an einer Hochschule. Möglicherweise wollen Sie ein Studium der Ingenieurwissenschaften beginnen. Es ist ein Vorteil, schon jetzt einen Einblick in die Art und Weise zu bekommen, wie Ingenieure eine Aufgabe angehen : Systematisches und planvolles Arbeiten ist kein überflüssiger Luxus und keine Marotte des Lehrers, sondern unverzichtbare Voraussetzung zum Erfolg. Dazu gehört die Trennung von Beobachtung und Erklärung, die Einteilung der Naturphänomene in Kategorien (und die Grenzen solchen Tuns), die Benutzung von klaren und eindeutigen Begriffen im Rahmen einer Fachsprache und die Arbeit mit Modellen, um die Erscheinungen der Natur erklären zu können – denn Sie wollen ja nicht nur auswendig gelerntes Wissen anhäufen. Im Skript werden diese Methoden nicht erklärt, aber benutzt. Wenn Sie die Augen offen halten, werden Sie sie erkennen.

Literaturempfehlungen

Falls Sie neben diesem Skript noch ein anderes Chemiebuch kennen lernen wollen, sind hier 3 Empfehlungen :

Eckhard Ignatowitz : Chemie für Schule und Beruf, 4. Auflage 1999, ISBN 3–8085–7054–7, EUR 23,80. Kurz und knapp (manchmal zu knapp) werden in verständlicher Sprache wichtige Tatsachen der Chemie auf schülergerechtem Niveau präsentiert. Bilder und Diagramme machen das Buch übersichtlich, Anwendungen in der Technik werten es auf. „Wie man drauf kommt“, ist leider kein Thema für dieses Buch.

Duden – Basiswissen Schule – Chemie, ISBN 3–89818–025–5, EUR 21,00. Geeignet zur Wiederholung des Stoffes der Sekundarstufe I, zum Nachschlagen der Grundlagen, für das 1. Jahr der V–Klassen, und ganz wenig auch für die Fachoberschule danach.

Duden – Basiswissen Schule – Chemie Abitur, ISBN 3–89818–090–5, EUR 22,95. Deutlich anspruchsvoller als das vorige Buch, modern aufgemacht und illustriert, gefüllt mit Stoff, der in der Fachoberschule und der Berufsoberschule gebraucht wird.

Vorwort für alle

Aufgabe eines Lehrers ist es nicht nur, einen Stoff möglichst effektiv zu vermitteln, sondern auch auf die speziellen Fragen und Interessen der Schüler einzugehen. Oft herrscht Zeitknappheit, und solche Fragen können nur kurz angerissen werden. In dieser Situation wollte ich die Zeit mit Sinnvollerem als Tafelanschrieb verbringen, und die Zuhörer sollten die Zeit mit Sinnvollerem als Tafelabschrieb verbringen. Aus dieser Intention heraus ist das Skript entstanden.

Da zwischen Lehrbüchern und Lehrplänen nur punktuelle Übereinstimmung besteht, habe ich begonnen, alles, was mir und meinen Schülern wichtig war, aufzuschreiben. Dieses Skript ist aus dem Unterricht verschiedener Klassen der Fachoberschule und der Berufsoberschule hervorgegangen. Da der Umfang des Chemieunterrichts in den einzelnen Bildungsgängen ebenso wie die Vorkenntnisse der Schüler unterschiedlich sind, werden immer nur Teile des Skripts behandelt.

Die Kapitel 1 bis 4 werden im 1. Jahr der V–Klassen behandelt. Das Kennenlernen der wissenschaftlichen Denkweise und der Fachsprache stehen hier im Vordergrund.

Die Kapitel 5 bis 7 werden in der 12. Klasse der Berufsoberschule, im 2. Jahr der V–Klassen sowie in den B– und M–Klassen der Fachoberschule behandelt. Neben dem Ordnen der Phänomene stehen Modellvorstellungen im Mittelpunkt. Sie dienen der Erklärung und, wichtiger noch, der Vorhersage von Phänomenen. Die Schüler erhalten damit Handlungskompetenz.

Die Kapitel 8 bis 11 werden in der 13. Klasse der Berufsoberschule behandelt. Das abstrahierende, zu einem vertieftem Verständnis der Grundvorstellungen der Naturwissenschaften führende Denken und die Fähigkeit, Transfer zu leisten, sind Voraussetzungen für ein Hochschulstudium und werden hier geschult.

Das Skript ist entlang dem Stoffverteilungsplan Chemie der Georg–Schlesinger–Schule in Berlin entworfen.

In vielen der im Skript beschriebenen Versuche wird mit Gefahrstoffen gearbeitet. Die Lehrerin oder der Lehrer sollte sich vor der Durchführung auf jeden Fall über den angemessenen Umgang mit diesen Stoffen informieren.

Das Skript ist (natürlich !) unvollständig. Fragen, Kritik und Anregungen sind erwünscht an Michael Schmidt, im Hause oder per Email an die unter http://www.cumschmidt.de genannte Adresse.

Das Skript unterliegt dem Copyright von Michael Schmidt, Brieselang. Zu Beginn des Kapitels 9 wurde die Zeichnung „Wasserfall“ von M.C. Escher mit freundlicher Genehmigung von Cordon Art, Baarn, Niederlande, eingefügt. Das Skript kann im Bereich der Georg–Schlesinger–Schule, Kühleweinstr. 5, 13409 Berlin frei benutzt werden.

Brieselang, im September 2004

Inhaltsverzeichnis

Vorwort für Schüler 2
Vorwort für alle 4

INHALTSVERZEICHNIS 5

KAPITEL 1 : STOFFE UND STOFFUMWANDLUNG 9
1.1. Was ist Chemie ? 9
1.2. Das ist Chemie 10
1.3. Stoffarten 10
1.4. Trennung von Stoffgemischen 11
1.4.1. Trennung durch Destillation 12
1.4.2. Trennung durch Chromatographie 13
1.4.3. Trennung durch Ausschütteln 14
1.5. Kolloide 15
1.6. Chemische Symbole 15

KAPITEL 2 : REAKTIONEN UND IHRE BESCHREIBUNG 17
2.1. Oxidation 17
2.2. Die Wertigkeit 18
2.2.1. Wie kommt man dazu ? 18
2.2.2. Die Definition 18
2.2.3. Die Wertigkeiten der Elemente 19
2.3. Aufstellen von Formeln 20
2.3.1. Das Verfahren 20
2.3.2. Beispiele 21
2.3.3. Übungen 21
2.4. Eigenschaften von Sauerstoff 22
2.5. Reduktion 23
2.6. Aufstellen von Reaktionsgleichungen 24
2.6.1. Das Verfahren 24
2.6.2. Beispiele 25
2.6.3. Übungen 27

KAPITEL 3 : SÄURE/BASE–REAKTIONEN 29

KAPITEL 4 : SALZE 30
4.1. Salzbildung aus den Elementen 30
4.2. Salzbildung aus Metall und Säure 31
4.3. Die Atommasse 32
4.3.1. Die absolute Atommasse 32
4.3.2. Eine Bezugsgröße für Atommassen 33
4.3.3. Die relative Atommasse 34
4.4. Die relative Molekülmasse 34
4.5. Die Avogadro–Zahl 35
4.6. Das Mol 36

4.6.1. Das Mol als Einheit der Stoffmenge....36
4.6.2. Übungen....37

4.7. Stöchiometrisches Rechnen....37
4.7.1. Das Verfahren....37
4.7.2. Übungen....38
4.7.3. Berechnungen von Konzentrationen....39

4.8. Salzbildung aus Metalloxid und Säure....40

4.9. weitere Arten der Salzbildung....40

4.10. Salzbildung – Zusammenfassung....42

KAPITEL 5 : VORSTELLUNGEN VON ATOMEN UND BINDUNGEN....44

5.1. Modelle....44

5.2. Vorstellungen der Antike....45

5.3. Das Atommodell von Dalton....45

5.4. Das Atommodell von Rutherford....46
5.4.1. Der Rutherfordsche Streuversuch....46
5.4.2. Das Rutherfordsche Atommodell....47

5.5. Das Atommodell von Bohr....47

5.6. Das Orbitalmodell....50

5.7. Die Ionenbindung....53

5.8. Die Atombindung....55
5.8.1. Das Prinzip der Atombindung....55
5.8.2. Atomorbitale und Molekülorbitale....57
5.8.3. Doppel– und Dreifachbindungen....58
5.8.4. Strukturformeln....59
5.8.5. Die polare Atombindung....60

5.9. Die Wasserstoffbrückenbindung....64

5.10. Das VSEPR–Modell....65

5.11. Eigenschaften von Stoffen....69
5.11.1. Warum ist Wasser bei Zimmertemperatur flüssig ?....69
5.11.2. Schmelzpunkte....71
5.11.3. Wasser als Dipol....72
5.11.4. Reaktivität von Methan....73
5.11.5. Die Anomalie des Wassers....73
5.11.6. elektrische Leitfähigkeit....74
5.11.7. Härte....74

KAPITEL 6 : ELEKTROCHEMIE UND REDOXREAKTIONEN....75

6.1. Elektrolyse einer Salzlösung....75

6.2. Auswertung des Elektrolyseversuchs....76

6.3. Ionen – ein Überblick....78

6.4. Das galvanische Element....78
6.4.1. Vorbereitung der Versuche....78
6.4.2. Der Elektrochemie–Arbeitsplatz....79
6.4.3. Untersuchung eines galvanischen Elements....79
6.4.4. Die Reaktionen im galvanischen Element....81

6.5. Der erweiterte Redoxbegriff....83
6.5.1. Vom klassischen zum erweiterten Oxidationsbegriff....83
6.5.2. Elektrolyse und galvanisches Element als Redoxprozess....84
6.5.3. weitere Redoxreaktionen....85

6.6. Der Eisen–Nickel–Akku....90

6.7. Die Brennstoffzelle....90

KAPITEL 7 : SPANNUNGSREIHE – THEORIE UND PRAXIS....91

7.1. Die Spannungsreihe....91
7.1.1. Untersuchung von galvanischen Elementen....91
7.1.2. edle und unedle Metalle....92

7.2. Normalpotential....93

7.3. Kupferraffination....94

7.4. Korrosion....95
7.4.1. Arten der Korrosion....95
7.4.2. Korrosion am Lokalelement....95

7.5. Zwei Nachweise....97

7.6. Korrosion von Eisen....98

7.7. Aufgaben zur Korrosion....100

KAPITEL 8 : GLEICHGEWICHT UND MASSENWIRKUNGSGESETZ....102

8.1. statisches und dynamisches Gleichgewicht....102

8.2. das chemische Gleichgewicht....103
8.2.1. chemisches Gleichgewicht in der Realität....104

8.3. Beeinflussung des chemischen Gleichgewichts....106
8.3.1. Temperatur....106
8.3.2. Die Verlagerung eines Gleichgewichts....107
8.3.3. Druck....108
8.3.4. Konzentration....108
8.3.5. Entfernung eines Stoffes aus dem Gleichgewicht....109

8.4. Das Prinzip von Le Chatelier....109
8.4.1. Beschreibung von Gleichgewichtsänderungen....109
8.4.2. Erklärung von Gleichgewichtsänderungen....111

8.5. Massenwirkungsgesetz....112
8.5.1. Das Massenwirkungsgesetz und seine Herleitung....112
8.5.2. Anwendungen des Massenwirkungsgesetzes....114

KAPITEL 9 : REAKTIONSGESCHWINDIGKEIT....117

9.1. Definition der Reaktionsgeschwindigkeit....117

9.2. Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit....118
9.2.1. Abhängigkeit von den beteiligten Stoffen....118
9.2.2. Abhängigkeit von der Oberfläche....118
9.2.3. Abhängigkeit von der Konzentration....119
9.2.4. Abhängigkeit von der Temperatur....121
9.2.5. Abhängigkeit von anderen Größen....122

9.3. Energie....123
9.3.1. Energie fließt....123
9.3.2. Wärmetönung von Reaktionen....124
9.3.3. chemische Energie....125
9.3.4. Energiediagramme....126

9.4. Aktivierungsenergie....127

9.5. Katalyse....129
9.5.1. Das Phänomen....129
9.5.2. Energiediagramme....130
9.5.3. Anwendungen....131

9.6. Autokatalyse....131

9.7. großtechnisch–chemische Verfahren....132
9.7.1. Voraussetzungen....132
9.7.2. Das Haber–Bosch–Verfahren....132
9.7.3. weitere großtechnische Verfahren....135

KAPITEL 10 : KUNSTSTOFFE....136

10.1. Grundlagen....136

10.2. Herstellung von Polymeren....138
10.2.1. Polymerisation....138
10.2.2. Der Mechanismus der Polymerisation....139
10.2.3. Polykondensation....141
10.2.4. Polyaddition....143

10.3. einzelne Polymere....144

10.4. ökologische und ökonomische Aspekte....145

KAPITEL 11 : KOHLENHYDRATE....146

Die Glucoseformel – und mehr....146

11.1. Schritt 1 – Die Elementarzusammensetzung....146

11.2. Schritt 2 – Die Summenformel....147

11.3. Schritt 3 – Polarität....147

11.4. Schritt 4 – Aldehyd–Gruppen....149

11.5. Die erste Überraschung....152
11.5.1. Die Schiff–Probe....152
11.5.2. Wissen und Wahrheit in den Naturwissenschaften....153
11.5.3. Folgerungen aus den 3 Aldehydnachweisen....153

11.6. Die zweite Überraschung....154
11.6.1. Glucose im polarisierten Licht....154
11.6.2. Chiralität....156
11.6.3. chirale Moleküle....156

11.7. Glucose und Fructose....157

11.8. Disaccharide und Polysaccharide....159

Wer nichts als Chemie versteht,
versteht auch die nicht recht.
Lichtenberg

Kapitel 1 : Stoffe und Stoffumwandlung

1.1. Was ist Chemie ?

Schwefel

Schwefel ist (bei Zimmertemperatur) ein festes, gelbes, geruchloses Pulver.

2 Versuche

Wir sehen uns 2 Versuche mit Schwefel an.

Versuch 1–1

In einem Reagenzglas wird etwas Schwefel vorsichtig mit dem Bunsenbrenner erhitzt.

Beim Erhitzen schmilzt der Schwefel. Seine vorher mattgelbe Farbe wird dabei intensiv gelb. Bei weiterem Erhitzen wird er erst rotbraun, bleibt aber dünnflüssig, dann dunkelbraun und zähflüssig. Erhitzt man nun kräftiger, wird er wieder dünnflüssig. Die Farbe ändert sich dabei nicht. Schließlich bildet sich gelber Schwefeldampf, und an kalten Stellen setzt sich gelbes Schwefelpulver ab.

Versuch 1–2

In einem Verbrennungslöffel wird Schwefel kräftig mit dem Bunsenbrenner erhitzt.

Er entzündet sich und verbrennt mit schwach blauer Flamme. Es bildet sich ein stechend riechendes, farbloses Gas.

Versuchsbeschreibungen

Bevor wir die Versuche auswerten, erst ein paar Worte zu den Versuchsbeschreibungen. Eine Versuchsbeschreibung besteht aus mehreren Teilen :

- Eine Skizze oder Beschreibung des **Versuchsaufbaues** ist nur bei größeren Versuchen nötig.
- Es folgt die Beschreibung der **Durchführung** des Versuchs.
- Als letztes sollten Sie alle **Beobachtungen**, die Sie bei dem Versuch machen konnten, genau hinschreiben. Bei den allermeisten Versuchen kann man mehr als eine Beobachtung machen, und auch scheinbar unbedeutende Dinge können später wichtig werden. Beobachten können Sie nicht nur mit dem Auge. Auch, was Sie riechen, hören oder von Messgeräten ablesen, sind Beobachtungen.
- **Folgerungen** gehören **nicht** zur Versuchsbeschreibung.

Auswertung der Versuche 1–1 und 1–2

Beim ersten Versuch hat nur eine Zustandsänderung stattgefunden. Sowohl zu Beginn als auch am Ende des Versuchs war Schwefel vorhanden. Es lag ein physikalischer Vorgang vor.

Beim zweiten Versuch dagegen ist ein neuer Stoff entstanden, der weder die Eigenschaften des Schwefels (z.B. gelb) noch die der Luft (z.B. geruchlos) hat. Ein chemischer Vorgang lief ab.

Chemische Reaktion :

Es entstehen völlig neue Stoffe, die nicht mehr die Eigenschaften der Ausgangsstoffe haben.

1.2. Das ist Chemie

Chemie und Physik

Beide Wissenschaften beschäftigen sich mit den Stoffen, aus denen unsere Umwelt besteht, zum Beispiel Holz, Eisen, Kalkstein, Kunststoffe.

Die Chemie untersucht die Umwandlungen eines Stoffes in einen anderen.

Die Untersuchung von Eigenschaften und Zustandsänderungen von Stoffen gehört zwar eigentlich zur Physik, ist aber für die Chemie sehr wichtig und wird deshalb oft dort behandelt.

Aufgabe 1–1

Bei welchen der folgenden Vorgänge laufen chemische Reaktionen ab, bei welchen nicht ?

- Eis schmilzt.
- Eisen rostet.
- Ein Stück Holz verbrennt.
- In einer Tasse Kaffee wird ein Stück Zucker aufgelöst.
- Ein Löffel Kaffeepulver wird in heißes Wasser gegeben und nach 2 Minuten abfiltriert.
- Ein rohes Ei wird 5 Minuten gekocht.
- Durch einen Kupferdraht fließt Strom.
- Eine Batterie entlädt sich.
- Flüssiges Roheisen wird in eine Gussform geschüttet, um ein Gussteil herzustellen.
- Aus 74 % Stahl, 18 % Chrom und 8 % Nickel wird eine Legierung (Edelstahl) hergestellt.

1.3. Stoffarten

Man kann die Stoffe klassifizieren.

- Ein **Reinstoff** ist ein chemisch einheitlicher Stoff.
- Ein **Gemisch** oder Gemenge besteht aus mehreren Reinstoffen.
- Ein **homogenes** Gemisch sieht äußerlich einheitlich aus. Zum Beispiel sind Luft oder Benzin homogene Gemische.
- Ein **heterogenes** Gemisch ist schon äußerlich nicht einheitlich. Beispiele sind die meisten Gesteine, nasser Sand, Müsli oder viele Sorten Speiseeis.
- Ein **Kolloid** ist ein Gemisch, in dem Teilchen der Größe 0,00001 mm bis 0,001 mm gleichmäßig in einem anderen Stoff verteilt sind. Kolloide stellen einen Übergang zwischen homogenen und heterogenen Gemischen dar. Ein Beispiel ist Zigarettenrauch.

Ein Gemisch kann mit physikalischen Mitteln in seine Bestandteile getrennt werden, ein Reinstoff nur mit chemischen. Allerdings können nicht alle Reinstoffe chemisch zerlegt werden.

- Ein **Element** ist ein Reinstoff, der chemisch nicht in andere, einfacher aufgebaute Stoffe zerlegt werden kann, zum Beispiel Eisen oder Wasserstoff.
- Eine **Verbindung** ist ein Reinstoff, bei dem dies möglich ist, zum Beispiel Wasser oder Eisenoxid (Rost).

Abbildung 1–1 veranschaulicht die Zusammenhänge zwischen diesen Begriffen.

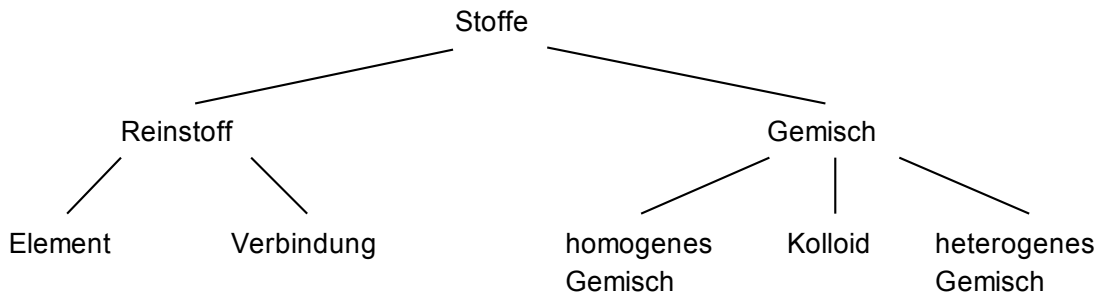


Abbildung 1–1 (Stoffarten)

Aufgabe 1–2

Geben Sie bei jedem Stoff an, zu welcher Stoffart er gehört. Manchmal kann man verschiedener Meinung sein. Begründen Sie also Ihre Ansicht.

- Wasser (darunter versteht der Chemiker immer reines Wasser)
- Leitungswasser
- Coca–Cola
- reiner Alkohol
- Stickstoff
- Eisenerz
- Roheisen
- Stahl
- hochlegierter Edelstahl
- Kochsalz
- Speiseeis
- Milch
- Wasser, in dem einige Eisklumpen schwimmen
- Dispersionsfarbe

1.4. Trennung von Stoffgemischen

Die Trennung von Stoffgemischen ist ein physikalischer Vorgang. Trotzdem wird er beim chemischen Arbeiten häufig durchgeführt. Beim Ablauf einer Reaktion entsteht oft ein Stoffgemisch, aus dem dann ein Bestandteil abgetrennt werden soll. Auch in Technik und Alltag ist die Stofftrennung eine wichtige Aufgabe.

Hier ist eine (natürlich unvollständige) Zusammenstellung von Trennverfahren :

- **Auslesen** wird nicht nur im Haushalt angewandt. Auch verschieden geformte (große) Kristalle kann man manchmal so trennen.
- **Sieben** trennt Stoffe aufgrund verschiedener Korngröße.
- Gemische, die Eisen enthalten, kann man **magnetisch** trennen. Denken Sie an die Aufarbeitung von Metallschrott.
- Durch **Sedimentieren** können Sie Stoffe trennen, die sich in Wasser verschieden schnell absetzen, etwa Lehm in seine Bestandteile Ton und Sand.
- Eine **Extraktion** führen Sie jedesmal durch, wenn Sie Kaffee oder Tee kochen. Coffein sowie eine Menge Aroma– und Farbstoffe werden von den anderen Bestandteilen des Kaffees bzw. Tees getrennt.
- Durch **Filtrieren** können Sie flüssige von festen Stoffen oder auch lösliche von unlöslichen Stoffen trennen. **Dekantieren**, d.h. Abgießen, ist eine Variante.

- Bei der **Destillation** trennt man Gemische aus mehreren flüssigen Stoffen mit unterschiedlichem Siedepunkt.
- Die **Chromatographie** ist eine der wichtigsten Trennmethoden im chemischen Labor. Sie nutzt aus, dass verschiedene Stoffe an verschiedenen Trägermaterialien unterschiedlich gut haften.

Aufgabe 1–3

Nennen Sie weitere Trennverfahren für Stoffgemische.

1.4.1. Trennung durch Destillation

Versuch 1–3

Versuchsaufbau : Die Apparatur wird entsprechend Abbildung 1–2 aufgebaut.

Durchführung und Beobachtung : In den Rundkolben werden ca. 100 ml Rotwein und 2 Siedesteine[1] gegeben. Der Kolben wird mit einer elektrischen Heizhaube („Heizpilz“) langsam erhitzt, dazu wird das Kühlwasser angestellt. Jede Minute wird die Temperatur abgelesen.

Nach einiger Zeit beginnt der Rotwein zu sieden. Das Thermometer zeigt eine Temperatur von _____ ° an. Eine farblose Flüssigkeit kondensiert im Claisen–Aufsatz und im Liebigkühler und läuft in den Erlenmeyer–Kolben.

Sobald die Temperatur am Thermometer auf _____ ° gestiegen ist, wird die **Vorlage** (das ist der Erlenmeyer–Kolben, in den das Kondensat läuft) gewechselt, bei einer Temperatur von _____ ° nochmals.

Alle 3 Vorlagen enthalten farblose Flüssigkeiten, jedoch von unterschiedlichem Geruch.

Volumen der einzelnen **Fraktionen** (Fraktion = aufgefangenes Kondensat mit bestimmtem Siedebereich) :

Siedebereich von	bis	Volumen (in ml)
_____	_____	_____
_____	_____	_____
_____	_____	_____

Auswertung : Rotwein enthält einen kleinen Anteil niedrigsiedender Stoffe, dann Ethanol (Alkohol) sowie eine große Menge Wasser und einige andere Stoffe, die einen höheren Siedepunkt als Ethanol (78°) haben.

Die Trennwirkung dieser (sehr einfachen) Destillation ist ziemlich schlecht.

Aufgabe 1–4

- Wozu dient der Claisen–Aufsatz, wozu der Liebigkühler ?
- Erklären Sie das Prinzip der Gegenstromkühlung.
- Warum ist das Thermometer am rechten Teil des Claisen–Aufsatzes angebracht ?

[1] Die Siedesteine haben nur die Aufgabe, durch ihre große Oberfläche ein gleichmäßiges Sieden zu ermöglichen.

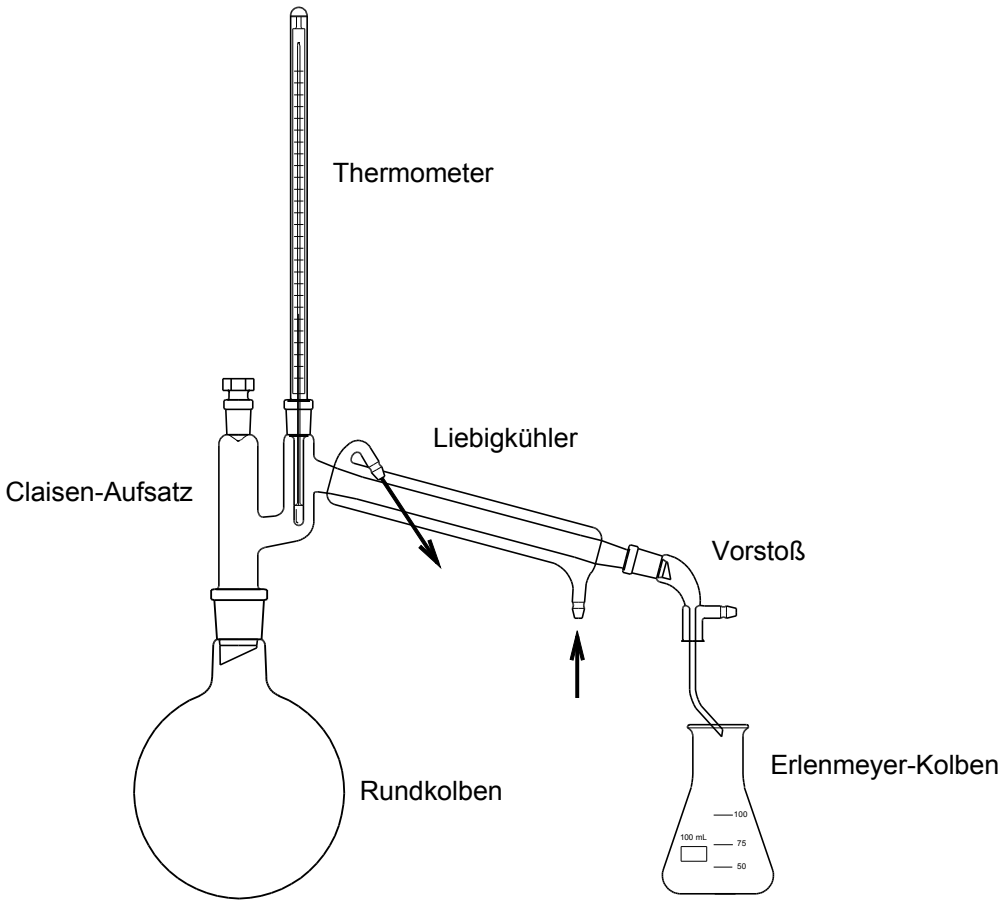


Abbildung 1–2 (Apparatur zur Destillation)

1.4.2. Trennung durch Chromatographie

Durchführung :

Schneiden Sie sich einen Filterpapierstreifen von ca. 2 cm Breite zurecht. Er soll etwas länger sein als das Becherglas hoch ist.

Füllen Sie ein 250–ml–Becherglas etwa 0,5 cm hoch mit Wasser. Legen Sie ein Stück Blumendraht über das Becherglas. Machen Sie mit 2 oder 3 Filzschreibern (wasserlöslich) auf den Papierstreifen, etwa 1 cm vom unteren Rand entfernt, je einen kleinen Punkt. Hängen Sie den Streifen nun so am Draht auf, dass er unten gerade ins Wasser hineinragt, aber weder Boden noch Rand des Glases berührt. Auch die aufgetragenen Farbpunkte sollen ein wenig oberhalb des Wasserspiegels liegen. Warten Sie ca. 15 Minuten.

Beobachtung :

Auswertung :

1.4.3. Trennung durch Ausschütteln

Tragen Sie bei diesem Versuch Schutzhandschuhe.

Nach dem Füllen des Scheidetrichters nur einmal kurz schütteln, dann sofort über den Hahn belüften. Danach 2 oder 3 mal schütteln und wieder belüften. Auch beim weiteren Schütteln immer wieder mal belüften, andernfalls kann der Scheidetrichter explodieren.

Entsorgen Sie die Heptan–Phasen im bereitgestellten großen Erlenmeyer–Kolben, die anderen Phasen im großen Becherglas.

Waschen Sie nach dem Versuch die Hände.

Durchführung :

Hängen Sie den Scheidetrichter ins Filtriergestell. Achten Sie darauf, dass der Hahn geschlossen ist. Messen Sie im Messzylinder 20 ml eines der beiden „Gemische zum Ausschütteln“ ab und geben Sie es über einen Trichter in den Scheidetrichter. Messen Sie ebenso 20 ml „Heptan–Fraktion“ ab und geben Sie sie dazu.

Schütteln Sie (wie oben beschrieben, unter häufigem Belüften) etwa 1 – 2 Minuten aus. Sie erkennen deutlich 2 Schichten von Flüssigkeiten (man nennt sie Phasen), und zwar die Phase mit dem Untersuchungsgemisch und die Heptan–Phase. Trennen Sie die beiden Phasen, indem Sie sie vorsichtig in 2 kleine Erlenmeyer–Kolben ablaufen lassen. Entfernen Sie dabei den Stopfen des Scheidetrichters.

Versetzen Sie die Phase mit dem Untersuchungsgemisch nochmals mit 20 ml Heptan–Fraktion, schütteln Sie nochmals aus und trennen Sie die Phasen. Die beiden Heptan–Phasen können Sie zusammengeben.

Skizze des Versuchsaufbaues und Beobachtung :

Frage :

Woran haben Sie erkannt, welches die Phase mit dem Untersuchungsgemisch und welches die Heptan–Phase war ?

Hinweis : Bilder zu diesem Versuch finden Sie im Internet unter http://www.chemie-verstehen.de/v_ausschuetteln.htm

1.5. Kolloide

Dieses Kapitel ist noch nicht belegt.

1.6. Chemische Symbole

Die kleinsten Teilchen

Elemente und Verbindungen bestehen aus kleinsten Teilchen.

- **Atome** sind die kleinsten Teilchen der Elemente.
- **Moleküle** sind die kleinsten Teilchen der Verbindungen.

Elemente und ihre Symbole

Man kennt zur Zeit mindestens 115 Elemente, von denen knapp 90 in der Natur vorkommen. Die restlichen entstehen nur bei kernphysikalischen Experimenten.

Als Kurzschreibweise für die Elemente wurden von dem schwedischen Chemiker JÖNS JAKOB BERZELIUS um 1814 Symbole aus 1 oder 2 Buchstaben eingeführt, die von den lateinischen Namen der Elemente abgeleitet sind.

Hier sind die wichtigsten Elemente und ihre Symbole.

Nichtmetalle		**Metalle**	
Wasserstoff	H	Natrium	Na
Sauerstoff	O	Kalium	K
Stickstoff	N	Calcium	Ca
Kohlenstoff	C	Magnesium	Mg
Schwefel	S	Aluminium	Al
Chlor	Cl	Eisen	Fe
Phosphor	P	Kupfer	Cu
		Zink	Zn
		Silber	Ag
		Blei	Pb

Von etwas geringerer Bedeutung sind noch Chrom (Cr), Mangan (Mn), Kobalt (Co), Nickel (Ni), Gold (Au), Platin (Pt), Quecksilber (Hg) und Zinn (Sn).

Moleküle

Alle Moleküle bestehen aus mehreren, meist verschiedenen Atomen. Zwei Beispiele :

- Ein Molekül des Sauerstoffs der Luft besteht aus 2 Sauerstoffatomen.
- Ein Molekül Wasser besteht aus 2 Wasserstoffatomen und einem Sauerstoffatom.

Was man überhaupt sagen kann,
das kann man klar sagen.
Wittgenstein

Kapitel 2 : Reaktionen und ihre Beschreibung

2.1. Oxidation

Versuch 2–1

Ein Kupferbrief wird einige Zeit in die Bunsenbrennerflamme gehalten.

Auf der Außenseite ist ein grauer, fester Belag entstanden. Im Innern des Briefs ist keine Veränderung festzustellen.

Versuch 2–2

Ein Stück weißer Phosphor wird offen[2] hingelegt.

Nach kurzer Zeit beginnt sich weißer Rauch zu bilden, und der vorher feste Stoff zerfließt langsam[3].

Versuch 2–3

Ein Stück Natrium[4] wird an die Luft gelegt.

Nach kurzer Zeit bildet sich eine weiße Kruste. Im Innern ist noch unverändertes Natrium vorhanden.

Ergebnis :

Bei allen 3 Versuchen reagieren Stoffe mit Sauerstoff. Eine solche Reaktion nennt man Oxidation.

Oxidation :

Reaktion eines Stoffes mit Sauerstoff.

Oxid :

Verbindung eines Stoffes mit Sauerstoff.

Aufgabe 2–1

Nennen Sie Vorgänge (aus dem Alltag oder der Technik), bei denen Oxidationen ablaufen.

---

[2] Legt man den Phosphor auf ein Stück Papier, so beginnt es nach kurzer Zeit zu brennen.

[3] Das Produkt ist stark hygroskopisch (=wasseranziehend). Es nimmt die Luftfeuchtigkeit auf, so dass es zerfließt. Der Rauch besteht ebenfalls aus diesem Produkt.

[4] Natrium ist ein weiches, silberglänzendes Metall, das unter Petroleum aufbewahrt wird.

2.2. Die Wertigkeit

2.2.1. Wie kommt man dazu ?

Aufstellen von Formeln

Bei den Versuchen 2–1 bis 2–3 sind Kupferoxid, Natriumoxid und Phosphoroxid entstanden. Wie stellt man die Formeln dieser Stoffe auf ? Und wie stellt man die Formeln all der anderen Stoffe auf, mit denen der Chemiker arbeitet ?

Ein wichtiges Konzept dazu ist die Wertigkeit.

Ein Haufen Formeln und ein Zusammenhang

Sehen Sie sich die folgende Tabelle an und versuchen Sie, Gemeinsamkeiten zwischen den einzelnen Zeilen und Spalten zu finden.

Oxide	Hydroxide	Chloride	Nitrate	Sulfate
H_2O	(HOH)	HCl	HNO_3	H_2SO_4
Na_2O	NaOH	NaCl	$NaNO_3$	Na_2SO_4
K_2O	KOH	KCl	KNO_3	K_2SO_4
MgO	$Mg(OH)_2$	$MgCl_2$	$Mg(NO_3)_2$	$MgSO_4$
CaO	$Ca(OH)_2$	$CaCl_2$	$Ca(NO_3)_2$	$CaSO_4$
CuO	$Cu(OH)_2$	$CuCl_2$	$Cu(NO_3)_2$	$CuSO_4$
FeO	$Fe(OH)_2$	$FeCl_2$	$Fe(NO_3)_2$	$FeSO_4$
Fe_2O_3	$Fe(OH)_3$	$FeCl_3$	$Fe(NO_3)_3$	$Fe_2(SO_4)_3$
Al_2O_3	$Al(OH)_3$	$AlCl_3$	$Al(NO_3)_3$	$Al_2(SO_4)_3$
PbO_2	$Pb(OH)_4$	$PbCl_4$	$Pb(NO_3)_4$	$Pb(SO_4)_2$

Die Formeln der ersten 3 Zeilen sind sehr ähnlich. Sie unterscheiden sich nur durch H, Na oder K am Beginn der Formel, sind aber ansonsten genau gleich aufgebaut. Dasselbe gilt für die Formeln der nächsten 4 Zeilen. Auch diese unterscheiden sich nur durch das Metall, sind aber sonst völlig identisch.

Die Metalle lassen sich also in Gruppen einteilen : Na und K sind (zusammen mit Wasserstoff) in einer Gruppe, in einer zweiten sind Mg, Ca, Cu und Fe, usw.

Man sieht noch mehr

In den Formeln der ersten 3 Zeilen ist immer **ein** Wasserstoffatom durch ein Natrium– oder ein Kaliumatom ersetzt. In den Formeln der nächsten 4 Zeilen wurden immer **zwei** Wasserstoffatome durch ein Magnesium–, Calcium–, Kupfer– oder Eisenatom ersetzt. Sie sehen das besonders deutlich bei den Oxiden und Sulfaten.

2.2.2. Die Definition

Wir können eine einfache Definition der Wertigkeit aufstellen.

Wertigkeit :

Ein Stoff heißt *n*–wertig, wenn ein Atom dieses Stoffes *n* Wasserstoffatome ersetzt.

2.2.3. Die Wertigkeiten der Elemente

Tabelle der Wertigkeiten

Li, Na, K, Ag	1					
Mg, Ca, Ba, Zn, Cu		2				
Al, Au			3			
Fe		2	3			
Hg	1	2				
Sn, Pb		2		4		
Si				4		
H	1					
O		2				
C				4		
N, P			3		5	
S		2		4		6
F, Cl, Br, I	1					

mehrere Wertigkeiten

Einige Stoffe können mehrere Wertigkeiten annehmen. Verbindungen, in denen Eisen 2–wertig ist, bezeichnet man als Eisen–II–Verbindungen, solche, in denen es 3–wertig ist, als Eisen–III–Verbindungen.

Ein Beispiel :

$FeCl_2$: Eisen–II–chlorid

$FeCl_3$: Eisen–III–chlorid

seltene Wertigkeiten

Oft kommt es vor, dass ein Element **meist** eine bestimmte Wertigkeit annimmt und nur **selten** eine andere. So sind zum Beispiel Chlor, Brom und Iod meist 1–wertig, können aber manchmal auch 3–, 5– oder 7–wertig sein. In der Tabelle stehen nur die wichtigsten Wertigkeiten.

Die Extreme

Die Wertigkeit kann nie größer als 8 werden. Sehr hohe Wertigkeiten kommen nur selten vor. Osmium (Os) ist das einzige Element, das 8–wertig werden kann. Mangan (Mn) ist eines der wenigen Elemente, die 7–wertig sein können.

Die Edelgase gehen (wenn man nicht spezielle Tricks anwendet) keine Verbindungen ein. Man nennt sie daher 0–wertig.

Die Gründe

Wann ist Eisen 2–wertig, wann 3–wertig ?

Welche Wertigkeit ein Stoff, der mehrere Wertigkeiten haben kann, nun tatsächlich annimmt, hängt von den Reaktionspartnern und den Reaktionsbedingungen bei seiner Bildung ab.

Warum ist Natrium 1–wertig und nicht 4–wertig ?

Die Gründe, weshalb ein Stoff eine bestimmte Wertigkeit annimmt, hängen vom Aufbau der Atome ab und werden im Kapitel über das Bohrsche Atommodell ausführlich behandelt.

2.3. Aufstellen von Formeln

2.3.1. Das Verfahren

Erster Schritt – der Grundkörper

Um die Formel eines Salzes, eines Oxids oder eines Hydroxids aufzustellen, schreiben Sie als erstes die Formel des Grundkörpers hin. Dies ist bei den Salzen eine Säure, sonst Wasser. Eine Tabelle wichtiger Säuren ist weiter unten. Schreiben Sie jedes Wasserstoffatom einzeln hin.

Zweiter Schritt – Wasserstoffatome streichen

Überlegen Sie sich (oder sehen Sie nach), welche Wertigkeit das Metall hat, das im Salz vorkommt. Wenn das Metall *n*–wertig ist, streichen Sie in der Formel der Säure *n* Wasserstoffatome weg und ersetzen diese durch **ein** Metallatom. Geht das Wegstreichen und Ersetzen auf, haben Sie Glück gehabt, sonst müssen Sie weitere Säuremoleküle oder Metallatome (je nachdem, was fehlt) dazunehmen, so lange, bis das Ersetzen aufgeht. Dann brauchen Sie nur noch die Formel abzulesen.

Für Mathematiker

Ist n die Wertigkeit des Metalls und m die Zahl der Wasserstoffatome der Säure (bei Hydroxiden ist $m = 1$) , so sind $kgV(n,m)$ Wasserstoffatome zu ersetzen. Dazu werden $kgV(n,m)/n$ Metallatome benötigt, die in $kgV(n,m)/m$ Säuremolekülen die Wasserstoffatome ersetzen. kgV ist dabei das kleinste gemeinsame Vielfache zweier Zahlen.

real – irreal – ganz egal

Es interessiert uns überhaupt nicht, ob dem Verfahren (Wasserstoffatome wegstreichen, Metallatome hinschreiben) eine tatsächlich ablaufende Reaktion entspricht. Meist ist das nicht der Fall. Gold reagiert nicht mit Salzsäure, und Natrium reagiert mit Wasser nicht zu Natriumoxid, sondern zu Natriumhydroxid. Trotzdem können wir mit diesem Verfahren die Formeln von Goldchlorid und Natriumoxid aufstellen.

Ausnahmen

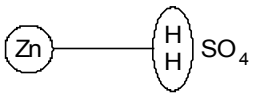
gibt es überall, besonders in der Chemie. Die Formeln mancher Stoffe können nicht nach diesem Verfahren gebildet werden, da der Aufbau der Moleküle komplexer ist. Beispiele sind Wasserstoffperoxid (H_2O_2), Eisencarbid (Fe_3C), Calciumcarbid (CaC_2) oder Pyrit (FeS_2).

Säuren und mehr

Formel	Name der Säure	Name des Salzes
HCl	Salzsäure	Chlorid
H_2SO_4	Schwefelsäure	Sulfat
HNO_3	Salpetersäure	Nitrat
H_3PO_4	Phosphorsäure	Phosphat
H_2CO_3	Kohlensäure	Carbonat
H_2S	Schwefelwasserstoff	Sulfid
H_2SO_3	Schweflige Säure	Sulfit
H_2O	Wasser	Oxid
(HOH)	Wasser	Hydroxid
NH_3	Ammoniak	Nitrid
CH_4	Methan	Carbid

2.3.2. Beispiele

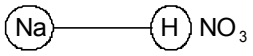
Zinksulfat



$ZnSO_4$

Die 2 Wasserstoffatome der Schwefelsäure lassen sich durch ein Zinkatom ersetzen, denn Zink ist 2–wertig. Die Formel von Zinksulfat lautet $ZnSO_4$.

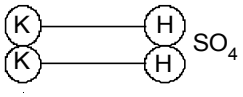
Natriumnitrat



$NaNO_3$

Salpetersäure hat nur ein Wasserstoffatom. Es wird gerade durch ein Natriumatom ersetzt, da Natrium einwertig ist. Die Formel von Natriumnitrat lautet $NaNO_3$.

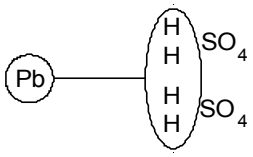
Kaliumsulfat



K_2SO_4

Kalium ist einwertig. Deshalb kann jedes Kaliumatom nur ein Wasserstoffatom der Schwefelsäure ersetzen. Die Formel von Kaliumsulfat lautet K_2SO_4.

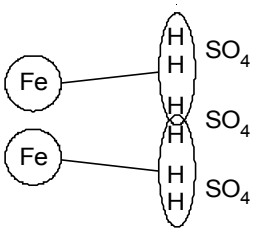
Blei-IV-sulfat



$Pb(SO_4)_2$

Blei ist hier 4–wertig. Ein Bleiatom kann 4 Wasserstoffatome ersetzen. Also werden 2 Moleküle der Schwefelsäure gebraucht. Die Formel von Blei–IV–sulfat lautet $Pb(SO_4)_2$.

Eisen-III-sulfat



$Fe_2(SO_4)_3$

Eisen ist in dieser Verbindung 3–wertig. Das erste Eisenatom kann 3 Wasserstoffatome ersetzen. 2 Schwefelsäuremoleküle haben aber 4 Wasserstoffatome, es bleibt also eines übrig. Daher wird ein zweites Eisenatom und ein drittes Schwefelsäuremolekül benötigt. Die Formel von Eisen–III–sulfat lautet $Fe_2(SO_4)_3$.

2.3.3. Übungen

Aufgabe 2–2

Stellen Sie die Formeln folgender Stoffe auf :

- Silbernitrat
- Quecksilber–I–chlorid
- Zinn–IV–chlorid
- Blei–II–nitrat
- Zinn–II–sulfat
- Quecksilber–I–phosphat
- Quecksilber–II–phosphat

- Kupferphosphat
- Aluminiumphosphat
- Eisen–II–sulfit
- Eisen–III–sulfid
- Calciumcarbonat
- Natriumcarbonat
- Kaliumsulfid
- Stickstoff–I–oxid
- Stickstoff–II–oxid
- Stickstoff–III–oxid
- Stickstoff–IV–oxid
- Stickstoff–V–oxid
- Siliciumcarbid
- Aluminiumnitrid
- Aluminiumsulfid
- Gold–III–chlorid
- Blei–II–oxid
- Blei–II–hydroxid

Aufgabe 2–3

Welche Wertigkeit haben die folgenden Stoffe ?

- Cd in $Cd(NO_3)_2$
- Mn in $Mn(SO_4)_2$
- Ni in $NiSO_4$
- Ti in $TiCl_4$
- Mn in $Mn_2(SO_4)_3$
- Mo in $Mo(OH)_3$
- P in PCl_3
- P in PCl_5
- C in CCl_4
- N in N_2S_3
- Ca in CaO
- Fe in Fe_2O_3
- Mn in MnO_2

2.4. Eigenschaften von Sauerstoff

Sauerstoff ist ein farb– und geruchloses Gas, das zu ca. 21% in der Luft enthalten ist. Die beiden folgenden Versuche zeigen eine Eigenschaft des Sauerstoffs.

Versuch 2–4

Der Boden eines Standzylinders wird mit wenig Sand bedeckt. Der Zylinder wird dann mit reinem Sauerstoff aus einer Stahlflasche gefüllt und mit einem Deckel verschlossen. In einem Verbrennungslöffel wird etwas Schwefel zum Brennen gebracht, dann wird der Löffel in den Standzylinder gehalten.

Der vorher nur mit schwach blauer, kaum sichtbarer Flamme brennende Schwefel brennt nun mit kräftiger hellblauer Flamme.

Versuch 2–5 (Spanprobe)

Ein Reagenzglas wird mit reinem Sauerstoff gefüllt und mit einem Stopfen verschlossen. Anschließend wird ein Holzspan am Bunsenbrenner **kurz** zum Brennen gebracht und dann durch Schwenken soweit gelöscht, dass er nur noch glimmt. Nun wird der glimmende Span ins Reagenzglas gebracht.

Der Span beginnt sofort mit kräftiger Flamme zu brennen.

Sauerstoff fördert die Verbrennung

Ein Ergebnis der beiden Versuche ist die Erkenntnis, dass Sauerstoff die Verbrennung fördert. Sauerstoff selbst hat nicht gebrannt und ist auch nicht brennbar, nur der Schwefel und der Holzspan haben gebrannt.

Ein Nachweis für Sauerstoff

Man kann Sauerstoff an seinem Verhalten gegenüber einem glimmenden Holzspan erkennen. Man sagt, mit der Spanprobe (die wir in Versuch 2–5 durchgeführt haben) kann man Sauerstoff nachweisen.

Nachweis :

Ein Nachweis ist eine für einen Stoff typische Reaktion, an der man ihn wiedererkennen kann.

2.5. Reduktion

Versuch 2–6

Etwas Quecksilberoxid wird in einem schwer schmelzbaren Reagenzglas, das mit einem Wattebausch verschlossen ist, stark erhitzt.

Die vorher orangerote Substanz wird beim Erhitzen schwarz[5], und am oberen Rand des Glases schlagen sich metallisch glänzende Tröpfchen nieder. Eine Spanprobe verläuft positiv. Beim Abkühlen wird der Inhalt des Reagenzglases wieder orange.

Auswertung

Aus Quecksilberoxid ist Quecksilber (erkennbar an den Tröpfchen) und Sauerstoff (nachgewiesen durch die Spanprobe) entstanden. Quecksilberoxid wurde also in seine Bestandteile zerlegt.

In Versuch 2–6 wurde von einem Stoff Sauerstoff abgegeben. Eine solche Reaktion nennt man Reduktion.

Reduktion :

Eine Reduktion ist eine Reaktion, bei der ein Stoff Sauerstoff abgibt.

Aufgabe 2–4

Warum wurde bei Versuch 2–6 das Reagenzglas mit einem Wattebausch verschlossen ? Es gibt übrigens mehrere Gründe.

[5] Die Farbänderung orange–schwarz–orange ist auf einen physikalischen Effekt zurückzuführen : Die Kristallstruktur des Quecksilberoxids verändert sich. Man kann diesen Effekt ausnutzen, um Überhitzungen von technischen Apparaten zu erkennen, indem man einen Quecksilberoxid enthaltenden Lack aufträgt und die Farbe beobachtet. Dieser Effekt heißt **Thermochromie** und tritt auch bei einigen anderen Stoffen auf.

2.6. Aufstellen von Reaktionsgleichungen

2.6.1. Das Verfahren

Erster Schritt – die Formeln

Um die Reaktionsgleichung einer Reaktion aufzustellen, schreiben Sie als erstes die Formeln aller beteiligten Stoffe hin.

Sind Säuren, Salze oder Hydroxide beteiligt, können Sie im Kapitel 2.3. nachsehen, wie Sie deren Formeln finden. Sind Elemente in gasförmigem Zustand an der Reaktion beteiligt, treten sie in zweiatomigen Molekülen auf. Die Formeln lauten also zum Beispiel:

Wasserstoff	H_2
Sauerstoff	O_2
Stickstoff	N_2
Chlor	Cl_2

Die Formeln dürfen in den folgenden Schritten **nicht mehr verändert** werden. Sie beschreiben ja die Zusammensetzung eines Stoffes. Würde man die Formeln nachträglich verändern, würden sie die Zusammensetzung nicht mehr richtig beschreiben.

Zweiter Schritt – die Gleichung

Schreiben Sie die Ausgangsstoffe (man nennt sie auch Edukte) links vom Reaktionspfeil, die Produkte rechts davon hin.

Dritter Schritt – das Ausgleichen

Links und rechts vom Reaktionspfeil müssen von jedem Element gleichviel Atome stehen.

Um dieses Ziel zu erreichen, werden Sie oft von den beteiligten Stoffen mehrere Moleküle hinschreiben müssen. Manchmal wird das eine echte Puzzelei sein. Versuchen Sie dann, erst die Atome eines Elements auszugleichen, dann eines zweiten, und so weiter. Beginnen Sie mit einem Element, das in der Gleichung nur selten vorkommt. Gleichen Sie Wasserstoff und Sauerstoff zuletzt aus.

Auf gar keinen Fall dürfen Sie die Formeln der Stoffe verändern, um die Gleichung auszugleichen. Die Gründe sind im Abschnitt „Erster Schritt“ erklärt.

Kleine Zahlen – große Zahlen ; Zahlen davor – Zahlen dahinter

Sind an einer Reaktion mehrere Moleküle eines Stoffes beteiligt, schreibt man eine (große) Zahl vor die Formel dieses Stoffes. Beispiel : 2 HCl .

Enthält ein Molekül mehrere Atome einer bestimmten Sorte, schreibt man eine (kleine) Zahl als Index hinter das Atomsymbol. Beispiel : H_2O .

Zahl vor der Formel eines Moleküls (oder Atoms) :

Die Zahl bezieht sich auf das <u>gesamte</u> Molekül.
Es reagieren <u>mehrere</u> solche Moleküle (oder Atome).

Zahl als Index hinter einem Atomsymbol :

Die Zahl bezieht sich <u>nur</u> auf dieses Atom.
In einem Molekül sind <u>mehrere</u> solche Atome.

2.6.2. Beispiele

Beispiel 1

In Versuch 2–1 reagierte Kupfer mit Sauerstoff zu Kupferoxid.

Erster Schritt :

Die beteiligten Stoffe sind :

- Kupfer ist ein nicht gasförmiges Element. Seine Formel ist Cu.
- Sauerstoff ist ein gasförmiges Element. Seine Formel ist O_2.
- Kupferoxid hat die Formel CuO.

Zweiter Schritt :

Schreibe diese Stoffe links und rechts vom Reaktionspfeil hin :

$Cu + O_2 \rightarrow CuO$

Dritter Schritt :

Die Kupferatome sind ausgeglichen, denn es ist links und rechts vom Pfeil je ein Kupferatom. Die Sauerstoffatome sind noch nicht ausgeglichen. Links sind 2, rechts nur ein Sauerstoffatom. Um rechts auch 2 Sauerstoffatome zu erhalten, müssen rechts 2 Moleküle Kupferoxid stehen. Wir erhalten als Zwischenergebnis : $Cu + O_2 \rightarrow 2\ CuO$. Nun sind zwar die Sauerstoffatome, aber nicht mehr die Kupferatome ausgeglichen. Deshalb müssen links auch 2 Kupferatome stehen. Die endgültige, richtige Gleichung sieht so aus :

$2\ Cu + O_2 \rightarrow 2\ CuO$

Beispiel 2

In Versuch 2–3 reagierte Natrium mit Sauerstoff zu Natriumoxid.

Erster Schritt :

Die beteiligten Stoffe sind :

- Natrium ist ein nicht gasförmiges Element. Seine Formel ist Na.
- Sauerstoff ist ein gasförmiges Element. Seine Formel ist O_2.
- Natriumoxid hat die Formel Na_2O.

Zweiter Schritt :

Schreibe diese Stoffe links und rechts vom Reaktionspfeil hin :

$Na + O_2 \rightarrow Na_2O$

Dritter Schritt :

Gleiche zuerst die Natriumatome aus. Es müssen links 2 Natriumatome stehen. Zwischenergebnis : $2\ Na + O_2 \rightarrow Na_2O$.

Gleiche nun die Sauerstoffatome aus. Rechts müssen 2 Moleküle Natriumoxid stehen. Zwischenergebnis : $2\ Na + O_2 \rightarrow 2\ Na_2O$.

Gleiche nun nochmal die Natriumatome aus. Links müssen 4 Natriumatome stehen. Die endgültige, richtige Gleichung sieht so aus :

$4\ Na + O_2 \rightarrow 2\ Na_2O$

Beispiel 3

In Versuch 2–6 reagierte Quecksilberoxid zu Quecksilber und Sauerstoff.

Erster und zweiter Schritt :

Mit den beteiligten Stoffen HgO, Hg und O_2 ergibt sich

$HgO \rightarrow Hg + O_2$

Dritter Schritt :

Gleiche die Sauerstoffatome aus.
Zwischenergebnis : $2\ HgO \rightarrow Hg + O_2$.

Die Quecksilberatome, die zu Beginn ausgeglichen waren, sind es jetzt nicht mehr. Gleiche also die Quecksilberatome aus. Die endgültige, richtige Gleichung sieht dann so aus :

$2\ HgO \rightarrow 2\ Hg + O_2$

——— ——— ——— ——— ——— ———

Beispiel 4

Zink und Salzsäure reagieren zu Zinkchlorid und Wasserstoff.

Erster Schritt :

Die beteiligten Stoffe sind :

- Zink und Salzsäure sind die Ausgangsstoffe. Formeln : Zn und HCl
- Zinkchlorid. Da Zink 2–wertig ist, hat es die Formel $ZnCl_2$.
- Wasserstoff ist ein gasförmiges Element. Seine Formel ist H_2.

Zweiter Schritt :

Schreibe diese Stoffe links und rechts vom Reaktionspfeil hin :

$Zn + HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

Dritter Schritt :

Die Zinkatome sind ausgeglichen. Gleiche als Nächstes die Chloratome aus.

Zwischenergebnis : $Zn + 2\ HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

Glück gehabt ! Joker gezogen ! Jetzt sind nicht nur die Chloratome, sondern (wie von selbst) auch die Wasserstoffatome und (immer noch) die Zinkatome ausgeglichen.

Sie sind fertig. Die endgültige, richtige Gleichung sieht so aus :

$Zn + 2\ HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

——— ——— ——— ——— ——— ———

Beispiel 5

Eisen–III–oxid und Salpetersäure reagieren zu Eisen–III–nitrat und Wasser.

Erster Schritt :

Die beteiligten Stoffe sind :

- Eisen–III–oxid hat die Formel Fe_2O_3.

- Salpetersäure hat die Formel HNO_3.
- Eisen–III–nitrat hat die Formel $Fe(NO_3)_3$.
- Wasser hat die Formel H_2O.

Zweiter Schritt :

Schreibe diese Stoffe links und rechts vom Reaktionspfeil hin :

$Fe_2O_3 + HNO_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3 + H_2O$

Dritter Schritt :

Gleiche die Eisenatome aus. Schreibe dazu eine 2 vor die Formel von Eisen–III–nitrat.

Zwischenergebnis : $Fe_2O_3 + HNO_3 \rightarrow 2\ Fe(NO_3)_3 + H_2O$

Gleiche nun die Stickstoffatome aus. Auf der rechten Seite stehen 6 Stickstoffatome (2 Moleküle mit je 3 Stickstoffatomen). Schreibe also eine 6 vor HNO_3.

Zwischenergebnis : $Fe_2O_3 + 6\ HNO_3 \rightarrow 2\ Fe(NO_3)_3 + H_2O$

Gleiche nun die Wasserstoffatome aus. Links stehen 6 Wasserstoffatome, rechts erst 2. Um auch auf der rechten Seite 6 Wasserstoffatome zu bekommen, schreibe eine 3 vor H_2O.

Zwischenergebnis : $Fe_2O_3 + 6\ HNO_3 \rightarrow 2\ Fe(NO_3)_3 + 3\ H_2O$

Gleiche nun die Sauerstoffatome aus. Glück gehabt ! Sie brauchen nichts zu tun. Auf beiden Seiten stehen 21 Sauerstoffatome.

Zähle zur Sicherheit noch mal alle Atome durch. Rechts wie links stehen 2 Eisenatome, 6 Stickstoffatome, 6 Wasserstoffatome und 21 Sauerstoffatome.

Die endgültige, richtige Gleichung lautet :

$Fe_2O_3 + 6\ HNO_3 \rightarrow 2\ Fe(NO_3)_3 + 3\ H_2O$

2.6.3. Übungen

Aufgabe 2–5

Stellen Sie die Reaktionsgleichungen der folgenden Reaktionen auf.

a.) Zink + Salzsäure → Zinkchlorid + Wasserstoff

b.) Kupferoxid + Schwefelsäure → Kupfersulfat + Wasser

c.) Natriumcarbonat + Salzsäure → Natriumchlorid + Kohlendioxid + Wasser

d,) Kupfersulfid + Sauerstoff → Kupferoxid + Schwefel-IV-oxid

e.) Kupferoxid + Kohlenmonoxid → Kupfer + Kohlendioxid

f.) Silbernitrat + Blei–IV–chlorid → Silberchlorid + Blei–IV–nitrat

g.) Kupferhydroxid + Salzsäure → Kupferchlorid + Wasser

h.) Phosphor–III–chlorid + Wasser → Phosphor–III–oxid + Salzsäure

i.) Natrium + Sauerstoff → Natriumoxid

j.) Schwefel + Sauerstoff → Schwefel–VI–oxid

k.) Natrium + Wasser → Natriumhydroxid + Wasserstoff

l.) Aluminium + Wasser → Aluminiumhydroxid + Wasserstoff

m.) Natriumoxid + Wasser → Natriumhydroxid

n.) Kalium + Chlor → Kaliumchlorid

o.) Eisen + Chlor → Eisen–II–chlorid

p.) Eisen + Chlor → Eisen–III–chlorid

q.) Calcium + Salzsäure → Calciumchlorid + Wasserstoff

r.) Mangan + Schwefelsäure → Mangan–III–sulfat + Wasserstoff

s.) Quecksilber–I–oxid + Salpetersäure → Quecksilber–I–nitrat + Wasser

t.) Quecksilber–II–oxid + Salpetersäure → Quecksilber–II–nitrat + Wasser

u.) Quecksilber–I–oxid + Salpetersäure + Sauerstoff → Quecksilber–II–nitrat + Wasser

v.) Natriumhydroxid + Salzsäure → Natriumchlorid + Wasser

w.) Calciumchlorid + Kupfersulfat → Calciumsulfat + Kupferchlorid

x.) Silbernitrat + Zinkchlorid → Silberchlorid + Zinknitrat

y.) Stickstoff–II–oxid + Sauerstoff → Stickstoff–III–oxid

z.) Stickstoff–II–oxid + Sauerstoff → Stickstoff–IV–oxid

aa.) Stickstoff–II–oxid + Sauerstoff → Stickstoff–V–oxid

ab.) Aluminium + Eisen–III–oxid → Aluminiumoxid + Eisen

ac.) Aluminium + Eisen–II–oxid → Aluminiumoxid + Eisen

ad.) Zinn–IV–chlorid + Wasser → Zinn–IV–oxid + Salzsäure

ae.) Zinn–IV–chlorid + Wasser → Zinn–IV–hydroxid + Salzsäure

af.) Natrium + Phosphorsäure → Natriumphosphat + Wasserstoff

ag.) Natrium + Schweflige Säure → Natriumsulfit + Wasserstoff

ah.) Natrium + Schwefelwasserstoff → Natriumsulfid + Wasserstoff

Lösungen

Hier sind auch gleich einige Lösungen zu Aufgabe 2–5.

d.) $2\ CuS + 3\ O_2 \rightarrow 2\ CuO + 2\ SO_2$

f.) $4\ AgNO_3 + PbCl_4 \rightarrow 4\ AgCl + Pb(NO_3)_4$

h.) $2\ PCl_3 + 3\ H_2O \rightarrow P_2O_3 + 6\ HCl$

i.) $4\ Na + O_2 \rightarrow 2\ Na_2O$

k.) $2\ Na + 2\ H_2O \rightarrow 2\ NaOH + H_2$

m.) $Na_2O + H_2O \rightarrow 2\ NaOH$

p.) $2\ Fe + 3\ Cl_2 \rightarrow 2\ FeCl_3$

r.) $2\ Mn + 3\ H_2SO_4 \rightarrow Mn_2(SO_4)_3 + 3\ H_2$

s.) $Hg_2O + 2\ HNO_3 \rightarrow 2\ HgNO_3 + H_2O$

u.) $2\ Hg_2O + 8\ HNO_3 + O_2 \rightarrow 4\ Hg(NO_3)_2 + 4\ H_2O$

x.) $2\ AgNO_3 + ZnCl_2 \rightarrow 2\ AgCl + Zn(NO_3)_2$

y.) $4\ NO + O_2 \rightarrow 2\ N_2O_3$

z.) $2\ NO + O_2 \rightarrow 2\ NO_2$

aa.) $4\ NO + 3\ O_2 \rightarrow 2\ N_2O_5$

ad.) $SnCl_4 + 2\ H_2O \rightarrow SnO_2 + 4\ HCl$

ae.) $SnCl_4 + 4\ H_2O \rightarrow Sn(OH)_4 + 4\ HCl$

Kapitel 3 : Säure/Base–Reaktionen

Dieses Kapitel ist noch nicht belegt.

Sicher ist, dass nichts sicher ist.
Selbst das nicht.
Joachim Ringelnatz

Kapitel 4 : Salze

4.1. Salzbildung aus den Elementen

Versuch 4–1

Herstellung von Chlor

In einem Erlenmeyer–Kolben mit Gasableitungsrohr werden ca. 5 g Kaliumpermanganat ($KMnO_4$) vorgelegt. Der Kolben wird mit einem Tropftrichter mit Druckausgleich versehen, dieser wird mit einem Stopfen verschlossen. Der Tropftrichter wird mit ca. 20 ml konzentrierter Salzsäure gefüllt. Lässt man die Salzsäure langsam auf das Kaliumpermanganat tropfen, bildet sich ein grünliches Gas, das man in einen Standzylinder leitet. Der Standzylinder ist abgedeckt, sein Boden mit Sand bedeckt.

Reaktion von Chlor

Ein Kupferstreifen wird in den Standzylinder gehalten. Es ist keine Veränderung zu beobachten. Wird der Streifen kurz in der Bunsenbrennerflamme angewärmt und dann nochmal in den Zylinder gehalten, so glüht er auf, es bildet sich gelbbrauner Rauch, und Tropfen fallen nach unten, die auf dem Boden zu einem gelbbraunen Feststoff erstarren.

Ergebnis

Es hat eine Reaktion stattgefunden. Kupfer hat mit Chlor zu einem neuen Stoff reagiert. Der Vergleich mit Kupferchlorid aus der Chemikaliensammlung (es ist ein gelbbrauner Feststoff) zeigt, dass bei diesem Versuch Kupferchlorid entstanden ist.

$$Cu + Cl_2 \rightarrow CuCl_2$$

Aufgabe 4–1

Zeichnen Sie die benutzte Versuchsapparatur.

Versuch 4–2

In einen Standzylinder werden ca. 2 ml Brom[6] gegeben. Brom ist bei Zimmertemperatur eine dunkelbraune Flüssigkeit, die recht schnell verdampft. Nach wenigen Minuten ist der Standzylinder mit braunem, gasförmigen Brom gefüllt. In den Bromdampf wird wieder ein angewärmter Kupferstreifen gehalten. Wieder findet eine Reaktion statt, die jedoch schwächer als in Versuch 4–1 ist : Der Streifen glüht nicht auf, sondern wird nur mattbraun. Dabei verschwindet der Bromdampf.

$$Cu + Br_2 \rightarrow CuBr_2$$

Salze – eine wichtige Stoffklasse

Die Produkte der Versuche 4–1 und 4–2, Kupferchlorid und Kupferbromid, gehören zur Stoffgruppe der Salze. Alle Salze sind kristalline Feststoffe (aber nicht alle kristallinen Feststoffe sind Salze). Viele Salze sind wasserlöslich, ihre Lösungen und Schmelzen leiten den elektrischen Strom (aber nicht alle wasserlöslichen, leitfähigen Stoffe sind Salze). Viele Salze kommen in großen Mengen in der Natur vor und sind in Technik und Alltag (z. B. als Werkstoffe, als Dünger, als Nahrungsmittel, als Rohstoffe) von großer Bedeutung.

Mehr über den Aufbau von Salzen aus kleinsten Teilchen erfahren Sie im Kapitel 5.7.

[6] Brom ist sehr giftig. Kommt es auf die Haut, treten starke Verätzungen auf.

4.2. Salzbildung aus Metall und Säure

Versuch 4–3

Tragen Sie eine Schutzbrille, während experimentiert wird. Beim Erhitzen kann der Inhalt der Porzellanschale spritzen.

Salzsäure und Schwefelsäure sind ätzend. Sie können Haut und Augen verletzen und Kleidung und Gegenstände zerstören.

Durchführung Gruppe 1

Füllen Sie ein Reagenzglas zu etwa einem Viertel mit verdünnter Schwefelsäure. Geben Sie einen oder zwei Streifen Magnesiumblech dazu. Die Streifen sollten vollständig in die Säure eintauchen. Nach 5 – 10 Minuten (in denen Sie den Versuch im nächsten Absatz durchführen können), gießen Sie die Flüssigkeit in eine Porzellanschale. Eventuell noch vorhandene feste Bestandteile sollen im Reagenzglas zurückbleiben. Stellen Sie die Porzellanschale im Abzug auf einen Dreifuß mit Keramiknetz. Erhitzen Sie langsam mit dem Bunsenbrenner. **Der Inhalt der Porzellanschale kann spritzen, besonders gegen Ende des Erhitzens.** Beenden Sie das Erhitzen, wenn nichts mehr verdampft.

Füllen Sie ein Reagenzglas zu etwa einem Viertel mit verdünnter Salzsäure. Geben Sie einen Streifen Kupferblech dazu.

Durchführung Gruppe 2

Füllen Sie ein Reagenzglas zu etwa einem Viertel mit verdünnter Salzsäure. Geben Sie 1 – 2 kleine Löffel Zinkspäne dazu. Verschließen Sie das Reagenzglas mit einem durchbohrten Stopfen mit Glasrohr. Hängen Sie über das Glasrohr ein zweites Reagenzglas (mit der Öffnung nach unten). Rufen Sie nach etwa 2 Minuten den Lehrer. Er wird zusammen mit Ihnen den Inhalt des oberen Reagenzglases auf Brennbarkeit testen.

Füllen Sie eine Porzellanschale zu etwa einem Viertel mit verdünnter Schwefelsäure. Geben Sie ein Silberblech dazu.

Beobachtungen

Ergebnis

Als Ergebnis des Versuchs 4–3 können wir festhalten : Einige Metalle reagieren mit Säuren, andere nicht. Metalle, die mit verdünnten Säuren reagieren, nennen wir **unedle** Metalle, die übrigen sind **halbedle** oder **edle** Metalle. Mehr über die Begriffe edel und unedel erfahren Sie im Kapitel 7.1.2.

Reagiert ein Metall mit Säure, so entsteht ein brennbares Gas. Untersucht man es genauer, stellt man fest, dass Wasserstoff entstanden ist. Außerdem ist ein anderer, neuer Stoff entstanden, der sich erst einmal im Wasser aufgelöst hat. Erst als wir die Lösung eingedampft haben, konnten wir ihn sehen. Er ist fest, weiß und kristallin. Er ist ein Salz.

Metall und Säure :

Unedle Metalle und Säuren reagieren zu Wasserstoff und einem Salz.

Aufgabe 4–2

Hat sich das Metall in der Säure aufgelöst ?

4.3. Die Atommasse

Eine Antwort und eine neue Frage

Im Versuch 4–3 haben wir gesehen, dass man aus Zink und Salzsäure Wasserstoff herstellen kann. Aber **wieviel** Wasserstoff kann man aus einem Liter Salzsäure gewinnen ? Und wieviel Zink und wieviel Salzsäure braucht man, um 17,9 g Wasserstoff zu erhalten ?

Erste Annäherung

Stellen wir erst einmal die Reaktionsgleichung auf. Sie lautet :

$$Zn + 2\,HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$$

Wir sehen, dass man ein Atom Zink und 2 Moleküle Salzsäure braucht, um ein Molekül Wasserstoff zu bekommen. Genauso richtig ist, dass aus einer Million Zinkatomen und 2 Millionen Salzsäuremolekülen eine Million Wasserstoffmoleküle entstehen. Nur hilft uns das nicht viel. Wir können doch keine Atome abzählen, sondern wollen Angaben in Gramm oder Litern.

Wir haben ein Problem

Wüßte man, was ein Zinkatom oder ein Salzsäuremolekül wiegt, könnten wir die Fragen im ersten Absatz beantworten. Es wäre nur noch eine Rechenaufgabe.

4.3.1. Die absolute Atommasse

Wie schwer ist ein Atom ? Die Bestimmung der Masse eines Atoms ist ein Problem der Physik und recht kompliziert; sie soll hier nicht behandelt werden[7]. Man erhält als Ergebnis : Die Masse eines Wasserstoffatoms beträgt $m_H = 1{,}66 \cdot 10^{-24}$ g.

[7] Man kann Atome mit einer elektrischen Ladung versehen und durch einen Kondensator schicken. Die auftretende Ablenkung (messbar) ist abhängig von der Fläche der Kondensatorplatten (bekannt), der angelegten Gleichspannung (bekannt), der Geschwindigkeit der Atome (bekannt) und von deren Masse, die dann berechnet werden kann.

Man kann auch eine sehr kleine (bekannte) Menge Öl auf einer Wasseroberfläche zu einem Ölfilm verteilen, der eine Dicke von nur einem Molekül hat (mit einigen Tricks geht das) und dann aus der Ausdehnung des Flecks und der Formel des Öls die Masse der Atome berechnen.

Bringt es das ?

Einige Gründe sprechen dagegen, mit diesen **absoluten** Atommassen zu arbeiten.

- Es ist umständlich, mit diesen sehr kleinen und krummen Zahlen zu rechnen.
- Man konnte die absoluten Atommassen erst im 19. Jahrhundert bestimmen. Schon vorher wollte man Fragen wie im ersten Absatz beantworten, und man konnte es.

Der bessere Weg, die Massen der an einer Reaktion beteiligten Stoffe zu berechnen, sind die relativen Atommassen, die in Kapitel 4.3.3. besprochen werden.

4.3.2. Eine Bezugsgröße für Atommassen

Leichter – Schwerer – Doppelt so schwer

Man kann Eisen mit Schwefel reagieren lassen. Dabei hat man festgestellt, dass immer 7 g Eisen und 4 g Schwefel reagieren. Andererseits kennt man die Gleichung

$$Fe + S \rightarrow FeS$$

Es setzt sich also gerade ein Eisenatom mit einem Schwefelatom um. Wir erkennen daraus, dass Eisenatome schwerer sind als Schwefelatome.

Genauso wissen wir, dass immer 1 g Wasserstoff mit 8 g Sauerstoff zu Wasser reagieren. Mit Hilfe der Reaktionsgleichung

$$2\,H_2 + O_2 \rightarrow 2\,H_2O$$

können wir eine quantitative (d.h. zahlenmäßige) Beziehung aufstellen : Ein Sauerstoffmolekül ist 16 mal so schwer wie ein Wasserstoffmolekül. Da jedes der beiden Moleküle aus 2 Atomen besteht, ist auch jedes Sauerstoffatom 16 mal so schwer wie ein Wasserstoffatom.

Aufgabe 4–3

Was wird wohl passieren, wenn man folgende Mengen an Eisen und Schwefel zusammengibt, um sie miteinander reagieren zu lassen ?

- 7 g Eisen und 2 g Schwefel
- 7 g Eisen und 5 g Schwefel
- 7 g Eisen und 7 g Schwefel
- 7 g Eisen und 9 g Schwefel
- 56 g Eisen und 32 g Schwefel

Wir haben gesehen, dass man die Masse von Atomen als Vielfaches der Masse anderer Atome beschreiben kann. Deshalb ist es sinnvoll, eine Bezugsgröße für die Atommasse zu wählen.

Ein genialer Trick

Als Bezugsgröße für die Masse von Atomen wählte man nicht Gramm oder Pfund, sondern die Masse des leichtesten Atoms, nämlich Wasserstoff. Man hat also die Masse des Wasserstoffatoms als 1 gesetzt. Die Masse des Sauerstoffatoms ist dann also 16, denn es ist ja 16 mal so schwer wie ein Wasserstoffatom.

Eine kleine Korrektur

Später hat man bemerkt, dass sich die Masse des Kohlenstoffatoms besonders genau bestimmen lässt, und man hat als Einheit 1/12 der Masse des Kohlenstoffatoms[8] gewählt. Die relativen Atommassen ändern sich dadurch nur um weniger als 1 %.

Aufgabe 4–4

Könnte man als Bezugsgröße für die Massen von Atomen auch andere wählen als die Masse des Wasserstoff– bzw. Kohlenstoffatoms ? Warum hat man diese wohl doch nicht gewählt ?

[8] Genau : Man hat 1/12 der Masse des Kohlenstoffisotops ^{12}C als Einheit gewählt.

4.3.3. Die relative Atommasse

Die Definition

relative Atommasse :

Sie gibt an, wievielmal größer die Masse eines Atoms gegenüber einem Zwölftel der Masse des Kohlenstoffatoms ist.

Eine seltsame Größe

ist diese relative Atommasse schon. Andere physikalische Größen (zum Beispiel Länge, Temperatur, Stromstärke, und natürlich auch die „gewöhnliche“ Masse) kann man sich gut vorstellen. Diese Größe ist unanschaulich. Ein Vergleich bringt etwas Licht ins Dunkel.

Die **Bezugsgröße** der relativen Atommasse ist 1/12 der Masse des Kohlenstoffatoms, so wie die Bezugsgröße der Länge das (in Paris aufbewahrte) Urmeter ist[9]. Die **Einheit** der relativen Atommasse heißt „Atommasseneinheit“, so wie die Einheit der Länge „Meter“ heißt. Das **Kurzzeichen** der Atommasseneinheit ist u, so wie das Kurzzeichen für Meter m ist.

In Kapitel 4.6. werden wir sehen, dass man auch eine andere (und aussagekräftigere) Einheit für die relative Atommasse wählen kann.

Die Tabelle

Hier sind einige wichtige Atommassen. Für die meisten Rechnungen in der Chemie genügen die ganzzahligen Werte.

Element	relative Atommasse	exakter Wert der relativen Atommasse
Wasserstoff	1	1,00797
Kohlenstoff	12	12,01115
Stickstoff	14	14,0067
Sauerstoff	16	15,9994
Magnesium	24	
Phosphor	31	
Schwefel	32	
Eisen	56	55,847
Kupfer	63,5	
Blei	207	
Uran	238	

4.4. Die relative Molekülmasse

Man kann sie ausrechnen

Die relative Molekülmasse kann man durch Addition der relativen Atommassen der im Molekül vorhandenen Atome berechnen.

---

[9] Diese Festlegung ist überholt. 1960 wurde das Meter als 1.650.763,73–fache einer bestimmten Wellenlänge, die von Kryptongas abgestrahlt wird, definiert. Im Jahre 1983 wurde die Definition des Meters wiederum verändert. Ein Meter ist heute der Weg, der vom Licht im Vakuum in 1/299.792,458 Sekunde zurückgelegt wird.

Überlegen Sie, ob das Meter dadurch wohl kürzer (oder länger) wurde.

Beispiele

• H_2O :	relative Atommassen :		1 + 1 + 16 = 18
	relative Molekülmasse :	18	
• CO_2 :	relative Atommassen :		12 + 16 + 16 = 44
	relative Molekülmasse :	44	
• Fe_3O_4 :	relative Atommassen :		3 · 56 + 4 · 16 = 232
	relative Molekülmasse :	232	

Aufgabe 4–5

Berechnen Sie die relativen Molekülmassen der folgenden Stoffe :

- Schwefeldioxid (= Schwefel–IV–oxid)
- Schwefeltrioxid (= Schwefel–VI–oxid)
- Magnesiumnitrat
- Eisen–III–sulfat
- Kupfer–II–sulfid
- Blei–IV–chlorid

4.5. Die Avogadro–Zahl

Eine Zahl

Man kann berechnen, wieviele Wasserstoffatome in einem Gramm Wasserstoff enthalten sind. Es sind

$$n = 1 / m_H = 1\ g / 1{,}66 \cdot 10^{-24}\ g = 6{,}022 \cdot 10^{23}$$

1 g Wasserstoff enthält also $6{,}022 \cdot 10^{23}$ Atome. Genauso können wir sagen : $6{,}022 \cdot 10^{23}$ Wasserstoffatome wiegen 1 g.

Eine seltsame Zahl

Ein Sauerstoffatom ist 16 mal so schwer wie ein Wasserstoffatom. Deshalb sind auch $6{,}022 \cdot 10^{23}$ Sauerstoffatome 16 mal so schwer wie genausoviele Wasserstoffatome.

- $6{,}022 \cdot 10^{23}$ Sauerstoffatome wiegen also 16 g.

Und genauso geht es weiter :

- $6{,}022 \cdot 10^{23}$ Kohlenstoffatome wiegen 12 g.
- $6{,}022 \cdot 10^{23}$ Eisenatome wiegen 56 g.
- $6{,}022 \cdot 10^{23}$ Wassermoleküle wiegen 18 g.
- $6{,}022 \cdot 10^{23}$ Kohlendioxidmoleküle wiegen 44 g.

Die Masse von $6{,}022 \cdot 10^{23}$ Atomen oder Molekülen ist also immer genau die relative Atommasse bzw. die relative Molekülmasse, in Gramm angegeben.

Eine wichtige Zahl

Wegen ihrer großen Bedeutung bekommt diese Zahl einen Namen.

Die Zahl $6{,}022 \cdot 10^{23}$ heißt Avogadro–Zahl (Loschmidt–Zahl) und wird als N_A bzw. N_L abgekürzt.

Streit über eine Zahl

Der Sinn der Benennung wichtiger Naturkonstanten nach hervorragenden Wissenschaftlern ist nicht nur die Ehrung dieser Forscher, sondern auch die Schaffung eines leicht zu merkenden Namens, der weltweit verstanden und einheitlich benutzt wird. Nicht immer wird dies bedacht.

Früher war, besonders im deutschen Sprachraum, für die Zahl $6{,}022 \cdot 10^{23}$ die Bezeichnung Loschmidt–Zahl allgemein üblich. In der Nachkriegszeit wurde international der Name Avogadro–Zahl gebräuchlicher.

Heute wird in vielen Büchern mit Avogadro–Zahl die Zahl der Teilchen in einem Mol (mehr zu diesem Begriff in Kapitel 4.6.), mit Loschmidt–Zahl die Zahl der Teilchen in einem Kubikzentimeter bezeichnet. In anderer Literatur wieder wird mit Avogadro–Zahl und Loschmidt–Zahl dieselbe Zahl $6{,}022 \cdot 10^{23}$ bezeichnet.

Der österreichische Physiker JOSEPH LOSCHMIDT hatte 1865 die Zahl als erster bestimmt, nachdem der italienische Physiker AMADEO AVOGADRO bereits 1811 mit seinem Gasgesetz die Grundlagen gelegt hatte.

4.6. Das Mol

4.6.1. Das Mol als Einheit der Stoffmenge

Masse der Atome – Zahl der Atome

Betrachten wir einmal 2 Reaktionsgleichungen aus Kapitel 4.3.2. :

$$Fe + S \rightarrow FeS$$

$$2\,H_2 + O_2 \rightarrow 2\,H_2O$$

Sie sehen sofort, dass immer **ein** Eisenatom mit **einem** Schwefelatom reagiert, oder dass **zwei** Wasserstoffmoleküle mit **einem** Sauerstoffmolekül reagieren.

Sehen Sie sich auch noch einmal an, wie wir vorgegangen sind, um Formeln oder Reaktionsgleichungen aufzustellen. Immer hat uns die **Zahl** der beteiligten Atome oder Moleküle interessiert. Im Gegensatz dazu war die Masse der beteiligten Stoffe weniger wichtig.

Zählen von Atomen und Molekülen

Chemiker brauchen also eine Größe, mit der sie die Zahl von Atomen oder Molekülen beschreiben können. Hier ist eine :

Mol :

Eine Stoffmenge, die N_A Atome oder Moleküle enthält, heißt ein Mol dieses Stoffes.

Mehr übers Mol

Das Mol ist die Einheit der Stoffmenge. Vergleichen Sie zum Beispiel mit der Einheit der Länge, dem Meter.

Das „Kurzzeichen“ für die Einheit Mol (groß geschrieben) ist mol (klein geschrieben). Vergleichen Sie zum Beispiel mit m, dem Kurzzeichen für Meter.

Das Mol ist keine Masseneinheit, sondern eine Einheit für die Zahl der Atome oder Moleküle. Vergleichen Sie zum Beispiel mit dem Dutzend, das 12 Gegenstände enthält.

Die Einheit der relativen Atommasse und der relativen Molekülmasse

Die relative Atommasse von Kohlenstoff ist 12, die relative Molekülmasse von Kohlendioxid ist 44. Andererseits enthält ein Mol Kohlenstoff gerade $6{,}022 \cdot 10^{23}$ Atome, die „zufällig“ genau eine Masse von 12 Gramm haben. Und genauso zufällig hat ein Mol Kohlendioxid eine Masse von 44 g.

Die relative Atom– bzw. Molekülmasse ist also gerade die Masse (in Gramm) eines Mols eines Stoffes. Ihre Einheit ist daher g/mol.

relative Atommasse :

Die Einheit der relativen Atommasse und der relativen Molekülmasse ist g/mol.

4.6.2. Übungen

Aufgabe 4–6

Wie schwer sind

- 1 mol H_2
- 1 mol H
- 1 mol CO
- 3 mol CO_2
- 0,1 mol Wasser
- 5 mol Magnesiumnitrat ?

Aufgabe 4–7

Wieviele Mole sind enthalten in

- 207 g Blei
- 31 g Phosphor
- 640 g Schwefel
- 100 g CO
- 100 g Eisen–II–oxid
- 100 g Magnesiumnitrat
- 100 g Wasserstoff (!!) ?

Aufgabe 4–8

Wieviele Moleküle sind enthalten in

- 100 g CO
- 100 g Eisen–II–oxid
- 100 g Magnesiumnitrat
- 100 g Wasserstoff (Warum stehen hier wohl keine 2 Ausrufezeichen ?) ?

4.7. Stöchiometrisches Rechnen

4.7.1. Das Verfahren

Eine alte Frage

In Kapitel 3–3 haben wir uns gefragt, wieviel Zink und wieviel Salzsäure man braucht, um daraus 17,9 g Wasserstoff herzustellen. Wir können diese Frage jetzt beantworten.

Sehen wir uns dazu noch einmal die Reaktionsgleichung an :

$$Zn + 2\ HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$$

Die Gleichung sagt verschiedene Dinge aus, zum Beispiel : Ein Atom Zink reagiert mit 2 Molekülen Salzsäure. Das heißt natürlich auch, dass $6{,}022 \cdot 10^{23}$ Atome Zink mit $6{,}022 \cdot 10^{23}$ Molekülen Salzsäure reagieren. Oder anders gesagt : 1 Mol Zink reagiert mit 2 Mol Salzsäure.

Zn	+	2 HCl	→ $ZnCl_2$	+	H_2
1 Atom Zn	+	2 Moleküle HCl	→ 1 Molekül $ZnCl_2$	+	1 Molekül H_2
2 Atome Zn	+	4 Moleküle HCl	→ 2 Moleküle $ZnCl_2$	+	2 Moleküle H_2
1 mol Zn	+	2 mol HCl	→ 1 mol $ZnCl_2$	+	1 mol H_2
65,4 g Zn	+	73 g HCl	→ 136,4 g $ZnCl_2$	+	2 g H_2
x g Zn	+	y g HCl	→ z g $ZnCl_2$	+	17,9 g H_2

Endlich eine Antwort

- Um 2 g Wasserstoff herzustellen, braucht man 65,4 g Zink. Wieviel Zink braucht man für 17,9 g Wasserstoff ? Wir stellen eine Verhältnisgleichung (Dreisatz) auf :

  $$65{,}4 : 2 = x : 17{,}9$$

  Diese Gleichung lösen wir nach x auf :

  $$x = 17{,}9 \cdot 65{,}4 : 2 = 585{,}3$$

  Man benötigt also 585,3 g Zink.

- Genauso kann man die Menge der Salzsäure berechnen, die gebraucht wird, um aus 585,3 g Zink 17,9 g Wasserstoff herzustellen. Wir stellen noch eine Verhältnisgleichung auf :

  $$73 : 2 = y : 17{,}9$$

  Diese Gleichung lösen wir nach y auf :

  $$y = 17{,}9 \cdot 73 : 2 = 653{,}4$$

  Man benötigt also 653,4 g HCl.

- HCl (Chlorwasserstoff) ist bei Zimmertemperatur gasförmig. Salzsäure ist eine Lösung von Chlorwasserstoffgas in Wasser. Wieviel 8 %–ige Salzsäure braucht man also ?

  8 %–ige Salzsäure hat (natürlich) eine Konzentration von 80 g/l . Schon bei Betrachtung der Einheiten sieht man, dass man nur die Masse durch die Konzentration teilen muss, um das Volumen zu erhalten.

  $$V = 653{,}4\ g : 80\ g/l = 8{,}1675\ l$$

  Man braucht also 585,3 g Zink und 8,1675 l 8 %–ige Salzsäure, um 17,9 g Wasserstoff herzustellen.

4.7.2. Übungen

Aufgabe 3–9

- 10 g Wasserstoff reagieren mit Sauerstoff zu Wasser. Wieviel Sauerstoff wird benötigt ?
- 4 mol Stickstoff–II–oxid reagieren mit Sauerstoff zu Stickstoff–V–oxid. Berechnen Sie die benötigte Menge Sauerstoff (in Gramm und in Mol).
- 20 g Stickstoff–IV–oxid reagieren mit Sauerstoff zu Stickstoff–V–oxid. Berechnen Sie die benötigte Menge Sauerstoff (in Gramm und in Mol).
- 43 g Eisen reagieren mit Schwefelsäure zu Eisen–II–sulfat. Wieviel Mol Schwefelsäure wird benötigt ?

- 43 g Eisen reagieren mit Schwefelsäure zu Eisen–III–sulfat. Wieviel Mol Schwefelsäure wird benötigt ?
- Man will durch Reaktion von Magnesiumoxid und Salpetersäure 115 g Magnesiumnitrat herstellen. Wieviel Gramm Magnesiumoxid braucht man ? Wieviel Liter 12 %–ige Salpetersäure (sie hat eine Dichte von 1,066 g/ml) braucht man ?

Eine Musterlösung

- 20 g Stickstoff–IV–oxid reagieren mit Sauerstoff zu Stickstoff–V–oxid. Berechnen Sie die benötigte Menge Sauerstoff (in Gramm und in Mol).

  Schreibe zuerst die Reaktionsgleichung hin :

  $4\ NO_2 + O_2 \rightarrow 2\ N_2O_5$

  Schreibe danach alle bekannten Größen hin. Die Zahl der beteiligten Mole können wir aus der Gleichung ablesen :

  $4\ mol\ NO_2 + 1\ mol\ O_2 \rightarrow 2\ mol\ N_2O_5$

  Rechne gleich (mit Hilfe der relativen Molekülmasse) in Gramm um :

  $184\ g\ NO_2 + 32\ g\ O_2 \rightarrow$ Wert wird nicht gebraucht.

  Aus der Aufgabenstellung kennen wir die Masse des Stickstoff–IV–oxids :

  $20\ g\ NO_2 + x\ g\ O_2 \rightarrow$ Wert wird nicht gebraucht.

  Löse nun wieder eine Verhältnisgleichung :

  $32 : 184 = x : 20$ Nach x aufgelöst : $x = 20 \cdot 32 : 184 = 3{,}48$.

  Man braucht 3,48 g Sauerstoff.

- Wieviel Mol sind das ? Die relative Molekülmasse des Sauerstoffmoleküls beträgt 32 g/mol.

  Es ergibt sich $n = 3{,}48\ g\ /\ 32\ g/mol = 0{,}109\ mol$.

  Man braucht also 3,48 g Sauerstoff, das sind 0,109 mol Sauerstoff.

Aufgabe 4–10 (aus der Chemie–Olympiade 1997)

Eine Tablette gegen Sodbrennen hat eine Masse von 0,700 g. Sie besteht aus Magnesiumcarbonat und Aluminiumhydroxid und kann 0,02 mol Magensäure (Salzsäure) neutralisieren.

Welche Reaktionen laufen bei der Neutralisation ab (Gleichungen) ?

Bestimmen Sie die Zusammensetzung der Tablette.

Aufgabe 4–11 (aus der Zeitschrift „Chemie in unserer Zeit“, 05/2003, S. 368, gekürzt)

Zur Analyse eines Kohlenwasserstoffes (das ist eine Verbindung, die nur aus Kohlenstoff und Wasserstoff besteht) wird er unter anderem verbrannt. Bei einer solchen vollständigen Verbrennung von 0,68 g des Kohlenwasserstoffes sind 2,20 g Kohlendioxid und 0,72 g Wasser entstanden. Bestimmen Sie seine Summenformel.

4.7.3. Berechnungen von Konzentrationen

Dieses Kapitel ist noch nicht belegt.

4.8. Salzbildung aus Metalloxid und Säure

Versuch 4–4

Durchführung und Beobachtung :

In einem Reagenzglas wird eine Spatelspitze Kupfer–II–oxid mit 2 – 3 ml 25 %–iger Salzsäure versetzt und leicht erwärmt. Nach kurzer Zeit ist das feste Kupferoxid nicht mehr zu sehen, die Lösung ist blau geworden. Jetzt werden eventuelle Rückstände abfiltriert, dann wird die Lösung eingedampft. Man erhält blaugrüne Kristalle.

Ergebnis :

Es hat eine Reaktion stattgefunden. Kupferoxid hat mit Salzsäure zu einem neuen Stoff reagiert. Der Vergleich mit Kupferchlorid aus der Chemikaliensammlung (es ist ein blaugrüner Feststoff) zeigt, dass bei diesem Versuch Kupferchlorid entstanden ist.

$$CuO + 2\,HCl \rightarrow CuCl_2 + H_2O$$

Versuch 4–5

Durchführung und Beobachtung :

In einem Reagenzglas wird eine Spatelspitze Calciumoxid mit 2 – 3 ml 30 %–iger Salpetersäure versetzt und leicht erwärmt. Nach kurzer Zeit ist das feste Calciumoxid nicht mehr zu sehen. Jetzt werden eventuelle Rückstände abfiltriert, dann wird die Lösung eingedampft. Man erhält farblose Kristalle.

Ergebnis :

Es hat eine Reaktion stattgefunden. Calciumoxid hat mit Salpetersäure zu einem neuen Stoff reagiert. Bei diesem Versuch ist Calciumnitrat entstanden.

$$CaO + 2\,HNO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + H_2O$$

Zusammenfassung

Metalloxide reagieren mit Säuren. Dabei entsteht ein Salz und Wasser.

Metalloxid und Säure :

Metalloxide und Säuren reagieren zu Wasser und einem Salz.

4.9. weitere Arten der Salzbildung

Versuch 4–6

Calciumhydroxid–Lösung, Bariumhydroxid–Lösung und Schwefelsäure sind ätzend. Sie können Haut und Augen verletzen und Kleidung und Gegenstände zerstören.

Durchführung :

Geben Sie in ein Reagenzglas ca. 2 – 3 ml (2 – 3 cm hoch) der konzentrierten Bariumhydroxid–Lösung. Geben Sie in ein zweites Reagenzglas etwa genau so viel Schwefelsäure (Konzentration c = 1 mol/l). Geben Sie den Inhalt der beiden Reagenzgläser zusammen.

Geben Sie in ein Reagenzglas ca. 2 – 3 ml der 0,1–molaren Bariumchlorid–Lösung. Geben Sie in ein zweites Reagenzglas etwa genau so viel der 0,1–molaren Natriumcarbonat–Lösung. Geben Sie beide Lösungen zusammen.

Geben Sie in ein Reagenzglas ca. 2 – 3 ml der 0,1–molaren Eisen–III–chlorid–Lösung. Geben Sie in ein zweites Reagenzglas etwa genau so viel der 0,1–molaren Natriumphosphat–Lösung. Geben Sie beide Lösungen zusammen.

Füllen Sie ein großes Reagenzglas zu etwa einem Viertel mit der konzentrierten Calciumhydroxid–Lösung. Blasen Sie etwa 5 mal durch ein Glasrohr in die Lösung. Achten Sie unbedingt darauf, nicht zu fest zu blasen, damit der Inhalt nicht herausspritzt.

Hinweise :

Eine 1–molare Lösung hat die Konzentration c = 1 mol/l. Die konzentrierten Calcium- und Bariumhydroxid–Lösungen heißen Kalkwasser und Barytwasser.

Beobachtungen :

Versuch 4–7

Durchführung und Beobachtung :

In einem Reagenzglas gibt man zu etwa 2 – 3 ml konzentrierter Salzsäure (sie ist ca. 37–prozentig) tropfenweise konzentrierte Natronlauge. Unter sehr starker Wärmeentwicklung (Zischen, Verdampfen) bildet sich ein weißer, kristalliner Niederschlag.

Ergebnis :

Es hat eine Reaktion stattgefunden. Salzsäure hat mit Natronlauge reagiert. Dabei ist Natriumchlorid (= Kochsalz) entstanden.

$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$$

Versuch 4–8

Durchführung und Beobachtung :

Flaschen mit konzentrierter Salzsäure und mit 25 %–iger Ammoniaklösung werden geöffnet und die Öffnungen direkt nebeneinander gehalten. Es bildet sich weißer Rauch, der langsam zu Boden sinkt.

Ergebnis :

Es hat eine Reaktion stattgefunden. Aus der Salzsäure (sie ist ja eine Lösung von Chlorwasserstoffgas in Wasser) ist das Chlorwasserstoffgas entwichen. Aus der Ammoniaklösung ist der Ammoniak entwichen. Beide haben zu einem neuen Stoff reagiert, nämlich zu Ammoniumchlorid[10].

$$HCl + NH_3 \rightarrow NH_4Cl$$

Ergebnisse

Sehen wir uns auch noch einmal Versuch 4–6 an. Hier sind die Reaktionsgleichungen :

$$H_2SO_4 + Ba(OH)_2 \rightarrow BaSO_4 + 2\,H_2O$$

$$BaCl_2 + Na_2CO_3 \rightarrow BaCO_3 + 2\,NaCl$$

$$FeCl_3 + Na_3PO_4 \rightarrow FePO_4 + 3\,NaCl$$

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$$

Es sind jeweils Salze entstanden. Die Salze Bariumsulfat, Bariumcarbonat, Eisen–III–phosphat und Calciumcarbonat (= Kalkstein) sind in Wasser nur sehr wenig löslich und daher als Niederschlag ausgefallen.

Zusammenfassung

Wir haben 2 neue Arten der Salzbildung kennen gelernt.

Base und Säure :

Basen (= Metallhydroxide) und Säuren reagieren zu Wasser und einem Salz.

Salz und Salz :

2 Salze können zu 2 anderen Salzen reagieren.

4.10. Salzbildung – Zusammenfassung

Salze, Salze, noch mehr Salze

Es gibt eine ganze Reihe von Möglichkeiten, wie sich Salze bilden können. Hier sind sie :

- **aus den Elementen :**

  Ein Metall und ein Nichtmetall können (wenn beide reaktionsfreudig sind) zu einem Salz reagieren.

  Beispiel : $Na + Cl \rightarrow NaCl$

- **aus einem Metall und einer Säure :**

  Unedle Metalle und Säuren reagieren zu einem Salz und Wasserstoff.

  Beispiel : $Zn + 2\,HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

---

[10] Ammoniumchlorid (ein anderer Name ist Salmiak) wird als Lötstein (zum Reinigen von Lötkolben) und in Trockenbatterien (Taschenlampenbatterien, Zink–Kohle–Batterien) benutzt.

- **aus einem Metalloxid und einer Säure :**

  Metalloxide und Säuren können zu einem Salz und Wasser reagieren.

  Beispiel : $CuO + 2\,HCl \rightarrow CuCl_2 + H_2O$

- **aus einem Metallhydroxid (d.h. einer Base) und einer Säure :**

  Metallhydroxide (also Basen) und Säuren können zu einem Salz und Wasser reagieren.

  Beispiel : $NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$

- **aus 2 Salzen :**

  2 Salze können zu 2 anderen Salzen reagieren. Dies geschieht nur, wenn eines der entstehenden Salze in Wasser nur schwer löslich ist und deshalb als Niederschlag ausfällt.

  Beispiel : $BaCl_2 + Na_2CO_3 \rightarrow BaCO_3 + 2\,NaCl$

Vorhersagen sind ziemlich schwer,
besonders über die Zukunft.
Niels Bohr

Kapitel 5 : Vorstellungen von Atomen und Bindungen

5.1. Modelle

Was ist ein Modell ?

Ein Modell ist ein Bild der Wirklichkeit.

Was ist der Unterschied zwischen einem Modell und der Wirklichkeit ?

- **Abstraktion** : Im Modell werden unwichtige Teile der Wirklichkeit weggelassen.
- **Vereinfachung** : Im Modell werden besonders komplizierte oder (noch) nicht erklärbare Teile weggelassen.
- **Verkleinerung oder Vergrößerung** : Dinge, die sehr klein oder sehr groß sind, werden auf eine Größe gebracht, die sich Menschen gut vorstellen können.

Vorteile von Modellen

Die Untersuchung von Modellen hat oft Vorteile gegenüber der Untersuchung der Wirklichkeit.

- Die Wirklichkeit ist unbekannt. Man kann nur Modelle untersuchen.
- Die Untersuchung von Modellen ist schneller, einfacher oder billiger als die der Wirklichkeit. Kann man die realen Vorgänge gar nicht untersuchen, ist nur die Benutzung von Modellen möglich.
- Bei sehr langdauernden, gefährlichen oder vom Menschen nicht beeinflussbaren Vorgängen bleibt nur die Untersuchung von Modellen.
- Die Auswirkungen von verschiedenen Ereignissen oder Einflüssen auf eine Sache, die nur einmal vorhanden ist, kann untersucht werden (Was–wäre–wenn–Untersuchung) .
- Die Wirklichkeit ist so kompliziert, dass nur wenige Menschen sie verstehen. Ein einfaches Modell versteht fast jeder.

Nachteile von Modellen

- Das Weggelassene (siehe oben bei den Punkten Abstraktion und Vereinfachung) hatte doch mehr Auswirkungen als erwartet.
- Das Modell war zu einfach, d.h. die Wirklichkeit war kompliziert.

Beispiele von Modellen

- Modellauto oder Modelleisenbahn
- Ein kleines Kind schiebt ein Bauklötzchen über den Tisch und denkt, es hätte ein Auto. Dieses Modell ist viel abstrakter als das vorige.
- Landkarte oder Stadtplan
- Funktionsmodell des Ottomotors
- Klimamodell : Ein Gedankenmodell, mit dem man das Klima vorhersagen will
- Taschenrechner

Aufgabe 5–1

Nennen Sie weitere Beispiele für Modelle (Gedankenmodelle und konkrete Modelle, statische und dynamische Modelle, aus unterschiedlichen Bereichen).

5.2. Vorstellungen der Antike

Klein – kleiner – noch kleiner

Ein Stück Holz wird in 2 Teile gesägt. Einer der Teile wird wieder in 2 Hälften zerteilt, und immer so weiter. Immer so weiter ? Geht das ? Kann man ein Stück Materie endlos immer weiter zerteilen, oder kommt man irgendwann an eine Grenze, an der weitere Zerteilung nicht mehr möglich ist ?

Über diese Frage haben sich die Menschen schon vor sehr langer Zeit Gedanken gemacht. Das Problem dabei ist : Bald werden die zerteilten Materiestücke so klein, dass man sie nicht mehr sehen kann, auch nicht mit Hilfsmitteln (Lupe, Mikroskop, ...). Man kann die Frage nicht durch Beobachtung beantworten, auch heute nicht[11]. Man kann sich nur eine gedankliche Vorstellung vom Aufbau der Materie machen, ein Modell also.

Die allerersten Modelle

Die ersten, die sich Gedanken über den Aufbau der Materie machten, waren griechische Philosophen der Antike. Sie hatten noch nicht die technischen Möglichkeiten, Experimente zu machen, und sie wollten das auch gar nicht. Ihr Ziel war, durch reine Spekulation Erkenntnisse zu gewinnen.

Während **Anaxagoras** (ca. 500 v. Chr. – ca. 425 v. Chr.) der Ansicht war, alle Stoffe seien unendlich oft und in unendlich kleine Teile teilbar, glaubte **Demokrit** (ca. 460 v. Chr. – ca. 370 v. Chr.), dass es kleinste, nicht mehr weiter teilbare Teilchen gibt, so dass die fortgesetzte Zerteilung der Materie einmal an ihr Ende kommt. Er nannte diese Teilchen ατομοσ (atomos, griech. Das Unteilbare).

Der erste Naturwissenschaftler

war Demokrit nicht. Er hat keine Experimente gemacht, aus denen er hätte Schlüsse ziehen können. Er hat nur eine Behauptung aufgestellt, die sich zufällig später als richtig herausgestellt hat. Man kann sagen, er hat richtig geraten.

5.3. Das Atommodell von Dalton

Die Voraussetzungen

Um 1800 kannte man 2 wichtige Gesetze :

- Das **Gesetz der konstanten Proportionen** besagt, dass 2 Stoffe immer in demselben Massenverhältnis zu einer Verbindung reagieren.
- Das **Gesetz der multiplen Proportionen** besagt : Bilden 2 Stoffe mehrere Verbindungen, so verhalten sich die Massen des einen Stoffes in den beiden Verbindungen wie kleine, ganze Zahlen. So bilden Eisen und Sauerstoff die Verbindungen rotes Eisenoxid und schwarzes Eisenoxid. Die Masse des Sauerstoffs in den beiden Verbindungen verhält sich wie 3 : 2.

Eine Erklärung

Wie kann man diese Beobachtungen erklären ? Die Erklärung sollte möglichst einfach sein und nicht im Widerspruch zu anderen Beobachtungen stehen.

Der englische Schullehrer John Dalton stellte 1803 eine Hypothese auf. Sie besagt :

- Die Materie besteht aus kleinsten, unteilbaren Teilchen. Er nannte sie Atome.
- Alle Atome eines Elements haben die gleiche Masse.
- Die Atome verschiedener Elemente haben unterschiedliche Massen.
- Atome sind kugelförmig.
- In einer Verbindung verbindet sich immer die gleiche Zahl der Atome der beteiligten Elemente.

Diese Hypothese heißt heute das **Atommodell von Dalton**.

---

[11] Auch mit der 1982 von dem deutschen Physiker G. Binnig und dem schweizer Physiker H. Rohrer am IBM–Forschungslabor entwickelten Rastertunnelmikroskopie ist das nicht möglich. Damit kann man die Verteilung elektrischer Ladungen an Oberflächen messen. Dass zwischen Atomen und diesen Ladungen ein Zusammenhang besteht, ist eine Modellvorstellung.

Eine gute Erklärung

Bis heute hat man keine Beobachtungen gemacht, die zu dieser Vorstellung im Widerspruch stehen. Das Atommodell von Dalton ist also eine brauchbare Beschreibung der Wirklichkeit, es ist ein gutes Modell.

Das Bessere ist der Feind des Guten

Einige Beobachtungen kann man mit dem Modell von Dalton erklären, andere dagegen nicht. Dazu gehören :

- Warum bilden sich überhaupt Verbindungen ?
- Warum verbinden sich zum Beispiel im Wassermolekül 2 Wasserstoffatome und ein Sauerstoffatom ? Warum sind es nicht 2 Sauerstoff– und 13 Wasserstoffatome ?

Aufgabe 5–2

Nennen Sie weitere Beobachtungen, die man mit dem Modell von Dalton nicht erklären kann.

5.4. Das Atommodell von Rutherford

5.4.1. Der Rutherfordsche Streuversuch

Die Voraussetzungen

Um 1900 wusste man, dass es Teilchen gibt, die wesentlich kleiner und leichter als Atome sind[12]. Man wusste aber noch nicht, wie Atome aus diesen Teilchen aufgebaut sind.

Der Rutherfordsche Streuversuch

Im Jahre 1911 führte der englische Physiker Ernest Rutherford einen Versuch durch.

Er benutzte ein kleines Stück Radium. Radium sendet α–Strahlen[13] aus. Das Radium wurde von einer Bleihülle umschlossen, die nur eine kleine Öffnung hatte. So konnten die α–Teilchen nur durch diese Öffnung entweichen.

Die α–Teilchen wurden auf eine sehr dünne Goldfolie[14] geleitet. Sie hatte eine Dicke von nur etwa $5 \cdot 10^{-4}$ mm, das sind ungefähr 2000 Atome. Rutherford erwartete, dass die α–Teilchen von der Goldfolie reflektiert wurden, so wie ein Ball von einer Wand abprallt. Das war aber nicht der Fall. Nur sehr wenige α–Teilchen wurden an der Goldfolie reflektiert, einige wurden abgelenkt, die meisten aber gingen durch die Folie hindurch, ohne sie zu zerstören, so als ob dort leerer Raum wäre.

Rutherford wies dies nach, indem er einen speziellen Film um seine Versuchsanordnung legte. Direkt hinter der Goldfolie wurde der Film sehr stark belichtet, an anderen Stellen nur ganz vereinzelt.

Aufgabe 5–3

Informieren Sie sich in einem Lehrbuch oder im Internet über den Versuchsaufbau des Rutherfordschen Streuversuchs.

---

12 Man hatte Versuche mit Kathodenstrahlröhren gemacht. Dabei wurden in einem evakuierten (luftleer gemachten) Glasrohr 2 Elektroden platziert, an die eine hohe Spannung angelegt wurde. Aus der Kathode entwichen negativ geladene Teilchen, deren Masse etwa 1/2000 der Masse des leichtesten Atoms, des Wasserstoffatoms, betrug.

13 α–Strahlen sind die Kerne von Heliumatomen. Es sind also kleine, nicht allzu energiereiche Teilchen, mit denen Rutherford die Goldfolie beschossen hatte.

14 Goldfolie wurde benutzt, weil man daraus relativ einfach so extrem dünne Folien herstellen kann.

5.4.2. Das Rutherfordsche Atommodell

Aus den Ergebnissen des Streuversuchs konnte Rutherford folgern, dass die Materie in der Goldfolie auf sehr kleine Stellen konzentriert ist. Das meiste ist so gut wie leerer Raum.

Für die Vorstellung vom Bau der Atome bedeutet das :

- Atome bestehen aus einem Kern und einer Hülle.
- Der Kern enthält fast die gesamte Masse des Atoms (über 99,9 %), hat aber nur ein sehr geringes Volumen.
- Die Hülle enthält kaum Masse, nimmt aber fast das gesamte Volumen (über 99,9 %) des Atoms ein.
- Der Kern ist elektrisch positiv geladen, die Hülle negativ.
- Später hat man noch herausgefunden : Der Kern besteht aus Protonen (elektrisch positiv geladen) und Neutronen (neutral), die Hülle aus Elektronen (negativ geladen).

Welche Beobachtungen kann man mit diesem Modell erklären, welche nicht ?

Nur wenige chemische Vorgänge und Phänomene kann man damit erklären.

- In den Versuchen zur Elektrolyse, zum galvanischen Element und zur Korrosion haben wir immer wieder gesehen, dass Atome (z. B. Zinkatome) Elektronen abgeben können. Atome können also nicht unteilbar sein.
- Andere wichtige Fragen der Chemie (zum Beispiel : Warum bilden sich Verbindungen ? Warum haben Verbindungen eine bestimmte Zusammensetzung ? Warum reagieren einige Stoffe heftiger als andere ?) kann man mit dem Rutherfordschen Modell nicht beantworten.

Das Modell von Rutherford ist aber die Grundlage für spätere Modelle.

5.5. Das Atommodell von Bohr

Nur kurze Zeit nach Rutherford, nämlich im Jahr 1913, stellte der dänische Physiker Niels Bohr ein verbessertes Atommodell auf. Die Experimente, die zu diesem Modell führten, können wir hier nicht nachvollziehen, nicht einmal ansatzweise. Lesen Sie dazu in einem guten Schulbuch oder einem Lehrbuch der Physik nach.

Die Aussage des Modells

Wie stellt man sich nach dem Bohrschen Modell den Aufbau von Atomen vor ?

Die Aussagen des Rutherford–Modells zu Kern und Hülle gelten weiter. Detailliertere Angaben macht das Bohr–Modell zur Atomhülle. Die Kernaussage lautet :

Die Elektronen der Atomhülle sind in Schalen um den Kern herum angeordnet.

Es gibt mehrere solcher Schalen. Die innerste, dem Kern am nächsten liegende Schale heißt K–Schale, die folgenden werden alphabetisch mit L–Schale, M–Schale usw. bezeichnet.

Jede Schale kann nur eine bestimmte Anzahl von Elektronen aufnehmen.

- K–Schale : maximal 2 Elektronen
- L–Schale : maximal 8 Elektronen
- M–Schale : maximal 18 Elektronen
- N–Schale : maximal 32 Elektronen
- allgemein kann die n–te Schale maximal $2n^2$ Elektronen aufnehmen.

Was heißt hier „angeordnet“ ?

Die Elektronen sind nicht unbeweglich an einem bestimmten Platz der Hülle, sondern sie bewegen sich. Sie bewegen sich im Bohr–Modell nicht, wie oft gezeichnet, auf Kreisbahnen (vergleichbar dem Kreisen der Planeten um die Sonne), sondern sie bewegen sich auf einer Kugelschale.

Auf welchen Schalen befinden sich die Elektronen ?

Das ist natürlich für jedes Element verschieden. Sie sollten diese so genannte Elektronenkonfiguration nicht auswendig lernen, sondern aus einem guten Periodensystem ablesen oder aus der Stellung eines Elements im Periodensystem herleiten.

Betrachtet man ein Periodensystem mit Angabe der Elektronenkonfiguration eine Weile, so fällt einiges auf :

- Alle Elemente einer Hauptgruppe haben auf der äußersten Schale gleichviele Elektronen. Man nennt sie Valenzelektronen.
- Bei den Elementen der 1. bis 3. Hauptgruppe ist die Zahl der Valenzelektronen gleich der Wertigkeit, bei den Elementen der 6. bis 7. Hauptgruppe gilt :
  Zahl der Valenzelektronen = 8 – Wertigkeit.
- Die Edelgase der 8. Hauptgruppe haben 8 Valenzelektronen.

3 wichtige Begriffe

Elektronenkonfiguration :

Verteilung der Elektronen in den Atomen eines Elements auf die einzelnen Schalen.

Valenzelektronen :

Elektronen auf der äußersten Schale eines Atoms.

Edelgaskonfiguration :

Hat ein Atom oder Ion 8 Elektronen auf der äußersten Schale, so hat es die Edelgaskonfiguration.

Welche Beobachtungen kann man mit dem Bohr–Modell erklären ?

Um Beobachtungen aus der Chemie erklären zu können, muss man eine weitere Annahme machen.

Oktettregel :

Die Edelgaskonfiguration ist besonders stabil.

Atome versuchen, durch Abgabe oder Aufnahme von Elektronen, die Edelgaskonfiguration zu erreichen.

Ein verbreiteter Irrtum ist, das Atome versuchen, durch Abgabe oder eine Aufnahme eine **volle** Schale zu erreichen. Das ist falsch.

Nun kann man viele Beobachtungen erklären.

- Beobachtung (B) : In der 1. – 3. Hauptgruppe ist die Wertigkeit gleich der Gruppennummer. Erklärung (E) : Die Atome haben 1 bis 3 Valenzelektronen. Geben sie diese ab, erreichen sie die stabile Edelgaskonfiguration.
- B : In der 6. und 7. Hauptgruppe gilt : Wertigkeit = 8 – Gruppennummer. E : Die Atome haben 6 bzw. 7 Valenzelektronen. Nehmen sie 1 oder 2 Elektronen auf, erreichen sie die Edelgaskonfiguration.
- B : Die Edelgase reagieren normalerweise gar nicht. E : Sie haben schon die Edelgaskonfiguration.
- B : Alle Elemente einer Hauptgruppe sind chemisch ähnlich. E : Sie haben gleichviele Valenzelektronen.
- B : Die Elemente der 1. – 3. Hauptgruppe bilden einfach bis dreifach positiv geladene Ionen, die Elemente der 6. und 7. Hauptgruppe bilden einfach bzw. zweifach negativ geladene Ionen. E : sollte klar sein.

Bei den Beobachtungen, die man mit dem Bohr–Modell erklären kann, geht es immer um Ionen, Wertigkeit und das Periodensystem. Als Folge kann man auch die Ionenbindung erklären.

Irrtum 1 : Im Periodensystem werden Elemente einer Hauptgruppe zugeordnet, weil sie gleichviele Valenzelektronen haben. Das ist falsch. Als das Periodensystem 1869 aufgestellt wurde, wusste man noch nichts von Valenzelektronen und dem Aufbau der Atomhülle aus Schalen.

Irrtum 2 : Die Elemente einer Hauptgruppe haben gleichviele Valenzelektronen, weil sie in derselben Hauptgruppe stehen. Nein, wirklich nicht. Die Zahl der Valenzelektronen richtet sich nicht danach, wie Herr Mendelejew Elemente in eine Tabelle geschrieben hat.

Tatsache : Im Periodensystem wurden Elemente in eine Gruppe geschrieben, weil sie chemisch ähnlich sind. Mit dem Bohr–Modell kann man diese Ähnlichkeit auf ein grundlegendes Prinzip, nämlich den Schalenaufbau der Atomhülle, zurückführen.

Welche Beobachtungen kann man mit dem Bohr–Modell nicht erklären ?

- Sobald Stoffe miteinander reagieren, ohne dass Ionen gebildet werden, versagt das Bohr–Modell.
- Ebenso kann man nicht erklären, wie in einem Molekül (das ja keine Ionen enthält), die Atome aneinander gebunden sind.
- Manche Stoffe reagieren heftig, andere nur langsam.
- Manche Stoffe sind elektrisch gut leitfähig, andere sind weniger oder fast gar nicht leitfähig.

5.6. Das Orbitalmodell

Die Voraussetzungen

Die Mängel des Bohrschen Atommodells waren schnell offensichtlich.

Die Entwicklung

1926 interpretierte der österreichische Physiker Erwin Schrödinger Ergebnisse von Experimenten neu[15] und legte damit die Grundlagen einer neuen Vorstellung vom Aufbau der Atome. Viele Wissenschaftler aus vielen Ländern leisteten Beiträge zur Verbesserung dieses Modells. Auch heute noch wird es ständig verbessert und verfeinert. Es heißt Orbitalmodell. Dieser Name bleibt unverändert, auch wenn sich das Modell weiter entwickelt.

Der Gebrauch

Chemiker benutzen kein anderes Modell, wenn sie verstehen wollen, wie Stoffe reagieren und wie Moleküle aufgebaut sind. Lehrer denken manchmal, dieses Modell ist für Schüler zu schwierig.

Die Aussage

Wir können das Orbitalmodell hier nicht vollständig beschreiben. Statt dessen geben wir nur einige wenige, ausgewählte Grundaussagen an, nämlich solche, die im Skript noch gebraucht werden.

- Jedes Elektron hat ein Gebiet, in dem es sich aufhalten kann.

  Diese Gebiete heißen (in Anlehnung an die Bohrschen Bahnen) Orbitale. Sie sind nur selten kugelförmig. Meist nehmen sie andere Formen an und sind zum Beispiel hantelförmig oder haben ein ziemlich exotisches Aussehen. Wenn Sie mehr über die Form von Orbitalen wissen wollen, sehen Sie in ein gutes Schulbuch oder ins Internet.

  In jedem Orbital können sich maximal 2 Elektronen aufhalten.

- Die Elektronen halten sich nicht an allen Stellen ihres Orbitals gleich häufig auf.

  An manchen Stellen eines Orbitals halten sich Elektronen mit größerer Wahrscheinlichkeit auf als an anderen.

- Ein Orbital ist ein Gebiet ohne eine feste Grenze.

  Es hat keine eindeutig anzugebende Größe. Denken Sie zum Beispiel an die Kugel eines Kugellagers. Ihren Durchmesser kann man messen und angeben. Sie hat eine feste Grenze. Vergleichen Sie das mit der Lufthülle der Erde. Sie wird mit zunehmender Entfernung von der Erdoberfläche immer dünner. Irgendwann wird sie so dünn, dass man sie nur noch sehr schwer nachweisen kann, schließlich unmessbar dünn. Aber trotzdem können Sie keinen Durchmesser der Lufthülle angeben, und Sie können nicht sagen, wo das „letzte Molekül“ ist. Ähnlich verhält es sich mit Orbitalen. Mit wachsender Entfernung vom Kern wird die Wahrscheinlichkeit, dass sich dort ein Elektron aufhält, immer geringer, aber nie Null.

  Die Zeichnungen von Orbitalen geben in der Regel ein Gebiet an, in dem sich seine Elektronen mit 90 %–iger Wahrscheinlichkeit aufhalten.

- Orbitale überlappen sich.

  Denken Sie an eine Landkarte. Die Gebiete der einzelnen Länder überlappen sich niemals. Ein Punkt auf der Karte kann zu Deutschland gehören oder zu Frankreich, aber nie zu beiden.

  Bei Orbitalen ist das anders. Ein Punkt im Raum kann zu vielen Orbitalen gehören. Sehen Sie sich Bilder von Orbitalen an, zum Beispiel von den s– und den p–Orbitalen der gleichen Schale, um diese Überlappung zu erkennen.

---

[15] Führt man einem Wasserstoffatom Energie zu, etwa durch Strahlung, so erhält sein Elektron eine höhere Energie. Schrödinger interpretierte diese Zustände höherer Energie nicht als weiter außen liegende Kugelschalen oder gar „Planetenbahnen“, sondern als stehende Wellen. An dieser Stelle müssen wir aufhören, den Gedankengängen Schrödingers zu folgen, denn es wird Mathematik benötigt, die weit jenseits unserer Kenntnisse ist. Ganz Hartgesottene und Ungläubige können im Internet unter dem Stichwort „Schrödinger–Gleichung“ suchen.

Wir können das Modell nicht aufstellen, aber sehr wohl verstehen.

Jedes Elektron hat ein Gebiet (Orbital), in dem es sich aufhalten kann.

Die Elektronen halten sich an manchen Stellen ihres Orbitals öfter auf als an anderen.

Orbitalbuchhaltung

Um die Atombindung besser verstehen zu können, ist es nützlich, etwas genauer zu wissen, welche Orbitale es gibt und auf welchen dieser Orbitale sich Elektronen befinden[16].

- Die erste[17] Schale besitzt ein s–Orbital, sonst keine weiteren Orbitale.
- Die zweite Schale hat ein s–Orbital und 3 p–Orbitale.
- Die dritte Schale hat ein s–Orbital, 3 p–Orbitale und 5 d–Orbitale.
- Die vierte Schale hat ein s–Orbital, 3 p–Orbitale, 5 d–Orbitale und 7 f–Orbitale.

Die ersten 3 Schalen haben zusammen also 14 Orbitale, die ersten 4 zusammen 30 Orbitale.

Man bezeichnet die Orbitale durch Angabe der Schale und der Buchstaben s, p, d, f. 3s ist also ein s–Orbital der dritten Schale. 2p bezeichnet die 3 p–Orbitale der zweiten Schale.

Elektronen besetzen immer die Orbitale mit der niedrigsten Energie. Hier sind die Orbitale in Atomen nach ihrer Energie geordnet :

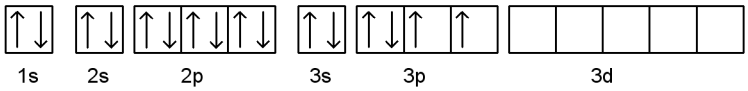
1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d usw.

Haben mehrere Orbitale die gleiche Energie (zum Beispiel die 3 2p–Orbitale oder die 3 3p–Orbitale), so werden sie gemäß der HUND[18]schen Regel möglichst gleichmäßig besetzt. Vergleichen Sie dazu das folgende Beispiel.

Elektronenkonfiguration

In einem Beispiel soll es nun darum gehen, die Elektronenkonfiguration (das heißt die Verteilung der Elektronen auf die einzelnen Orbitale)[19] übersichtlich hinzuschreiben. Betrachten wir ein Schwefelatom. Einem guten Periodensystem entnehmen wir, dass sich in der K–Schale 2 Elektronen befinden. In der L–Schale sind 8 Elektronen, davon 2 s–Elektronen und 6 p–Elektronen. Schließlich sind in der M–Schale noch 6 Elektronen, nämlich 2 s– und 4 p–Elektronen.

Die erste Schreibweise ist, besonders für Anfänger, recht anschaulich, aber auf Dauer umständlich. Es ist die Kästchenschreibweise. Jeder Pfeil steht für ein Elektron.



Die zweite Schreibweise ist deutlich professioneller, aber etwas gewöhnungsbedürftig. Es ist die Kurzschreibweise. Versuchen Sie, sie zu verstehen.

Schwefel : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$

Wir werden die beiden Schreibweisen nach Bedarf benutzen.

---

16 Dieser Satz impliziert, dass es Orbitale gibt, die keine Elektronen enthalten. Es sind sozusagen „unbesiedelte Gebiete“. Bei der Bildung von Verbindungen spielen sie eine Rolle.

17 Die Begriffe „erste Schale“ , „zweite Schale“ usw. werden hier in Anlehnung an das Bohrsche Atommodell gebraucht. Üblich ist auch der Fachbegriff Hauptquantenzahl für die Schalennummer. Ebenso ist der Begriff Nebenquantenzahl für die Orbitalarten s, p, d, f usw. gebräuchlich. Die einzelnen p–, d– und f–Orbitale werden durch die Magnetquantenzahl unterschieden, und die Elektronen in jedem Orbital (es können maximal 2 sein) durch ihre Spinquantenzahl. Wir werden diese Begriffe nicht benutzen, da sie uns nichts bringen.

18 Diese Regel wurde 1925 von dem deutschen Physiker FRIEDRICH HUND gefunden. Er lebte von 1896 – 1997 (!).

19 In Kapitel 5.5. wurde die Elektronenkonfiguration als Verteilung der Elektronen auf die einzelnen Schalen definiert. Die neue Definition spiegelt diesen (historischen) Ursprung wider.

Aufgabe 5–4

- Schreiben Sie die Elektronenkonfiguration der folgenden Atome in der Kästchenschreibweise : N, Al, Ca.
- Schreiben Sie die Elektronenkonfiguration der folgenden Atome in der Kurzschreibweise : N, Al, Cl, Ca, Fe

Welche Beobachtungen kann man mit dem Orbitalmodell erklären ?

Alle ? Schon mit den wenigen Grundlagen, die wir bisher kennen gelernt haben, kann man erklären, wie die Atome in Molekülen aneinander gebunden sind, welche geometrische Form Moleküle haben, und manche Erscheinung, die auf dieser geometrischen Form beruht. Mehr dazu im Kapitel 5.8.

Mit genauer ausgearbeiteten Versionen kann man auch die unterschiedliche Reaktionsfähigkeit, die elektrische Leitfähigkeit und vieles andere erklären.

Welche Beobachtungen kann man mit dem Orbitalmodell nicht erklären ?

Wer eine Beobachtung (im Zusammenhang mit den Eigenschaften und dem Verhalten von Atomen und Molekülen) findet, die man nicht mit dem Orbitalmodell erklären kann, melde sich beim Lehrer.

5.7. Die Ionenbindung

Bindungsarten

Schon oft haben wir gehört, dass sich Atome zu Molekülen verbinden, und dass in Molekülen die Atome aneinander gebunden sind.

Aber wie binden sich Atome aneinander ? Wie kann man sich die Bindung zwischen Atomen vorstellen ? Und warum binden sich einige Atome aneinander, andere nicht ? Das sind für den Chemiker die wichtigsten Fragen überhaupt, viel wichtiger als die nach dem Bau der Atome.

Es gibt mehrere Möglichkeiten, eine Bindung zwischen Atomen zu bewirken. Einige davon werden in diesem und den folgenden Kapiteln besprochen.

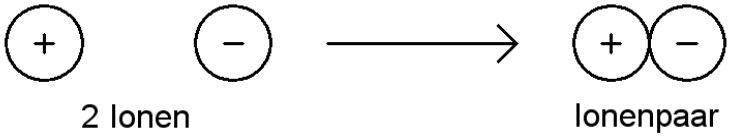
Die Ionenbindung in 3 Schritten

Erster Schritt : Ionenbildung

Atome geben Elektronen ab oder nehmen Elektronen auf und bilden so Ionen. Diese Ionen besitzen die Edelgaskonfiguration. Zum Beispiel gibt ein Na–Atom ein Elektron ab und wird zum Na^+–Ion, und ein Cl–Atom nimmt ein Elektron auf und wird zum Cl^-–Ion.

Zweiter Schritt : Ionenpaarbildung

Zwischen positiv und negativ geladenen Ionen wirken, wie immer zwischen positiv und negativ geladenen Teilchen, elektrostatische Anziehungskräfte (man nennt sie auch Coulomb[20]–Kräfte). Aus einem positiv und einem negativ geladenen Ion bildet sich so ein Ionenpaar.



Dritter Schritt : Ionenkristallbildung

Das Ionenpaar ist nach außen hin neutral. Das heißt aber nur, dass für unsere (groben) Messgeräte die Ladungsverteilung im Ionenpaar nicht mehr erkennbar ist, so dass sich positive und negative Ladung scheinbar „aufheben“. In Wirklichkeit ist das Ionenpaar immer noch an einer Stelle positiv, etwas entfernt davon negativ geladen.

Es können sich weitere positive und negative Ionen anlagern. So entsteht (zum Beispiel beim Kristallisieren aus einer Lösung oder beim Erstarren einer Schmelze, aber auch bei der Bildung in einer chemischen Reaktion) ein Ionenkristall. Die Abbildung auf der nächsten Seite zeigt einen kleinen Ausschnitt aus einem Ionenkristall. Der Kristall setzt sich natürlich in alle 3 Richtungen des Raumes noch weit fort.

Besteht ein Stoff aus einem Ionenkristall, sagt man, er besitzt eine Ionenbindung.

Arten von Ionenkristallen

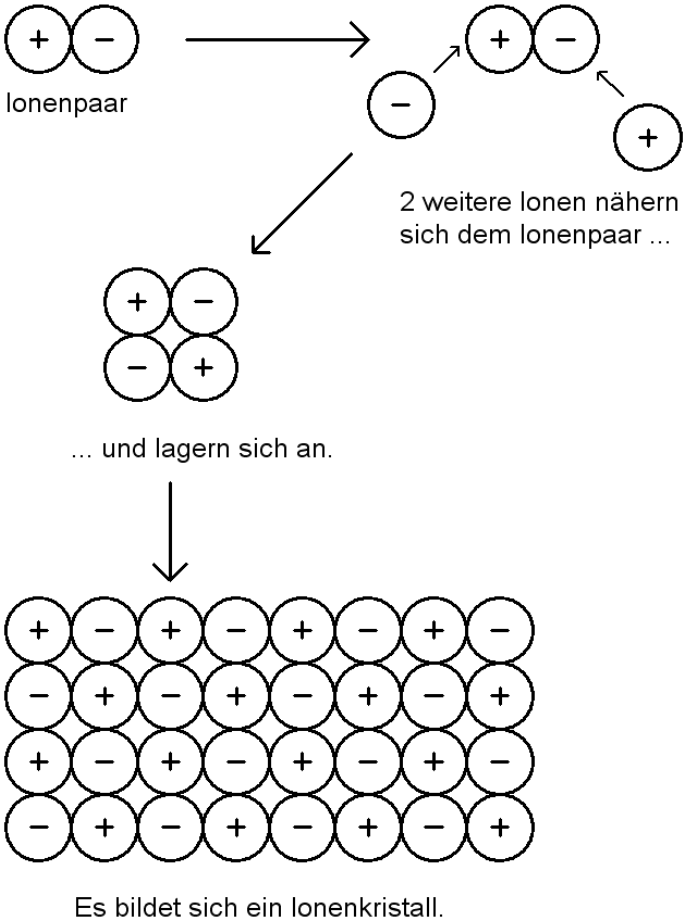
Nur selten liegen wie in der Abbildung positive und negative Ionen abwechselnd nebeneinander.

Oft haben positive und negative Ionen nicht die gleiche Größe. Oft sind nicht gleichviele positive und negative Ionen vorhanden (zum Beispiel in $ZnCl_2$, K_2O und unzähligen anderen Verbindungen). Oft sind mehr als 2 verschiedene Ionen vorhanden, oder die Ionen sind aus mehreren Atomen zusammengesetzt (zum Beispiel in $CaCO_3$ und unzähligen anderen Verbindungen).

---

[20] Diese Kräfte wurden nach ihrem Entdecker und Erforscher, dem französischen Physiker Charles Augustin de Coulomb (1736 – 1806), benannt.

All diese Gründe bewirken, dass sich aus verschiedenen Ionen ganz unterschiedliche Kristallstrukturen bilden. Informationen zu einigen häufigen Kristallstrukturen finden Sie unter www.chemie-verstehen.de/s_strukturtyp01.htm.



Wo sind Ionenbindungen zu finden ?

Ionenbindungen kommen in diesen Verbindungsklassen vor : Salze, Säuren, Basen, Metalloxide im festen Zustand. Im flüssigen und gasförmigen Zustand und in Lösungen liegen keine Ionenbindungen mehr vor.

Kurz und wichtig

In einem Ionenkristall liegen keine Moleküle vor. Dort liegen Ionen vor.

Prinzip der Ionenbindung :

elektrostatische Anziehung zwischen positiv und negativ geladenen Ionen.

Aufgabe 5–5

Nennen Sie aus jeder der Stoffgruppen Salze, Säuren, Basen, Metalloxide einige Stoffe.

Aufgabe 5–6

Erklären Sie an den Beispielen Zinkchlorid und Kaliumoxid die Bildung und den Zusammenhalt des Ionenkristalls.

5.8. Die Atombindung[21]

5.8.1. Das Prinzip der Atombindung

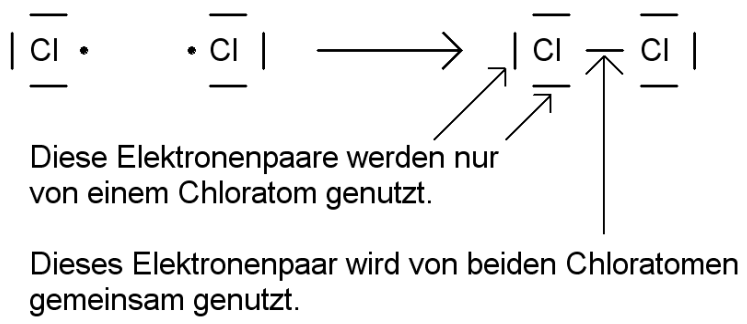
Wie die Atombindung nicht funktioniert

2 Chloratome sind vorhanden. Jedes hat 7 Valenzelektronen. Gibt eines der beiden ein Elektron an das andere ab, so hätte zwar das eine Chloratom die Edelgaskonfiguration mit 8 Valenzelektronen erreicht, das andere aber wäre mit nur 6 Valenzelektronen in einem sehr instabilen Zustand. So geht es also nicht.

Das Prinzip

2 Chloratome sind vorhanden. Jedes hat 7 Valenzelektronen. Jedes gibt ein Valenzelektron ab, um es gemeinsam mit dem anderen Chloratom zu nutzen. Es gibt also 2 gemeinsam genutzte Valenzelektronen, außerdem hat jedes Chloratom 6 Valenzelektronen für sich allein. Damit hat jedes Chloratom 8 Valenzelektronen, nämlich 6, die es für sich allein hat, und 2 gemeinsam genutzte.

Die Abbildung symbolisiert diesen Vorgang. Ein Punkt steht für ein einzelnes Elektron, ein Strich für ein Elektronenpaar.



Wo ist die Bindung ?

Die Abbildung macht es sofort einsichtig, dass die Atome nun aneinander gebunden sind. Die gemeinsam genutzten Elektronen werden zwischen die Atome gezeichnet und stellen somit ein verbindendes Element dar.

Nein, so kann man nicht argumentieren. Die Atome sind nicht miteinander verbunden, weil wir eine (zugegeben suggestive) Zeichnung gemacht haben, in der ein stabförmiges Elektronenpaar wie ein Verbindungsbolzen wirkt, an den sich die Chloratome klammern können. Die Atome sind auch nicht miteinander verbunden, weil Sie das früher einmal so gelernt oder gelesen haben. Die Atome kümmern sich nicht um unser Wissen.

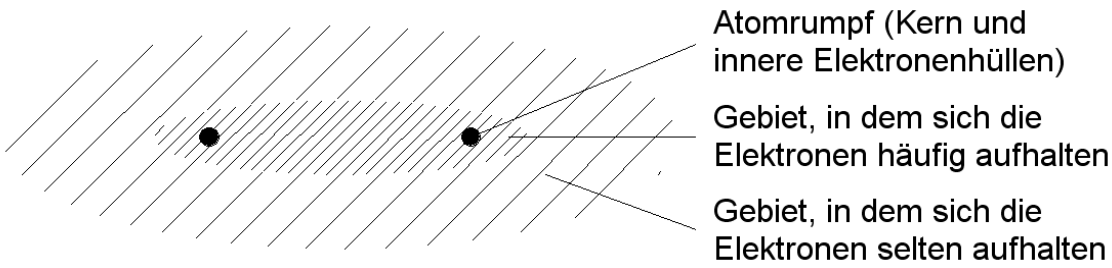
Wir brauchen ein physikalisches Argument.

Das Prinzip

Die gemeinsam genutzten Elektronen halten sich häufig zwischen den beiden Atomen (die wir jetzt, da sie je ein Elektron verloren haben, Atomrümpfe nennen) auf. Sie halten sich nur selten an der Peripherie auf.

Die Abbildung veranschaulicht diesen Sachverhalt.

[21] Sie heißt auch kovalente Bindung.



Jedes Chloratom hat ein Elektron abgegeben. Der verbleibende Atomrumpf ist positiv geladen. Die beiden gemeinsam genutzten Elektronen sind negativ geladen. Sie halten sich meist zwischen den Atomrümpfen auf. Zwischen den positiven Atomrümpfen und den negativ geladenen gemeinsam genutzten Elektronen wirkt elektrische Anziehung. Sie bewirkt den Zusammenhalt und damit die Bindung.

Prinzip der Atombindung :

elektrische Anziehung zwischen positiv geladenen Atomrümpfen und dazwischen befindlichen Elektronen.

Strichformeln

Jetzt, nachdem wir das Wirkprinzip der Atombindung verstanden haben, wird klar, dass die Strichformeln auf der vorigen Seite nicht ein irgendwie hingemaltes Bild sind, sondern die Realität widerspiegeln. Sie sind also ein Modell. Das Modell bekommt einen Namen : Strukturformel.

Modell Strukturformel

- Ein Elektronenpaar wird durch einen Strich symbolisiert. Ein Strich steht immer für ein Elektronenpaar.
- Hier und da kommen einzelne (nicht zu einem Paar gehörige) Elektronen vor. Sie werden durch einen Punkt symbolisiert.
- Ein von 2 Atomen gemeinsam genutztes Elektronenpaar (es hält sich meist zwischen den Atomrümpfen auf) wird durch einen Strich zwischen diesen Atomen symbolisiert. Es heißt **Bindungselektronenpaar**.
- Ein von einem Atom allein genutztes Elektronenpaar wird durch einen Strich am Rand des Elementsymbols dargestellt. Es heißt freies oder **einsames Elektronenpaar**.

Wo sind Atombindungen zu finden ?

Atombindungen kommen in diesen Verbindungsklassen vor : elementare Gase, Nichtmetalloxide, viele andere Verbindungen von Nichtmetallen untereinander, hauptsächlich aber die große Gruppe der organischen Verbindungen. Dazu gehören alle Verbindungen, die Kohlenstoff enthalten, ausgenommen Kohlenmonoxid, Kohlendioxid und die Carbonate.

Diese Stoffe enthalten Atombindungen sowohl im festen als auch im flüssigen und gasförmigen Zustand.

Aufgabe 5–7

Nennen Sie aus jeder der Stoffgruppen elementare Gase, Nichtmetalloxide und organische Verbindungen einige Beispiele.

5.8.2. Atomorbitale und Molekülorbitale

Das im vorigen Kapitel benutzte Modell[22] der Atombindung ist eine sehr einfache Beschreibung. Trotzdem erklärt es eine wichtige Erscheinung, nämlich die Bindung zwischen Atomen.

Anderes erklärt es nicht. Dazu gehört zum Beispiel

- die unterschiedliche Stärke von Bindungen,
- das Phänomen, dass Bindungen in eine bestimmte Richtung weisen,
- die Doppel– und Dreifachbindungen (vgl. dazu Kapitel 5.8.3.)
- die Bindung zwischen (nicht in) Molekülen

Ein besseres Modell der Atombindung

Eine genauere Beschreibung erhält man, wenn man sich nicht damit zufriedengibt, festzustellen, dass das Bindungselektronenpaar sich irgendwie zwischen 2 Atomen aufhält, sondern der Frage nach dem Gebiet, in dem sich die Elektronen **in einem Molekül** aufhalten, intensiver nachgeht.

In Kapitel 5.6. hatten wir Gebiete kennengelernt, in denen sich Elektronen in einem (ungebundenen) Atom aufhalten. Wir nannten sie Orbitale. Jetzt werden wir sie genauer Atomorbitale nennen. Entsprechend heißen Gebiete, in denen sich Elektronen in einem Molekül aufhalten, Molekülorbitale.

Bildung von Molekülorbitalen

Wenn 2 Atome zu einem Molekül reagieren, bilden sich aus den Atomorbitalen der beiden Atome die Molekülorbitale des Moleküls. Anschaulich bedeutet das, dass sich Form und Ausdehnung der Gebiete, in denen sich die Elektronen aufhalten, ändern.

Reagieren 2 Moleküle zu anderen Molekülen, bilden sich ebenfalls andere, neue Molekülorbitale. Auch hier ändert sich also das Gebiet, in dem sich die Elektronen aufhalten.

Form von Molekülorbitalen

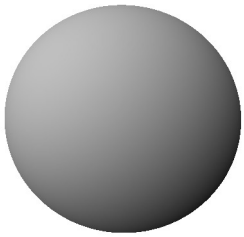
Woher weiß man, wie Molekülorbitale (und übrigens auch Atomorbitale) aussehen ?

Es gibt 2 Wege. Einmal kann man durch Messung bestimmen, an welchen Stellen des Moleküls sich Elektronen häufiger und seltener aufhalten. Zum anderen kann man durch Berechnung mit den Methoden der Quantenchemie die Form der Orbitale bestimmen. Nichts davon können wir im Schulunterricht genauer behandeln.

Beispiele von Molekülorbitalen

Die Abbildung[23] links zeigt das Gebiet, das das Bindungselektronenpaar im Chlormolekül einnimmt. Die Atomrümpfe sind nicht eingezeichnet. Sie befinden sich in dem „Spalt“ zwischen den Halbkugeln und dem eingedrückten Mittelteil.

Die Bindungselektronen halten sich häufiger im Mittelteil als in den Halbkugeln auf. Nur wenn sie sich im Mittelteil aufhalten, wirken sie bindend. Die Bindung im Chlormolekül ist also vergleichsweise schwach.



Die Abbildung links zeigt das Gebiet, das das Bindungselektronenpaar im Wasserstoffmolekül (H_2) einnimmt. Es hat die Form eines Ellipsoids und weicht nur wenig von der Kugelform ab. Die Atomrümpfe befinden sich im Innern, recht nah am Rand.

Die Bindungselektronen halten sich also häufig zwischen den Atomrümpfen auf – sicher häufiger als im Chlormolekül. Die Bindung im Wasserstoffmolekül ist also stärker als die im Chlormolekül.

---

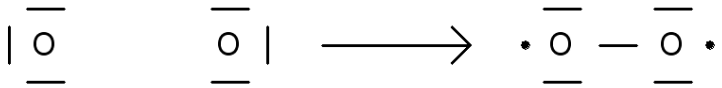
22 Es wurde 1916 von dem amerikanischen Physiker und Chemiker Gilbert Newton Lewis (1875 – 1946) entwickelt.

23 Die Abbildungen von Molekülorbitalen in diesem Skript wurden mit dem freien Programm Orbital Viewer von David Manthey erstellt. Es ist unter http://orbitals.com erhältlich.

5.8.3. Doppel– und Dreifachbindungen

Doppelbindung

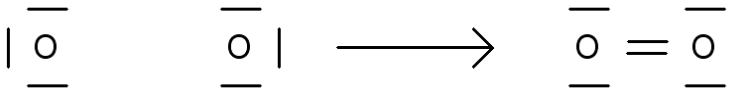
Im nächsten Beispiel geht es um die Bindung im Sauerstoffmolekül O_2. Jedes der beiden Sauerstoffatome hat 6 Valenzelektronen und benötigt noch 2 Elektronen, um die Edelgaskonfiguration zu erreichen. Würden die beiden Atome ein Elektronenpaar gemeinsam nutzen, hätte jedes Atom nur 7 Elektronen zur Verfügung. Die Edelgaskonfiguration wäre nicht erreicht.



Die Edelgaskonfiguration ist noch nicht erreicht.

Gibt aber jedes Sauerstoffatom 2 Elektronen zur gemeinsamen Nutzung frei, so hat es 4 Elektronen zur alleinigen Nutzung und 4, die es gemeinsam mit dem anderen Sauerstoffatom nutzt, insgesamt also 8 Elektronen. Die Edelgaskonfiguration ist erreicht.

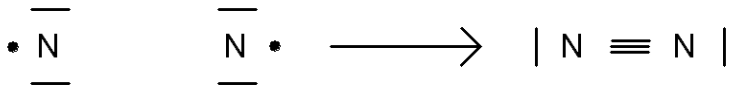
Die 4 gemeinsam genutzten Elektronen ergeben 2 Bindungselektronenpaare. Man sagt, es liegt eine Doppelbindung vor.



Im Sauerstoffmolekül O_2 liegt eine Doppelbindung vor.

Dreifachbindung

Wir können dieses Spiel noch einen Schritt weiter treiben. Jedes Stickstoffatom hat 5 Valenzelektronen. Nur wenn 2 Stickstoffatome je 3 Valenzelektronen zur gemeinsamen Nutzung abgeben, können beide die Edelgaskonfiguration erreichen.



Im Stickstoffmolekül N_2 liegt eine Dreifachbindung vor.

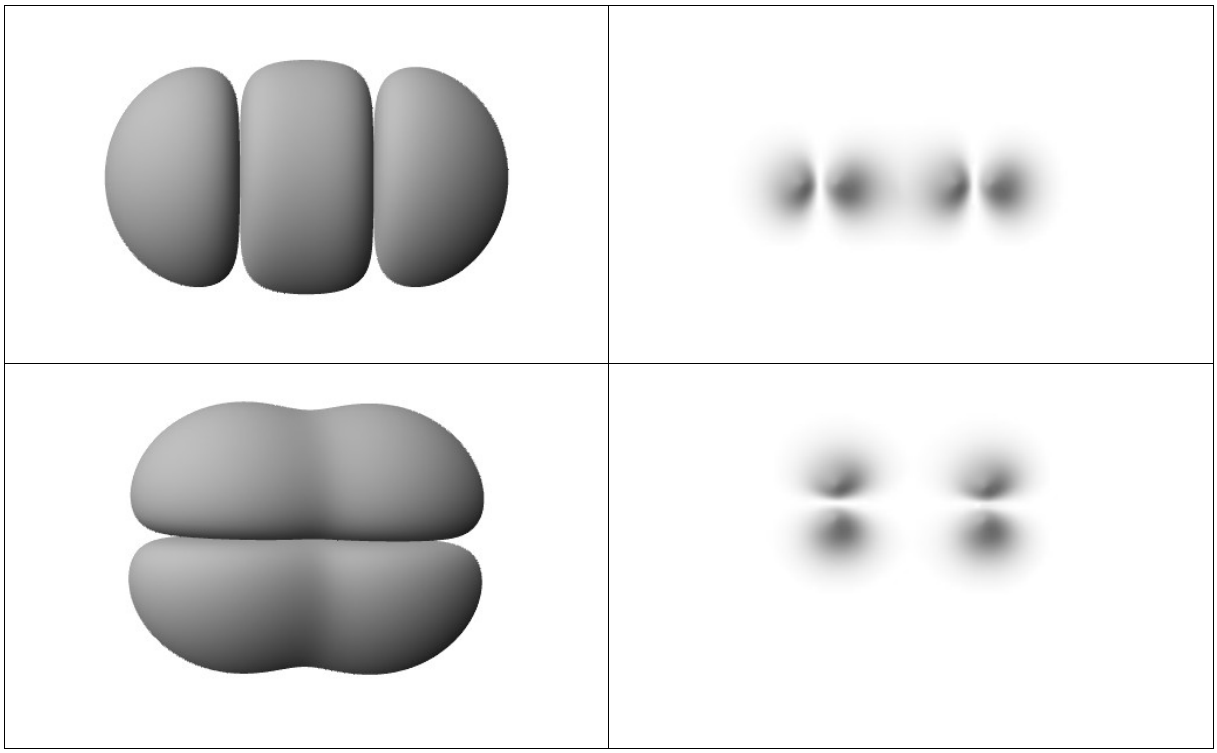
Molekülorbitale

Im Sauerstoffmolekül gibt es 2 Bindungselektronenpaare. Wie sehen die Gebiete, in denen sie sich aufhalten (mit anderen Worten, deren Orbitale) aus ?

Die folgenden Abbildungen sollen Ihnen einen Eindruck von der Form der Orbitale vermitteln.

- In den beiden linken Bildern sind Begrenzungsflächen gezeichnet, innerhalb derer sich die Elektronen meist (zu über 90 %) aufhalten.
- In den beiden rechten Bildern ist die Wahrscheinlichkeit, mit der sich die Elektronen an einem bestimmten Ort aufhalten, durch die Punktdichte veranschaulicht. Je intensiver die Farbe, desto häufiger sind die Elektronen an diesem Ort des Orbitals.

Sie sollten aus den Bildern erkennen, dass
- die beiden Bindungen nicht gleich sind, und dass
- die untere Bindung schwächer als die obere ist.



Orbitale im Sauerstoffmolekül

5.8.4. Strukturformeln

Um die Strukturformel eines Stoffes aufzustellen, waren in den bisher behandelten Beispielen recht umfangreiche Überlegungen nötig.

In diesem Kapitel werden wir ein einfaches, auf nur wenigen Regeln beruhendes Verfahren zur Aufstellung von Strukturformeln kennenlernen.

Prinzip	Beispiel (Kohlendioxid)
Die Summenformel des Moleküls wird hingeschrieben.	Die Summenformel lautet CO_2.
Die Summe der Valenzelektronen aller am Molekül beteiligten Atome wird berechnet.	Ein Kohlenstoffatom : 4 Valenzelektronen 2 Sauerstoffatome : 12 Valenzelektronen zusammen : 16 Valenzelektronen
Die Valenzelektronen werden so auf die Atome verteilt, dass • jedes Atom 8 Valenzelektronen zur Verfügung hat und • genau die verfügbare Zahl der Valenzelektronen verteilt wird.	$\overline{\underline{O}} = C = \overline{\underline{O}}$ Es werden 8 Elektronenpaare, also 16 Valenzelektronen benutzt, und jedes der 3 Atome hat 8 Valenzelektronen zur Verfügung.
Manchmal sind bei Anwendung der Regeln mehrere Strukturformeln möglich. Wählen Sie eine möglichst symmetrische aus. Mit großer Wahrscheinlichkeit spiegelt sie die Realität wider.	$\overline{\underline{C}} = O = \overline{\underline{O}}$ So sieht das CO_2–Molekül nicht aus. Das Kohlenstoffatom ist in der Mitte.

Ein zweites Beispiel

In diesem Beispiel wird die Strukturformel des Sulfat–Ions aufgestellt. Sie ist ein wenig komplex.

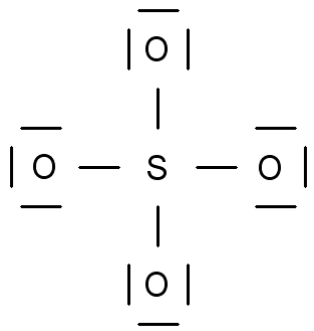
Zuerst benötigen wir die Summenformel des Sulfat–Ions. Sie lautet SO_4^{2-} .

Als nächstes werden die Valenzelektronen gezählt :

- ein Schwefelatom : 6 Valenzelektronen
- 4 Sauerstoffatome : 24 Valenzelektronen
- und schließlich hat das Ion noch 2 zusätzliche negative Ladungen. Diese beiden Elektronen sind nicht einem bestimmten Atom zugeordnet, sondern „gehören“ dem gesamten Ion.

Es sind also 32 (6 + 24 + 2) Elektronen vorhanden, die so verteilt werden müssen, dass jedes Atom genau 8 Elektronen zur Verfügung hat.

Hier ist die Lösung. Sie sehen, dass die Anordnung der Atome symmetrisch ist.



Aufgabe 5–8

Stellen Sie die Strukturformeln folgender Moleküle und Ionen auf :

- F_2, Br_2
- HF, H_2O, H_2S, NH_3, CH_4
- SF_2, F_2O, PCl_3, $AsCl_3$, CBr_4, $SiBr_4$
- C_2H_6, C_2H_4, C_2H_2
- CH_2O_2 (Ameisensäure), CH_2O (Formaldehyd), CH_4O (Methanol)
- SO_2, SO_3, CO
- N_2O, N_2O_3, N_2O_5, NO_2, N_2O_4, N_2S_3, N_2S_5
- NO_3^- , PO_4^{3-} , SO_3^{2-} , $S_2O_3^{2-}$, CO_3^{2-} , NH_4^+

Diese Aufgabe enthält einige kleine Fallen.

5.8.5. Die polare Atombindung

Modellcharakter

Erinnern wir uns einmal kurz, was wir über Atome und Bindungen wissen.

Wir wissen nicht, wie Atome aufgebaut sind. Wir wissen nicht einmal, ob es überhaupt Atome gibt. Genausowenig wissen wir über die Existenz und den Aufbau von Bindungen.

Wir können uns nur Vorstellungen, also Modelle, vom Aufbau der Materie machen. Wenn solche Modelle nicht im Widerspruch zu Beobachtungen stehen, wenn man mit ihrer Hilfe Beobachtungen systematisch beschreiben und vorhersagen kann, sind es brauchbare, also gute, Modelle. Man kann die Modelle erweitern, verfeinern und verbessern, um mehr Beobachtungen besser erklären zu können.

In diesem Sinn haben wir mehrere Modelle von Atomen kennengelernt : die Modelle von Dalton, Rutherford, Bohr und das Orbitalmodell.

Schwarzweißmalerei

Wir haben erst 2 einfache Modelle zur Beschreibung von Bindungen kennengelernt : die Ionenbindung und die Atombindung.

- Bei der Ionenbindung gibt ein Atom ein (oder mehrere) Elektronen vollständig ab.
- Bei der Atombindung teilen sich Atome 2 (oder mehr) Elektronen brüderlich.

Aber wie es so unter Brüdern ist : Nicht immer wird gerecht geteilt. Oft bekommt der eine etwas mehr, manchmal viel mehr oder sogar fast alles.

Ein verbessertes Modell

Nicht wegen dem Verhalten von Brüdern, sondern aufgrund von Beobachtungen (vergleichen Sie dazu Kapitel 5.11.) wurde ein besseres Modell aufgestellt.

Sehen Sie sich noch einmal die Bilder von Molekülorbitalen in den Kapiteln 5.8.2. und 5.8.3. an. Diese Orbitale (= Gebiete, in denen sich die Elektronen aufhalten) sind symmetrisch. Die Bindungselektronen halten sich also gleich häufig in der Nähe des einen Atoms wie in der Nähe des anderen Atoms auf.

Das muss nicht so sein.

Bindungselektronen können sich auch häufiger in der Nähe des einen Atoms und seltener in der Nähe des anderen Atoms aufhalten.

< Hier fehlt noch ein Bild. >

Die Abbildung des Wassermoleküls veranschaulicht dies. Die Bindungselektronen halten sich häufiger in der Nähe des Sauerstoffatoms und seltener in der Nähe des Wasserstoffatoms auf.

polare Bindung

Eine Bindung, in der sich die Bindungselektronen häufiger in der Nähe des einen Atoms und seltener in der Nähe des anderen Atoms aufhalten, heißt polare (Atom–)Bindung.

Na und ?

Im Rest des Kapitels wird es um 2 Fragen gehen.

- Gibt es einfache Regeln, nach denen man entscheiden kann, wo sich die Elektronen einer Bindung häufiger und wo seltener aufhalten ?
- Was hat diese Erscheinung für Konsequenzen ?

Regelkunde

LINUS PAULING[24] führte 1932 das Konzept der Elektronegativität (EN) ein.

Die Elektronegativität eines Elements ist das Bestreben der Atome dieses Elements, Bindungselektronen an sich zu ziehen.

[24] Der amerikanische Physiker und Chemiker Linus Carl Pauling (1901 – 1994) war einer der wenigen Wissenschaftler, die zweimal mit dem Nobelpreis ausgezeichnet wurden. 1954 erhielt er den Nobelpreis für Chemie für seine Forschungen über die Molekülstruktur der Proteine und 1962 den Friedensnobelpreis für seine Bemühungen, Atomwaffentests zu beenden.

Zahlenwerte für die Elektronegativitäten aller Elemente können Sie einem guten Periodensystem entnehmen. Hier sind die wichtigsten[25].

												H	2,20
Li	0,97	Be	1,47	B	2,01	C	2,50	N	3,07	O	3,50	F	4,10
Na	1,01	Mg	1,23	Al	1,47	Si	1,74	P	2,06	S	2,44	Cl	2,83
K	0,91	Ca	1,04			Ge	2,02	As	2,20			Br	2,74
						Sn	1,72	Sb	1,82			I	2,21

Einschub Beispiel

Betrachten wir jetzt als Beispiel die Bindung zwischen 2 unterschiedlichen Atomen, etwa die Bindung zwischen einem H–Atom und einem Cl–Atom im HCl–Molekül. Sowohl das H–Atom als auch das Cl–Atom versuchen, die Bindungselektronen zu sich zu ziehen. Das Bestreben des Cl–Atoms, dies zu tun, ist größer als das Bestreben des H–Atoms, denn Chlor hat eine größere EN (nämlich 2,83) als Wasserstoff (EN = 2,20). Die Bindungselektronen werden sich also häufiger beim Cl–Atom aufhalten. Es liegt eine polare Bindung vor.

Vergleichen wir das mit dem Fluorwasserstoff–Molekül. Auch hier hat Fluor eine größere EN als Wasserstoff, und auch diese Bindung ist polar. Es gibt aber einen Unterschied zum Chlorwasserstoff.

- Die EN von Chlor ist <u>etwas</u> größer als die von Wasserstoff, die EN von Fluor ist <u>viel</u> größer als die von Wasserstoff.
- Das Bestreben von Chlor, die Bindungselektronen zu sich zu ziehen, ist also <u>etwas</u> größer als das von Wasserstoff, das Bestreben von Fluor ist <u>viel</u> größer als das von Wasserstoff.
- In HCl werden sich die Bindungselektronen <u>etwas</u> häufiger beim Cl–Atom aufhalten als beim H–Atom, in HF werden sie sich <u>viel</u> häufiger beim F–Atom aufhalten als beim H–Atom.

Man nennt die H–Cl–Bindung schwach polar und die H–F–Bindung stark polar.

weiter mit der Regelkunde

Es ist also sinnvoll, diese Definition der Polarität einer Bindung aufzustellen :

Die Polarität einer Bindung zwischen den Atomen A und B ist gleich der Differenz der Elektronegativitäten der Elemente A und B. Um keine negativen Werte zu erhalten, benutzt man den Betrag.

Polarität einer Bindung :

$$\textbf{Polarität}_{(A-B)} = |\,EN(A) - EN(B)\,|$$

Wie berechnet man die Polarität in einem Molekül mit mehreren Bindungen ? Dazu werden alle Bindungen unabhängig voneinander betrachtet. Wenn wir also die Polarität einer Bindung zwischen den Atomen A und B berechnen wollen, ist es völlig egal, ob von A oder B noch weitere Bindungen ausgehen, und welche das sind.

So beträgt zum Beispiel im Wassermolekül H – O – H die Polarität der linken Bindung 1,30. Die der rechten Bindung beträgt ebenso 1,30.

[25] Man kann die Elektronegativitäten auf mehrere, leicht unterschiedliche Arten berechnen. Manchmal werden Sie ein wenig abweichende Werte finden.

Aufgabe 5–9

Bestimmen Sie die Polarität der Bindungen in folgenden Stoffen :

H_2O, H_2S, SO_2, SO_3, HF, HCl, HBr, HI, CH_4, NaF, NaCl, $MgCl_2$, $AlCl_3$, $SiCl_4$, PCl_3, SCl_2, Cl_2 , Na_2O, MgO, Al_2O_3, CO_2, SiO_2.

Ordnen Sie die Stoffe nach steigender Polarität ihrer Bindungen.

Unser Weltbild stürzt zusammen

Die Bindung im Chlormolekül ist völlig unpolar, denn die Differenz der Elektronegativitäten ist Null. Hier liegt also eine Atombindung vor, so wie sie in Kapitel 5.8.1. beschreiben wurde.

Im Natriumfluorid NaF liegt eine sehr stark polare Bindung vor. Dem übermächtigen Bestreben des Fluors, die Bindungselektronen an sich zu ziehen, hat das Natrium fast nichts entgegenzusetzen. Fast nichts ist aber nicht nichts. Die Bindungselektronen halten sich fast immer beim Fluor auf, aber nicht immer. Das Natrium hat sein Valenzelektron nicht ganz und gar abgegeben, sondern immer noch einen kleinen Anteil daran. Eine Ionenbindung, so wie sie in Kapitel 5.7. beschrieben wurde, liegt nicht vor. Um es deutlich zu sagen, eine solche Bindung gibt es nicht.

Eine 100–prozentige Ionenbindung gibt es zwar nicht, aber die Bindung im NaF kommt diesem Zustand schon sehr nahe. Man kann die Ionenbindung, so wie sie im Kapitel 5.7. beschrieben wurde, als Grenzfall der polaren Atombindung ansehen.

Atombindung und Ionenbindung sind Grenzfälle der polaren Atombindung.

Die einfachen Bindungsmodelle Ionenbindung und Atombindung wurden durch ein differenzierteres Modell erweitert.

Polarität und Ionencharakter

Polare Atombindungen sind also keine Ionenbindungen und keine Atombindungen, sondern etwas Dazwischenliegendes. Stark polare Bindungen haben eher den Charakter einer Ionenbindung, aber immer noch etwas von der Atombindung, bei schwach polaren Bindungen ist es umgekehrt.

Man hat diese vagen Worte in Zahlen gefasst und eine Tabelle aufgestellt, die angibt, wie groß der Ionenbindungscharakter einer Bindung in Abhängigkeit von der Differenz der Elektronegativitäten ist.

| EN(A) – EN(B) |	0,0	0,4	0,8	1,2	1,6	2,0	2,4
Ionenbindungscharakter in Prozent	0	4	15	30	47	63	76

Beträgt bei einem Stoff der Ionenbindungscharakter mehr als 50 %, darf man seine Bindung als Ionenbindung bezeichnen.

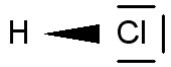
Aufgabe 5–10

Bestimmen Sie für die Stoffe aus Aufgabe 5–9 den Ionenbindungscharakter.

Welche dieser Stoffe würden Sie als Salz oder Metalloxid bezeichnen ?

Zeichentechnik

Manchmal will man in einer Strukturformel besonders deutlich heraustellen, dass eine polare Bindung vorliegt und in welche Richtung die Bindung polar ist. Man benutzt dazu 2 Schreibweisen.



Das Dreieck symbolisiert, dass die Bindung zum Chlor hin polarisiert ist. Die Bindungselektronen halten sich an der dicken Seite des Dreiecks häufiger auf.

$H^{\delta+} - Cl^{\delta-}$

Die Zeichen δ+ und δ– symbolisieren eine sogenannte formale Teilladung. Natürlich gibt es keine halben oder viertel Elektronen, im zeitlichen Mittel aber halten sich die Bindungselektronen häufiger in der Nähe des Chloratoms auf, so dass dort eine größere negative Ladung zu messen ist als beim Wasserstoffatom.

5.9. Die Wasserstoffbrückenbindung

In den letzten Kapiteln haben wir die polare Atombindung zusammen mit ihren Grenzfällen Ionenbindung und Atombindung besprochen. Kennen wir jetzt alle Arten von Bindungen, oder gibt es noch andere Mechanismen, wie 2 Atome zusammengehalten werden können ?

Keine Frage, es gibt noch weitere Bindungsarten, zum Beispiel

- die Metallbindung, die beschreibt, wie Atome in Metallen zusammengehalten werden, und die
- van–der–Waals–Kräfte, die zwischen (nicht innerhalb von) Molekülen wirken, und mit deren Hilfe man beschreiben kann, wie Moleküle in einem Festkörper zusammenhalten.

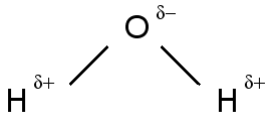
Diese beiden Bindungsarten werden im Skript nicht weiter behandelt.

Polarität im Wassermolekül

Sauerstoff hat eine EN von 3,50, Wasserstoff von 2,20. Die Bindungen zwischen Sauerstoff und Wasserstoff sind also polar. Die Bindungselektronen halten sich häufiger in der Nähe des Sauerstoffatoms auf. Man sagt, das Sauerstoffatom trägt eine negative Teilladung. Das heißt natürlich nicht, dass das Sauerstoffatom einen Teil eines Elektrons besitzt, sondern nur, dass der Bereich rund um das Sauerstoffatom im zeitlichen Mittel ein wenig negativ geladen ist.

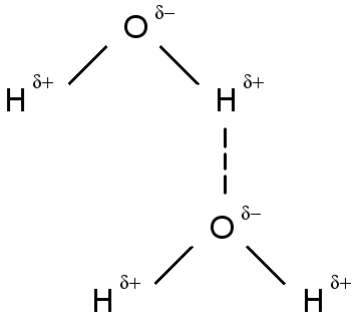
Entsprechend tragen die beiden Wasserstoffatome positive Teilladungen. Das heißt, im zeitlichen Mittel ist deren Umgebung ein wenig positiv geladen.

Ein Wassermolekül sieht also so aus :



2 Wassermoleküle

Was passiert, wenn sich 2 Wassermoleküle nähern ? Positive und negative Ladungen ziehen sich an, und daher werden sich der negativ geladene Bereich des einen Moleküls und ein positiv geladener Bereich des anderen Moleküls anziehen.



Durch diese Anziehung werden die beiden Moleküle zusammengehalten. Es liegt eine Bindung zwischen den beiden Molekülen vor.

Die neue Bindung

Die neue Art der Bindung bekommt einen Namen. Sie heißt Wasserstoffbrückenbindung.

- Die Wasserstoffbrückenbindung ist eine relativ schwache Bindung. Sie ist schwächer als Ionen– oder Atombindungen, denn es liegt ja keine Anziehung zwischen vollständigen Ladungen (entsprechend einem oder mehreren Elektronen) vor, sondern nur Anziehung zwischen Teilladungen.
- Daher kann die Wasserstoffbrückenbindung auch leicht gespalten werden.
- Man zeichnet die Wasserstoffbrückenbindung meist mit einer gestrichelten Linie.

Wasserstoffbrückenbindungen im Wasser

Im Wasser können nicht nur zwischen 2 Wassermolekülen Wasserstoffbrückenbindungen entstehen. Vielmehr können sich Cluster (d.h. Zusammenballungen) von vielen Wassermolekülen bilden, die durch Wasserstoffbrückenbindungen zusammengehalten werden. Diese Cluster bestehen aus 2 bis über 30 Molekülen. Bei 20 °C liegt die Clustergröße im Durchschnitt bei 9 Molekülen. Die Mitglieder der Cluster wechseln ständig. Dadurch ändern sich auch ständig Größe und Mitgliederzahl der Cluster.

Wo sind Wasserstoffbrückenbindungen zu finden ?

Wasserstoffbrückenbindungen treten in Molekülen mit polaren Bindungen auf. Natürlich müssen diese Moleküle auch Wasserstoffatome enthalten.

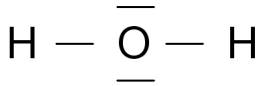
Je stärker polar die Bindung ist, umso stärker sind die Wasserstoffbrückenbindungen, die sich zwischen den Molekülen dieses Stoffes bilden können.

Vergleichen wir zum Beispiel Wasser (H_2O) und Schwefelwasserstoff (H_2S). Beide Moleküle besitzen polare Bindungen. Im Wassermolekül beträgt die Differenz der Elektronegativitäten $\Delta EN = 3{,}50 - 2{,}20 = 1{,}30$. Im Schwefelwasserstoffmolekül beträgt sie nur $\Delta EN = 2{,}44 - 2{,}20 = 0{,}24$. Die Bindung im Wassermolekül ist viel stärker polar als die im Schwefelwasserstoffmolekül, und es bilden sich hier viel stärkere Wasserstoffbrückenbindungen aus.

5.10. Das VSEPR–Modell

Bisher haben wir uns sehr ausführlich Gedanken darüber gemacht, wie Bindungen aufgebaut sind, das heißt, welche Mechanismen den Zusammenhalt der Atome in Molekülen bewirken.

Wir haben uns überhaupt noch nicht überlegt, welche Form Moleküle haben. In Kapitel 5.8.4. haben wir das Sulfat–Ion so gezeichnet, dass ein Schwefelatom kreuzförmig von 4 Sauerstoffatomen umgeben ist. Warum gerade so ? Nun ja, es ließ sich einfach zeichnen. Das heißt nicht, dass Sulfat–Ionen wirklich so aussehen.



Das Wassermolekül zeichnet man meist linear wie in der Abbildung oben. In Kapitel 5.9. wurde es gewinkelt gezeichnet. Wie sieht es wirklich aus ?

Es gibt ein einfaches Modell

In den 60er Jahren des vorigen Jahrhunderts wurde von den englischen Chemikern R. S. Nyholm und R. J. Gillespie ein Modell aufgestellt, mit dem man die Geometrie eines Moleküls, das heißt die räumliche Anordnung der Atome in einem Molekül, erklären und bei unbekannten Molekülen auch korrekt vorhersagen kann.

Es ist das VSEPR–Modell (valence shell electron pair repulsion = Valenzelektronenpaar–Abstoßung). Die Bestimmung der Molekülgeometrie erfolgt regelgesteuert in wenigen Schritten.

Was braucht man, um das VSEPR–Modell anwenden zu können ?

Es ist nur eine Hand voll einfacher, leicht zugänglicher Informationen nötig. Sie müssen wissen,

- welche Atome im Molekül vorhanden sind,
- wieviele Valenzelektronen diese Atome haben,
- zwischen welchen Atomen Bindungen verlaufen,
- welche Atome einsame Elektronenpaare tragen, und wieviele das sind.

Damit ist auch eine Grenze des VSEPR–Modells aufgezeigt. Man kann es nur auf Verbindungen mit kovalenten und polaren Bindungen anwenden. Die Verhältnisse in Ionenkristallen oder Metallen kann man damit nicht beschreiben.

2 Begriffe

Das **Zentralatom** ist dasjenige, von dem man wissen will, wie sich andere Atome räumlich darum herum anordnen, dessen Geometrie man also herausfinden will.

Die **Liganden** sind die Atome oder Atomgruppen, die sich um das Zentralatom herum gruppieren.

Die Kernaussage

Die Elektronenpaare in der Valenzschale eines Atoms stoßen sich gegenseitig ab und ordnen sich deshalb in möglichst großer Entfernung voneinander an.

Dass sich die Elektronenpaare abstoßen, sollte einsichtig sein – sie sind gleichnamig geladen.

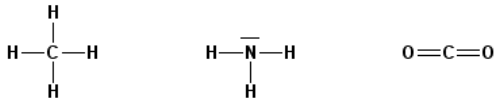
Schritt für Schritt

Im folgenden wird anhand der Regeln des VSEPR–Modells (auf der linken Seite) und an den 3 Beispielen Methan, Ammoniak und Kohlendioxid (auf der rechten Seite) die schrittweise Bestimmung der Geometrie eines Moleküls beschrieben.

Erster Schritt – Strukturformel

Man zeichnet die Strukturformel des gesuchten Moleküls.

Hier sind die 3 Strukturformeln.



Zweiter Schritt – Zählen

Man zählt die dem Zentralatom zugeordneten Elektronenpaare (in der Valenzschale). Dies sind

- die von diesem Atom ausgehenden Bindungselektronenpaare und
- die einsamen Elektronenpaare, die dieses Atom besitzt.

Liegen Doppel– oder Dreifachbindungen vor, werden deren Elektronenpaare nur einfach gezählt. Sie befinden sich am gleichen Ort (vergleiche dazu die Abbildungen in Kapitel 5.8.3.) und stoßen sich nicht ab.

Methan : Das Zentralatom ist das Kohlenstoffatom. Ihm sind 4 Elektronenpaare zugeordnet. Es sind 4 Bindungselektronenpaare.

Ammoniak : Dem Zentralatom (Stickstoff) sind ebenfalls 4 Elektronenpaare zugeordnet, und zwar 3 Bindungselektronenpaare und ein einsames Elektronenpaar.

Kohlendioxid : Dem zentralen Kohlenstoffatom sind 4 (Bindungs–)elektronenpaare zugeordnet. Je 2 bilden eine Doppelbindung und werden nur einfach gezählt. Es werden also nur 2 Elektronenpaare berücksichtigt.

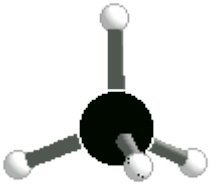
Dritter Schritt – Geometrie der Elektronenpaare

Die Elektronenpaare der Valenzschale stoßen sich gegenseitig ab. Wo landen diese Elektronenpaare, wenn sie versuchen, sich möglichst weit voneinander zu entfernen ?

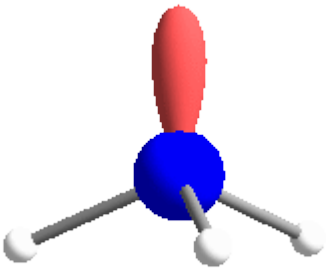
Das kommt darauf an, wieviele Elektronenpaare vorhanden sind.

- 2 Elektronenpaare stehen einander gegenüber. Das Molekül ist linear gebaut.
- 3 Elektronenpaare zeigen zu den Ecken eines gleichseitigen Dreiecks.
- 4 Elektronenpaare zeigen zu den Ecken eines Tetraeders (vergleiche Abbildung rechts).
- Bei mehr als[26] 4 Elektronenpaaren treten komplizierte geometrische Formen auf. Mehr Informationen finden Sie unter http://www.chemie-verstehen.de/s_gillespie02.htm .

Methan : Die 4 Elektronenpaare befinden sich an den Ecken eines Tetraeders.



Ammoniak : Das zentrale Stickstoffatom hat 4 Elektronenpaare. Sie befinden sich an den Ecken eines Tetraeders. Die Geometrie der Elektronenpaare ist also tetraedrisch. Wir werden im nächsten Schritt sehen, dass die Geometrie des Moleküls nicht tetraedrisch ist.



Kohlendioxid : Das zentrale Kohlenstoffatom hat 2 Elektronenpaare (denn die Doppelbindungen wurden ja nur einfach gezählt). Sie sind linear angeordnet.

Vierter Schritt – Geometrie des Moleküls

Die Geometrie der Elektronenpaare und die Geometrie des Moleküls sind 2 völlig verschiedene Dinge. Sie können übereinstimmen, oder auch nicht.

---

[26] Die Oktettregel (vgl. Kapitel 5.5.) besagt, dass die Edelgaskonfiguration mit 8 Valenzelektronen (also 4 Paaren) besonders stabil ist. Wir haben bisher nur Moleküle betrachtet, bei denen diese Regel erfüllt ist. Es gibt auch Stoffe (das Zentralatom ist aus der dritten oder einer höheren Periode), die die Oktettregel nicht beachten. Nur dort können mehr als 4 Elektronenpaare in der Valenzschale sein.

Erster Fall : Alle Elektronenpaare am Zentralatom gehören zu Bindungen. Das Zentralatom hat keine einsamen Elektronenpaare. Dieser Fall ist einfach. Auf jedes Elektronenpaar kommt genau ein Ligand. Die Geometrie der Elektronenpaare und die Geometrie der Liganden (und damit die Geometrie des Moleküls) sind identisch.

Methan : Im vorigen Schritt hatten wir gesehen, dass sich die 4 Elektronenpaare an den Ecken eines Tetraeders befinden. Da jedes Elektronenpaar zu einer Bindung (zu einem Wasserstoffatom) gehört, befinden sich auch die 4 Wasserstoffatome an den Ecken eines Tetraeders.

Das Methanmolekül hat die Form eines Tetraeders. Das Zentralatom (Kohlenstoff) befindet sich im Zentrum des Tetraeders, die Liganden an seinen Ecken.

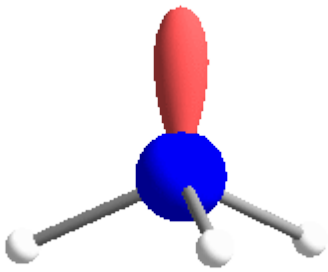
Kohlendioxid : Im vorigen Schritt haben wir gesehen, dass die beiden Elektronenpaare linear zum Zentralatom angeordnet sind. Mit derselben Argumentation wie beim Methan erkennen wir, dass das Kohlendioxidmolekül linear gebaut ist.

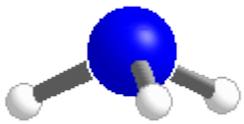
Zweiter Fall : Einige Elektronenpaare am Zentralatom gehören zu Bindungen, einige sind einsam. Wollen wir hier die Geometrie des Moleküls herausfinden, müssen wir die Liganden betrachten. Die Frage ist, wie sich die Liganden rund ums Zentralatom anordnen.

Ammoniak : Im vorigen Schritt haben wir gesehen, dass sich die 4 Elektronenpaare an den Ecken eines Tetraeders befinden. Aber nur 3 gehören zu Bindungen, das vierte ist ein einsames Elektronenpaar. Um die Geometrie der Liganden zu erkennen, hilft eine Veranschaulichung (Molekülmodell oder Computergraphik) weiter. Hier ist eine Graphik.

In der linken Abbildung sind die 4 Elektronenpaare gut zu sehen. 3 Bindungselektronenpaare sind grau gezeichnet, das einsame ist rot und keulenförmig. In der rechten Abbildung sehen Sie, dass die Atome eine flache Pyramide bilden. Das Zentralatom (Stickstoff) befindet sich an der Spitze der Pyramide, die Liganden an der Basis.

Die Geometrie des Moleküls ist also nicht tetraederisch, sondern eine flache dreiseitige Pyramide.





Ich habe fertig

Mit den bisherigen Kenntnissen können wir die Geometrie aller Moleküle aufstellen. Wir haben also ein gutes und brauchbares Modell kennengelernt. Aber Modelle sind ja dazu da, verbessert und verfeinert zu werden. Daher hier noch als 5. Schritt eine Erweiterung des VSEPR–Modells für Freaks und alle, die es ganz genau wissen wollen.

Fünfter Schritt

Einsame Elektronenpaare brauchen mehr Platz als Bindungselektronenpaare. Dadurch drücken sie die Bindungen etwas zur Seite.

Die Elektronen von Doppel- und Dreifachbindungen befinden sich an der gleichen Stelle, werden also nur einfach gezählt. Sie brauchen aber mehr Platz als Einfachbindungen. Dadurch drücken sie die anderen Bindungen etwas zur Seite.

Methan : Das Molekül ist symmetrisch. Man kann mit Hilfe der Vektorrechnung die Winkel zwischen je 2 Bindungen berechnen. Sie sind alle gleich und betragen 109° 28´ .

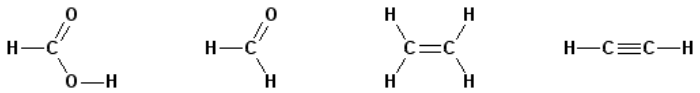
Ammoniak : Das einsame Elektronenpaar drückt die Bindungselektronenpaare nach unten. Der Winkel zwischen ihnen ist also kleiner als 109° 28´ . Genaue Messungen ergaben einen Winkel von 107,3° .

Kohlendioxid : Es sind keine Einfachbindungen da, die die Doppelbindungen zur Seite schieben könnten. Das Molekül ist und bleibt linear.

Aufgabe 5–11

Bestimmen Sie die Geometrie der folgenden Moleküle bzw. Ionen :

- H_2O, PCl_3, CH_3Cl, Br_2, NO_3^-
- SO_4^{2-} , CCl_2O, CO_3^{2-} , $SiCl_4$, O_3
- NH_4^+, AsI_3, PO_4^{3-} , F_2O, SF_2
- SO_2, NF_3, $S_2O_3^{2-}$, C_2H_5–O–H, CH_3–O–CH_3
- N_2O, N_2O_2, N_2O_3, N_2O_4, N_2O_5, N_2S_3, N_2S_5
- PCl_5, SF_6, IF_7
-



Aufgabe 5–12

Warum brauchen einsame Elektronenpaare mehr Platz als Bindungselektronenpaare ?

5.11. Eigenschaften von Stoffen

In großer Ausführlichkeit haben wir den Aufbau von Atomen und Bindungen besprochen. Aber wozu ist das gut ? Ist es nur von akademischem Interesse ? Oder kann man mehr damit anfangen, als es in Klausurfragen abzuprüfen ? Kann man Beobachtungen, die in Alltag oder Technik wichtig sind, damit erklären ?

Natürlich sind die bisherigen Erkenntnisse von praktischer Bedeutung. Im folgenden werden einige Beobachtungen zu Eigenschaften von Stoffen mit Hilfe unserer Atom– und Bindungsmodelle erklärt.

5.11.1. Warum ist Wasser bei Zimmertemperatur flüssig ?

Gegenfrage : Warum nicht ? Diese Gegenfrage ist keine flapsige Hab–keine–Lust–drüber–nachzudenken–Ausrede, sondern berechtigt. Nur wenn die Beobachtung ungewöhnlich oder unerwartet ist, lohnt es, darüber nachzudenken.

Der Siedepunkt und wovon er abhängt

Manche Stoffe haben einen Siedepunkt, der unterhalb von 20 °C liegt. Sie sind bei dieser Temperatur gasförmig. Andere haben einen höheren Siedepunkt. Sie sind flüssig oder fest. Wovon hängt es eigentlich ab, wie hoch der Siedepunkt eines Stoffes ist ?

In einem Tabellenwerk findet man die Siedepunkte vieler Stoffe. Hier sind einige.

Stoff	Siedepunkt *T* (in K)	relative Molekülmasse *m* (in g/mol)	*T* / *m*
Stickstoff	77	28	2,8
Sauerstoff	90	32	2,8
Chlor	239	70	3,4
Brom	332	160	2,1
Methan	109	16	6,8
Butan	274	58	4,7
Benzol	353	78	4,5
Schwefeldioxid	263	64	4,1
Schwefeltrioxid	318	80	4,0
Phosphorwasserstoff	185	34	5,4
Phosphortrichlorid	347	137	2,5
Wasser	373	18	20,7

Betrachtet man diese Tabelle einige Zeit, sieht man, dass ein Zusammenhang zwischen relativer Molekülmasse und Siedepunkt besteht. Im großen und ganzen gilt : Je größer die relative Molekülmasse eines Stoffe ist, umso höher liegt sein Siedepunkt.

Berechnet man den Quotient der beiden Größen, findet man in der Regel Werte zwischen 2 und etwas über 5. Wasser ist dabei mit einem T/m–Quotient von über 20 ein echter Ausreißer. Für seine kleine Molekülmasse siedet es viel zu hoch.

Es lohnt sich also, die Frage zu stellen, warum das so ist.

Die wahre Molekülgröße

Eigentlich enthält die Tabelle oben schon die Antwort auf unsere Frage. Hätte Wasser eine 4 oder 5 mal so große relative Molekülmasse als es hat, wäre die Welt in Ordnung. Der T/m–Quotient würde zwischen 4 und 5 liegen und in die Reihe passen.

In Kapitel 5.9. haben wir gesehen, dass im flüssigen Wasser zwischen den Wassermolekülen schwache Bindungen vorliegen, und dass sich Cluster aus 2 bis 30 Wassermolekülen bilden.

Im flüssigen Wasser sind also keine einzelnen, sich unabhängig voneinander bewegenden Moleküle vorhanden, sondern Cluster. Ein solcher Cluster besteht aus mehreren durch Wasserstoffbrückenbindungen aneinander gebundenen Molekülen, die sich gemeinsam in einem Verbund bewegen. Es sind sozusagen Supermoleküle mit einer relativen Molekülmasse, die ein Vielfaches der Molekülmasse von Wasser beträgt.

Die wirkliche Molekülmasse im flüssigen Wasser ist also nicht 18, sondern entsprechend der Clustergröße ein Mehrfaches davon. Deshalb ist der Siedepunkt von Wasser im Vergleich zu den anderen Stoffen der Tabelle relativ hoch.

Ein Einwand bleibt : Die Stoffe der Tabelle sind gezielt ausgesucht. Aber nach welchem Kriterium ? Und gibt es noch andere Ausreißer, d.h. Stoffe, deren T/m–Quotient wie beim Wasser von den anderen Tabellenwerten abweicht ?

Aufgabe 5–13

- Bestimmen Sie für die Stoffe der Tabelle die Differenz der Elektronegativitäten der beteiligten Elemente und daraus den Ionenbindungscharakter (vgl. Kapitel 5.8.5.)
- Bestimmen Sie für die Stoffe Ammoniak (NH_3), Ethanol (C_2H_5OH) und Essigsäure (CH_3–COOH) die relative Molekülmasse. Suchen Sie aus einem Tabellenwerk die Siedepunkte und bestimmen Sie den T/m–Quotient. Erklären Sie Ihre Ergebnisse.

- Suchen Sie weitere Stoffe mit ähnlichem Verhalten. Überlegen Sie sich dazu, woher der ungewöhnliche T/m–Quotient resultiert und suchen Sie gezielt Stoffe, bei denen diese Voraussetzungen ebenfalls vorliegen.

5.11.2. Schmelzpunkte

Im Lauf der Zeit haben Sie sicher viele Stoffe kennengelernt. Vielleicht haben Sie dabei bemerkt, dass Salze bei Zimmertemperatur immer fest sind. Auch mit den in der Schule vorhandenen Mitteln (Bunsenbrenner) kann man sie nicht schmelzen. Salze haben einen sehr hohen Schmelzpunkt.

Verbindungen zweier Nichtmetalle sind oft gasförmig. Sie haben eher einen niedrigen Schmelzpunkt.

Kann man diese Beobachtungen begründen ?

Das Schmelzen von Salzen

Salze, so steht es in Kapitel 5.7. , bestehen aus Ionen, die in einem Kristallverband durch die Ionenbindung zusammengehalten werden.

Um ein Salz, d.h. einen Ionenkristall zu schmelzen, müssen die Ionenbindungen aufgebrochen werden. Dies sind starke Bindungen, und um sie zu spalten, ist viel Energie nötig. Nur bei hohen Temperaturen wird diese Energie aufgebracht.

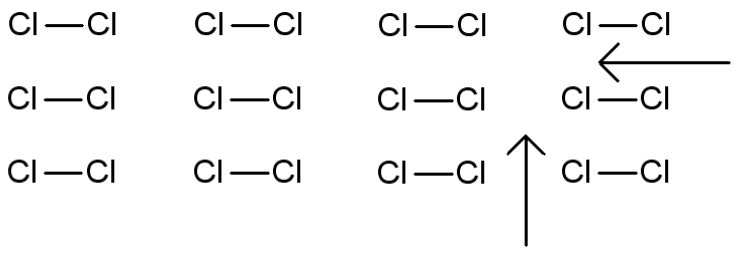
Also liegt der Schmelzpunkt von Salzen hoch. Typische Schmelzpunkte von Salzen liegen zwischen 500 °C und 1000 °C.

Das Schmelzen von Stoffen, die eine Atombindung enthalten

Die Atombindung beruht auf demselben Prinzip wie die Ionenbindung, nämlich der elektrischen Anziehung ungleichnamiger Ladungen. Daher ist die Atombindung auch ungefähr genauso stark wie die Ionenbindung.

Die Frage stellt sich also, warum man zum Schmelzen von Stoffen, die eine Atombindung besitzen, so viel weniger Energie braucht.

Die Antwort ist einfach : Die Atombindung muss nicht gespalten werden.



Nur hier (zwischen den Molekülen) werden beim Schmelzen Bindungen gelöst.

Sehen wir uns als Beispiel einen Chlorkristall an. Chlormoleküle liegen darin, wie in der Abbildung veranschaulicht, regelmäßig angeordnet nebeneinander in einem festen Verband. In flüssigem Chlor bewegen sich die Chlormoleküle unabhängig voneinander. Beim Übergang von festem zu flüssigem Chlor (also beim Schmelzen) müssen nicht die Bindungen <u>im</u> Chlormolekül aufgebrochen werden, sondern nur die Bindungen <u>zwischen</u> den Chlormolekülen, dort wo in der Abbildung Pfeile eingezeichnet sind.

Die Bindungen zwischen den Molekülen sind sehr schwach. Wir haben sie nicht besprochen, sondern nur einmal kurz erwähnt. Es sind van–der–Waals–Kräfte (vergleiche Kapitel 5.9.)

Aufgabe 5–14

- Nennen Sie mindestens 6 Salze und sehen Sie deren Schmelzpunkt in einem Tabellenwerk nach.
- Nennen Sie mindestens 6 Stoffe, die eine Atombindung besitzen und sehen Sie deren Schmelzpunkt in einem Tabellenwerk nach.

5.11.3. Wasser als Dipol

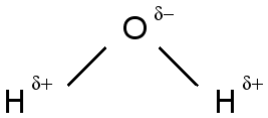
Versuch 5–1

Ein Hartgummistab wird mit einem Katzenfell gerieben und dann neben einen schwachen Wasserstrahl gehalten.

Der Wasserstrahl wird abgelenkt, und zwar vom Stab weg.

In Kapitel 5.9. haben wir das Wassermolekül so wie in der Abbildung unten gezeichnet. In Aufgabe 5–10 haben wir nachgewiesen, dass es wirklich gewinkelt und nicht linear ist. Es hat also (oben in der Zeichnung) ein negativ geladenes Gebiet und (unten in der Zeichnung) ein positiv geladenes Gebiet.

Ein Molekül (oder sonst einen Gegenstand) mit unsymmetrischer Ladungsverteilung nennt man einen Dipol, denn er hat 2 Pole.



Das Wassermolekül ist also ein Dipol.

Der Hartgummistab wird durch das Reiben mit dem Fell elektrisch aufgeladen. An seiner Oberfläche hat er einen Überschuß von Elektronen, ist also negativ geladen. Es bildet sich ein elektrisches Feld. Die im Wasserstrahl vorbeiströmenden Moleküle richten sich in diesem Feld so aus, dass die negativ geladene Seite zum Stab hin zeigt. Die negativ geladene Oberfläche des Stabes und die negativ geladenen Seiten der Wassermoleküle stoßen sich ab, und der Stab wird abgelenkt.

Aufgabe 5–15

Was können Sie gegen diesen Einwand zur Erklärung von Versuch 5–1 vorbringen ?

Es stimmt ja, dass sich die negativ geladene Oberfläche des Stabes und die negativ geladenen Seiten der Wassermoleküle abstoßen. Aber gleichzeitig müsste der Stab ja die positiv geladenen Seiten der Wassermoleküle anziehen, beide Effekte sollten sich ausgleichen, und der Wasserstrahl sollte nicht abgelenkt werden.

Aufgabe 5–16

Das Wassermolekül ist ein Dipol. Dipole wirken wie Antennen. Sie können die Energie elektromagnetischer Strahlung (z. B. Funkwellen) aufnehmen. Können Wassermoleküle das auch ? Kann man mit Funkwellen Wassermoleküle aufheizen ?

Ja sicher. Fast jeder hat ein solches Gerät zu Hause.

Informieren Sie sich, z.B. unter http://www.iap.uni-bonn.de/P2K/microwaves/water_rotates.html , über die Funktionsweise des Mikrowellenherdes.

5.11.4. Reaktivität von Methan

Methan (CH_4) ist sehr reaktionsträge. Es reagiert weder mit Säuren noch mit Basen, auch nicht beim Erhitzen, und es reagiert auch sonst mit kaum einem Stoff.

Zu den wenigen Reaktionen des Methans gehört die Verbrennung und die Reaktion mit Wasserdampf bei über 800 °C.

Warum ist Methan so reaktionsträge ?

- Die Differenz der Elektronegativitäten von Kohlenstoff und Wasserstoff beträgt 0,3. Die Bindungen sind so gut wie unpolar. Polare Reagenzien (wie Wasser, Säuren oder Basen) haben keinen Angriffspunkt für eine Reaktion.
- Das Kohlenstoffatom hat keine einsamen Elektronenpaare, an denen andere (polare) Moleküle angreifen können.
- Das Kohlenstoffatom ist von den 4 Wasserstoffatomen fast kugelförmig umgeben. Die Bindungen liegen vollständig im Innern dieser Kugel, so dass andere Moleküle sich diesen Bindungen nicht nähern können.

Aufgabe 5–17

Stellen Sie die Reaktionsgleichungen folgender Reaktionen auf :

- Reaktion von Methan mit Sauerstoff
- Reaktion von Methan und Wasserdampf zu Kohlenmonoxid und Wasserstoff

Aufgabe 5–18

Verifizieren Sie die 3 Gründe für die Reaktionsträgheit von Methan mit Hilfe der Erkenntnisse aus den vorigen Kapiteln.

5.11.5. Die Anomalie[27] des Wassers

Die Dichte des Wassers nimmt vom Schmelz– zum Siedepunkt nicht etwa wie bei den meisten Stoffen kontinuierlich ab, sondern hat bei 4 °C (genau : 3,984 °C) ein Maximum. Warum ?

Das Netzwerk zerfällt

2 oder mehr Wassermoleküle sind durch Wasserstoffbrückenbindungen aneinander gebunden. Es bilden sich Cluster (Zusammenballungen) von bis zu 30 Molekülen (vergleiche Kapitel 5.9.). Solche Cluster sind sperrig, Sie sind umso sperriger, je mehr Moleküle sie enthalten.

Nahe dem Schmelzpunkt sind die Cluster groß. Sie enthalten im Durchschnitt über 10 Moleküle. Mit steigender Temperatur werden die Cluster kleiner. Durch die höhere Temperatur ist ja mehr Energie vorhanden, und die doch recht schwachen Wasserstoffbrückenbindungen können öfter gespalten werden. Kleinere Cluster sind weniger sperrig und brauchen weniger Platz.

Wasser, das aus kleineren Clustern besteht, hat also eine größere Dichte als Wasser, das aus größeren Clustern besteht. Da die Clustergröße mit steigender Temperatur abnimmt, sollte die Dichte zunehmen.

Thermische Ausdehnung

Bei höherer Temperatur haben die Moleküle eine höhere thermische Energie. Das heißt, sie bewegen sich schneller und brauchen dadurch mehr Platz. Die Dichte sinkt also mit steigender Temperatur. Dieser Effekt heißt „thermische Ausdehnung“.

Wer gewinnt ?

Die beiden Effekte (Zerfall des Clusternetzwerks und thermische Ausdehnung) wirken gegeneinander.

---

[27] Wasser hat nicht nur die eine, hier beschriebene Anomalie. Martin Chaplin von der South Bank University in London zählt auf seiner Internetseite http://www.lsbu.ac.uk/water/anmlies.html insgesamt 68 Anomalien auf und erklärt sie.

Bei Temperaturen unter 4 °C ist der erste Effekt der stärkere. Bei Temperaturerhöhung zwischen 0 °C und 4 °C nimmt die Dichte von Wasser also zu.

Bei Temperaturen über 4 °C ist der zweite Effekt der stärkere. Bei Temperaturerhöhung zwischen 4 °C und dem Siedepunkt nimmt die Dichte von Wasser ab.

Aufgabe 5–19

Zeichnen Sie einen Cluster aus 12 Wassermolekülen. Natürlich sollte er Wasserstoffbrückenbindungen an den richtigen Stellen haben. Zeichnen Sie 4 Cluster aus je 3 Wassermolekülen. Vergleichen Sie den Platzverbrauch.

5.11.6. elektrische Leitfähigkeit

Aufgabe 5 – 20

Informieren Sie sich sich auf der Internetseite http://www.chemie-verstehen.de/s_leitf_el01.htm über den Zusammenhang zwischen elektrischer Leitfähigkeit eines Stoffes und seiner Struktur.

5.11.7. Härte

Aufgabe 5 – 21

Informieren Sie sich auf der Internetseite http://www.chemie-verstehen.de/s_haerte01.htm über den Zusammenhang zwischen der Härte eines Stoffes und seiner Struktur.

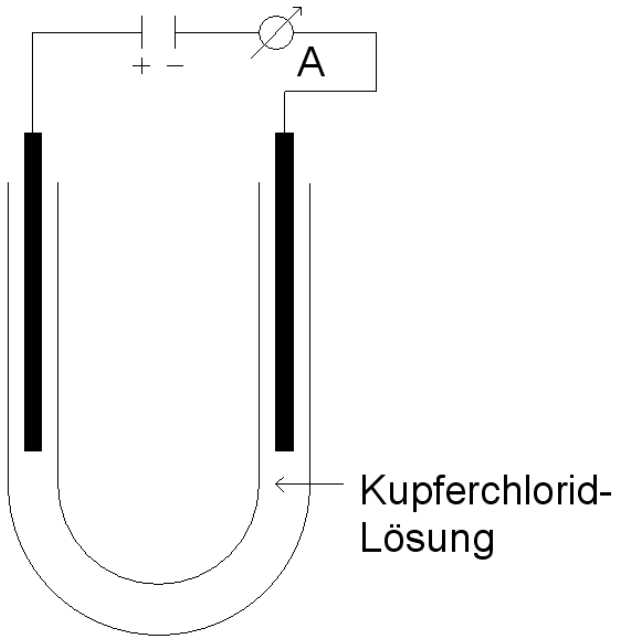
Kapitel 6 : Elektrochemie und Redoxreaktionen

6.1. Elektrolyse einer Salzlösung

Versuch 6–1

Ein U–Rohr wird mit ca. 6 %–iger Kupferchlorid–Lösung gefüllt. 2 Kohleelektroden werden eingetaucht, an die eine Gleichspannung von ca. 5 V angelegt wird.

Man beobachtet einen Stromfluss von ca. 0,2 A. An der einen Elektrode, nämlich dem Minuspol, scheidet sich ein lockerer Überzug eines roten Metalls ab, an der anderen Elektrode entwickelt sich ein stechend riechendes Gas.



Ergebnis :

Bei dem Metall handelt es sich offenbar um Kupfer, bei dem Gas um Chlor.

Die Reaktionsgleichung lautet also :

$$CuCl_2 \rightarrow Cu + Cl_2$$

Folgerungen

Schon aus diesem einfachen Versuch können wir wichtige und grundlegende Schlüsse ziehen.

Es ist ein elektrischer Strom geflossen. Also müssen elektrisch geladene Teilchen vorhanden sein.

Die Kupferchloridlösung hat sich, im Gegensatz zu Metallen, beim Stromfluss zersetzt. Es müssen also andere Ladungsträger als im Metall vorhanden sein.

Elektrolyse in der Technik

Elektrolysen sind nicht nur für den Chemiker im Labor von Interesse, sondern werden auch bei vielen wichtigen technischen Prozessen benutzt.

Das Galvanisieren (Verkupfern, Verchromen usw.) von Gegenständen beruht auf demselben Prinzip wie Versuch 6–1, jedoch muss eine Reihe technischer Einzelheiten beachtet werden. Zum Beispiel muss wesentlich langsamer elektrolysiert werden, um einen festen Überzug zu erhalten, die Oberfläche der Gegenstände muss fettfrei sein usw.

Manche Metalle werden durch Elektrolyseverfahren hergestellt. Im Referat „Aluminiumherstellung“ wird die Herstellung von Aluminium aus Bauxit mittels Schmelzflusselektrolyse besprochen.

6.2. Auswertung des Elektrolyseversuchs

Eine Antwort, die eine Frage ist

Die Reaktionsgleichung der Elektrolyse von Kupferchlorid lautet : $CuCl_2 \rightarrow Cu + Cl_2$.

Wieso läuft diese Reaktion beim Anlegen einer Spannung ab, sonst aber nicht ? Welche Vorgänge spielen sich hier im Einzelnen ab ?

wandernde Teilchen

Im vorigen Abschnitt haben wir erkannt : In der Kupferchloridlösung sind elektrisch geladene Teilchen vorhanden. Es sind aber, im Gegensatz zu den Metallen, keine Elektronen.

Am Minuspol hat sich Kupfer gebildet. Es muss sich aus Teilchen gebildet haben, die irgendwie zum Minuspol gewandert sind. Was können das für Teilchen sein ?

Es müssen positiv geladene Teilchen sein, und es müssen Kupfer–Teilchen sein. In der Kupferchloridlösung lagen also positiv geladene Kupferteilchen vor. Man nennt sie Kupfer–Ionen.

Ion :

Atom, Atomgruppe oder Molekül, das elektrisch geladen ist.

Am Pluspol hat sich Chlor gebildet. Genauso wie eben überlegen wir uns : In der Kupferchloridlösung müssen auch negativ geladene Teilchen vorhanden sein (nur solche wandern zum Pluspol), und es müssen Chlor–Teilchen sein. Man nennt die negativ geladenen Chlorteilchen Chlor–Ionen.

Für positiv und negativ geladene Ionen gibt es eigene Begriffe :

Kation :	**positiv geladenes Ion.**
Anion :	**negativ geladenes Ion.**

Die kleinsten Teilchen im Kupferchlorid

Kupferchlorid besteht also nicht aus Kupferchlorid–Molekülen und auch nicht aus Kupferatomen und Chloratomen, sondern aus positiv geladenen Kupferionen und negativ geladenen Chlorionen.

Woher kommen sie ?

Diese Ionen waren im Kristall aneinander gebunden. Sie wurden durch Auflösen des Kristalls im Wasser frei beweglich. Dieser Vorgang heißt elektrolytische Dissoziation.

elektrolytische Dissoziation :

Spaltung von Elektrolyten (z. B. Salze, Säuren) in frei bewegliche Ionen.

Elektrolyt :

Stoff, der den elektrischen Strom leitet und sich dabei zersetzt.

Wieviele sind es ?

Sowohl ein Kupferchlorid–Kristall als auch eine Kupferchlorid–Lösung sind elektrisch neutral. Es müssen also gleichviele positive wie negative Ladungen vorhanden sein.

Da Kupferchlorid die Formel $CuCl_2$ hat, sind doppelt so viele Chlor–Ionen wie Kupfer–Ionen vorhanden. Um auf die gleiche Zahl von Ladungen zu kommen, muss ein Kupfer–Ion eine doppelt so große Ladung tragen wie ein Chlor–Ion.

Chlor–Ionen tragen eine einfache negative Ladung. Man schreibt Cl^- .

Kupfer–Ionen tragen 2 positive Ladungen. Man schreibt Cu^{2+} .

Aufgabe 6–1

Jemand behauptet, aus Versuch 6–1 kann man gar nicht schließen, dass ein Kupfer–Ion eine doppelt so große Ladung trägt wie ein Chlor–Ion. Es könnte ja auch sein, dass nur die Hälfte der Chlor–Teilchen eine einfache negative Ladung hat, aber alle Kupfer–Teilchen eine einfache positive Ladung. Können Sie ihn widerlegen ?

Namen für die Elektroden

Für die beiden Elektroden gibt es eigene Begriffe :

Kathode :

Elektrode, zu der die Elektronen hinfließen.

Anode :

Elektrode, von der die Elektronen wegfließen.

Sie sollten Kathode oder Anode niemals mit den Begriffen Minuspol oder Pluspol gleichsetzen. Dies führt zu großer Verwirrung, da, je nachdem ob eine Elektrolyse oder ein galvanisches Element vorliegt, die Kathode Minuspol oder Pluspol sein kann.

Reaktionsgleichung der Kupferchlorid–Elektrolyse

Wir können jetzt die Reaktionsgleichung zu Versuch 6–1 im Detail aufstellen.

Gesamtreaktion : $CuCl_2 \rightarrow Cu + Cl_2$

Kathodenreaktion : $Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu$

Kupfer–Ionen sind zur Kathode (dem Minuspol) gewandert und haben dort zu Kupfer reagiert. Einziger möglicher Reaktionspartner waren Elektronen (Zeichen : e^-) der Spannungsquelle. An der Kathode lief also die Reaktion $Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu$ ab.

Anodenreaktion : $2\ Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\ e^-$

Chlor–Ionen sind zur Anode (dem Pluspol) gewandert und haben dort zu Chlor reagiert. Die Aufnahme einer positiven Ladung ist nicht möglich. Daher wurde eine negative Ladung, d.h. ein Elektron, abgegeben. An der Anode lief die Reaktion $2\ Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\ e^-$ ab.

Aufgabe 6–2

Warum können die negativen Chlor–Ionen an der Anode keine positive Ladung aufnehmen, sondern müssen eine negative Ladung abgeben ?

Aufgabe 6–3

Stellen Sie die Reaktionsgleichungen (und zwar jeweils Gesamtreaktion, Kathodenreaktion und Anodenreaktion) für die Elektrolyse von Zinkchlorid und von Eisen–III–chlorid auf.

6.3. Ionen – ein Überblick

In welchen Stoffen kommen Ionen vor ?

Folgende Stoffe bestehen aus Ionen : Salze, Säuren, Basen und Metalloxide. Alle anderen Stoffe bestehen nicht aus Ionen.

Beispiele

Natriumchlorid (NaCl) besteht aus den Ionen Na^+ und Cl^- .

Kaliumsulfat (K_2SO_4) besteht aus den Ionen K^+ und SO_4^{2-} .

Schwefelsäure (H_2SO_4) besteht aus den Ionen H^+ und SO_4^{2-} .

wichtige Kationen

Zu den Kationen gehören das H^+–Ion und alle Metallionen, zum Beispiel Na^+, Cu^{2+}, Al^{3+} .

wichtige Anionen

Zu den Anionen gehören das OH^-–Ion, das O^{2-}–Ion und alle Säurerestionen, zum Beispiel Cl^-, SO_4^{2-}, NO_3^- .

fest, flüssig und gelöst

Woraus besteht festes $CuCl_2$?

Festes $CuCl_2$ besteht aus Cu^{2+}–Ionen und Cl^-–Ionen im Kristallgitter.

Woraus besteht $CuCl_2$–Lösung ?

$CuCl_2$–Lösung besteht aus Cu^{2+}–Ionen und Cl^-–Ionen sowie aus H_2O–Molekülen. Die Ionen sind im Wasser frei beweglich.

Woraus besteht flüssiges (geschmolzenes) $CuCl_2$?

Flüssiges $CuCl_2$ besteht aus Cu^{2+}–Ionen und Cl^-–Ionen, die frei beweglich sind.

6.4. Das galvanische Element

6.4.1. Vorbereitung der Versuche

Für die Versuche 6–2 und 6–3 müssen Sie 250 ml 15 %–ige Kupfersulfatlösung und 250 ml 15 %–ige Zinksulfatlösung herstellen. Stellen Sie die Lösung in Teamarbeit her. Organisieren Sie selbst, wer welche Arbeiten ausführt.

Herstellung der Kupfersulfatlösung :

In einer Porzellanschale werden 37,5 g Kupfersulfat genau (maximale Abweichung 50 mg = 0,05 g) abgewogen und mit Hilfe des Pulvertrichters in einen Messkolben gegeben. Dann wird mit Wasser bis ca. 2 cm unter die Marke aufgefüllt und so lange geschüttelt, bis sich alles gelöst hat. Jetzt wird mit Wasser bis genau zur Marke (maximale Abweichung 1 mm) aufgefüllt und nochmal kurz geschüttelt.

Herstellung der Zinksulfatlösung :

genauso, jedoch mit Zinksulfat.

Für den Versuch 7–1 müssen Sie je 250 ml der folgenden Lösungen herstellen : Kupfersulfat, Zinksulfat, Silbernitrat und Blei–II–nitrat. Alle Lösungen sollen eine Konzentration von 0,025 mol/l haben. Berechnen Sie, welche Mengen benötigt werden. Legen Sie Ihre Ergebnisse dem Lehrer vor, bevor Sie die Lösungen herstellen. Organisieren Sie Ihre Arbeit (in Gruppen) wieder selbst.

6.4.2. Der Elektrochemie–Arbeitsplatz

Hier sind einige wichtige Hinweise zur Benutzung des Elektrochemie–Arbeitsplatzes.

- Vorbereitung der Zellblöcke : auseinander schrauben, 2 mit (destilliertem) Wasser befeuchtete Filterpapiere einlegen, fest zusammen schrauben.
- Sollten die Elektroden, die Sie benutzen wollen, sehr dreckig sein, können Sie sie in trockenem Zustand mit dem Schmirgelstein leicht schmirgeln.
- Stellen Sie vor den Messungen in **unbelastetem** Zustand den Nullpunkt ein.
- Wenn die Zellblöcke mit Flüssigkeiten gefüllt sind, müssen sie auf der Untersetzschale stehen.
- Füllen Sie die Zellen der Zellblöcke soweit, dass das Verbindungsloch gerade vollständig unter der Flüssigkeitsoberfläche liegt. Füllen Sie gegenüberliegende Zellen annähernd gleich voll. Füllen Sie gegenüberliegende Zellen direkt nacheinander – andernfalls sickert Flüssigkeit herüber.
- Bei Spannungsmessungen wählen Sie zuerst den unempfindlichsten Messbereich (10 V). Gehen Sie erst dann auf empfindlichere Bereiche über. Der Zeiger soll rechts nicht anschlagen. Bei starker Überschreitung des Messbereichs ist eine Beschädigung des Geräts möglich.
- Bei den Versuchen 6–3 und 7–1 muss der Arbeitsplatz mit Strom versorgt werden.
- Nach Beendigung der Versuche geben Sie alle Lösungen in den bereitgestellten Behälter, da die Verbindungen stark umweltgefährdend sind. Reinigen Sie Zellblöcke und Untersetzschale unter fließendem Wasser, werfen Sie das Filterpapier in den Abfall und reinigen Sie die Elektroden mit einer Bürste.

6.4.3. Untersuchung eines galvanischen Elements

Versuch 6–2

Durchführung :

Füllen Sie eine Zelle des Zellblocks mit 15 %–iger Kupfersulfatlösung und legen Sie eine Kupferelektrode ein. Füllen Sie die gegenüberliegende Zelle mit 15 %–iger Zinksulfatlösung und legen Sie eine Zinkelektrode ein. Verbinden Sie die beiden Elektroden mittels Krokodilklemmen und Leitungen mit den Buchsen des Motors. Benutzen Sie den separaten Motor, nicht den im Elektrochemie–Arbeitsplatz eingebauten.

Beobachtung :

Versuch 6–3

Durchführung :

Benutzen Sie den Versuchsaufbau von Versuch 6–2. Verbinden Sie die Kupferelektrode mit dem Minuspol des Messinstruments, die Zinkelektrode mit dem Pluspol.

Vertauschen Sie dann Plus- und Minuspol.

Beobachtung :

Bei welcher Polung können Sie einen positiven Ausschlag feststellen ?

Wie hoch ist die Spannung ?

Aufgabe 6–4

Warum darf bei Versuch 6–2 der Arbeitsplatz nicht mit Strom versorgt werden ?

Warum muss er bei Versuch 6–3 mit Strom versorgt werden ?

6.4.4. Die Reaktionen im galvanischen Element

Eine neuartige chemische Reaktion

In Versuch 6–2 ist ein Strom geflossen, mit dem wir einen kleinen Motor betreiben konnten. Die Stromquelle ist offensichtlich unser Versuchsaufbau. Dort muss eine chemische Reaktion abgelaufen sein, die elektrischen Strom liefert.

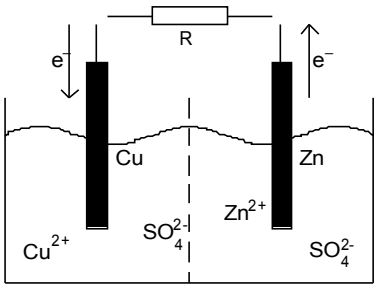
Die Sulfationen sind unverändert geblieben. Nur die anderen Teilchen haben reagiert. Das sind : Cu–Atome, Zn–Atome, Cu^{2+}–Ionen und Zn^{2+}–Ionen.

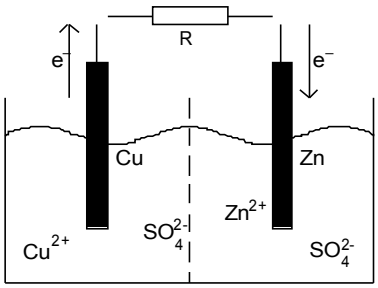
Eine Entscheidung ist verlangt

Welche Reaktionen sind wohl an den beiden Elektroden abgelaufen ? Hat sich an der Zinkelektrode Zink abgeschieden oder ist Zink in Lösung gegangen ? Man kann 2 Kombinationen von Reaktionen aufstellen :

$$Cu^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Cu \qquad Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\,e^-$$

$$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\,e^- \qquad Zn^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Zn$$





Wenn die beiden linken Reaktionen abgelaufen wären, so wären die Elektronen, wie in der linken Abbildung gezeigt, vom Zink zum Kupfer geflossen. Wären die beiden rechten Reaktionen abgelaufen, so wären die Elektronen vom Kupfer zum Zink geflossen (rechte Abbildung).

Die Entscheidung wird getroffen

Eine Entscheidung zwischen den beiden Alternativen können wir mit Versuch 6–3 treffen : Nur wenn die Kupferelektrode Pluspol und die Zinkelektrode Minuspol ist, zeigt das Messinstrument einen Ausschlag, nur dann fließt Strom. Da Elektronen vom Minuspol zum Pluspol fließen, sehen wir, dass nur die linke Alternative, bei der die Elektronen von der Zink– zur Kupferelektrode fließen, die Beobachtung erklären kann.

Anoden– und Kathodenreaktion

Die Anode ist diejenige Elektrode, von der die Elektronen wegfließen (vgl. Kapitel 6.2.). Im Versuch 6–2 ist das die Zinkelektrode.

Entsprechend ist die Kathode die Elektrode, zu der die Elektronen hinfließen. Das war im Versuch die Kupferelektrode.

Wir können also die Anodenreaktion und die Kathodenreaktion aufstellen :

Anodenreaktion : $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\,e^-$

Kathodenreaktion : $Cu^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Cu$

Aufgabe 6–5

Bei der Elektrolyse (vgl. Versuch 6–1) war die Anode der Pluspol und die Kathode der Minuspol. Beim galvanischen Element ist es umgekehrt. Warum ?

Aufgabe 6–6

Der Motor in Versuch 6–2 wird nicht ewig laufen. Wann wird er wohl stehenbleiben, und warum ?

Das Diaphragma

Wieso haben wir bei den Versuchen 6–2 und 6–3 die beiden Zellen durch ein Filterpapier (und nicht etwa durch eine feste Wand) getrennt ?

In der Kupferzelle bilden sich aus Cu^{2+}–Ionen Kupferatome. Da die Sulfat–Ionen nicht reagieren, sollte ein Überschuss an negativen elektrischen Ladungen auftreten. Analog sollte in der Zinkzelle ein Überschuss an positiven Ladungen auftreten. Würden diese Überschüsse an positiven und negativen Ladungen in den jeweiligen Zellen festgehalten, könnte kein Strom fließen. Um dies zu vermeiden, sind die beiden Zellen nur durch ein Filterpapier getrennt. Dieses ist nicht für Wassermoleküle, aber für Sulfat–Ionen durchlässig, so dass ein Ladungsausgleich stattfinden kann. Das Filterpapier bildet ein sog. Diaphragma.

Aufgabe 6–7

Woran kann es liegen, das Sulfat–Ionen das Filterpapier passieren, Wassermoleküle aber nicht ?
Hinweis : Der Grund ist nicht bei den Eigenschaften des Papiers zu suchen.

Geschichte ...

1791 entdeckte der italienische Mediziner Luigi Galvani bei der Präparation von Froschschenkeln eher zufällig, dass 2 sich berührende Gegenstände aus unterschiedlichen Metallen einen elektrischen Strom erzeugen. Der italienische Physiker Alessandro Volta erforschte diese Erscheinung näher und führte sie zur Anwendungsreife : Zellen, die unserem Versuchsaufbau recht ähnlich sehen, erzeugen Ströme von recht hoher Stärke und längerer Dauer. Durch Hintereinanderschaltung mehrerer Zellen konnte er hohe Spannungen (bis ca. 100 V) erreichen.

... und Gegenwart

Alle Batterien[28] arbeiten nach diesem Prinzip. Durch chemische Reaktionen, die räumlich getrennt sind, wird Strom erzeugt. Allerdings benutzt man besser handhabbare, oft auch weniger giftige Stoffe als Galvani und Volta.

Ein Beispiel ist die Taschenlampenbatterie, auch Zink–Kohle–Batterie genannt. In einem Referat wird ihr Aufbau und ihre chemischen Reaktionen erklärt.

[28] Das Wort Batterie bedeutete ursprünglich eine militärische Einheit, die aus mehreren in einer Reihe stehenden Geschützen besteht. Später wurde es auf Stromquellen, die in einer Reihe standen und auch in Reihe geschaltet wurden, übertragen.

6.5. Der erweiterte Redoxbegriff

6.5.1. Vom klassischen zum erweiterten Oxidationsbegriff

Oxidation

In Kapitel 2.1. haben wir die Oxidation als Reaktion eines Stoffes mit Sauerstoff definiert. Ein Beispiel einer solchen Oxidation war in Versuch 2–1 zu sehen. Kupfer reagierte mit Sauerstoff zu Kupfer–II–oxid. Die Reaktionsgleichung lautete

$$2\ Cu + O_2 \rightarrow 2\ CuO$$

In Kapitel 6.3. haben wir gesehen, dass Metalloxide aus Ionen bestehen. Kupfer–II–oxid besteht aus Cu^{2+}–Ionen und O^{2-}–Ionen.

- Welcher Stoff wurde oxidiert ? Es war Kupfer. Genau : Kupferatome wurden oxidiert.
- Wozu wurden die Kupferatome oxidiert ? Es waren Kupfer–Ionen.
- Welcher Reaktionspartner wurde gebraucht, um Kupferatome zu Kupfer–Ionen zu oxidieren ? Keiner, jedoch hat jedes Kupferatom 2 Elektronen abgegeben.

Die eigentliche Oxidation war also die Reaktion $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\ e^-$

Reduktion

Sehen wir uns eine Reduktion unter dem gleichen Blickwinkel an. Nach klassischer Definition ist eine Reduktion eine Reaktion, bei der ein Stoff Sauerstoff abgibt. Ein Beispiel zeigt Versuch 2–6. Quecksilberoxid wurde erhitzt, und es lief die Reaktion ab :

$$2\ HgO \rightarrow 2\ Hg + O_2$$

Wie im vorigen Absatz können wir argumentieren, dass Quecksilberoxid (es ist ja ein Metalloxid) aus Hg^{2+}–Ionen und O^{2-}–Ionen besteht.

- Welcher Stoff ist das Produkt der Reduktion ? Es ist Quecksilber. Da metallisches Quecksilber aus Atomen besteht, sind Quecksilberatome das Produkt der Reduktion.
- Woraus sind die Quecksilberatome entstanden ? Es waren Quecksilber–Ionen.
- Welcher Reaktionspartner wurde gebraucht, um Quecksilber–Ionen zu Quecksilberatomen zu reduzieren ? Es waren Elektronen.

Die eigentliche Reduktion war also die Reaktion $Hg^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Hg$

Zusammenfassung

Sie sehen, dass die Oxidation mit einer Abgabe von Elektronen verbunden ist und dass die Reduktion mit einer Aufnahme von Elektronen verbunden ist.

Man verallgemeinert diese Beobachtung und stellt eine Definition auf.

Oxidation :

Ein Stoff wird oxidiert, wenn er Elektronen abgibt.

Reduktion :

Ein Stoff wird reduziert, wenn er Elektronen aufnimmt.

KURZ :

Oxidation = Elektronenabgabe

Reduktion = Elektronenaufnahme

Redoxreaktion

Sehen wir uns die Oxidation von Kupfer noch einmal genauer an. Neben der Reaktion $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\,e^-$ lief gleichzeitig eine andere Reaktion ab. Aus Sauerstoffatomen haben sich Sauerstoff–Ionen gebildet. Die Gleichung lautet

$$O_2 + 4\,e^- \rightarrow 2\,O^{2-}$$

Die Sauerstoffatome haben Elektronen aufgenommen, das heißt, sie wurden reduziert. Die Oxidation des Kupfers war also begleitet von einer Reduktion des Sauerstoffs.

Bei der Reduktion von Quecksilberoxid können wir genauso argumentieren. Neben der Reduktion der Quecksilber–Ionen ($Hg^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Hg$) fand eine weitere Reaktion statt :

$$2\,O^{2-} \rightarrow O_2 + 4\,e^-$$

Dies ist eine Oxidation, denn die Sauerstoff–Ionen haben Elektronen abgegeben. Auch hier liefen Oxidation und Reduktion gleichzeitig ab.

Das ist nicht erstaunlich. Oxidationen und Reduktionen müssen immer gekoppelt auftreten, da sonst freie Elektronen vorkommen müßten.

Oxidation und Reduktion treten immer gemeinsam als Redoxreaktion auf.

Redoxreaktionen sind Elektronenübertragungsreaktionen.

klassischer und erweiterter Oxidationsbegriff im Vergleich

Alle Reaktionen, die früher als Oxidation, Reduktion oder Redoxreaktion bezeichnet wurden, sind nach der neuen Definition Redoxreaktionen. Es gibt aber viele Reaktionen, die wir bisher nicht als Oxidationen usw. bezeichnen konnten, da kein Sauerstoff beteiligt war, die aber jetzt Redoxreaktionen sind, da Elektronen übertragen werden.

Die neue, erweiterte Definition ist also kein Widerspruch zur alten, klassischen Definition, sondern eine Erweiterung. Das heißt, es gibt Reaktionen, die nach neuer, aber nicht nach alter Definition Redoxreaktionen sind, aber nicht umgekehrt. Die neue Definition ist umfassender.

6.5.2. Elektrolyse und galvanisches Element als Redoxprozess

Wir sehen uns die Reaktionen, die bei der Elektrolyse und beim galvanischen Element ablaufen, noch einmal an.

Elektrolyse

In Kapitel 6.2. hatten wir die Reaktionsgleichung der Elektrolyse von Kupferchlorid betrachtet. Wir hatten sowohl die Gesamtreaktion als auch die Reaktionen an Kathode und Anode aufgestellt.

Gesamtreaktion	$CuCl_2 \rightarrow Cu + Cl_2$
Kathodenreaktion	$Cu^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Cu$
Anodenreaktion	$2\,Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\,e^-$

An der Kathode lief also eine Reduktion, an der Anode eine Oxidation ab.

galvanisches Element

In Kapitel 6.4.4. hatten wir die Reaktionen an einem galvanischen Element aus einer Kupfer– und einer Zink–Halbzelle untersucht. Das Ergebnis war

Kathodenreaktion : $Cu^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Cu$

Anodenreaktion : $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\,e^-$

An der Kathode lief auch hier wieder eine Reduktion, an der Anode eine Oxidation ab.

Wir können also unseren Merksatz aus Kapitel 6.2. erweitern.

Kathode :

Elektrode, zu der die Elektronen hinfließen.
Elektrode, an der eine Reduktion stattfindet.

Anode :

Elektrode, von der die Elektronen wegfließen.
Elektrode, an der eine Oxidation stattfindet.

Sie sollten Kathode oder Anode niemals mit den Begriffen Minuspol oder Pluspol gleichsetzen. Dies führt zu großer Verwirrung, da, je nachdem ob eine Elektrolyse oder ein galvanisches Element vorliegt, die Kathode Minuspol oder Pluspol sein kann.

6.5.3. weitere Redoxreaktionen

In diesem Kapitel werden Redoxreaktionen (entsprechend dem erweiterten Oxidationsbegriff) vorgestellt. Wir beginnen mit einfachen, übersichtlichen Vorgängen und kommen zu immer komplexeren Reaktionen.

Versuch 6–4

Ein Stück Magnesiumband wird in die Flamme des Bunsenbrenners gehalten. Es entzündet sich und brennt mit heller weißer Flamme. Als Produkt erhält man einen weißen, sehr spröden Feststoff. Er heißt Magnesiumoxid.

Gesamtreaktion $2\,Mg + O_2 \rightarrow 2\,MgO$

Oxidation $2\,Mg \rightarrow 2\,Mg^{2+} + 4\,e^-$

Reduktion $O_2 + 4\,e^- \rightarrow 2\,O^{2-}$

Aufgabe 6–8

- Informieren Sie sich über die Verwendung von Magnesium als Signalfackel.
- Stellen Sie die Reaktionsgleichungen (Gesamtreaktion, Oxidation und Reduktion) der folgenden Reaktionen auf.
  Reaktion von Eisen zu Eisen–III–oxid (Rosten)
  Reaktion von Natrium zu Natriumoxid
  Reaktion von Blei zu Blei–IV–oxid

Versuch 6–5 (ähnlich Versuch 4–2)

In einen Standzylinder gibt man ca. 2 ml Brom. Nach wenigen Minuten ist die dunkelbraune Flüssigkeit so weit verdampft, dass der Standzylinder von braunem, gasförmigen Bromdampf gefüllt ist. In den Bromdampf hält man einen angewärmten Streifen Eisenblech. Das Eisen glüht auf, der Bromdampf verschwindet, und es entsteht ein festes, dunkelgraues Produkt.

Bei diesem Versuch ist Eisen–III–bromid entstanden. Es ist ein Salz, besteht also aus Ionen.

Gesamtreaktion $2\ Fe + 3\ Br_2 \rightarrow 2\ FeBr_3$

Oxidation $Fe \rightarrow Fe^{3+} + 3\ e^-$

Reduktion $Br_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ Br^-$

Aufgabe 6–9

- Stellen Sie die Reaktionsgleichungen (Gesamtreaktion, Oxidation und Reduktion) der folgenden Reaktionen auf.
  Reaktion von Eisen und Chlor zu Eisen–III–chlorid
  Reaktion von Natrium und Chlor zu Natriumchlorid
  Reaktion von Blei und Brom zu Blei–II–bromid

Versuch 6–6 (ähnlich Versuch 4–3)

In ein Reagenzglas gibt man zu Zinkspänen etwa 1 – 2 ml 20 %–ige Salzsäure. Es entwickelt sich Wasserstoff, und die Lösung erwärmt sich leicht.

Bei diesem Versuch ist Zinkchlorid entstanden. Es ist ein Salz, besteht also aus Ionen.

Gesamtreaktion $Zn + 2\ HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

Oxidation $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$

Reduktion $2\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow H_2$

Die Chlorid–Ionen haben sich bei diesem Versuch nicht verändert. Sie haben nicht reagiert.

Aufgabe 6–10

- Stellen Sie die Reaktionsgleichungen (Gesamtreaktion, Oxidation und Reduktion) der folgenden Reaktionen auf.
  Reaktion von Eisen und Salzsäure zu Eisen–II–chlorid
  Reaktion von Eisen und Salzsäure zu Eisen–III–chlorid
  Reaktion von Zink und Schwefelsäure zu Zinksulfat

Versuch 6–7

In ein Reagenzglas gibt man etwa 2 ml Kupfersulfat–Lösung. In die Lösung hält man einen Eisendraht oder –nagel. Er überzieht sich nach wenigen Sekunden mit einer rötlichen Schicht.

Es ist Kupfer entstanden. Mehr über die Hintergründe dieser Reaktion (sie läuft ab, weil Kupfer das edlere Metall ist), erfahren Sie in Kapitel 7.1.

Gesamtreaktion $CuSO_4 + Fe \rightarrow FeSO_4 + Cu$

Oxidation $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2\ e^-$

Reduktion $Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu$

Versuch 6–8

In ein Reagenzglas gibt man etwa 2 ml einer stark verdünnten Eisen–III–chlorid–Lösung. Dazu gibt man wenig möglichst feinkörniges Kupferpulver und schüttelt eine zeitlang.

Die vorher gelbe Lösung wird nach kurzem Schütteln blasser, nach längerem Schütteln wieder gelb.

Natürlich ist auch hier eine Redoxreaktion abgelaufen.

Gesamtreaktion $2\ FeCl_3 + Cu \rightarrow 2\ FeCl_2 + CuCl_2$

Oxidation $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\ e^-$

Reduktion $2\ Fe^{3+} + 2\ e^- \rightarrow 2\ Fe^{2+}$

Aufgabe 6–11

- Informieren Sie sich über das Ätzen von Kupfer bei der Platinenherstellung.

Versuch 6–9

In 2 Reagenzgläser gibt man je etwa 2 ml einer stark verdünnten Eisen–III–chlorid–Lösung. In eines der Reagenzgläser gibt man nun eine Spatelspitze Eisenpulver und schüttelt etwa eine Minute kräftig.

Die vorher gelbe Lösung entfärbt sich.

Wie kaum anders zu erwarten, ist wieder eine Redoxreaktion abgelaufen.

Gesamtreaktion $2\ FeCl_3 + Fe \rightarrow 3\ FeCl_2$

Oxidation $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2\ e^-$

Reduktion $2\ Fe^{3+} + 2\ e^- \rightarrow 2\ Fe^{2+}$

Eisen verschiedener Wertigkeit (nämlich 0 und 3) wurde zu Eisen einheitlicher Wertigkeit (nämlich 2). Eine solche Reaktion nennt man **Symproportionierung**.

Aufgabe 6–12

Welchen Zweck hatte das zweite Reagenzglas ?

Versuch 6–10

In einem Reagenzglas gibt man zu Calciumchlorid–Lösung Natriumsulfat–Lösung.

Es fällt ein weißer Niederschlag aus.

Gesamtreaktion $CaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + 2\ NaCl$

Aufgabe 6–13

Schreiben Sie die Reaktionsgleichung als Ionengleichung und begründen Sie, warum keine Redoxreaktion vorliegt.

Versuch 6–11

Ein Ein– oder Zweicentstück wird erst kurz in konzentrierte Salpetersäure gelegt, um Verunreinigungen zu entfernen und dann mit Wasser abgespült. Nun werden einige Tropfen Quecksilber–II–chlorid–Lösung auf das Geldstück gegeben und mit Watte verrieben.

Es bekommt eine silbrig glänzende Oberfläche.

Gesamtreaktion $HgCl_2 + Cu \rightarrow Hg + CuCl_2$

Oxidation $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\,e^-$

Reduktion $Hg^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Hg$

Anschließend bildet sich aus Kupfer und Quecksilber eine Legierung.

Bereits bei Zimmertemperatur verdampft Quecksilber langsam. Atmet man Quecksilberdämpfe über längere Zeit ein, tritt chronische Quecksilbervergiftung (Kopfschmerzen, Gedächtnisschwäche, Zahnausfall, schwere Nervenschädigungen) ein. Die Geldstücke aus Versuch 6–11 dürfen nicht aufgehoben werden. Auch verschüttetes Quecksilber (z.B. aus Fieberthermometern) muß fachmännisch mit Mercurisorb® beseitigt werden.

Aufgabe 6–14

- Informieren Sie sich, was man unter einem Amalgam versteht.
- Früher hat man für Zahnfüllungen Silberamalgam benutzt. Informieren Sie sich, warum man das heute nicht mehr tut, und was man statt dessen benutzt.
- Informieren Sie sich, was man unter akuter und chronischer Toxizität (= Giftigkeit) versteht ? Nennen Sie einige akut giftige Stoffe, und nennen Sie einige Stoffe, die bei längerdauernder Einnahme giftig sind.

Versuch 6–12

In ein Reagenzglas mit 30 %–iger Salpetersäure gibt man einige Stücke Kupfer. In ein zweites Reagenzglas mit 65 %–iger Salpetersäure gibt man ebenfalls einige Stücke Kupfer.

Im ersten Reagenzglas passiert nichts[29]. Im zweiten entwickelt sich sofort ein braunes, stechend riechendes Gas, außerdem bildet sich wenig schwarzer Feststoff, und die vorher farblose Lösung wird erst grün, dann blau. Der Inhalt des Reagenzglases wird warm.

Es ist eine komplexe Folge von Reaktionen abgelaufen.

$$Cu + HNO_3 \rightarrow CuO + HNO_2$$

$$2\,HNO_2 \rightarrow H_2O + N_2O_3$$

$$2\,N_2O_3 + O_2 \rightarrow 4\,NO_2$$

$$CuO + 2\,HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + H_2O$$

Daraus ergibt sich

Gesamtreaktion $4\,Cu + 12\,HNO_3 + O_2 \rightarrow 6\,H_2O + 4\,NO_2 + 4\,Cu(NO_3)_2$

Oxidation $4\,Cu \rightarrow 4\,Cu^{2+} + 2e^-$

Reduktion $12\,H^+ + 4\,NO_3^- + O_2 + 8\,e^- \rightarrow 6\,H_2O + 4\,NO_2$

Sie sehen, dass einige der Nitrat–Ionen an der Reaktion teilnehmen, andere aber nur zum Ladungsausgleich dienen.

[29] Ist das Kupfer korrodiert, findet doch eine Reaktion statt. Das Kupferoxid reagiert mit Salpetersäure, wie in der vierten Gleichung beschrieben.

Aufgabe 6–15

- Man könnte vermuten, dass eine Reaktion ähnlich wie in Versuch 6–6 abgelaufen ist ($Cu + 2\ HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + H_2$). Nennen Sie mindestens 2 Beobachtungen, die dagegen sprechen.
- Stickstoff–IV–oxid (NO_2) ist sehr giftig. Informieren Sie sich, bei welchen (natürlichen und technischen) Vorgängen es entsteht, wie man seine Entstehung vermeiden und wie man es beseitigen kann.

Versuch 6–13

Man gibt 2 – 3 Spatelspitzen Eisenoxalat in ein Reagenzglas und verschließt es mit einem durchbohrten Stopfen, durch den ein Glasrohr geführt wird. Das Reagenzglas wird mit dem Bunsenbrenner so lange kräftig erhitzt, bis der Inhalt schwarz geworden ist. Nun wird der Inhalt des Reagenzglases auf eine feuerfeste Unterlage (z. B. Kachelfußboden oder gekachelter Tisch) geschüttet.

Das bei der Reaktion entstandene Eisen ist so fein verteilt, dass es sich an der Luft von selbst entzündet. Man nennt dieses fein verteilte Eisen **pyrophores Eisen**.

Reaktionen

$$C_2O_4Fe \rightarrow Fe + 2\ CO_2$$

$$4\ Fe + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Fe_2O_3$$

Aufgabe 6–16

Untersuchen Sie, ob die folgenden Reaktionen Redoxreaktionen sind.

Vervollständigen Sie die Reaktionsgleichungen.

Falls sinnvoll, schreiben Sie Oxidation und Reduktion einzeln hin.

$$Fe + H_2SO_4 \rightarrow$$

$$Fe + S \rightarrow$$

$$AgNO_3 + HCl \rightarrow AgCl + HNO_3$$ (AgCl ist unlöslich.)

$$2\ Na + 2\ H_2O \rightarrow 2\ NaOH + H_2$$

$$NaOH + HCl \rightarrow$$

$$Fe_2O_3 + 3\ CO \rightarrow 2\ Fe + 3\ CO_2$$

6.6. Der Eisen–Nickel–Akku

Versuch 6–14

Ein Becherglas wird zu etwa zwei Dritteln mit 15 %–iger Kaliumhydroxidlösung gefüllt. Ein Eisennetz und ein Nickelnetz werden als Elektroden in das Becherglas gehängt. Diese Elektroden werden erst über ein Spannungsmessgerät, dann über einen kleinen Motor miteinander verbunden. Man misst eine Spannung von etwa 0,4 V, der Motor dreht sich nicht.

Nun werden die Elektroden mit einer Spannungsquelle verbunden (Eisenelektrode als Minuspol). Die Spannung wird so lange erhöht, bis an den Elektroden eine deutlich sichtbare Gasentwicklung stattfindet. Diese Spannung wird etwa 2 – 3 Minuten beibehalten.

Anschließend werden die Elektroden wieder erst über das Spannungsmessgerät, dann über den Motor miteinander verbunden. Man misst wieder eine Spannung von etwa 1 V, aber nun dreht sich der Motor etwa 10 Sekunden.

Was ist passiert ?

Fangen wir mal hinten an. Im dritten Teil des Versuchs lief der Elektromotor. Es ist also ein Strom geflossen. Stromquelle war unser Versuchsaufbau. Er wirkte wie in Versuch 6–2 als galvanisches Element (= Batterie).

Zu Beginn lief der Motor aber noch nicht. Unser Eisen–Nickel–Element war noch nicht geladen. Wir haben es im zweiten Teil des Versuchs aufgeladen.

Ein Akkumulator

Ein Akkumulator (kurz : Akku) ist eine Vorrichtung zur Speicherung von elektrischer Energie.

Beim Laden läuft durch Zufuhr elektrischer Energie eine chemische Reaktion ab. Elektrische Energie wird in chemische Energie umgewandelt und gespeichert.

Beim Entladen läuft die umgekehrte chemische Reaktion ab. Dabei wird die gespeicherte chemische Energie wieder in elektrische Energie umgewandelt.

Reaktionen im Eisen–Nickel–Akku

Bei unserem Versuch liefen folgende Reaktionen ab.

Ladevorgang : $Fe(OH)_2 + 2\ Ni(OH)_2 \rightarrow Fe + 2\ NiO(OH) + 2\ H_2O$

Entladevorgang : $Fe + 2\ NiO(OH) + 2\ H_2O \rightarrow Fe(OH)_2 + 2\ Ni(OH)_2$

Lässt man die OH–Gruppen weg, kann man die Reaktionen übersichtlicher schreiben :

Ladevorgang : $Fe^{2+} + 2\ Ni^{2+} \rightarrow Fe + 2\ Ni^{3+}$

Entladevorgang : $Fe + 2\ Ni^{3+} \rightarrow Fe^{2+} + 2\ Ni^{2+}$

andere Akkumulatortypen

Der Eisen–Nickel–Akku wurde um 1899 vom amerikanischen Erfinder THOMAS ALVA EDISON entwickelt.

Heute ist der gebräuchlichste Akku der Bleiakku (Auto„batterie“). Daneben werden Nickel–Cadmium–Akkus und Nickel–Metallhydrid–Akkus an Stelle von Batterien benutzt. Mehr dazu können Sie in den entsprechenden Referaten hören.

6.7. Die Brennstoffzelle

Dieses Kapitel ist noch nicht belegt.

Man muss die Tatsachen kennen,
bevor man sie verdrehen kann.
Mark Twain

Kapitel 7 : Spannungsreihe – Theorie und Praxis

7.1. Die Spannungsreihe

7.1.1. Untersuchung von galvanischen Elementen

Im folgenden Versuch werden mehrere galvanische Elemente systematisch untersucht.

Versuch 7–1

Durchführung :

Dieser Versuch ist ein Reihenversuch aus 4 Teilversuchen. Einigen Sie sich bitte mit Ihren Mitschülern, welche Schülergruppe welchen Versuch durchführt, damit nicht jede Gruppe alle Teilversuche durchführen muss und trotzdem jeder Teilversuch durchgeführt wird.

Jede Gruppe wählt eine der 4 ausstehenden Lösungen (Blei–II–nitrat, Kupfersulfat, Silbernitrat, Zinksulfat, jeweils mit der Konzentration c = 0,025 mol/l).

Füllen Sie mit der gewählten Lösung 3 nebeneinanderliegende Zellen. In jede der 3 gegenüberliegenden Zellen geben Sie eine der 3 anderen Lösungen (so dass die Kombinationen A–B, A–C, A–D vorhanden sind). Legen Sie sich 4 Elektroden (Pb, Cu, Ag, Zn) bereit. Führen Sie nun wie in Versuch 6–3 drei Spannungsmessungen zwischen den gegenüberliegenden Zellen aus. Geben Sie dabei in jede Zelle eine Elektrode aus dem Metall, das auch Bestandteil des Salzes in der Zelle ist (z.B. Kupferelektrode in die Kupfersulfatlösung).

Beobachtung :

Bei welchen Polungen können Sie positive Ausschläge feststellen ?

Wie hoch sind die Spannungen ?

Auswertung

Die 4 „Halbelemente“ des Versuchs 7–1 (nämlich Pb / $Pb(NO_3)_2$, Cu / $CuSO_4$, Ag / $AgNO_3$ und Zn / $Zn(NO_3)_2$) lassen sich zu 6 verschiedenen galvanischen Elementen kombinieren. Sie sollten folgende Messwerte erhalten:

Pluspol	**Pb**	**Cu**	**Ag**	**Zn**
Minuspol				
Pb	——	0,48 V	0,93 V	——
Cu	——	——	0,45 V	——
Ag	——	——	——	——
Zn	0,63 V	1,11 V	1,56 V	——

Messwerte des Versuchs 7–1

Aufgabe 7–1

Bei Versuch 7–1 werden Sie meist etwas abweichende Ergebnisse bekommen haben. Geben Sie möglichst viele Gründe für die Messfehler an.

7.1.2. edle und unedle Metalle

Betrachten wir einmal eine der Kombinationen genauer : In einem Ag/Pb-Element laufen folgende Reaktionen ab:

Anodenreaktion : $Pb \rightarrow Pb^{2+} + 2\,e^-$

Kathodenreaktion : $Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$

Dabei reagiert Blei zu einem löslichen Stoff, während Silber–Ionen aus der Lösung entladen werden, so dass sich Silber abscheidet. Man sagt daher, Silber ist edler als Blei. Vergleicht man die Spannungen in galvanischen Elementen aus einem bestimmten Bezugsmetall und den übrigen Metallen, so wie wir es in Versuch 7–1 durchgeführt haben, stellen wir fest : Silber ist immer das edlere Metall, Zink immer das unedle. Bei Kupfer und Blei kommt es darauf an, womit wir sie vergleichen. Wir haben die Metalle in eine Reihenfolge bezüglich ihres edlen Charakters gebracht:

Ag —— Cu —— Pb —— Zn

edel ———————— unedel

Wir können jetzt den Begriff der Spannungsreihe definieren.

Das edelste Metall entwickelt (bezogen auf ein bestimmtes anderes Metall) immer die höchste Spannung, das unedelste immer die niedrigste. Man bezeichnet die Reihe der Metalle von oben daher auch als Spannungsreihe.

Spannungsreihe :

Reihenfolge der Metalle bezüglich ihres edlen Charakters.

Diese Definition ist vorläufig. Man kann sie auf andere Stoffe erweitern. Wir werden das aber nicht tun, da die vorläufige Definition für unsere Zwecke ausreicht.

7.2. Normalpotential

Bezugspunkt

Will man den edlen Charakter eines Metalls (und damit seine Stellung in der Spannungsreihe) quantitativ erfassen, ist es sinnvoll, einen Bezugspunkt zu setzen.

Man wählt als Bezugspunkt nicht irgendein Metall, sondern die sog. Wasserstoffelektrode, an der die Reaktion $2\,H^+ + 2\,e^- \rightarrow H_2$ ablaufen würde.

Normalpotential

Man kann die Spannungen in speziellen galvanischen Elementen vergleichen. In der einen Halbzelle liegt eine 1–molare Säure vor, in der anderen eine 1–molare Lösung (d.h. eine Lösung der Konzentration 1 mol/l) eines Salzes des Metalls, zusammen mit einer Elektrode aus diesem Metall. Diese Spannung heißt Normalpotential.

In der Tabelle unten sind einige Normalpotentiale angegeben.

- Die Metalle sind entsprechend der Spannungsreihe geordnet.
- Metalle mit einem negativen Normalpotential nennt man unedel. Sie lösen sich in Säuren auf.
- Metalle mit einem positiven Normalpotential nennt man edel. Sie lösen sich nicht in Säuren auf.

K	– 2,92 V		H_2	+ 0,00 V
Ca	– 2,76 V		Cu	+ 0,35 V
Al	– 1,69 V		Ag	+ 0,80 V
Zn	– 0,76 V		Hg	+ 0,86 V
Fe	– 0,44 V		Au	+ 1,69 V
Pb	– 0,13 V			

Aufgabe 7–2

Warum haben wir in den Versuchen 6–2 und 7–1 so stark unterschiedliche Konzentrationen benutzt ?

Spannungen galvanischer Elemente

Man kann aus den Normalpotentialen die Spannungen galvanischer Elemente berechnen.

Aufgabe 7–3

- Die Spannung im galvanischen Element aus Kupfer und Zink betrug U = 1,11 V. Überlegen Sie sich, welcher Zusammenhang zwischen dieser Spannung und den Normalpotentialen der beiden beteiligten Metalle besteht.
- Überprüfen Sie Ihre Vermutung an den anderen galvanischen Elemnten aus Versuch 7–1.

Ergebnis

Haben 2 Metalle die Normalpotentiale U_1 und U_2, so hat das galvanische Element aus den beiden die Spannung[30] $U = |U_1 - U_2|$.

Diese Gleichung gilt immer, egal ob die beteiligten Normalpotentiale positiv oder negativ sind.

[30] Die Gleichung gilt nur, wenn auch die Konzentrationen der beiden Halbzellen gleich sind.

7.3. Kupferraffination

Versuch 7–2

In ein 250–ml–Becherglas wird eine Lösung aus 4 g Kupfersulfat, 4 g Zinksulfat und 4 g (= 2,2 ml) konzentrierter Schwefelsäure in 200 ml Wasser gegeben. Als Anode (Pluspol) benutzt man ein Messingblech der Größe 7,5 x 4 cm, als Kathode ein Blech aus einem beliebigen, nicht allzu unedlen Metall (z. B. Blei oder Zink) der gleichen Größe. Die Elektroden sollten einen Abstand von ca. 1,5 cm haben. Nun erhitzt man auf ca. 70°C und legt eine Gleichspannung von 2 V an.

Es fließt ein Strom von ca. 1 A, außerdem scheidet sich bereits nach wenigen Minuten an der Kathode Kupfer ab. Im Verlauf einer Stunde bildet sich eine mehrere Millimeter dicke Kupferschicht, die jedoch nicht fest haftet und leicht abbröckelt.

Was ist hier passiert ?

und was kann man in der Technik damit anfangen ?

An der Anode hat Kupfer reagiert. Es sind Kupfer–Ionen entstanden :
$Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\ e^-$

An der Kathode haben die Kupfer–Ionen zu Kupfer reagiert :
$Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu$

Man kann mit diesem Verfahren Rohkupfer reinigen. Rohkupfer hat einen Kupfergehalt von 94 – 97 %. An der Anode geht Kupfer in Lösung und scheidet sich ohne die Verunreinigungen an der Kathode wieder ab. Bei diesem Versuch haben wir Messing (eine Legierung aus Kupfer und Zink) benutzt, weil kein Rohkupfer vorhanden war.

Was ist mit dem Zink passiert ? Ist es auch in Lösung gegangen ? Und wenn ja, warum hat es sich nicht an der Kathode abgeschieden ?

Gemäß der Spannungsreihe gehen zuerst die unedelsten Bestandteile in Lösung, danach die edleren. Zuerst geht also Zink in Lösung (jedenfalls das Zink, das sich an der Oberfläche der Elektrode befindet), dann Kupfer. Kupfer beginnt sogar recht bald, in Lösung zu gehen, denn an der Oberfläche ist bald kein Zink mehr.

An der Kathode scheiden sich entsprechend der Spannungsreihe zuerst die edelsten Bestandteile ab, danach die unedleren. In der Lösung sind gleichermaßen Kupfer– und Zink–Ionen. Solange noch Kupfer–Ionen vorhanden sind, scheidet sich also Kupfer ab.

Bei der Reinigung von Rohkupfer passiert das gleiche. Kupfer und die unedlen Verunreinigungen (Eisen, Kobalt, Nickel, Zink) gehen, sobald sie an der Oberfläche sind, in Lösung, aber nur Kupfer scheidet sich ab.

Rohkupfer enthält auch (in der Größenordnung von 0,1 %) Edelmetalle, z. B. Silber, Gold, Platin, Palladium und andere. Was passiert mit diesen bei der Raffination ?

Gemäß der Spannungsreihe gehen diese Metalle erst dann in Lösung, wenn das gesamte Kupfer verbraucht ist. Hört man mit der Raffination rechtzeitig auf, gehen sie überhaupt nicht in Lösung, sondern fallen von der Anode herunter und bilden den so genannten Anodenschlamm.

Der bei der Reinigung von Rohkupfer anfallende Anodenschlamm wird aufgearbeitet und macht die Raffination wirtschaftlicher.

7.4. Korrosion

7.4.1. Arten der Korrosion

Jeder kennt einen rostigen Nagel oder ein verrostetes Auto. Korrosion ist aber mehr. Deshalb hier eine Definition.

Korrosion im weiteren Sinn ist jeder Angriff auf einen Werkstoff durch Reaktion mit seiner Umgebung.

Während man sich in der Werkstofftechnik eher dafür interessiert, in welcher Form die Zerstörung eines Werkstoffs stattfindet (z. B. Lochkorrosion oder Spaltkorrosion) oder welche mechanischen Ursachen Korrosion hat (z. B. zu starke Beanspruchung von Werkstoffteilen), stellt sich der Chemiker die Frage, welche chemischen Vorgänge Korrosion bewirken. Er unterscheidet 2 Arten der Korrosion.

- elektrochemische Korrosion : Die Korrosionsvorgänge laufen unter Anwesenheit eines Elektrolyten ab.
- chemische Korrosion : Hier laufen alle Vorgänge ohne Elektrolyt ab.

Aufgabe 7–3

Handelt es sich bei den folgenden Vorgängen um chemische oder elektrochemische Korrosion ?

- Gewöhnliches Eisen rostet.
- Unlegierter oder niedrig legierter Stahl rostet.
- „Rostfreier“ Edelstahl korrodiert.
- Verzinktes Eisenblech korrodiert.
- Eine Aluminiumlegierung korrodiert im Meerwasser.
- Kalkstein wird durch Sauren Regen angegriffen.

Lösung zu Aufgabe 7–3

Bei den ersten 5 Vorgängen läuft elektrochemische Korrosion ab. Durch die Luftfeuchtigkeit ist immer ein Feuchtigkeitsfilm vorhanden. Indem sich Bestandteile oder Verunreinigungen der Umgebungsluft (z. B. Kohlendioxid oder salzhaltiger Staub) darin lösen, bildet sich ein Elektrolyt.

Chemische Korrosion findet bei hohen Temperaturen, z. B. beim Glühen oder Härten, statt, außerdem in einigen Sonderfällen, wie dem Angriff von Saurem Regen.

elektrochemische Korrosion

Im folgenden werden wir uns nur mit der elektrochemischen Korrosion von Metallen beschäftigen.

7.4.2. Korrosion am Lokalelement

Die folgenden Versuche werden uns Schritt für Schritt zu den Vorgängen hinführen, die bei der Korrosion von Metallen ablaufen.

Versuch 7–3

Ein Reagenzglas wird zu etwa einem Drittel mit 5 %–iger Schwefelsäure gefüllt. Man gibt eine Zinkgranalie zu.

Man beobachtet, dass sich ein farb– und geruchloses Gas bildet. Es handelt sich um Wasserstoff.

Folgende Reaktionen laufen ab :

$$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\,e^-$$

$$2\,H_3O^+ + 2\,e^- \rightarrow H_2 + 2\,H_2O$$

Dieser Versuch bringt ja wirklich nichts Neues. Sehen wir uns einen anderen an.

Versuch 7–4

Ein Becherglas wird zu etwa zwei Dritteln mit 5 %–iger Schwefelsäure gefüllt. Man hängt mit Hilfe eines Elektrodenhalters ein Zinkblech und ein Kupferblech ins Becherglas.

Man beobachtet, dass sich am Zinkblech Wasserstoff bildet. Am Kupferblech passiert nichts.

Am Zinkblech laufen dieselben Reaktionen ab wie in Versuch 7–3.

Aufgabe 7–4

Überlegen Sie sich, warum am Zinkblech eine Reaktion stattfindet, am Kupferblech dagegen nicht.

Nachdem die beiden letzten Versuchen niemanden vom Hocker reißen konnten, sehen wir mal, was nun kommt.

Versuch 7–5

In der Versuchsanordnung von Versuch 7–4 wird das Zinkblech mittels Kabel leitend mit dem Kupferblech verbunden.

Man beobachtet, dass sich am Kupferblech Wasserstoff bildet. Die Wasserstoffentwicklung ist viel heftiger als in den Versuchen 7–3 und 7–4. Am Zinkblech passiert nichts. Schließt man ein Strommessgerät an, stellt man fest, dass ein Strom fließt.

Was ist hier passiert ?

- Zink ist unedel. Am Zinkblech läuft also die Reaktion $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\,e^-$ ab.
- Wasserstoff entsteht wie in Versuch 7–3 nach der Reaktion $2\,H_3O^+ + 2\,e^- \rightarrow H_2 + 2\,H_2O$.
- Warum entsteht der Wasserstoff nicht wieder am Zinkblech, sondern am Kupferblech ?

  Der Grund kann nur sein, dass die benötigten Elektronen vom Zinkblech zum Kupferblech gewandert sind. Der Stromfluss weist das auch nach.
- Warum ist die Wasserstoffentwicklung viel heftiger als in Versuch 7–3 ?

  In Versuch 7–3 bilden sich an der Zinkgranalie aus den Zinkatomen Zinkionen. Die Lösung in der Nähe des Zinkbleches hat also eine hohe Konzentrationen an positiv geladenen Zinkionen. Diese stoßen die ebenfalls positiv geladenen H_3O^+–Ionen ab, die so nur selten in die Nähe des Zinkbleches gelangen können. Die Reaktion ist schwach.

  In Versuch 7–5 tritt dieser Effekt nicht auf. Die H_3O^+–Ionen kommen ungehindert ans Kupferblech. Die Reaktion ist heftig.

Wo ist hier Korrosion ?

Die Frage ist, was die Versuche 7–3 bis 7–5 mit Korrosion zu tun haben.

Ein Metall, nämlich Zink, wurde durch Reaktion mit seiner Umgebung, nämlich der Schwefelsäure angegriffen. Es fand also elektrochemische Korrosion statt.

Eine andere Frage ist, was die Vorgänge bei den 3 Versuchen mit Korrosionsvorgängen im Alltag zu tun haben. Sehen wir uns dazu noch einen Versuch an.

Versuch 7–6

Ein Reagenzglas wird zu etwa einem Drittel mit 5 %–iger Schwefelsäure gefüllt. Man gibt eine Zinkgranalie hinein. Dann hält man einen Kupferdraht so ins Reagenzglas, dass er die Zinkgranalie berührt.

Man beobachtet eine starke Wasserstoffentwicklung am Kupferdraht. An der Zinkgranalie passiert nichts.

Es laufen genau dieselben Vorgänge und Reaktionen ab wie in Versuch 7–5. Nur sind Kupfer und Zink nicht über den Umweg des Kabels verbunden, sondern berühren sich direkt. Die Elektronen haben einen kürzeren Weg.

Lokalelement

Versuch 7–6 stellt die Vorgänge bei der elektrochemischen Korrosion sehr realistisch dar. Man sieht, dass ein lokal begrenztes galvanisches Element vorliegt. Ein solches Element nennt man Lokalelement.

Ein Lokalelement besteht aus :

- einem unedlen Metall. Es gibt Elektronen ab, wirkt also als Anode.
- einem Metall, das edler ist als das erste. Es nimmt Elektronen auf, wirkt also als Kathode. Beide Metalle müssen sich berühren oder sonst leitend miteinander verbunden sein.
- einem Elektrolyt. Dies kann eine Säure (wie in den vorigen Versuchen), eine Base oder eine Salzlösung sein.

Ist ein Lokalelement vorhanden, tritt Korrosion auf. Tritt elektrochemische Korrosion auf, liegt immer ein Lokalelement vor.

Ein Lokalelement ist im Prinzip ein galvanisches Element, jedoch ist der fließende Strom sehr gering, und er fließt nicht über einen externen Verbraucher, sondern nur innerhalb des Elements. Das Element ist also kurzgeschlossen.

Versuch 7–7

Ein Reagenzglas wird zu etwa einem Drittel mit 5 %–iger Schwefelsäure gefüllt. Man gibt eine Zinkgranalie hinein. Dann gibt man einige Tropfen Kupfersulfat–Lösung zu.

Man beobachtet erst eine schwache Wasserstoffentwicklung, die nach Zugabe der Kupfersulfat–Lösung stürmisch wird.

Aufgabe 7–5

Erklären Sie die Beobachtungen von Versuch 7–7.

7.5. Zwei Nachweise

Im Kapitel 2–4 (Eigenschaften von Sauerstoff) haben wir gesehen, dass ein Nachweis eine für einen Stoff typische Reaktion ist, an der man ihn wiedererkennt.

Im Skript haben wir erst einen Nachweis kennen gelernt, nämlich die Spanprobe als Nachweis für Sauerstoff. Vielleicht kennen Sie aber schon Nachweise aus anderen Bereichen der Chemie oder des Alltags

Aufgabe 7–6

Nennen Sie einige Nachweise, die Sie schon kennen.

Versuch 7–8 : Ein Nachweis für OH^-–Ionen

Reagenzgläser werden jeweils mit ca. 2 ml der folgenden Stoffe gefüllt :

- Wasser
- 5 %–ige Schwefelsäure
- Natriumhydroxid–Lösung der Konzentration 0,1 mol/l
- Natriumhydroxid–Lösung der Konzentration 0,01 mol/l
- Natriumhydroxid–Lösung der Konzentration 0,0001 mol/l
- Kaliumhydroxid–Lösung beliebiger Konzentration
- Calciumhydroxid–Lösung beliebiger Konzentration
- Bariumhydroxid–Lösung beliebiger Konzentration
- Ammoniumhydroxid–Lösung beliebiger Konzentration
- Lösungen anderer Stoffe nach Ihrer Wahl

Zu jedem Reagenzglas werden 2 – 3 Tropfen Phenolphthalein–Lösung[31] gegeben.

Bei Wasser und Schwefelsäure beobachtet man keine Veränderung. In allen Reagenzgläsern mit Hydroxid–Lösungen beobachtet man Magentafärbung.

Die Magentafärbung bei der Zugabe von Phenolphthalein–Lösung ist ein empfindlicher Nachweis für Hydroxid–Ionen (OH^-–Ionen).

Versuch 7–9 : Ein Nachweis für Fe^{2+}–Ionen

Reagenzgläser werden jeweils mit ca. 2 ml der folgenden Stoffe gefüllt :

- Wasser
- Wasser mit einem Eisennagel darin
- Wasser mit etwas Eisen–II–oxid darin
- Wasser mit etwas Eisen–III–oxid darin
- 5 %–ige Schwefelsäure
- Natriumhydroxid–Lösung der Konzentration 1 mol/l
- Eisen–II–chlorid–Lösung
- Eisen–III–chlorid–Lösung
- Eisen–II–ammoniumsulfat–Lösung
- Eisen–III–nitrat–Lösung
- andere Lösungen von Eisenverbindungen
- Kupfersulfat–Lösung
- Zinksulfat–Lösung
- andere Lösungen nach Ihrer Wahl

Zu jedem Reagenzglas werden ca. 5 Tropfen einer 2 %–igen Lösung von $K_3[Fe(CN)_6]$ [32] gegeben.

Bei Eisen–II–chlorid–Lösung und bei Eisen–II–ammoniumsulfat–Lösung findet eine Blaufärbung[33] statt, bei den anderen mit Namen genannten Stoffen passiert nichts.

Nur wenn Eisen–II–Ionen in der Lösung vorhanden sind, ist die Probe positiv. Sind nur Eisen–III–Ionen vorhanden, oder sind die Eisen–II–Ionen fest in ein Kristallgitter eingebunden, ist die Probe negativ.

Die Bildung von Turnbulls Blau bei der Zugabe einer Lösung von rotem Blutlaugensalz ist also ein Nachweis für Eisen–II–Ionen.

7.6. Korrosion von Eisen

Versuch 7–10

In 2 oder 3 Petrischalen gibt man eine heiße Lösung von 2 g Agar–Agar[34], 5 g Natriumchlorid, 0,2 g $K_3[Fe(CN)_6]$ und ca. 1 ml Phenolphthalein–Lösung in 100 ml Wasser. Wenn die Lösung zu erstarren beginnt, legt man folgende Gegenstände hinein :

- einen gewöhnlichen, unbehandelten Eisennagel
- einen Eisennagel, der an einem Ende abgeschmirgelt wurde
- einen Eisennagel, der etwa zur Hälfte in der Bunsenbrennerflamme oxidiert wurde
- einen Eisennagel, der an einer Stelle mit dünnem Kupferdraht umwickelt wurde
- einen Eisennagel, der leitend mit einem Stück Zinkblech verbunden ist
- einen Eisennagel, der (durch mehrfaches Eintauchen in Kupfersulfat–Lösung) etwa zur Hälfte verkupfert wurde.

Nachdem man die Petrischalen etwa eine halbe Stunde stehen gelassen hat, kann man folgende Beobachtungen machen :

---

31 Es handelt sich um eine 0,1 %–ige Lösung von Phenolphthalein in 70 %–igem Ethanol oder Methanol.

32 Der systematische Name für $K_3[Fe(CN)_6]$ ist Kaliumhexacyanoferrat(III). Ein Handelsname, der auf die frühere Art der Herstellung zurückgeht, ist „rotes Blutlaugensalz“.

33 Es läuft folgende Reaktion ab : $4\ FeCl_2 + 4\ K_3[Fe(CN)_6] \rightarrow K_4[Fe(CN)_6] + Fe_4[Fe(CN)_6]_3 + 8\ KCl$. Das Gemisch der beiden (eisenhaltigen) Reaktionsprodukte heißt nach dem Erfinder „unlösliches Turnbulls Blau“.

34 Agar–Agar ist ein Gallertstoff, der aus Rotalgen gewonnen wird. Wird er fest, sieht er wie Gelatine aus.

Was ist bei Versuch 7–10 passiert ?

Es läuft ein sehr komplexes Zusammenspiel vieler Reaktionen ab. Mitwirkende sind

- Fe–Atome
- Fe^{2+}–Ionen, Fe^{3+}–Ionen
- Wassermoleküle
- H_3O^+–Ionen und OH^-–Ionen, die in sauren oder basischen Lösungen immer vorhanden sind
- O_2–Moleküle von in Wasser gelöstem Sauerstoff
- Ionen, die von gelösten Salzen herrühren (zum Beispiel Na^+–Ionen und Cl^-–Ionen)
- und schließlich als Produkt Moleküle von FeO, Fe_2O_3, Fe_3O_4, $Fe(OH)_2$, $Fe(OH)_3$ und FeO(OH).

Die wichtigsten Reaktionen sind :

- Eisenatome geben Elektronen ab : $2\ Fe \rightarrow 2\ Fe^{2+} + 4\ e^-$
- Es findet eine Reaktion zwischen diesen Elektronen, dem im Wasser gelösten Sauerstoff und dem Wasser selbst statt : $O_2 + 2\ H_2O + 4\ e^- \rightarrow 4\ OH^-$
- Insgesamt hat sich Eisen–II–hydroxid gebildet :
  $2\ Fe + O_2 + 2\ H_2O \rightarrow 2\ Fe(OH)_2$
- Eisen–II–hydroxid reagiert leicht weiter zu Eisen–III–hydroxid nach der Gleichung
  $4\ Fe(OH)_2 + O_2 + 2\ H_2O \rightarrow 4\ Fe(OH)_3$.
  Beide Hydroxide lagern sich als fester rotbrauner Stoff auf dem Eisen ab.
- Eisen–II–hydroxid und Eisen–III–hydroxid sind unedler als Eisen, und es bildet sich ein Lokalelement. Wie es nun weiter geht, können Sie auf den Seiten über das Lokalelement (in Kapitel 7.4.) lesen.

Außerdem laufen natürlich noch die in Kapitel 7.5. beschriebenen Nachweisreaktionen ab.

Aufgabe 7–7

Welchen Zweck hat die Zugabe von Agar–Agar in Versuch 7–10 ?

7.7. Aufgaben zur Korrosion

Bei den folgenden Aufgaben geht es um die Korrosion am Lokalelement, um die Korrosion von Eisen und auch um die Bedingungen, unter denen Korrosion stattfinden kann.

Sie finden Fragen, die Sie mit dem in den vorangegangenen Kapiteln erworbenem Wissen beantworten können, und Sie finden Fragen mit einer eindeutigen Antwort. Sie finden aber auch andere Fragen.

Aufgabe 7–8

- Es bildet sich ein Lokalelement aus Kupfer, Blei und sehr stark verdünnter Salzsäure. Welche Reaktionen laufen ab ?
- In einer Industriegegend ist ein Werkstück, in dem 2 Eisenbleche mit Kupferschrauben zusammengehalten werden, dem Regen ausgesetzt. Was wird passieren ? Begründen Sie Ihre Ansicht mit chemischen Argumenten und Reaktionsgleichungen.
- Ein gleiches Stück wie im vorigen Punkt befindet sich in einer ländlichen Gegend. Wird etwas anderes passieren ?

Aufgabe 7–9

- Ist es sinnvoll, 2 Eisenbleche mit Messingschrauben zu verbinden ?
- Ist es sinnvoll, 2 Messingbleche mit Eisenschrauben zu verbinden ?

Aufgabe 7–10

- Streusalz, das im Winter auf die Straße gebracht wird, ist stark korrosionsfördernd. Warum ?
- Könnte man Streusalz durch einen anderen Stoff ersetzen, der weniger korrosionsfördernd ist ? Was müsste dieser Stoff für Eigenschaften haben ?
- Warum haben wir in Versuch 7–10 Kochsalz zugegeben ?

Aufgabe 7–11

Oft wird Eisenblech verzinkt. Bei der Verpackung von Lebensmitteln (denken Sie an Getränkedosen) wird kein verzinktes, sondern verzinntes Eisenblech benutzt.

- Welche Vorgänge laufen ab, wenn verzinktes bzw. verzinntes Eisenblech korrodiert ? Begründen Sie Ihre Ansicht mit chemischen Argumenten und Reaktionsgleichungen.
- Nennen Sie für das Verzinken und für das Verzinnen von Eisen je 3 Vor– und Nachteile.

Aufgabe 7–12

Warum korrodieren Rohre von Zentralheizungen kaum oder nur sehr langsam ?

Aufgabe 7–13

Legierungen bestehen aus mehreren Metallen.

- Erwarten Sie, dass Legierungen schneller korrodieren als reine Metalle oder umgekehrt ?
- Entsprechen Ihre Erwartungen der Realität ?
- Warum ist das so ?

Zahnplomben bestanden früher aus Amalgam. Das ist eine Legierung aus Kupfer und Quecksilber.

- Was kann passieren, wenn man sie längere Zeit im Mund hat ?
- Warum darf der Zahnarzt auf keinen Fall eine Amalgamplombe neben eine Goldplombe setzen ?

Aufgabe 7–14

Korrosionsschutz ist eine wichtige Aufgabe. Überlegen Sie sich, warum die folgenden Maßnahmen Korrosion verhindern können. Begründen Sie Ihre Ansicht mit chemischen Argumenten und Reaktionsgleichungen. Überlegen Sie sich auch, wie dauerhaft die einzelnen Maßnahmen wirken.

- Gegenstände werden eingefettet, eingeölt oder eingewachst.
- Gegenstände werden mit einem Kunststoff beschichtet.
- Gegenstände werden mit einem Schutzanstrich versehen. Es handelt sich dabei um einen Lack, in dem früher oft Mennige (ein Bleioxid) war, der aber heute nur noch ungiftige Pigmente (feste Farbstoffteilchen) enthält.
- Gegenstände werden feuerverzinkt. Dabei wird ein Stahlteil in eine Zinkschmelze (ca. 450 °C) getaucht. Es bildet sich eine Zinkschicht, die mit dem Bauteil (durch Eindringen in winzige Poren und durch Legierungsbildung) fest verwachsen ist.
- Gegenstände werden galvanisiert. Dabei wird durch elektrolytische Abscheidung eine Metallschicht (z. B. aus Nickel, Chrom oder Kupfer) auf ein Werkstück aufgebracht.
- Aluminiumteile werden eloxiert. Dabei wird durch elektrolytische Abscheidung eine dünne und durchsichtige, aber trotzdem harte und fest haftende Schicht von Aluminiumoxid aufgebracht.
- Gegenstände werden emailliert. Dabei wird eine sehr feste, glasartige Schicht aus Magnesium–Aluminium–Silikaten aufgebracht.
- Bei der Benutzung einer Opferanode wird ein Gegenstand (zum Beispiel ein im Erdreich liegender Öltank) leitend mit einer Magnesiumplatte verbunden.
- Gegenstände erhalten einen Schutzstrom. Dazu wird der Gegenstand an eine äußere Stromquelle (z. B. eine Batterie) angeschlossen. Diese Stromquelle ist außer mit dem zu schützenden Gegenstand mit einer korrosionsbeständigen Eisen–Silizium–Legierung verbunden.

Das Denken zählt zu den
größten Vergnügungen der Menschheit.
Brecht

Kapitel 8 : Gleichgewicht und Massenwirkungsgesetz

8.1. statisches und dynamisches Gleichgewicht

ein bekanntes Gleichgewicht

Gleichgewicht – da denkt jeder sofort an eine Waage, die sich im Gleichgewicht befindet. Auf der rechten und auf der linken Waagschale liegt eine gleich große Masse, der Waagebalken ist waagrecht und in Ruhe. Ein solches Gleichgewicht nennt man ein statisches Gleichgewicht.

Wenn man das Gleichgewicht der Waage als statisch beschreibt, muss es wohl noch eine andere Art von Gleichgewicht geben. Sehen wir uns dazu ein Beispiel an.

ein neues Gleichgewicht

Ein See hat einen Zufluss und einen Abfluss. Meist fließt durch den Zufluss genauso viel Wasser hinein wie durch den Abfluss hinaus. Es ist also immer gleichviel Wasser im See, und der Wasserspiegel steht immer gleich hoch. Man kann einen solchen Zustand ein Gleichgewicht nennen. Es sind allerdings nicht immer dieselben Wassertropfen oder –moleküle im See, denn ein Wassermolekül, das in den See fließt, wird nach einiger Zeit wieder herausfließen. Daher nennt man dieses Gleichgewicht ein dynamisches Gleichgewicht.

ein Gleichgewicht, das sich verändern kann

Manchmal (vielleicht nach einem starken Regen) fließt mehr Wasser in den See. Eine zeitlang fließt also mehr in den See hinein als hinaus. Dieser Zustand hält aber nicht lange an, denn das zusätzliche Wasser kommt bald am Abfluss des Sees an. Nun fließt wieder gleichviel Wasser hinein wie hinaus. Abhängig von der Geometrie des Abflusses wird aber der Wasserspiegel höher stehen als vorher. Es hat sich wieder ein Gleichgewicht eingestellt, das sich aber vom vorigen unterscheidet.

Definition

Ein dynamisches Gleichgewicht ist ein Zustand, bei dem gegenläufige Prozesse, die man (oft im übertragenen Sinn) als Zufluss und Abfluss bezeichnen kann, mit gleicher Geschwindigkeit ablaufen, so dass sich das System insgesamt nicht mehr verändert.

Ein dynamisches Gleichgewicht kann seine Lage ändern.

Aufgabe 8–1

Geben Sie mindestens 5 Beispiele an, bei denen dynamische Gleichgewichte vorliegen.

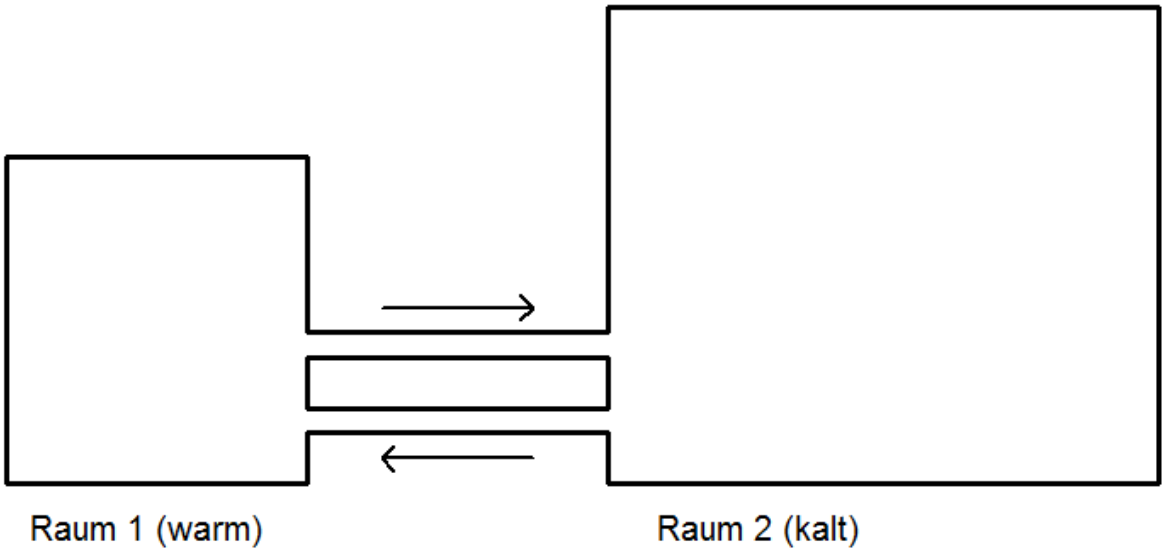
Versuch 8–1

Ein Plastikbehälter hat an der Seite mehrere, übereinander angeordnete Löcher. Aus einem Schlauch läuft langsam Wasser hinein. Nach einiger Zeit läuft durch die Löcher genauso viel Wasser heraus wie hinein, und der Wasserspiegel bleibt konstant.

Erhöht oder erniedrigt man den Wasserzufluss, stellt sich ein höherer oder niedrigerer Wasserspiegel ein.

ein gutes Beispiel

Das Bild auf der nächsten Seite zeigt ein weiteres Beispiel.



2 Räume sind durch 2 Kanäle verbunden. Im linken Raum ist warme Luft, im rechten kalte. Durch den oberen Kanal wird mittels einer Pumpe Luft vom linken in den rechten Raum gepumpt. Durch den unteren Kanal wird Luft von rechts nach links gepumpt – natürlich gleichviel, sonst enstünde ja Unter– und Überdruck in den Räumen.

Was wird passieren ? Nach einiger Zeit werden beide Räume die gleiche Temperatur haben. Stellen Sie sich diesen Prozess der Temperaturangleichung möglichst bildlich vor. Anfangs ist der Temperaturunterschied groß, die Angleichung läuft schnell, im Lauf der Zeit wird der Temperaturunterschied immer kleiner, die Angleichung immer langsamer.

Leider haben die Pumpen keinen Ausschalter, und so laufen sie immer weiter, auch wenn die Temperatur der beiden Räume gleich ist. Es wird Luft der Durchschnittstemperatur sowohl von links nach rechts als auch von rechts nach links gepumpt, und zwar gleichviel. Ein dynamisches Gleichgewicht hat sich eingestellt.

Das Gleichgewicht dieses Beispiels hat viel mit dem chemischen Gleichgewicht gemeinsam.

Aufgabe 8–2

Das eben beschriebene Gleichgewicht hat sich eingestellt. Nun wird Raum 1 erwärmt. Was passiert ?

8.2. das chemische Gleichgewicht

Betrachten wir eine chemische Reaktion. Es soll keine bestimmte Reaktion sein, sondern allgemein eine Reaktion zwischen Ausgangsstoffen (wir nennen sie A und B) zu den Produkten C und D.

Wir haben eine solche Reaktion bisher als $A + B \rightarrow C + D$ geschrieben und angenommen, dass die **gesamte** Menge an A und B reagiert[35]. Das ist aber nicht der Fall. Es reagiert immer nur ein Teil der Ausgangsstoffe zu den Produkten C und D, ein anderer Teil bleibt unverändert. Im Reaktionsgefäß werden also alle 4 Stoffe A, B, C und D vorhanden sein.

Andererseits haben wir bisher angenommen, dass, wenn man die Produkte C und D zusammengibt, gar nichts passiert. Auch das ist falsch. Ein Teil wird immer zu A und B reagieren. Im Reaktionsgefäß werden also alle 4 Stoffe A, B, C und D vorhanden sein.

Man kann sagen, dass ein Gleichgewicht zwischen den Stoffen A, B, C und D vorliegt. Alle 4 Stoffe liegen zu einem bestimmten Prozentsatz vor.

Die Schreibweise $A + B \leftrightarrows C + D$ zeigt das Vorliegen eines Gleichgewichts an.

[35] Selbstverständlich soll von A und B die gleiche Stoffmenge (in Mol) vorliegen.

Das Gleichgewicht ist dynamisch

Man könnte annehmen, dass irgendwann der Teil von A und B reagiert hat und nun alle Moleküle unverändert bleiben. Dann würde ein statisches Gleichgewicht vorliegen. Auch das ist nicht der Fall.

Wenn sich das Gleichgewicht eingestellt hat (das heißt, wenn sich die Zusammensetzung des Gemisches im Reaktionsgefäß nicht mehr ändert), laufen immer noch die **beiden** Reaktionen

$$A + B \rightarrow C + D \quad \text{und} \quad A + B \leftarrow C + D \quad \text{ab,}$$

und zwar mit gleicher Geschwindigkeit. Dadurch entsteht in der einen Reaktion genauso viel C und D, wie in der anderen verbraucht wird. Dasselbe passiert mit A und B.

Es liegt also ein dynamisches Gleichgewicht vor.

Das chemische Gleichgewicht

Das Gleichgewicht, das sich zwischen den Stoffen A, B, C, und D einstellt, nennt man chemisches Gleichgewicht. Es ist ein dynamisches Gleichgewicht.

Die Zusammensetzung des Gemisches im Reaktionsgefäß entspricht dem Wasserstand der Analogie aus Kapitel 8.1. , die beiden Reaktionen $A + B \rightarrow C + D$ und $A + B \leftarrow C + D$ entsprechen dem Zufluss und dem Abfluss.

Das chemische Gleichgewicht ist ein dynamisches Gleichgewicht.

8.2.1. chemisches Gleichgewicht in der Realität

Scheinbar widersprechen die Ausführungen der vorigen Absätze der Realität. Beispiele sind leicht zu finden :

- Holz oder Kohle verbrennen vollständig zu Kohlendioxid und Wasser.
- Gibt man Kohlendioxid und Wasser zusammen, entsteht weder Holz noch Kohle.
- Gibt man gleiche Mengen Natronlauge und Salzsäure zusammen, entsteht Kochsalz und Wasser. Weder Natronlauge noch Salzsäure bleiben übrig.
- Gibt man Kochsalz in Wasser, entsteht weder Natronlauge noch Salzsäure.

Für diese Widersprüche gibt es mehrere Gründe :

- Nur in einem geschlossenem[36] System kann sich ein chemisches Gleichgewicht einstellen. Ein geschlossenes System ist ein System, dass mit seiner Umgebung keine Materie austauscht. Bei der Verbrennung von Holz oder Kohle liegt offensichtlich kein geschlossenes System vor.
- Das Gleichgewicht kann sehr weit auf einer Seite liegen. Von den Produkten (oder den Ausgangsstoffen, je nachdem) liegt nur ein winziger, kaum messbarer, aber doch zu berücksichtigender Teil vor.

  Dieser Fall tritt bei der Neutralisation ein. Gibt man 1 mol NaOH und 1 mol HCl in einen Liter Wasser, reagieren diese fast vollständig zu Kochsalz und Wasser. Nur je 10^{-7} mol H^+–Ionen und OH^-–Ionen bleiben übrig.

Beispiele chemischer Gleichgewichte

Im folgenden werden wir mehrere Systeme kennen lernen, in denen ein chemisches Gleichgewicht vorliegt. Es handelt sich um Systeme, bei denen man die Lage des Gleichgewichts leicht verändern und diese Veränderung einfach beobachten kann[37].

Den dynamischen Charakter des Gleichgewichts können wir mit unserem Mitteln nicht beobachten.

---

36 Verwechseln Sie diesen Begriff nicht mit dem abgeschlossenen System (das weder Materie noch Energie mit der Umgebung austauscht).

37 Ein anderes Gleichgewicht wird in http://www.chemie-verstehen.de/v_gleichgew.htm beschrieben.

Versuch 8–2

Festes Kaliumchromat (K_2CrO_4) ist gelb, ebenso seine Lösung. Die gelbe Farbe wird durch das Chromat–Ion (CrO_4^{2-}) hervorgerufen.

Festes Kaliumdichromat ($K_2Cr_2O_7$) ist orange, ebenso seine Lösung. Die Farbe wird durch das Dichromat–Ion ($Cr_2O_7^{2-}$) hervorgerufen.

In einen Erlenmeyer–Kolben gibt man ca. 50 ml einer 2–prozentigen Kaliumchromat–Lösung. Dazu gibt man tropfenweise halbkonzentrierte Schwefelsäure bis zur Orangefärbung, dann möglichst konzentrierte Natriumhydroxid–Lösung, bis die Lösung wieder gelb gefärbt ist. Dies kann man mehrmals wiederholen.

Es liegt ein Gleichgewicht zwischen Chromat– und Dichromat–Ionen vor.

$$2\ CrO_4^{2-} + 2\ H_3O^+ \leftrightarrows Cr_2O_7^{2-} + 3\ H_2O$$

Immer liegen sowohl Chromat– als auch Dichromat–Ionen vor. Je nachdem, welche Ionenart in der Überzahl ist, sieht die Lösung gelb oder orange aus. Das Gleichgewicht kann durch Zugabe bzw. Neutralisation von Hydronium–Ionen nach rechts bzw. links verschoben werden.

Versuch 8–3

Eine Lösung von 0,2 g Kongorot in 100 ml Wasser wird abwechselnd mit Säure und mit Base versetzt.

Beobachtung :

Kongorot ist (wie bei allen anderen Indikatoren auch) eine gemeinsame Bezeichnung für 2 Stoffe. Die Formeln sind kompliziert und werden hier deshalb als HIn und In^- abgekürzt. HIn und In^- liegen in einem Gleichgewicht vor.

$$HIn + H_2O \leftrightarrows In^- + H_3O^+$$

Aufgabe 8–3

Welche Farbe haben die Stoffe HIn und In^- (beim Kongorot) ?

Kann man auch Chromat bzw. Dichromat als Säure–Base–Indikator verwenden (mit Begründung) ?

Versuch 8–4

In ein kleines Becherglas gibt man ca. 20 ml einer etwa 10–prozentigen Kupfer–II–chlorid–Lösung. Dazu tropft man erst konzentrierte Salzsäure, dann wieder Wasser. Dies wiederholt man einige Male.

Blaue Cu^{2+}–Ionen stehen mit grünen $CuCl^+$–Ionen im Gleichgewicht.

Aufgabe 8–4

Versuchen Sie, eine Reaktionsgleichung zu Versuch 8–4 aufzustellen.

8.3. Beeinflussung des chemischen Gleichgewichts

Bereits in den Versuchen 8–2 bis 8–4 haben wir gesehen, dass man die Lage eines Gleichgewichts verändern kann.

Wir werden jetzt systematisch untersuchen, welche Möglichkeiten es gibt, das zu tun.

8.3.1. Temperatur

Versuch 8–5

In einer Gasentwicklungsapparatur wird 65–prozentige Salpetersäure zu Kupferspänen getropft. Es entsteht ein braunes Gas, mit dem 3 große Reagenzgläser gefüllt werden.

Eines der Reagenzgläser wird in ein ca. 60° C warmes Wasserbad getaucht, ein zweites wird in ein Eisbad getaucht, das dritte bleibt bei Raumtemperatur.

Skizze des Versuchsaufbaus :	**Beobachtungen :**

Bei Temperaturerhöhung wird die braune Farbe intensiver. Klar ist, dass sie von einem Stoff herrührt. Man kann also folgern, dass bei höherer Temperatur mehr von diesem Stoff (dem braunen Gas) vorhanden ist. Wo kommt er her ? Jedenfalls nicht von außen, denn die Reagenzgläser sind ja verschlossen.

Es muss also im Reagenzglas noch ein zweiter (farbloser) Stoff vorhanden sein, dessen Menge sich bei Temperaturerhöhung verringert. Das braune Gas bildet sich bei höherer Temperatur aus diesem Stoff, bei niedrigerer Temperatur bildet sich dieser zweite Stoff aus dem braunen Gas zurück. Beide stehen also im Gleichgewicht. Die Lage des Gleichgewichts hängt von der Temperatur ab.

Im Reagenzglas befindet sich Stickstoff–IV–oxid, bei dem ein Gleichgewicht vorliegt.

$2\ NO_2 \leftrightarrows N_2O_4$ NO_2 ist braun, N_2O_4 farblos[38].

Warum verlagert sich das Gleichgewicht bei Temperaturerhöhung nach links und nicht nach rechts ? Diese Frage wird in Kapitel 8.4. beantwortet.

[38] Warum ist NO_2 braun und N_2O_4 farblos ? Wenn Sie die Strukturformeln (Valenzstrichformeln) der beiden Stoffe aufstellen, sehen Sie, dass NO_2 (im Gegensatz zu N_2O_4) ein freies Elektron hat. Solche Stoffe sind oft intensiv farbig.

8.3.2. Die Verlagerung eines Gleichgewichts

In diesem Kapitel sollen 3 Zustände im Detail beschrieben und verglichen werden.

- Zustand 1 : Stickstoff–IV–oxid bei 20 °C. Dieser Zustand wurde durch das dritte Reagenzglas in Versuch 8–5 realisiert.
- Zustand 2 : Stickstoff–IV–oxid bei 50 °C. Dieser Zustand wurde annähernd durch das zweite Reagenzglas in Versuch 8–5 realisiert.
- Zustand 3 : Stickstoff–IV–oxid während des Erwärmens von 20 °C auf 50 °C.

Zustand 1

Es liegt sowohl N_2O_4 (farblos) als auch NO_2 (braun) vor. Untersuchungen haben ergeben, dass ca. 80 % der Gesamtmasse im Reagenzglas aus N_2O_4 und ca. 20 % der Gesamtmasse aus NO_2 bestehen.

Es läuft die Hinreaktion $N_2O_4 \rightarrow 2\ NO_2$ als auch die Rückreaktion $N_2O_4 \leftarrow 2\ NO_2$ ab. Man kann Zustand 1 also mit einem See mit Zufluss und Abfluss vergleichen. Die Hinreaktion ist der Zufluss, die Rückreaktion der Abfluss.

Die Farbe des Gemisches bleibt unverändert, es wird also in einer Zeiteinheit genauso viel NO_2 (in Gramm) gebildet wie reagiert. Zufluss und Abfluss sind also gleich groß. Es liegt ein (dynamisches, chemisches) Gleichgewicht vor.

Dazu ein Zahlenbeispiel : In einer (nicht näher bezeichneten) Zeiteinheit mögen 10 % der Gesamtmasse im Reagenzglas reagieren. Das heißt, 12,5 % des N_2O_4 (dies sind, da N_2O_4 80 % der Gesamtmasse ausmacht, m = 0,8 • 12,5 % = 10 % der Gesamtmasse) reagieren zu NO_2. Da die Masse des NO_2 im Gleichgewicht unverändert bleibt, müssen 50 % des NO_2 (dies sind, da NO_2 20 % der Gesamtmasse ausmacht, m = 0,2 • 50 % = 10 %) zu N_2O_4 reagieren.

$$\underset{80\ \%}{N_2O_4} \underset{50\ \%}{\overset{12,5\ \%}{\rightleftharpoons}} \underset{20\ \%}{2\ NO_2}$$

Zustand 2

Es liegt sowohl N_2O_4 (farblos) als auch NO_2 (braun) vor. Untersuchungen haben ergeben, dass ca. 60 % der Gesamtmasse im Reagenzglas aus N_2O_4 und ca. 40 % der Gesamtmasse aus NO_2 bestehen.

Es läuft die Hinreaktion $N_2O_4 \rightarrow 2\ NO_2$ als auch die Rückreaktion $N_2O_4 \leftarrow 2\ NO_2$ ab. Man kann Zustand 2 also mit einem See mit Zufluss und Abfluss vergleichen. Die Hinreaktion ist der Zufluss, die Rückreaktion der Abfluss.

Die Farbe des Gemisches bleibt unverändert, es wird also in einer Zeiteinheit genauso viel NO_2 (in Gramm) gebildet wie reagiert. Zufluss und Abfluss sind also gleich groß. Es liegt ein (dynamisches, chemisches) Gleichgewicht vor.

Die Farbe des Gemisches ist intensiver als in Zustand 1. Man kann Zustand 2 mit einem See vergleichen, dessen Wasserspiegel höher als in Zustand 1 ist. Sowohl Zufluss als auch Abfluss sind (um denselben Faktor) größer als in Zustand 1.

Auch dazu ein Zahlenbeispiel : In der Zeiteinheit mögen wieder 50 % des NO_2, das sind 20 % der Gesamtmasse, reagieren. Also müssen auch 33 % des N_2O_4, entsprechend 20 % der Gesamtmasse, reagieren.

$$\underset{60\ \%}{N_2O_4} \underset{50\ \%}{\overset{33\ \%}{\rightleftharpoons}} \underset{40\ \%}{2\ NO_2}$$

Zustand 3

Es liegt sowohl N_2O_4 (farblos) als auch NO_2 (braun) vor. Der NO_2–Anteil steigt im Verlauf des Erwärmens von 20 % auf 40 %.

Es läuft die Hinreaktion $N_2O_4 \rightarrow 2\ NO_2$ als auch die Rückreaktion $N_2O_4 \leftarrow 2\ NO_2$ ab. Man kann Zustand 3 also mit einem See mit Zufluss und Abfluss vergleichen. Die Hinreaktion ist der Zufluss, die Rückreaktion der Abfluss.

Die Farbe des Gemisches ändert sich. Während sich das Gemisch erwärmt, wird in einer Zeiteinheit mehr NO_2 gebildet als reagiert. Zufluss und Abfluss sind nicht gleich groß. Es liegt kein Gleichgewicht vor. Man kann Zustand 3 mit einem See vergleichen, dessen Wasserspiegel gerade im Steigen begriffen ist.

8.3.3. Druck

Man kann die Lage von Gleichgewichten durch Druckänderung beeinflussen. In vielen großtechnischen Verfahren wird dieser Effekt angewandt. Wir werden in den Kapiteln 8.4. und 9.7. darauf zurückkommen.

Experimente entfallen aus Zeitmangel.

8.3.4. Konzentration

Versuch 8–6

In einem 100–ml–Erlenmeyer–Kolben werden 30 ml einer Eisen–III–chlorid–Lösung der Konzentration c = 0,005 mol/l mit der gleichen Menge einer Kaliumrhodanid[39]–Lösung der Konzentration c = 0,015 mol/l versetzt. Die erhaltene Lösung wird auf 5 Reagenzgläser aufgeteilt.

Im ersten Reagenzglas wird eine kleine Spatelspitze festes Eisen–III–chlorid aufgelöst.

Im zweiten Reagenzglas wird eine kleine Spatelspitze Kaliumrhodanid aufgelöst.

Im dritten Reagenzglas wird Kaliumchlorid aufgelöst.

Im vierten Reagenzglas wird eine Granalie Natriumhydroxid aufgelöst.

Beobachtungen :

[39] Kaliumrhodanid hat die Formel KSCN. Ein anderer Name ist Kaliumthiocyanat.

Aufgabe 8–5

Erklären Sie die Beobachtungen von Versuch 8–6.

- Veränderung beim Zusammengeben der Eisen–III–chlorid–Lösung und der Kaliumrhodanid–Lösung.
- Veränderung bei Zugabe von weiterem Eisen–III–chlorid.
- Veränderung bei Zugabe von weiterem Kaliumrhodanid.
- Veränderung bei Zugabe von Kaliumchlorid.
- Veränderung bei Zugabe von Natriumhydroxid.

Welches Gleichgewicht hat sich gebildet ? In welcher Richtung wurde seine Lage verändert ? Was war die Ursache für diese Lageveränderung ? Welchen Zweck hatte das fünfte Reagenzglas ?

Hinweis 1 : Eisen–III–rhodanid hat die Formel $Fe(SCN)_3$. **Moleküle** dieses Stoffes sind tiefrot.

Hinweis 2 : Im Internet finden Sie Informationen.

8.3.5. Entfernung eines Stoffes aus dem Gleichgewicht.

Entfernt man einen Stoff aus dem Gleichgewicht, so ändert man seine Konzentration (idealerweise auf Null, praktisch auf fast Null). Man kann also wie in Kapitel 8.3.3. argumentieren.

Ein Beispiel haben wir bereits in Versuch 8–6 gesehen.

Weitere Beispiele :

Dieser Teil des Kapitels ist noch nicht belegt.

8.4. Das Prinzip von Le Chatelier

2 Fragen

Bei Änderung von Druck oder Temperatur ändert sich die Lage eines Gleichgewichts. Man kann aber nicht ohne Weiteres angeben, in welche Richtung.

Bei Änderung der Konzentration kann man intuitiv angeben, in welche Richtung sich das Gleichgewicht ändert. Soll man aber begründen, warum das so ist, fällt einem erst mal nichts ein.

Man kann also 2 Fragen stellen.

- Kann man die Richtung einer Gleichgewichtsänderung auf ein allgemeines Prinzip zurückführen, so dass man für jede Reaktion auf einfache Art angeben kann, wie sich Änderungen der Parameter Druck, Temperatur, Konzentration auswirken ?

  Es geht also um Beschreibung und Vorhersage von Reaktionsabläufen. Grundlage sollen Beobachtungen sein.

- Kann man erklären, warum das so ist ?

  Es geht also um Erklärung von Reaktionsabläufen. Grundlage sollen unsere Kenntnisse über Atome, Moleküle und Energie sein.

8.4.1. Beschreibung von Gleichgewichtsänderungen

Die Chemiker Henri Louis Le Chatelier und Carl Ferdinand Braun haben viele Reaktionen daraufhin untersucht, wie sich Änderungen von Druck und Temperatur auf die Verlagerung von Gleichgewichten auswirken. Hier sind die Ergebnisse.

Druckänderung und Gleichgewicht

Reagieren Gase miteinander[40], so gibt es 3 Möglichkeiten :

- Die Edukte haben (unter gegebenen Bedingungen) geringeres Volumen als die Produkte. Druckerhöhung verschiebt das Gleichgewicht in Richtung der Edukte.
- Die Produkte haben (unter gegebenen Bedingungen) geringeres Volumen als die Edukte. Druckerhöhung verschiebt das Gleichgewicht in Richtung der Produkte.
- Edukte und Produkte haben (unter gegebenen Bedingungen) gleiches Volumen. Druckerhöhung hat keinen Effekt.

Insgesamt kann man sagen, dass Druckerhöhung das Gleichgewicht in die Richtung verschiebt, in der die Stoffe geringeres Volumen einnehmen.

Das Gesetz von Avogadro besagt, dass ein Mol eines Gases immer ein Volumen von 22,4 l einnimmt. Man kann also folgern, dass Druckerhöhung das Gleichgewicht in die Richtung der geringeren Molzahl verschiebt.

Beispiel :

$$2\ NO_2 \leftrightarrows N_2O_4$$

2 mol NO_2 haben ein Volumen von 44,8 l. Sie stehen im Gleichgewicht mit einem Mol N_2O_4, das ein Volumen von 22,4 l einnimmt. Druckerhöhung verschiebt das Gleichgewicht also nach rechts.

Man kann den Eindruck bekommen, dass das System dem Druck ausweicht, indem es die Zahl seiner Moleküle und damit sein Volumen verringert.

Temperaturänderung und Gleichgewicht

Reagieren Stoffe miteinander, so gibt es 2 Möglichkeiten :

- Die Reaktion ist endotherm, das heißt, es wird Energie verbraucht. Temperaturerhöhung verschiebt das Gleichgewicht in Richtung der Produkte, also in die Richtung, die Energie verbraucht.
- Die Reaktion ist exotherm, das heißt, es wird Energie frei. Temperaturerhöhung verschiebt das Gleichgewicht in Richtung der Edukte, also auch in die Richtung, die Energie verbraucht.

Man kann den Eindruck bekommen, dass das System der Energiezufuhr (nichts anderes ist ja eine Temperaturerhöhung) ausweicht, indem die energieverbrauchende Reaktion verstärkt wird.

Beispiel :

$$2\ NO_2 \leftrightarrows N_2O_4 + 57{,}3\ kJ$$

Bei Temperaturerhöhung wird die energieverbrauchende Reaktion verstärkt. Das Gleichgewicht verschiebt sich nach links, und es entsteht mehr (intensiv braunes) NO_2. Das ist die Beobachtung von Versuch 8–5.

Das Prinzip

Le Chatelier und Braun haben die Auswirkungen der Änderungen von Druck, Temperatur und Konzentration 1884 durch ein allgemeines Prinzip beschrieben. Nach den beiden Entdeckern heißt es Prinzip von Le Chatelier oder Prinzip vom kleinsten Zwang.

Prinzip von Le Chatelier :

Wird auf ein System, das sich im chemischen Gleichgewicht befindet, ein äußerer Zwang (Änderung von Druck, Temperatur oder Konzentration) ausgeübt, so verschiebt sich das Gleichgewicht in der Weise, dass es dem Zwang ausweicht.

[40] Auf Reaktionen zwischen Flüssigkeiten oder Feststoffe (bei denen sich das Volumen kaum ändert), hat Druckänderung so gut wie keinen Einfluss.

Aufgabe 8–6

Einige Gleichgewichte sind angegeben. Alle beteiligten Stoffe (ausgenommen Kohlenstoff) sind (bei geeigneten Reaktionsbedingungen, oft liegen diese bei hohen Temperaturen und Drucken) Gase. Geben Sie an, wie sich Änderungen von Druck und Temperatur auf die Lage der Gleichgewichte auswirken.

Hinweis : Einige Gleichgewichte sind von großer technischer Bedeutung. Sie haben eigene Namen bekommen.

$N_2 + O_2 + 168\ kJ \leftrightarrows 2\ NO$

$N_2 + 3\ H_2 \leftrightarrows 2\ NH_3 + 92{,}6\ kJ$

$2\ SO_2 + O_2 \leftrightarrows 2\ SO_3 + 188{,}1\ kJ$

$H_2O + C + 131{,}2\ kJ \leftrightarrows CO + H_2$

$H_2O + CO \leftrightarrows CO_2 + H_2 + 41{,}4\ kJ$ Wassergasgleichgewicht

$2\ H_2 + O_2 \leftrightarrows 2\ H_2O + 572\ kJ$

$C + CO_2 + 172\ kJ \leftrightarrows 2\ CO$ Boudouard–Gleichgewicht

$H_2 + I_2 \leftrightarrows 2\ HI + 10\ kJ$

8.4.2. Erklärung von Gleichgewichtsänderungen

Rekapitulation – Die Natur des chemischen Gleichgewichts

Damit sich ein Gleichgewicht (zum Beispiel $A + B \leftrightarrows C + D$) einstellt, muss sowohl die Reaktion $A + B \rightarrow C + D$ (man nennt sie die Hinreaktion) als auch die Reaktion $A + B \leftarrow C + D$ (sie heißt Rückreaktion) ablaufen.

Wenn die beiden Reaktionen in gleichem Maße ablaufen (stellen Sie sich vor, dass in einer Zeiteinheit sowohl 10 Prozent der A– und der B–Moleküle zu C und D reagieren als auch 10 Prozent der C– und der D–Moleküle zu A und B reagieren), dann werden im Gleichgewicht gleichviele Moleküle von A, B, C und D vorhanden sein.

Wenn die Hinreaktion doppelt so schnell abläuft wie die Rückreaktion (stellen Sie sich vor, dass in einer Zeiteinheit 20 Prozent der A– und der B–Moleküle, aber nur 10 Prozent der C– und der D–Moleküle reagieren), dann werden im Gleichgewicht mehr C– und D–Moleküle vorhanden sein.

Eine Änderung der Lage eines Gleichgewichts entspricht also einer Änderung der Geschwindigkeit entweder der Hinreaktion oder der Rückreaktion.

Die Ursache der Reaktionen – das Stoßmodell

Damit 2 Moleküle reagieren können, muss eine Voraussetzung erfüllt sein, die selbstverständlich ist. Die Moleküle müssen zusammenstoßen.

Allerdings führt nicht jeder Zusammenstoß von Molekülen zu einer Reaktion, sondern nur Zusammenstöße, die eine bestimmte Mindestenergie haben.

Wir erklären also den Einfluss von Reaktionsparametern auf den Reaktionsablauf mit Hilfe von Zusammenstößen der Teilchen. Man nennt diese Erklärung ein Stoßmodell.

Konzentrationsänderung

Erhöht man bei einem System, das sich im Gleichgewicht befindet, die Konzentration eines der Edukte, dann werden dessen Moleküle häufiger in Zusammenstöße verwickelt. Sie reagieren häufiger. Die Geschwindigkeit der Hinreaktion steigt. Dadurch sinkt die Konzentration dieses Eduktes wieder. Auch die Konzentration der anderen Edukte sinkt, denn sie werden durch die Reaktion verbraucht. Die Konzentration der Produkte steigt.

Aufgabe 8–7

Was passiert, wenn die Konzentration eines der Edukte vermindert wird ?
Was passiert, wenn die Konzentration eines Produktes vergrößert wird ?

Druckänderung

Erhöht man den Druck in einem gasförmigen System, wird es komprimiert. Im gleichen Volumen sind nun mehr Teilchen. Es liegt eine Änderung der Konzentration vor. Den Rest der Argumentation können Sie im vorigen Absatz nachlesen.

Temperaturänderung

Erhöht man die Temperatur, so werden zuerst die schwächeren Bindungen gespalten.

Sehen wir uns ein Beispiel an : $N_2 + 3\,H_2 \leftrightarrows 2\,NH_3 + 92{,}6\,kJ$. Die Bindungen in den Ammoniak–Molekülen sind energieärmer (und damit schwächer) als die in den Stickstoff– und Wasserstoff–Molekülen, denn man braucht ja zusätzlich zur Energie in den Bindungen der Ammoniak–Moleküle noch 92,6 kJ Energie, um die Bindungen in den Stickstoff– und den Wasserstoff–Molekülen zu knüpfen.

Führt man Energie zu, werden mehr Ammoniak–Moleküle gespalten und reagieren zu Stickstoff und Wasserstoff. Die endotherme Reaktion wird bevorzugt.

8.5. Massenwirkungsgesetz

Das Massenwirkungsgesetz (MWG) beschreibt das Gleichgewicht, das sich bei einer Reaktion zwischen den beteiligten Stoffen einstellt, quantitativ.

8.5.1. Das Massenwirkungsgesetz und seine Herleitung

Was besagt es ?

Wir betrachten zuerst das Gleichgewicht $A + B \leftrightarrows C + D$.

Die Konzentration des Stoffes A **im Gleichgewicht** wird mit c(A) bezeichnet. Analog nennt man die Konzentrationen von B, C und D im Gleichgewicht c(B), c(C) und c(D)[41]. Alle Konzentrationen werden in mol/l angegeben.

Hat sich das Gleichgewicht eingestellt, ist der Quotient $\frac{c(C)\cdot c(D)}{c(A)\cdot c(B)}$ konstant. Man nennt ihn die Gleichgewichtskonstante der Reaktion und bezeichnet ihn mit K.

Es gilt also : $K=\frac{c(C)\cdot c(D)}{c(A)\cdot c(B)}$.

Für das Gleichgewicht $a\,A + b\,B \leftrightarrows c\,C + d\,D$ gilt : $K=\frac{(c(C))^c\cdot(c(D))^d}{(c(A))^a\cdot(c(B))^b}$.

Diese Beziehung nennt man das Massenwirkungsgesetz (MWG).

[41] In der Literatur finden Sie für c(A) auch die Bezeichnung [A].

Ein paar Eigenschaften der Gleichgewichtskonstante K :

- Der Zahlenwert von K ist für verschiedene Gleichgewichte unterschiedlich.
- Der Zahlenwert von K ist (für dasselbe Gleichgewicht) bei verschiedenen Temperaturen unterschiedlich.
- K sagt etwas darüber aus, wo das Gleichgewicht liegt (mit dieser Formulierung meint der Chemiker, welche Zusammensetzung es hat). K sagt nichts darüber aus, wie schnell sich ein Gleichgewicht einstellt. Das kann Millisekunden oder Jahrhunderte dauern.

Mehr Informationen über das MWG, darunter viele Anwendungen und Beispiele finden Sie unter http://www.chemieunterricht.de/dc2/mwg/.

Aufgabe 8–8

- Welche Zahlenwerte kann K annehmen ?
- Was meint der Chemiker wohl, wenn er sagt, bei sehr großem K liegt das Gleichgewicht weit rechts und bei sehr kleinem K weit links ?

Woher weiß man es ?

Die Quelle jeder Erkenntnis in der Chemie (und überhaupt in den Naturwissenschaften) ist die Beobachtung.

Ausgangspunkt waren also Experimente, bei denen man viele verschiedene Gleichgewichte und ihre Zusammensetzung untersucht hat, und bei denen man den oben beschriebenen Zusammenhang zwischen den Gleichgewichtskonzentrationen der Reaktionspartner festgestellt hat.

Was steckt dahinter ?

Hat man viele gleichartige Beobachtungen gemacht, stellt sich schnell die Frage, ob man diese Beobachtungen mit Hilfe eines übergeordneten Prinzips erklären kann. Das hätte den Vorteil, dass man auch über andere, noch nicht untersuchte Reaktionen eine Aussage machen könnte. Man könnte dann erwarten, dass der nun auf ein allgemein gültiges Prinzip zurückgeführte Zusammenhang auch für andere Beobachtungen gilt.

Das heißt, wenn die Formel des MWG nicht nur eine mehr oder weniger große Zahl von einzelnen Beobachtungen beschreibt, sondern auf ein übergeordnetes Prinzip zurückgeführt werden kann, dann gilt sie für alle Gleichgewichte, und sie kann zur Vorhersage des Verhaltens von (noch nicht untersuchten) Gleichgewichten verwendet werden. Das wäre ein großer Vorteil.

Die kinetische Ableitung des MWG

Mit Hilfe des Konzepts der Reaktionsgeschwindigkeit kann man das MWG begründen. Dieses Konzept wird erst in Kapitel 9 behandelt, aber hier schon benutzt. Versuchen Sie, intuitiv zu verstehen, was gemeint ist, oder stellen Sie die kinetische Ableitung des MWG solange zurück.

In einem chemischen Gleichgewicht A + B ⇆ C + D laufen die Hinreaktion A + B → C + D und die Rückreaktion A + B ← C + D mit gleicher Geschwindigkeit ab. Wir nennen die Geschwindigkeit der Hinreaktion v_{hin} und die der Rückreaktion $v_{rück}$.

Es gilt also : $v_{hin} = v_{rück}$.

In Kapitel 9.2.3. werden wir sehen, dass die Geschwindigkeit von Reaktionen von der Konzentration der beteiligten Stoffe abhängt. Oft ist es so, dass die Reaktionsgeschwindigkeit proportional zu diesen Konzentrationen ist. Für unser Gleichgewicht bedeutet das :

$$v_{hin} = k_{hin} \cdot c(A) \cdot c(B)$$
$$v_{rück} = k_{rück} \cdot c(C) \cdot c(D)$$

Da v_{hin} und $v_{rück}$ gleich sind, ergibt sich $k_{hin} \cdot c(A) \cdot c(B) = k_{rück} \cdot c(C) \cdot c(D)$.

Daraus folgt $K = \frac{k_{hin}}{k_{rück}} = \frac{c(C) \cdot c(D)}{c(A) \cdot c(B)}$.

Haare in der Suppe

Das MWG und seine kinetische Ableitung sind einfach, übersichtlich und leicht verständlich. Oft sind sie sogar richtig, zumindest näherungsweise.

Übersetzt man diese leicht ironische Formulierung in Klartext, heißt es

- Das Massenwirkungsgesetz gilt exakt nur für stark verdünnte Lösungen. Sonst gilt es nur näherungsweise, und man muss statt der Konzentrationen die sog. Aktivitäten verwenden.
- Die kinetische Herleitung des MWG gilt nur in Spezialfällen. Nicht bei allen Reaktionen ist die Geschwindigkeit von Hin– oder Rückreaktion proportional zu den Konzentrationen der Edukte oder Produkte. Vielmehr ist ihre Zusammensetzung aus Elementarreaktionen zu berücksichtigen. Kompetente Ausführungen dazu finden Sie in http://www.harri-deutsch.de/verlag/titel/lautensc/k01_1761.pdf.

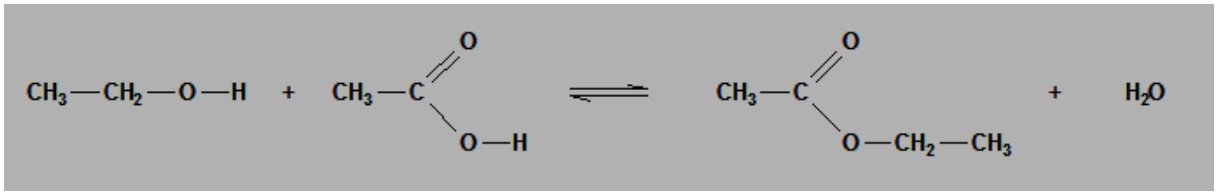
8.5.2. Anwendungen des Massenwirkungsgesetzes

Im folgenden werden einige einfache Rechenbeispiele zur Einstellung und Verschiebung von Gleichgewichten behandelt.

Die Ausgangskonzentration eines Stoffes wird immer mit dem Index A bezeichnet (z.B. $c_A(A)$). Die Gleichgewichtskonzentration eines Stoffes wird immer mit dem Index G bezeichnet (z.B. $c_G(A)$).

Beispiel 1

Ethanol und Essigsäure stehen im Gleichgewicht mit Essigsäureethylester und Wasser.



Ethanol + Essigsäure ⇆ Essigsäureethylester + Wasser

Um Platz zu sparen, bezeichnen wir im folgenden

- die Konzentration von Ethanol mit c(Et),
- die Konzentration von Essigsäure mit c(Es),
- die Konzentration von Essigsäureethylester mit c(Ee) und
- die Konzentration von Wasser mit c(W).

Für die Gleichgewichtskonstante bei 25 °C gilt $\frac{c(Ee)\cdot c(W)}{c(Et)\cdot c(Es)} = 4$.

Man gibt 1 mol Ethanol und 2 mol Essigsäure in ein Lösungsmittel. Das Gesamtvolumen beträgt 1 Liter.

Berechne nun die Gleichgewichtskonzentrationen aller 4 Stoffe.

Schreibe dazu erst die Ausgangskonzentrationen hin. Es ist

- $c_A(Et)=1\,mol/l$
- $c_A(Es)=2\,mol/l$
- $c_A(Ee)=c_A(W)=0$.

Ein Teil des Ethanols reagiert. Nenne ihn x. Ebenso reagiert ein Teil der Essigsäure. Er ist, entsprechend der Reaktionsgleichung, genauso groß, also auch x. Für jedes Mol Ethanol, das reagiert, entsteht ein Mol Essigsäureethylester und ein Mol Wasser.

Überlegen Sie sich, in welchem Zahlenbereich x liegen muss.

Wir können also mit Hilfe von x die Gleichgewichtskonzentrationen hinschreiben. Sie sind

- $c_G(Et)=1-x\ mol/l$
- $c_G(Es)=2-x\ mol/l$
- $c_G(Ee)=c_G(W)=x\ mol/l$.

Setzt man diese Werte in das MWG ein, erhält man die Gleichung : $\frac{x^2}{(1-x)(2-x)} = 4$. Es ist eine quadratische Gleichung. Überlegen Sie sich, warum die Lösung $x_1=3{,}155\ mol/l$ nicht in Frage kommen kann. Also ist $x_2=0{,}845\ mol/l$ die gesuchte Lösung. Für die Gleichgewichtskonzentrationen erhält man also

- $c_G(Et)=0{,}155\ mol/l$
- $c_G(Es)=1{,}155\ mol/l$
- $c_G(Ee)=c_G(W)=0{,}845\ mol/l$.

Aufgabe 8–9

Man gibt wieder 1 mol Ethanol und 2 mol Essigsäure zusammen, benutzt aber eine viel größere Menge an Lösungsmittel. Das Gesamtvolumen soll nun 10 Liter betragen.

- Versuchen Sie, ohne Rechnung einzuschätzen, ob die Gleichgewichtskonzentration des Essigsäureethylesters jetzt höher oder niedriger als im vorigen Beispiel ist.
- Versuchen Sie, ohne Rechnung einzuschätzen, ob die Menge des Essigsäureethylesters im Gleichgewicht jetzt höher oder niedriger als im vorigen Beispiel ist.
- Rechnen Sie es aus.

Beispiel 2

Essigsäureethylester ist eine häufig benutzte Chemikalie. Weltweit werden weit über eine Million Tonnen pro Jahr hergestellt. Da ist es wichtig, möglichst wirtschaftlich zu arbeiten. Essigsäure ist ungefähr doppelt so teuer wie Ethanol, und in Beispiel 1 ist noch über die Hälfte davon übrig. Um sie besser auszunutzen, gibt man zu dem Gleichgewicht, dass sich in Beispiel 1 gebildet hat, 5 mol Ethanol. Die Volumenveränderung aufgrund dieser Zugabe vernachlässigen wir.

Die neuen Ausgangskonzentrationen entsprechen den Gleichgewichtskonzentrationen in Beispiel 1, ausgenommen für Ethanol. Es ist also

- $c_A(Et)=5{,}155\ mol/l$
- $c_A(Es)=1{,}155\ mol/l$
- $c_A(Ee)=c_A(W)=0{,}845\ mol/l$.

Das System ist jetzt nicht mehr im Gleichgewicht. Das ist leicht zu verifizieren. Es ist

$$\frac{c(Ee)\cdot c(W)}{c(Et)\cdot c(Es)} = \frac{0{,}845\cdot 0{,}845}{5{,}155\cdot 1{,}155} = 0{,}12 \neq 4 \ .$$

Es stellt sich ein neues Gleichgewicht ein. Seine Zusammensetzung soll berechnet werden.

Wieder wird ein Teil des Ethanols und ein gleich großer Teil der Essigsäure reagieren. Nenne ihn y.

Für das neue Gleichgewicht gilt also $\frac{(0{,}845+y)^2}{(5{,}155-y)(1{,}155-y)} = 4$. Eine etwas längliche Rechnung ergibt die beiden Lösungen $y_1=8{,}016\ mol/l$ (sie entfällt) und $y_2=0{,}961\ mol/l$.

Die gesuchten Gleichgewichtskonzentrationen sind

- $c_G(Et)=4{,}194\ mol/l$
- $c_G(Es)=0{,}194\ mol/l$
- $c_G(Ee)=c_G(W)=1{,}806\ mol/l$.

Aufgabe 8–10

Informieren Sie sich über die Anwendungen von Essigsäureethylester.

Aufgabe 8–11

Betrachten Sie sich nochmal die Gleichung $\frac{c(Ee)\cdot c(W)}{c(Et)\cdot c(Es)} = 4$. Wie kann man c(Ee) möglichst groß machen ? Indem man c(W) möglichst klein macht ! Dieser Weg hat große praktische Bedeutung.

Im Gleichgewicht von Beispiel 2 wird nun 90 % des Wassers durch ein Trockenmittel aus dem Gleichgewicht entfernt.

- Berechnen Sie die Ausgangskonzentrationen der beteiligten Stoffe.
- Verifizieren Sie, dass sich das System nicht mehr im Gleichgewicht befindet.
- Es stellt sich ein neues Gleichgewicht ein. Berechnen Sie seine Zusammensetzung.

Die Reaktion ist jetzt optimiert. 98 % der teuren Essigsäure wurden ausgenutzt, und 98 % der maximalen möglichen Menge des Esters wurden hergestellt.

Aufgabe 8–12

- Informieren Sie sich, was man unter einem Trockenmittel versteht.
- Informieren Sie sich, welche Trockenmittel oft benutzt werden.

Der niederländische Graphiker
M. C. Escher nannte
sein Bild „Wasserfall“[42].

Kapitel 9 : Reaktionsgeschwindigkeit

9.1. Definition der Reaktionsgeschwindigkeit

Jeder kennt chemische Reaktionen, die schnell ablaufen und solche, die lange brauchen, bis sie beendet sind.

Aufgabe 9–1

- Nennen Sie 3 chemische Reaktionen, die in weniger als einer Sekunde ablaufen.
- Nennen Sie 3 chemische Reaktionen, die einige Minuten bis einige Stunden brauchen.
- Nennen Sie 3 chemische Reaktionen, die mehrere Monate oder gar Jahre benötigen, bis sie beendet sind.

Sie sollten nicht nur Reaktionen aus dem Labor oder dem Unterricht nennen, sondern auch solche, die in der Natur ablaufen oder in der Technik benutzt werden.

Geschwindigkeit

Aus der Physik kennt man die Geschwindigkeit v eines gleichförmig bewegten Körpers. Sie ist definiert als Quotient aus zurückgelegtem Weg (man könnte auch Wegänderung sagen) pro Zeiteinheit.

$$v = \frac{\Delta s}{\Delta t}$$

Reaktionsgeschwindigkeit

In Analogie dazu definiert man die Geschwindigkeit einer Reaktion als Quotient aus der Änderung der Konzentration c eines der beteiligten Stoffe pro Zeiteinheit[43].

$$RG = \frac{\Delta c}{\Delta t}$$

---

42 M.C. Escher's "Waterfall" (c) 2003 Cordon Art - The Netherlands. All rights reserved. Used by permission.

M. C. Escher : „Wasserfall”, Copyright 2003 by Cordon Art, Baarn, Niederlande. Alle Rechte vorbehalten. Benutzung mit freundlicher Genehmigung der Rechteinhaber.

Mehr über die Graphiken von M. C. Escher finden Sie unter www.mcescher.com.

43 Die oben beschriebene Geschwindigkeit eines Körpers ist die Durchschnittsgeschwindigkeit. Ist Δt sehr klein, so erhält man die Momentangeschwindigkeit (die zum Beispiel vom Tacho eines Fahrzeugs angezeigt wird).

Entsprechend ist auch die hier definierte Reaktionsgeschwindigkeit eine Durchschnittsgeschwindigkeit. Geht Δt gegen 0, so erhält man auch hier die momentane Reaktionsgeschwindigkeit. Im Skript und in den Versuchen wird nur die leichter messbare durchschnittliche Reaktionsgeschwindigkeit behandelt.

9.2. Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit

Die Geschwindigkeit einer Reaktion ist keine Konstante. Sie hängt von vielen Parametern ab.

9.2.1. Abhängigkeit von den beteiligten Stoffen

Versuch 9–1

Mehrere 50–ml–Bechergläser werden zu etwa einem Drittel mit Ethanol, Propanol–1, Propanol–2, Butanol und Octanol gefüllt. In die Bechergläser werden etwa gleichgroße Stücke frisch entrindetes Kalium gegeben.

In allen Bechergläsern entwickelt sich ein farb– und geruchloses Gas. Die Heftigkeit der Gasentwicklung nimmt in der Reihenfolge Ethanol, Propanol–1, Propanol–2, Butanol, Octanol ab[44].

Die Geschwindigkeit chemischer Reaktionen hängt von den beteiligten Stoffen ab.

In Versuch 9–1 haben verschiedene Stoffe mit Kalium reagiert. Es haben also verschiedene Reaktionen stattgefunden, und da ist es selbstverständlich, dass die Reaktionsgeschwindigkeit unterschiedlich war.

Im folgenden soll es darum gehen, wie die Geschwindigkeit immer derselben Reaktion von den Reaktionsbedingungen abhängt.

9.2.2. Abhängigkeit von der Oberfläche

Versuch 9–2

3 große Reagenzgläser werden zu etwa einem Viertel mit 10 %–iger Salzsäure gefüllt. In das erste Reagenzglas gibt man etwa 1 g Zinkgranalien[45], ins zweite 1 g Zinkspäne und ins dritte 1 g Zinkpulver.

In allen Reagenzgläsern entwickelt sich ein farb– und geruchloses Gas. Beim Zinkpulver ist die Reaktion am heftigsten, bei den Zinkgranalien am schwächsten.

Grund für die unterschiedliche Heftigkeit der Reaktion ist die unterschiedliche Größe der Oberfläche des Zinks, an dem die Salzsäure angreifen kann.

Die Geschwindigkeit chemischer Reaktionen hängt von der Oberfläche ab.

Je größer die Oberfläche, umso schneller läuft eine Reaktion ab.

Eine andere Reaktion, bei der die Oberfläche der beteiligten Stoffe Auswirkungen auf die Reaktionsgeschwindigkeit hat, wird in Versuch 6–13 vorgestellt.

---

44 Es lief die Reaktion $2\ ROH + 2\ K \rightarrow 2\ ROK + H_2$ ab. Dabei ist ROH die allgemeine Formel der beteiligten Alkohole. Die Verbindungen ROK nennt man Alkoholat.

45 Granalien sind etwa erbsengroße Stücke. Sie werden hergestellt, indem man flüssiges Zink auf eine kalte Platte tropfen lässt, wo es schnell erstarrt. Dementsprechend haben Granalien die Form festgewordener Tropfen.

Aufgabe 9–2

- Informieren Sie sich, was man unter Wirbelschichtfeuerung versteht.
- Informieren Sie sich, was man unter einer Kohlestaubexplosion versteht.
- Informieren Sie sich über die Wirkungsweise der Lungenbläschen.

Zeigen Sie bei diesen Vorgängen den Zusammenhang zwischen Oberfläche und Reaktionsgeschwindigkeit auf.

Versuch 9–3

Sicherheitshinweis : Im Umkreis von 4 Metern rund um das Reagenzglas dürfen sich (außer dem Experimentator) keine Personen aufhalten. Es dürfen sich dort keine Gegenstände befinden. Es dürfen im gesamten Raum keine brennbaren Stoffe oder Dämpfe vorhanden sein.

Ein 250–ml–Becherglas wird fast randvoll mit Leitungswasser gefüllt.

Ein Reagenzglas wird mit Wachs (z. B. von Teelichtern) etwa 2 – 3 cm hoch gefüllt und mit dem Bunsenbrenner kräftig erhitzt, bis es siedet und beginnt, eine schwach gelbe Farbe anzunehmen. Der Bunsenbrenner wird gelöscht und das Reagenzglas (als ob es gekühlt werden sollte) in das Becherglas getaucht.

Das Reagenzglas zerspringt, Wasser dringt ein, das flüssige Wachs spritzt heraus und entzündet sich in etwa 1 – 2 Meter Entfernung zu einem eindrucksvollen Feuerball[46].

9.2.3. Abhängigkeit von der Konzentration

Versuch 9–4

Stellen Sie in Gemeinschaftsarbeit (jede Lösung wird von einer Gruppe für die gesamte Klasse hergestellt) folgende Lösungen für die Versuche 9–4 und 9–5 her, falls sie nicht vom Lehrer bereitgestellt worden sind :

- Kaliumpermanganat–Lösung, c = 0,01 mol/l. Es werden pro Gruppe 100 ml gebraucht.
- Oxalsäure–Lösung, c = 1 mol/l (Oxalsäure hat die Formel $C_2H_2O_4$), 100 ml pro Gruppe.
- Schwefelsäure, c = 25 %, 200 ml pro Gruppe.

Geben Sie in einen Erlenmeyer–Kolben 10 ml Oxalsäure–Lösung, 20 ml Schwefelsäure und kein Wasser, und rühren Sie kurz um. Geben Sie nun gleichzeitig unter weiterem Rühren 10 ml Kaliumpermanganat–Lösung zu und setzen Sie die Stoppuhr in Gang. Sobald die Lösung entfärbt ist, stoppen Sie die Uhr, notieren die Zeit bis zur Entfärbung und hören auf, zu rühren.

Wiederholen Sie den Versuch, indem Sie statt „kein Wasser“ verschiedene Wassermengen zusetzen, und zwar 10 ml, 25 ml, 50 ml, 100 ml, 200 ml. Jeder Teilversuch sollte mindestens einmal durchgeführt werden, und jede Gruppe sollte 2 – 3 Teilversuche durchführen. Sprechen Sie sich gegenseitig ab und tauschen Sie die Ergebnisse aus.

Hinweis : Sauberes Arbeiten ist Voraussetzung für den Erfolg (= korrekte Meßwerte) dieses Versuchs. Benutzen Sie für jedes Reagenz einen eigenen Meßzylinder. Achten Sie darauf, dass Arbeitsgegenstände nicht mit Kaliumpermanganat kontaminiert sind, mit denen Sie die anderen Stoffe berühren wollen, und umgekehrt.

Beobachtung :

[46] Mehr über die Hintergründe dieser Reaktion im Internet unter http://www.chemieunterricht.de/dc2/tip/07_01.htm.

zugegebene Wassermenge in ml	Zeit bis zur Entfärbung in Sekunden	Anfangskonzentration an Kaliumpermanganat in mol/l	durchschnittliche Reaktions-geschwindigkeit
0			
10			
25			
50			
100			
200			

Aufgabe 9–3

Tragen Sie in einem Diagramm die durchschnittliche Reaktionsgeschwindigkeit gegen die Anfangskonzentration an Kaliumpermanganat auf.

Aufgabe 9–4

- Warum ist sauberes Arbeiten bei diesem Versuch (mehr als bei anderen Versuchen) so wichtig ?
- Nennen Sie mindestens 10 Fehlerquellen für diesen Versuch. Geben Sie für jede Fehlerquelle an, wie häufig sie auftritt, und wie schwerwiegend die Auswirkungen im Falle des Auftretens sind.

Versuchsergebnis

Es lief die folgende Reaktion ab :

$$2\,MnO_4^- + 16\,H_3O^+ + 5\,C_2O_4^{2-} \quad \leftrightarrows \quad 2\,Mn^{2+} + 24\,H_2O + 10\,CO_2$$

Die Reaktionsgeschwindigkeit dieser Reaktion hängt von der Konzentration des Kaliumpermanganats ab. Auch bei fast allen anderen Reaktionen hängt die Reaktionsgeschwindigkeit von den Konzentrationen der beteiligten Stoffe ab.

Man kann dieses Phänomen leicht mit dem Stoßmodell aus Kapitel 8.4.2. erklären. Bei höherer Konzentration eines Reaktionspartners sind mehr Teilchen (Atome, Moleküle oder Ionen) dieses Stoffes vorhanden, und es finden mehr Zusammenstöße statt.

Die Geschwindigkeit chemischer Reaktionen hängt von der Konzentration der beteiligten Stoffe ab.

Je größer die Konzentration, umso schneller läuft eine Reaktion ab.

9.2.4. Abhängigkeit von der Temperatur

Versuch 9–5

Die Klasse teilt sich in mehrere Gruppen von 3 – 4 Schülern.

Jede Gruppe wiederholt Versuch 9–4 (ohne Wasserzugabe) und misst dabei die Temperatur.

Nun wiederholt jede Gruppe Versuch 9–4 bei 2 (wenn genug Zeit ist, auch bei 3) verschiedenen Temperaturen. Sprechen Sie sich ab, dass jede Temperatur 2 oder 3 mal bearbeitet wird.

nahe dem Gefrierpunkt : Füllen Sie ein großes Becherglas etwa zu einem Viertel mit Eiswasser. Wenn später der Erlenmeyer–Kolben hineingestellt wird, sollte das Eiswasser bis ca. 5 cm unter den oberen Rand reichen. Um Eiswasser herzustellen, umwickeln Sie Eisbrocken mit einem Lappen und schlagen sie mit einem Hammer klein. Geben Sie die kleinen Eisbrocken und wenig, wenn möglich kaltes, Leitungswasser ins Becherglas. Stellen Sie einen 100–ml–Erlenmeyer–Kolben hinein. Falls er nicht stabil steht, spannen Sie ihn in ein Stativ. Geben Sie dann 10 ml Oxalsäure–Lösung und 20 ml Schwefelsäure zu und warten Sie ca. 2 – 3 Minuten, bis die Reagenzien abgekühlt sind. Rühren Sie mit dem Thermometer kurz um. Geben Sie unter weiterem Rühren die Kaliumpermanganat–Lösung zu und setzen Sie gleichzeitig die Stoppuhr in Gang. Der Versuch ist beendet, wenn die Lösung entfärbt ist. Während der Reaktion sollten Sie die Temperatur ablesen.

bei niedrigerer Temperatur : Statt mit Eiswasser wird hier mit kaltem Leitungswasser (aus dem Kühlschrank) gekühlt.

bei erhöhten Temperaturen : Arbeiten Sie mit einem 100–ml–Erlenmeyer–Kolben auf einem beheizbaren Magnetrührer. Verschiedene Gruppen sollten bei verschiedenen Temperaturen arbeiten.

Beobachtung :

Temperatur in °C	Zeit bis zur Entfärbung in Sekunden	Anfangskonzentration an Kaliumpermanganat in mol/l	durchschnittliche Reaktions-geschwindigkeit

Aufgabe 9–5

Tragen Sie in einem Diagramm die durchschnittliche Reaktionsgeschwindigkeit gegen die Temperatur auf.

Versuchsergebnis

Die Reaktionsgeschwindigkeit dieser Reaktion hängt von der Temperatur ab. Auch bei fast allen anderen Reaktionen hängt die Reaktionsgeschwindigkeit von der Temperatur ab.

Auch dieses Phänomen kann man mit dem Stoßmodell (Kapitel 8.4.2.) erklären.

Ein Grund ist, dass nicht jeder Zusammenstoß von Molekülen zu einer Reaktion führt, sondern nur Zusammenstöße, die eine bestimmte Mindestenergie haben. Bei höherer Temperatur ist der Anteil dieser Zusammenstöße höher[47].

Ein zweiter, aber viel weniger bedeutsamer Grund ist, dass die Teilchen bei höherer Temperatur eine größere Geschwindigkeit haben, somit in einer Zeiteinheit einen größeren Weg zurücklegen und daher häufiger zusammenstoßen.

Die RGT–Regel

Der niederländische Chemiker Jacobus van't Hoff stellte gegen Ende des 19. Jahrhunderts die RGT–Regel auf. Sie besagt, dass bei den meisten Reaktionen eine Erhöhung der Reaktionstemperatur um 10 °C annähernd eine Verdoppelung bis Vervierfachung der Reaktionsgeschwindigkeit bewirkt.

Die Geschwindigkeit chemischer Reaktionen hängt von der Temperatur ab.

RGT–Regel : Bei einer Erhöhung der Temperatur um 10 °C verdoppelt sich bei vielen Reaktionen annähernd die RG.

Aufgabe 9–5

Überlegen Sie sich, wo die Geschwindigkeit von Reaktionen durch Temperaturänderung beeinflusst wird. Stichworte sind Kühlschrank, Gefriertruhe, Kochen, Fieber.

Überlegen Sie sich, wo eine Temperaturänderung einen Vorgang erst möglich macht, jedoch nicht durch Änderung seiner Geschwindigkeit. Stichworte sind Schmelzen, Verdampfen, Winterschlaf von Tieren.

9.2.5. Abhängigkeit von anderen Größen

Die Geschwindigkeit einer Reaktion kann noch durch andere Faktoren beeinflusst werden. Hier ist eine, notwendig unvollständige, Zusammenstellung.

Druck

Erhöht man den Druck in einem System gasförmiger Stoffe, steigt die Reaktionsgeschwindigkeit. Mit dem Stoßmodell lässt sich das einfach erklären. Bei Druckerhöhung sind im gleichen Volumen mehr Teilchen. Es liegt eine Änderung der Konzentration vor. Den Rest der Argumentation können Sie im Kapitel 9.2.3. nachlesen.

Beispiele finden Sie in den großtechnischen Reaktionen, die in Kapitel 9.7. beschrieben werden.

Licht

Licht, insbesondere kurzwelliges (also UV–Strahlung) hat Einfluss auf die Geschwindigkeit vieler chemischer Reaktionen.

---

[47] Der Anteil der Moleküle in einem Gas oder einer Lösung, die eine bestimmte Energie besitzen, wird durch die Maxwell–Boltzmann–Verteilung beschrieben. Mehr zu diesem Thema finden Sie zum Beispiel unter http://de.wikipedia.org/wiki/Maxwell-Boltzmann-Verteilung.

Versuch 9–6

Ein Reagenzglas wird zu etwa einem Drittel mit Heptan gefüllt. Dazu gibt man 0,5 ml Brom. Nun belichtet man mit einer UV–Lampe. Nach einigen Minuten beginnt sich die Lösung zu entfärben. Es bildet sich weißer Nebel. Hält man ein angefeuchtetes pH–Papier in den Nebel, färbt es sich rot.

Folgende Reaktion lief ab[48] :

$$C_7H_{14} + Br_2 \leftrightarrows C_7H_{13}Br + HBr$$

Aufgabe 9–6

- Informieren Sie sich über den Ablauf der Photosynthese.
- Informieren Sie sich über die Alterung von Kunststoffen.
- Informieren Sie sich über die Reaktionen bei der Belichtung von Photopapier[49].

Zeigen Sie bei diesen Vorgängen den Zusammenhang zwischen Lichteinwirkung und Reaktionsgeschwindigkeit auf.

Eine Erklärung mit dem Stoßmodell ist weder für Versuch 9–5 noch für die Vorgänge aus Aufgabe 9–6 möglich.

9.3. Energie

Im Kapitel 9.3. wird Stoff behandelt, der Ihnen aus der Sekundarstufe I bekannt sein sollte. Er steht im Skript, damit sie ihn, falls er Ihnen nicht mehr vertraut sein sollte, im Selbststudium wiederholen können.

9.3.1. Energie fließt

Versuch 9–7

Durchführung und Beobachtung :

Ein Reagenzglas wird zu etwa einem Drittel mit Natriumacetat–Trihydrat gefüllt und einige Tropfen Wasser zugegeben. Über dem Bunsenbrenner wird so lange vorsichtig erhitzt, bis der Inhalt des Glases flüssig geworden ist. Es ist sorgfältig darauf zu achten, dass keine Kristalle übrig bleiben.

Nun lässt man das Reagenzglas auf Zimmertemperatur abkühlen. Nachdem es nur noch handwarm (oder kälter) ist, gibt man einen kleinen Kristall Natriumacetat–Trihydrat[50] zu. Innerhalb von 1 – 2 Sekunden kristallisiert der gesamte Inhalt des Reagenzglases. Fasst man es an, bemerkt man, dass es sich deutlich erwärmt hat.

Man kann den Inhalt des Reagenzglases wieder schmelzen und versuchen, ihn auf andere Weise zur Kristallisation zu bringen : Durch kräftiges Schütteln (Reagenzglas mit dem Daumen verschließen), durch Zugabe von Natriumchlorid– oder Haushaltszucker–Kristallen gelingt die Kristallisation, nicht aber bei Zusatz von Schulkreide.

Ergebnis :

Natriumacetat–Trihydrat ist sehr leicht löslich. Es hat beim Erhitzen das chemisch gebundene Wasser abgegeben und sich dann in diesem (sogenannten Kristallwasser) und in dem zugegebenen Wasser gelöst. Beim Abkühlen ist es zuerst nicht kristallisiert, sondern hat eine unterkühlte Schmelze gebildet. Erst nach Zugabe eines Impfkristalls oder durch kräftige Erschütterungen beginnt die Kristallisation.

Bei der Kristallisation wird Wärme frei.

---

48 Das entstehende Monobromheptan ($C_7H_{13}Br$) ist tränenreizend. Dies ist, neben der starken Giftigkeit von Brom, ein Grund, den Versuch im Abzug durchzuführen. Die entstehende Bromwasserstoffsäure (HBr) hat das pH–Papier rot gefärbt.

49 Gemeint ist wirklich der Schwarz–Weiß–Film oder der Farbfilm der klassischen Fotografie. In der Digitalkamera oder im Laserdrucker laufen keine chemischen Reaktionen unter Lichteinwirkung ab.

50 Der Zusatz „Trihydrat“ bedeutet, dass in der Kristallstruktur pro Molekül Natriumacetat noch 3 Moleküle Wasser in chemisch gebundener Form (also nicht flüssig) vorhanden sind. Dieses chemisch gebundene Wasser heißt Kristallwasser.

Hinweis :

Die in Geschäften für Angelbedarf und Outdoor–Ausrüstungen zu kaufenden Taschenwärmer funktionieren nach diesem Prinzip und enthalten ebenfalls Natriumacetat–Trihydrat. Durch das knackende Metallplättchen wird eine Erschütterung ausgelöst, die die Kristallisation einleitet.

Erkenntnis

Es gibt Vorgänge, bei denen Wärme frei wird. Mit solchen Vorgängen werden wir uns genauer beschäftigen.

9.3.2. Wärmetönung von Reaktionen

Versuch 9–8

In ein Becherglas gibt man 15 ml einer 15 %–igen Natriumhydroxidlösung. Man misst die Temperatur. Dazu gibt man 15 ml einer 25 %–igen Salzsäurelösung. Man rührt mit dem Thermometer um und misst wieder die Temperatur.

Die Temperatur steigt um etwa 20 °C.

Versuch 9–9

Ein Reagenzglas wird zu etwa einem Drittel mit 10 %–iger Schwefelsäure gefüllt. Die Temperatur wird gemessen. Man gibt Zinkspäne zu.

Nach kurzer Zeit beginnt eine Gasentwicklung, und die Temperatur steigt.

Versuch 9–10

In einer Porzellanschale gibt man etwa 2 g Bariumhydroxid und 2 g Ammoniumrhodanid (ein anderer Name ist Ammoniumthiocyanat) zusammen. Mit einem Stabthermometer rührt man um.

Die Mischung wird flüssig, und die Temperatur sinkt bis unter den Gefrierpunkt.

Ergebnis

Man erkennt, dass bei den Versuchen 9–7 und 9–8 Wärme frei wurde, während bei Versuch 9–9 Wärme benötigt wurde. Man nennt solche Vorgänge exotherm bzw. endotherm.

exotherme Reaktion :

Reaktion, bei der Energie frei wird.

endotherme Reaktion :

Reaktion, bei der Energie benötigt wird.

Gleichungen

Bei den Versuchen liefen die folgenden Reaktionen ab :

Versuch 9–8 : $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$

Versuch 9–9 : $Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$

Versuch 9–10 : $Ba(OH)_2 + 2\ NH_4SCN \rightarrow Ba(SCN)_2 + 2\ NH_3 + 2\ H_2O$

Die Energiequelle

In Versuch 9–10 haben sich die beteiligten Stoffe die zur Reaktion notwendige Energie aus der Umgebungsluft selbst beschafft. Das ist nicht der Normalfall. Meist muss man bei endothermen Reaktionen die Energie (z. B. durch Erwärmung) zuführen.

Aufgabe 9–7

Nennen Sie 5 exotherme Vorgänge und 5 endotherme Vorgänge.

9.3.3. chemische Energie

Woher kommt die Energie ?

Bei chemischen Reaktionen wird Energie frei oder benötigt. Der erste Hauptsatz der Thermodynamik besagt, dass in einem abgeschlossenen System (und die Versuchsapparaturen sind in grober Näherung solche abgeschlossenen Systeme) die Gesamtenergie gleich bleibt und dass sich nur eine Energieform in eine andere umwandelt.

Sehen wir uns also mal eine Reaktion an, bei der Energie frei wird. In welcher Form war denn die frei werdende Energie vor der Reaktion vorhanden ?

gespeicherte Energie

Die frei werdende Energie war vor der Reaktion in den reagierenden Atomen und Molekülen gespeichert. Die bei endothermen Reaktionen benötigte Energie wird in den entstehenden Atomen und Molekülen gespeichert. Man nennt diese in Atomen oder Molekülen gespeicherte Energie chemische Energie.

Wie wird chemische Energie gespeichert ?

Die Aussagen des letzten Absatzes sind sehr allgemein. Wie kann man sich denn dieses Speichern von Energie vorstellen ?

Feststoffe liegen fast immer in einem Kristall vor. Dabei haben die einzelnen Moleküle eine bestimmte Lage zueinander. Man braucht Energie, um die Moleküle in diese, manchmal ungünstige Lage zu zwingen. Auch in Flüssigkeiten bevorzugen die Atome oder Moleküle eine bestimmte Lage zu ihren Nachbarn, die meist nur unter Energieaufwand hergestellt werden kann.

Schließlich haben auch die einzelnen Moleküle selbst eine innere Struktur. Im Wassermolekül sind die 2 Wasserstoff– und das Sauerstoffatom nicht irgendwie angeordnet, sondern in einer bestimmten Form. Um diese innere Struktur zu erreichen, ist immer Energie nötig.

Ausgangsstoffe und Produkte

Ist nun bei einer Reaktion die beim „Abbau“ der Ausgangsstoffe entstehende Energie größer als die beim „Aufbau“ der Produkte benötigte Energie, so ist die Reaktion exotherm, sonst endotherm. Natürlich werden die Ausgangsstoffe nicht wirklich abgebaut, daher die Anführungsstriche. Mehr zu diesem Thema können Sie in den nächsten Unterkapiteln lesen.

Energiearten

Die bei chemischen Reaktionen freiwerdende oder benötigte Energie ist meist **Wärmeenergie**, aber auch **mechanische Energie** (in verschiedenen Formen wie Lageenergie, kinetische Energie, akustische Energie), **Strahlung** (z.B. Licht) oder **elektrische Energie**.

Aufgabe 9–8

Nennen Sie zu jeder der oben genannten Energiearten einen chemischen Vorgang, bei dem diese Energieart frei oder benötigt wird.

Aufgabe 9–9

Gibt es auch chemische Reaktionen oder physikalische Vorgänge, bei denen weder Energie frei noch benötigt wird ?

Versuch 9–11

Durchführung und Beobachtung :

Zuerst werden 2 Lösungen hergestellt. Alle Konzentrationen müssen nur grob eingehalten werden.

Lösung 1 : In einem 500–ml–Erlenmeyer–Kolben werden in 10 ml 5 %–iger Natronlauge 100 mg Luminol (= 3–Amino–phthalsäurehydrazid) gelöst. Die Lösung wird mit Wasser auf 500 ml aufgefüllt.

Lösung 2 : In einem 500–ml–Erlenmeyer–Kolben werden 0,3 g Kaliumhexacyanoferrat(III) (= rotes Blutlaugensalz) in 500 ml Wasser gelöst. Dazu gibt man 20 ml 3 %–ige Wasserstoffperoxidlösung.

Die beiden Lösungen werden im Dunkeln gleichzeitig unter Rühren in ein 1000–ml–Becherglas gegeben. Es erscheint für 5 – 10 Sekunden eine blaue Lumineszenz. Sie kann durch Zugabe von weiterem festen Kaliumhexacyanoferrat(III) unter Rühren mehrmals aufgefrischt werden.

Ergebnis und Hinweis :

Energie wurde in Form von Licht frei. Man nennt den eben beobachteten Leuchteffekt Chemolumineszenz. Das Leuchten von Glühwürmchen beruht auf dieser Reaktion. Eine weitere Anwendung der Luminol–Reaktion ist der Nachweis von Spuren von Eisen und anderen Schwermetallen.

9.3.4. Energiediagramme

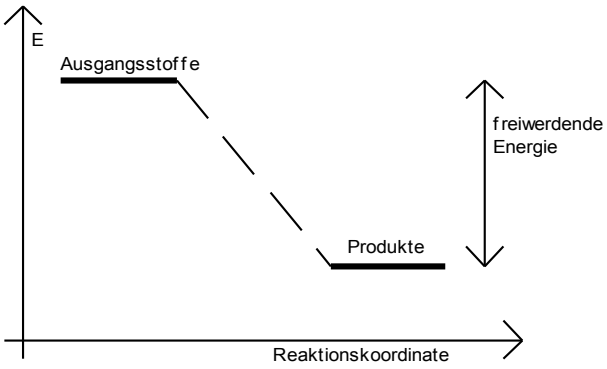
Was solls ?

In einem Energiediagramm kann man Energieverbrauch und –abgabe bei chemischen Reaktionen graphisch darstellen.

Wie gehts ?

Man benutzt ein Koordinatensystem.

- **y–Achse :** Auf der senkrechten Achse trägt man die chemische Energie der beteiligten Stoffe auf. Stoffe mit hoher chemischer Energie bekommen eine höherliegende Markierung als solche, die nur wenig chemische Energie gespeichert haben.
- **x–Achse :** Die waagrechte Achse zeigt den zeitlichen Fortgang der Reaktion an. Sie heißt Reaktionskoordinate. Links werden die Ausgangsstoffe aufgetragen, rechts die Produkte, dazwischen Zwischenprodukte, falls vorhanden.
- **Maßstab :** Wir haben weder die (frei werdende oder benötigte) Energie exakt gemessen noch die Zeitdauer der Reaktionen genau bestimmt. Daher bekommen die Achsen keinen Maßstab. Unsere Energiediagramme sollen nur qualitative Angaben machen.

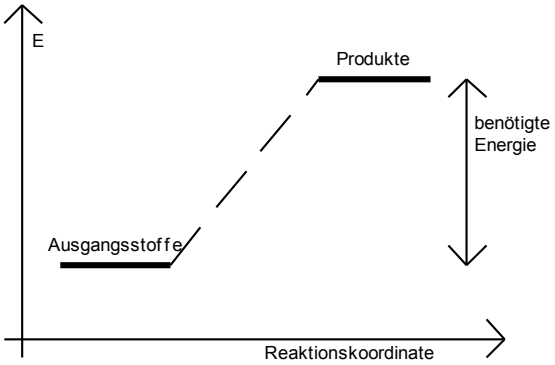


exotherme Reaktion

Aus dem Diagramm links können wir erkennen, dass bei exothermen Reaktionen die Ausgangsstoffe eine hohe chemische (gespeicherte) Energie haben, die Produkte nur noch eine geringe. Man sagt, die Ausgangsstoffe sind energiereicher als die Produkte. Die frei gewordene Energie ist der Unterschied zwischen beiden. Hohe frei werdende Energie wird durch großen Höhenunterschied zwischen Ausgangsstoffen und Produkten angezeigt.

endotherme Reaktion

Aus dem Diagramm rechts können wir erkennen, dass bei endothermen Reaktionen die Produkte energiereicher sind als die Ausgangsstoffe. Der Energieunterschied zwischen beiden ist die zur Reaktion benötigte Energie.



9.4. Aktivierungsenergie

Versuch 9–12

Ein ca. 15 cm langes Magnesiumband wird mit einem Ende in die Bunsenbrennerflamme gehalten. Sobald es sich entzündet, nimmt man es aus der Flamme. Es brennt weiter.

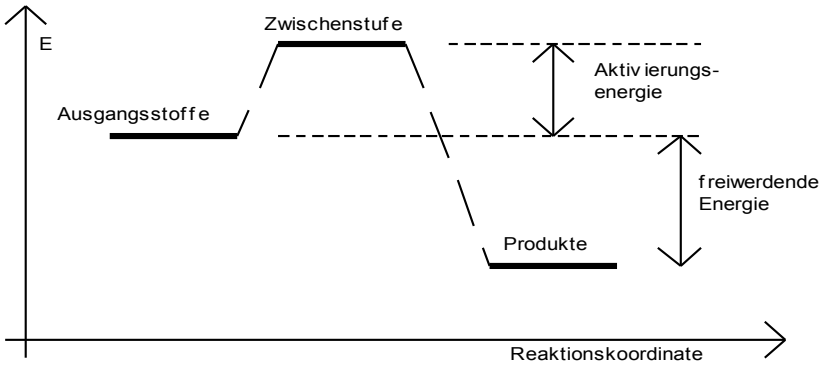
Es hat eine exotherme Reaktion stattgefunden, denn es ist Energie (in Form von Wärme und Licht) frei geworden. Im Gegensatz zu den Versuchen 9–8 und 9–9 ist diese Reaktion aber nicht von selbst abgelaufen. Man musste erst Energie zuführen, um die Reaktion zu starten, dann lief sie von selbst weiter. Diese Energie heißt Aktivierungsenergie.

Aktivierungsenergie :

Energie, die benötigt wird, um eine chemische Reaktion in Gang zu setzen.

Aktivierungsenergie – das Energiediagramm

Führt man den Stoffen Energie zu, so bildet sich eine energiereiche Zwischenstufe. Dies ist meist kein Stoff, den man isolieren und in ein Gefäß füllen kann. Oft ist es so, dass in der Zwischenstufe die Moleküle eine bestimmte Lage einnehmen, zu deren Erreichen Energie nötig ist, oder dass Bindungen gelöst werden, die später anders wieder geknüpft werden.



Die (z.B. technisch) nutzbare Energie ist nur die durch den Unterschied zwischen Ausgangsstoffen und Produkten dargestellte "freiwerdende Energie".

Im nebenstehenden Energiediagramm können Sie diese Zusammenhänge noch einmal sehen.

Aktivierungsenergie gibt es überall

Auch die folgende Abbildung zeigt 2 Zustände mit unterschiedlichem Energiegehalt. Zum Übergang ist Aktivierungsenergie nötig. Diese wird bei einem kräftigen Sturm leicht in Form von kinetischer Energie aufgebracht. Die energiereiche Zwischenstufe ist sehr instabil – probieren Sie es aus.

Gibt es überall Aktivierungsenergie ?

Es scheint, als würde es exotherme Reaktionen geben, zu deren Ablauf Aktivierungsenergie nötig ist (z.B. im Versuch 9–12) und solche, bei denen keine Aktivierungsenergie nötig ist (z.B. in den Versuchen 9–8 und 9–9). Das ist aber **falsch**. Auch bei den Versuchen 9–8 und 9–9 ist Aktivierungsenergie nötig. Diese ist jedoch sehr gering und wird bei einer Temperatur von ca. 20°C bereits durch die Umgebungswärme geliefert. In sehr kalter Umgebung würden auch diese Reaktionen nicht freiwillig ablaufen. In sehr heißer Umgebung würden dagegen auch Reaktionen wie im Versuch 9–12 spontan ablaufen, da die Umgebungswärme genug Energie liefern würde, um die Reaktion zu aktivieren.

Nicht nur die bisher besprochenen Reaktionen brauchen Aktivierungsenergie, sondern :

Jede chemische Reaktion benötigt Aktivierungsenergie.

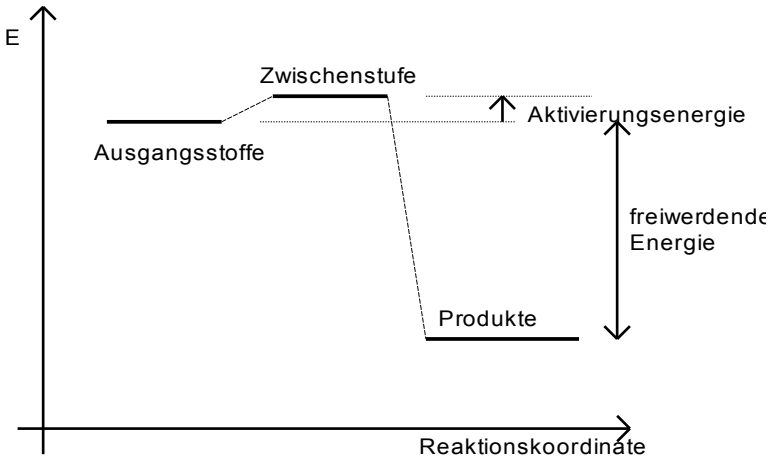
Aufgabe 9–10

Was ist falsch an folgender Argumentation ?

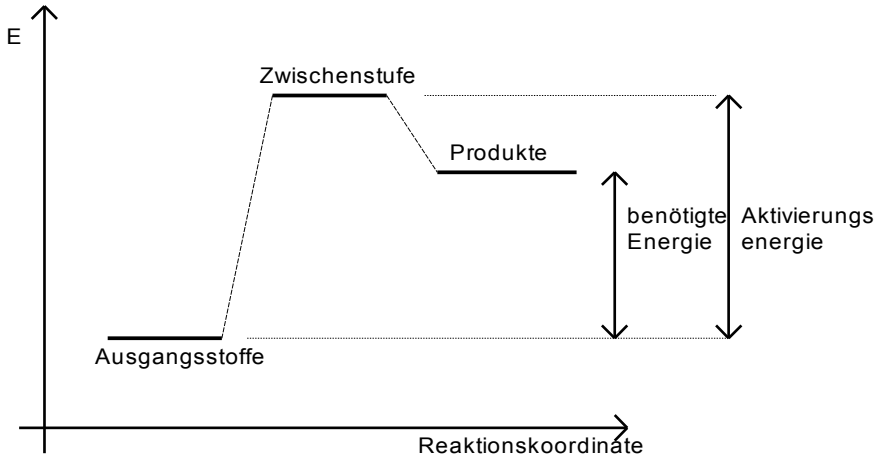
Aktivierungsenergie muß man ja nur am Anfang einer Reaktion zuführen. Das Diagramm auf dieser Seite oben beschreibt also nur die ersten Sekunden einer Reaktion. Danach ist keine Aktivierungsenergie mehr nötig. Es wird nur noch Energie frei, und zwar mehr als am Anfang, und die Reaktion wird durch das obere Energiediagramm in Kapitel 9.3.4. beschrieben.

viel und wenig Aktivierungsenergie

Wir haben bemerkt, dass für jede Reaktion Aktivierungsenergie nötig ist. Die Abbildungen in Kapitel 9.3.4. stellen also Vereinfachungen dar. Für eine exotherme Reaktion, die bei Zimmertemperatur spontan abläuft, ergibt sich demnach das untenstehende Diagramm. Endotherme Reaktionen werden besser durch das darauf folgende Diagramm beschrieben.



exotherme Reaktion mit niedriger Aktivierungsenergie



endotherme Reaktion mit niedriger Aktivierungsenergie

Aufgabe 9–11

Sehen Sie sich noch einmal Versuch 6–13 an. Wurde bei diesem Versuch die Aktivierungsenergie erniedrigt ? Oder warum hat sich das Eisen sonst von selbst entzündet ?

9.5. Katalyse

9.5.1. Das Phänomen

Versuch 9–13[51]

Man gibt in einen Erlenmeyer–Kolben 10 ml einer 35 %–igen Wasserstoffperoxid–Lösung, dazu 20 ml Wasser und stellt die Masse der Versuchsanordnung fest. Nun gibt man 50 mg Mangandioxid (MnO_2) zu. Nach wenigen Sekunden beginnt eine immer heftiger werdende Gasentwicklung. Das entstehende Gas ist farb– und geruchlos. Eine Spanprobe ist positiv. Die Reaktionslösung erwärmt sich stark. Nach Beendigung der Reaktion wird wieder die Masse festgestellt.

Masse zu Beginn :

Masse nach Beendigung der Reaktion :

Aufgabe 9–12

Berechnen Sie, wieviel Mol Wasserstoffperoxid und wieviel Mol Mangandioxid in Versuch 9–12 vorhanden waren.

[51] Eine Variante dieses Versuchs wird in http://www.chemie-verstehen.de/v_schaumturm.htm beschrieben.

Was hat hier reagiert ?

Natürlich Wasserstoffperoxid und Mangandioxid – was für eine Frage. Wenn man genauer darüber nachdenkt, erkennt man, dass das falsch ist. 2 Gründe sprechen dagegen :

- Die Menge (gemeint ist die Stoffmenge in Mol) an Mangandioxid ist im Vergleich zur Menge an Wasserstoffperoxid sehr gering.
- Nach Abschluss der Reaktion ist immer noch Mangandioxid vorhanden.

Mangandioxid hat also nicht in der bisher bekannten Art an der Reaktion teilgenommen. Es muss eine ganz andere, neue, unbekannte Rolle spielen. Es folgt, dass nur das Wasserstoffperoxid zerfallen ist :

$$2\ H_2O_2 \rightarrow 2\ H_2O + O_2$$

Welche Rolle spielt das Mangandioxid ?

Im Gefrierschrank (bei –18 °C) kann man Wasserstoffperoxid jahrelang aufbewahren, ohne dass es zerfällt. Auch bei Raumtemperatur zerfällt es nicht, jedenfalls nicht sofort, sondern ganz langsam innerhalb mehrerer Monate. Erst wenn man Mangandioxid zugibt, zerfällt das Wasserstoffperoxid innerhalb weniger Minuten.

Mangandioxid beschleunigt also die Reaktion. Es wird aber bei dieser Reaktion nicht verbraucht. Einen solchen Stoff nennt man einen Katalysator.

Katalysator :

Ein Katalysator ist ein Stoff, der eine Reaktion beschleunigt, dabei aber nicht verbraucht wird.

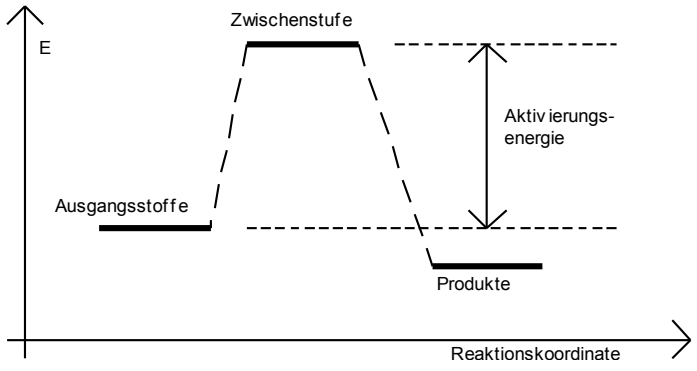
Ein Missverständnis

Oft hört man, der Katalysator nimmt an der Reaktion nicht teil. Das ist falsch. Da die Reaktion ohne den Katalysator nicht abläuft, hat er ja wohl teilgenommen. Wie diese Teilnahme konkret aussieht, ist von Fall zu Fall verschieden, oft sehr kompliziert und auch nicht immer in allen Einzelheiten erforscht.

9.5.2. Energiediagramme

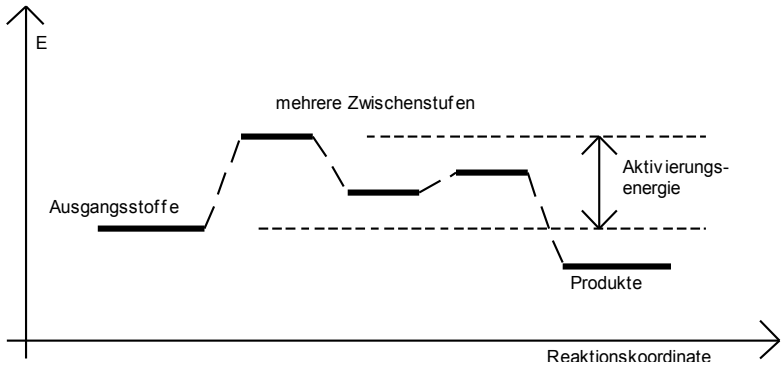
Die Situation ohne Katalysator

Die Reaktion $2\ H_2O_2 \rightarrow 2\ H_2O + O_2$ ist zwar exotherm (es ist ja Wärme frei geworden), hat aber eine sehr hohe Aktivierungsenergie. Die Situation ist im ersten Energiediagramm gezeigt.



Und jetzt mit

Die Reaktion geht einen anderen Weg, nicht mehr über die sehr energiereiche Zwischenstufe, sondern über mehrere nicht allzu energiereiche Zwischenstufen. Die niedrige Aktivierungsenergie, die dazu notwendig ist, wird bei Zimmertemperatur durch die Umgebungswärme aufgebracht. Sie können dies im zweiten Energiediagramm erkennen.



Der Katalysator verringert also die Aktivierungsenergie.

9.5.3. Anwendungen

Viele großtechnische Anwendungen laufen effektiv nur unter Benutzung von Katalysatoren ab. Dazu gehört zum Beispiel die Herstellung von Schwefelsäure und von Ammoniak, ebenso die Herstellung der meisten Kunststoffe. Viele Stoffwechselvorgänge in Lebewesen laufen nur mit Hilfe von Katalysatoren (die hier oft Enzyme genannt werden) ab.

Eine weitere wichtige Anwendung ist der Abgaskatalysator in Kraftfahrzeugen. Deren Abgase enthalten unter anderem Kohlenmonoxid (CO), Stickoxide (NO, NO_2, usw., die oft als NO_x abgekürzt werden), Kohlenwasserstoffe (C–H–Verbindungen) und Schwefeldioxid (SO_2), die alle umweltschädlich sind.

Durch folgende Reaktionen können sie in unschädliche Stoffe umgewandelt werden :

$$2\,CO + 2\,NO \rightarrow N_2 + 2\,CO_2$$

$$\text{C–H–Verbindungen} + O_2 \rightarrow H_2O + CO_2$$

Diese Reaktionen laufen nur mit Hilfe eines Katalysators mit ausreichender Geschwindigkeit ab. Man verwendet als Katalysator Platin–, Rhodium– und Palladium–Verbindungen (etwa 1 bis 2 g pro Kfz), die in einem mit vielen Poren versehenen keramischen Träger fein verteilt sind.

9.6. Autokatalyse

Dieses Kapitel ist noch nicht belegt.

Hinweis : Autokatalyse hat nichts mit dem Abgaskatalysator in Kraftfahrzeugen zu tun.

9.7. großtechnisch–chemische Verfahren

Viele Stoffe werden in großen Mengen (mehrere Millionen Tonnen pro Jahr) mit Hilfe von technischen Verfahren, bei denen chemische Reaktionen ablaufen, hergestellt. Solche Verfahren nennt man großtechnisch–chemische Verfahren.

Ein solches Verfahren wird im folgenden ausführlich vorgestellt.

9.7.1. Voraussetzungen

Die Entwicklung großtechnischer Verfahren ist aufwendig. Sie wird nur erfolgreich sein, wenn einige Voraussetzungen erfüllt sind.

- Das Verfahren muss für viele Menschen von Nutzen sein.
- Die wissenschaftlichen und technischen Kenntnisse müssen vorhanden sein, um ein Verfahren erfolgreich zu entwickeln.
- Die wirtschaftlichen Voraussetzungen müssen vorhanden sein, um eine langdauernde, teure und aufwendige Entwicklung durchzuführen.
- Die Gesellschaft, insbesondere deren Entscheidungsträger, muss davon überzeugt sein, dass das Verfahren für viele Menschen von Nutzen ist. Das ist etwas anderes als der erste Punkt. Und sie muss bereit sein, ein solches Großprojekt zu beginnen, Arbeit hineinzustecken, deren Erfolg erst langfristig sichtbar wird, und genug Ausdauer haben, um es trotz eventueller Fehlschläge zum Abschluss zu bringen.

Wir werden am Beispiel des Haber–Bosch–Verfahrens aufzeigen, welches diese Voraussetzungen im einzelnen sind, und wann und warum sie erfüllt waren.

Am Verfahren selbst werden wir

- den technischen Ablauf und
- die Anwendung chemischer Prinzipien (z. B. Gleichgewicht, Reaktionsgeschwindigkeit, Katalyse) studieren.

9.7.2. Das Haber–Bosch–Verfahren

Der Nutzen

Mit Hilfe des Haber–Bosch–Verfahrens kann man Ammoniak herstellen. Aus Ammoniak kann man leicht Stickstoffdünger herstellen. Stickstoffdünger ist entscheidend für die Verbesserung des landwirtschaftlichen Ertrags. Hunger, wie man ihn heute nur noch aus Entwicklungsländern kennt, war bis ins 19. Jahrhundert in weiten Teilen Europas gegenwärtig und konnte durch die Stickstoffdüngung bekämpft werden.

Aufgabe 9–13

Um den Nutzen des Verfahrens zu erkennen, war es notwendig, die Rolle des Stickstoffdüngers zu verstehen. Der deutsche Chemiker Justus von Liebig (1803 – 1873) hat um 1830 den Zusammenhang zwischen Düngung und Ertrag von Feldern erforscht. Informieren Sie sich über die Notwendigkeit der Düngung, das Minimumgesetz von Liebig und die verschiedenen Arten von Dünger (Kali–, Stickstoff–, Phosphordünger).

Die wissenschaftlichen Voraussetzungen

- Bei der Ammoniaksynthese nach dem Haber–Bosch–Verfahren liegt ein chemisches Gleichgewicht vor, dass in geeigneter Weise beeinflusst (verschoben) werden muss. Nötig war also ein Verständnis des chemischen Gleichgewichts, außerdem Kenntnisse, wie es gezielt zu verschieben ist.

  Das Massenwirkungsgesetz, das chemische Gleichgewichte quantitativ beschreibt, wurde von den norwegischen Chemikern Cato Maximilian Guldberg und Peter Waage 1864 aufgestellt, das Prinzip von Le Chatelier folgte 1884.

- Das Verfahren benötigt einen Katalysator. Der schwedische Chemiker Jöns Jakob Berzelius erkannte um 1835 als erster den Einfluss von Katalysatoren auf den Ablauf von Reaktionen. Der deutsche Chemiker Wilhelm Ostwald erforschte um 1890 den Einfluss von Katalysatoren auf chemische Gleichgewichte und die Reaktionsgeschwindigkeit mit deutscher Gründlichkeit.

- Das Verfahren läuft bei einem Druck von ca. 200 bar und einer Temperatur von ca. 500° C ab. Hohe Drucke waren zwar bekannt, wurden aber kaum genutzt, und schon gar nicht in großtechnischem Maßstab.

Somit waren um 1900 Voraussetzungen vorhanden, ohne die die weitere Arbeit nicht zum Erfolg gelangen konnte.

Die wirtschaftlichen und technischen Voraussetzungen

- In erster Linie ist hier Geld zu nennen. Nach dem Krieg von 1870/71 musste Frankreich an Deutschland etwa 4 Milliarden Mark an Reparationen zahlen, die zu einem wirtschaftlichen Aufschwung führten und die Gründung von Industrieunternehmen ermöglichten.

- Die Ausgangsstoffe des Haber–Bosch–Verfahrens sind Stickstoff und Wasserstoff. Stickstoff ist zwar zu 79 % in der Luft enthalten, muss aber vom Sauerstoff abgetrennt werden. Um 1895 hatte der deutsche Ingenieur Carl von Linde sein Verfahren zur Luftverflüssigung soweit entwickelt, dass er damit große Mengen Luft in Sauerstoff und Stickstoff zerlegen konnte.

- Wasserstoff kann durch Reaktion von Wasser mit Koks bei hoher Temperatur gewonnen werden. Koks war im Zeitalter der frühen Industrialisierung ein gängiger und bereits gut erforschter Rohstoff.

Die gesellschaftlichen Voraussetzungen

Europa war am Ende des 19. Jahrhunderts die fortschrittlichste Region der Welt. Es war vom Nationalismus und von Nationalstaaten geprägt. Die Nationalstaaten standen in geistigem, technischem, wirtschaftlichem und auch militärischem Wettstreit. Deutschland hatte, im Gegensatz zu den anderen Großmächten, gerade erst die nationale Einheit erlangt. Es war wirtschaftlich etwas rückständig und versuchte, den Vorsprung der anderen aufzuholen.

In dieser Situation wurden Industrieentwicklung und Industrieforschung genauso wie die Grundlagenforschung an den Universitäten vom Staat nach Kräften gefördert. Der entstehende enge Kontakt zwischen Theorie und Praxis ermöglichte bis dahin unbekannte Synergieeffekte. Dazu kam ein in der ganzen Gesellschaft verwurzelter, heute kaum mehr nachvollziehbarer Wunsch, den anderen Völkern zu zeigen, wer die besten Leistungen vollbringt.

Fortschritt, insbesondere technischer Fortschritt, wurde nicht als Risiko und Gefahr, sondern als Weg zur Verbesserung der Lebensverhältnisse gesehen.

Es ist nicht erstaunlich, dass in diesem geistigen Klima Erfindungen gemacht wurden, die noch heute unser Leben grundlegend prägen.

Die Reaktionsbedingungen und die Entwicklung

$$N_2 + 3\,H_2 \leftrightarrows 2\,NH_3 + 92{,}6\ kJ$$

Diese Reaktionsgleichung ist schnell hingeschrieben. Gibt man Wasserstoff und Stickstoff in einem Behälter zusammen, findet dummerweise keine Reaktion statt. Man muss also die Bedingungen erforschen, unter denen dies passieren kann.

Bei Raumtemperatur und bei höheren Temperaturen sind beide Stoffe Gase. Das Produkt nimmt nach dem Gesetz von Avogadro geringeres Volumen als die Edukte ein. Entsprechend dem Prinzip von Le Chatelier (vgl. Kapitel 8.4.) verschiebt Druckerhöhung das Gleichgewicht zur rechten Seite. Man sollte also bei möglichst hohem Druck arbeiten.

Die Reaktion ist exotherm. Temperaturerhöhung verschiebt das Gleichgewicht in Richtung der Edukte – aber die hat man ja schon. Eine Verschiebung in Richtung des Produkts erfordert also eine möglichst niedrige Temperatur, aber bei niedriger Temperatur ist die Reaktionsgeschwindigkeit sehr niedrig, denn die Aktivierungsenergie (vgl. dazu Kapitel 9.4.) ist sehr hoch.

Der im vorigen Absatz aufgezeigte Widerspruch (bei niedriger Temperatur ist die Reaktionsgeschwindigkeit zu gering, bei hoher Temperatur ist die Gleichgewichtskonzentration von Ammoniak zu gering) ist nur durch Einsatz eines Katalysators zu lösen.

Es bleibt „nur“ noch die Aufgabe,

- einen Temperaturbereich zu finden, in dem die Reaktionsgeschwindigkeit groß genug ist und das Gleichgewicht weit genug auf der rechten Seite liegt
- einen Druckbereich zu finden, in dem das Gleichgewicht weit genug auf der rechten Seite liegt und der technisch noch beherrschbar ist
- einen geeigneten Katalysator zu finden,
- diese 3 Punkte so aufeinander abzustimmen, dass das Verfahren möglichst wirtschaftlich arbeitet
- und es dann vom Labormaßstab in den großtechnischen Maßstab umzusetzen.

Mit den ersten 4 Punkten beschäftigte sich der deutsche Chemiker Fritz Haber in den Jahren 1903 bis 1909, mit dem letzten der deutsche Chemiker und Industrielle Carl Bosch[52] von 1909 bis 1913.

Das Ergebnis ist das Haber–Bosch–Verfahren, nach dem heute weltweit etwa 120 Millionen Tonnen Ammoniak jährlich hergestellt werden.

Für ihre Leistungen erhielten Haber und Bosch in den Jahren 1918 bzw. 1931 den Nobelpreis.

Und hier sind die Reaktionsbedingungen :

- die Temperatur liegt zwischen 400 °C und 500 °C – denn bei 530 °C wird der Katalysator unwirksam,
- der Druck liegt heute bei 250 bis 350 bar – anfangs arbeitete man bei 200 bar,
- als Katalysator benutzte Haber im Labor Osmium, das aber sehr teuer ist. Der deutsche Chemiker Alwin Mittasch fand 1910 einen einfach herzustellenden, billigen und effektiven, kurz einen optimalen, Katalysator, der noch heute verwendet wird[53].

Eine Schwierigkeit bei der Umsetzung in den großtechnischen Maßstab lag darin, ein geeignetes Material für das etwa 12 m hohe Reaktionsgefäß, den sog. Reaktor, zu finden. Stahl (den man im Laborversuch noch benutzen konnte) enthält Kohlenstoff. Dieser reagiert unter Druck mit dem Wasserstoff zu Methan. Der Stahl versprödet, und das Gefäß platzt. Die Lösung von Bosch bestand in einem Stahlgefäß, das ein Futter aus kohlenstoffarmem Weicheisen enthielt. Heute benutzt man hochlegierte chrom– und molybdänhaltige Stähle, die auch unter Druck gegen Wasserstoff beständig sind.

---

52 Man sollte ihn nicht mit Robert Bosch verwechseln, der die Zündkerze und die Einspritzpumpe für Dieselfahrzeuge erfunden und eine Fabrik für Haushaltsgeräte gegründet hat.

53 Der Katalysator wird durch Zusammenschmelzen von Fe_3O_4 mit geringen Mengen Al_2O_3, K_2CO_3, SiO_2 und CaO gewonnen. Anschließend wird das Eisenoxid mit Wasserstoff zu Eisen, das nun eine besonders große Oberfläche hat, reduziert. Kaliumcarbonat erhöht die Aktivität des Katalysators. Die anderen Bestandteile sorgen dafür, dass diese Oberfläche erhalten bleibt, das Material nicht zusammensintert und er unempfindlich gegen schwefel– und chlorhaltige Verunreinigungen wird.

Aufgabe 9–14

Informieren Sie sich über das Leben von Fritz Haber. Was hat er geleistet ? Wie sind seine Leistungen heute (auch ethisch) zu bewerten ? Wie wirkte sich die Tatsache, dass er Jude war, auf sein Verhältnis zu Deutschland und den Deutschen aus ?

Der technische Ablauf

Um ehrlich zu sein, das interessiert den Chemiker nicht wirklich.

Aufgabe 9–15

- Wie stellt man Synthesegas (so bezeichnet man das Stickstoff/Wasserstoff–Gemisch) her ? Seine Reinigung ist ein komplizierter Prozess. Wie läuft er ab ?
- Wie ist eine Anlage zur Ammoniaksynthese aufgebaut ? Wie arbeitet sie ?
- Wie trennt man das Ammoniak aus dem Reaktionsgemisch ab ?
- Zu welchen Produkten verarbeitet man das Ammoniak heute weiter ?

9.7.3. weitere großtechnische Verfahren

Aufgabe 9–16

Informieren Sie sich über weitere großtechnisch–chemische Verfahren. Das heißt, informieren Sie sich darüber

- welchen Nutzen das Verfahren den Menschen bringt,
- welche (wissenschaftlichen, wirtschaftlichen, technischen und gesellschaftlichen) Voraussetzungen erfüllt sein müssen, um das Verfahren beginnen und auch erfolgreich abschließen zu können, und wie diese erfüllt waren, sowie über
- die chemischen Abläufe und die Anwendung chemischer Prinzipien und
- den technischen Ablauf.

Bearbeiten Sie auf diese Weise eines der Verfahren :

- Ostwald–Verfahren
- Kontaktverfahren zur Herstellung von Schwefelsäure
- Kohlehydrierung
- Polyethen–Herstellung
- andere Verfahren, die Sie interessieren

Bearbeiten Sie das Verfahren in Form eines Referats oder einer Facharbeit.

Aufgabe 9–17 (Der Blick über den Tellerrand)

Informieren Sie sich wie in der vorigen Aufgabe über andere (erfolgreiche und weniger erfolgreiche) große technische Projekte. Hier sind ein paar Beispiele :

- Solarenergie
- Brennstoffzellen
- Atomenergie (gemeint ist die friedliche Nutzung in Atomreaktoren)
- Atomwaffen
- Internet
- Transrapid
- und was Ihnen sonst noch einfällt.

Der Übergang vom Affen zum Menschen
sind wir.
Konrad Lorenz

Kapitel 10 : Kunststoffe[54]

Der Name

Chemiker haben viele Tausend Stoffe hergestellt, die in der Natur nicht vorkommen. Es sind künstliche Stoffe, und man könnte sie mit Recht Kunststoffe nennen. Tut man aber nicht. Warum ? Gehen wir etwa hundert Jahre zurück, in eine Zeit, in der Fortschritt nicht als Risiko gesehen wurde, sondern als einzige Möglichkeit, die eigenen Lebensverhältnisse zu verbessern.

Da hatte das Wort „Kunststoffe“ einen guten Klang. Es wurde das erste Mal von dem Chemiker Ernst Richard Escales im Jahre 1910 benutzt. Ein Jahr später gab er die Zeitschrift „Kunststoffe“ heraus, die sich mit Kunstfasern, Kunstseide, Kunstleder, Kunstharz und Ähnlichem beschäftigte.

In diesem Kapitel spreche ich von Kunststoffen, wenn es um Produkte geht, die wir kaufen und benutzen, sonst benutze ich das fachlich angemessenere Wort Polymere.

10.1. Grundlagen

Wie sind sie chemisch aufgebaut ?

Kunststoffe sind makromolekulare Stoffe. Das heißt, sie bestehen aus sehr großen Molekülen. Die relative Molekülmasse beträgt in der Regel mehr als 10.000 g/mol.

Die Grundbausteine, aus denen diese großen Moleküle aufgebaut sind, nennt man Monomere. Es sind relativ kleine Moleküle. Ihre relative Molekülmasse liegt in der Regel unter 1000 g/mol. In den folgenden Kapiteln werden Sie verschiedene Monomere kennenlernen.

Verknüpft man viele solcher Monomere zu einem großen Molekül, erhält man ein Polymer[55]. Die Monomere können im Polymer zu einer Kette, zu einer verzweigten Kette oder zu einem Netz verknüpft werden.

In Abbildung 10–1 sind diese Arten der Verknüpfung schematisch dargestellt. Oft sind viele hundert Monomerbausteine zu einem Polymermolekül verknüpft.

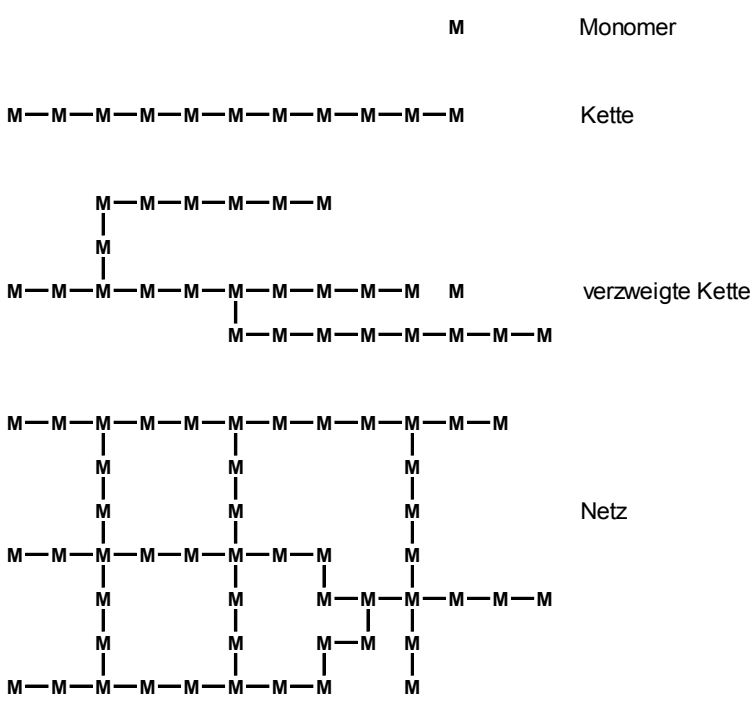


Abb. 10–1

[54] Sie wollen mehr über die Chemie und den Aufbau von Polymeren wissen ? Zwei kompetente Internetseiten, in denen sehr ausführlich über diese Themen berichtet wird, sind http://pslc.ws/macrog.htm und http://www.chemie.fu-berlin.de/chemistry/kunststoffe/index.htm.

[55] Die Bezeichnungen Monomer und Polymer kommen aus der griechischen Sprache. μονο (mono) heißt eins bzw. einzeln, πολψ (poly) bedeutet viel, und μεροσ (meros) ist der Teil.

Einteilung der Polymere

Natürlich kann man die Polymere nach vielen verschiedenen Gesichtspunkten einteilen. Allgemein üblich ist eine grobe Einteilung nach ihren technischen Eigenschaften.

- Duroplaste sind hart und spröde. Sie sind weder schmelzbar noch sonst verformbar. Beispiele sind Bakelit und Polyurethanschaum.
- Thermoplaste sind bei Zimmertemperatur nicht verformbar. Bei Erwärmung werden sie immer weicher und können dann gut verformt werden. Die meisten gängigen Polymere sind Thermoplaste.
- Elaste (ein anderer Name ist Elastomere) sind auch bei Zimmertemperatur gut verformbar. Sie sind elastisch[56]. Beispiele für Elaste sind Gummi und Silikonkautschuk.

Thermoplaste und Duroplaste werden oft zu den Plasten zusammengefasst.

Aufgabe 10–1

Nennen Sie mindestens 10 Kunststoffe und deren Anwendungen.

Struktur und Eigenschaften

Kann man die unterschiedlichen Eigenschaften der Duroplaste, Thermoplaste und Elaste auf den Aufbau ihrer Moleküle zurückführen ?

Ja, das geht.

- Am einfachsten sind die Duroplaste zu erklären. Es sind eng vernetzte Polymere. Die Moleküle sind etwa so aufgebaut wie das Netz aus Abbildung 10–1. Zwischen den Monomeren sind viele Bindungen, die in alle Richtungen weisen. Es sind kovalente, starke Bindungen. Eine Verformung, ohne diese Bindungen aufzubrechen, ist nicht möglich.
- Auch die Elaste sind leicht zu erklären. Es sind sehr weitmaschig vernetzte Polymere. Zwischen den einzelnen Netzknoten ist ein großer Abstand von vielen Monomeren. Die Bindungen zwischen den Monomeren sind ein wenig beweglich, und weil zwischen den Netzknoten viele Monomere liegen, folgt eine gute Beweglichkeit der Moleküle und damit eine gute Verformbarkeit der Werkstoffe. Sie können sich die Moleküle der Elaste wie ein Fischernetz vorstellen.
- Der Aufbau der Thermoplaste ist komplexer. Thermoplaste bestehen aus Kettenmolekülen. Bereiche, in denen die Kettenmoleküle wirr durcheinander liegen, so wie die Wollfäden in einem Wollknäuel (in Abbildung 10–3 links und rechts) wechseln sich mit Bereichen ab, in denen sich die Molekülketten exakt ausgerichtet nebeneinander lagern. Diese Bereiche heißen teilkristallin (in Abbildung 10–3 in der Mitte oben). Hier sind zwischen den Molekülketten Wasserstoffbrückenbindungen vorhanden. Sie halten den Molekülverband zusammen, denn es wird Energie benötigt, um sie zu spalten. Bei Erwärmung ist diese Energie vorhanden, die teilkristallinen Bereiche schmelzen langsam. Es bleiben nur noch die ungeordneten Molekülketten, die man leicht gegeneinander verschieben kann, und der Werkstoff ist verformbar.

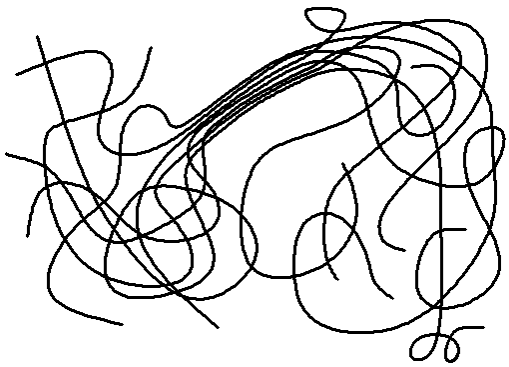


Abb. 10–3

[56] Das Wort elastisch ist hier in seiner Alltagsbedeutung gemeint. Verwechseln Sie dies nicht mit der Bedeutung in der Physik. Dort ist ein elastischer Stoß einer, bei dem keine kinetische Energie in andere Energieformen umgewandelt wird. 2 Stahlkugeln stoßen elastisch zusammen, 2 Gummibälle unelastisch.

Werkstoffe nach Maß

Man sagt, Kunststoffe sind Werkstoffe nach Maß. Man kann also Polymere gezielt so herstellen, dass sie bestimmten Anforderungen besser als andere Werkstoffe entsprechen. In diesem Abschnitt sollen Polymere mit anderen Werkstoffen verglichen werden.

Aufgabe 10–2

Nennen Sie mindestens 10 andere Werkstoffe.

Vergleicht man nun Polymere mit anderen Werkstoffen, ist eine differenzierte Betrachtungsweise angebracht. Schließlich gibt es viele verschiedene Polymere mit unterschiedlichen Eigenschaften. Sehen wir uns als Beispiel die Brennbarkeit an. Die meisten Polymere sind relativ gut brennbar, einige verbrennen zwar nicht, schmelzen aber bei Erwärmung oder geben giftige Dämpfe ab, und nur wenige sind unbrennbar. Andererseits können leicht brennbare Polymer durch Zusatzstoffe schwer entflammbar gemacht werden.

Aufgabe 10–3

Vergleichen Sie Polymere mit anderen Werkstoffen. Nennen Sie dazu mindestens 20 Eigenschaften, bezüglich denen ein Vergleich sinnvoll ist. Versuchen Sie trotz der im vorigen Absatz aufgezeigten komplexen Zusammenhänge Aussagen zu treffen, die für einen Großteil der Polymere zutreffen.

10.2. Herstellung von Polymeren

Es gibt 3 prinzipiell unterschiedliche Arten von Reaktionen, bei denen Monomere zu Polymeren reagieren. Dies sind die Polymerisation, die Polykondensation und die Polyaddition.

10.2.1. Polymerisation

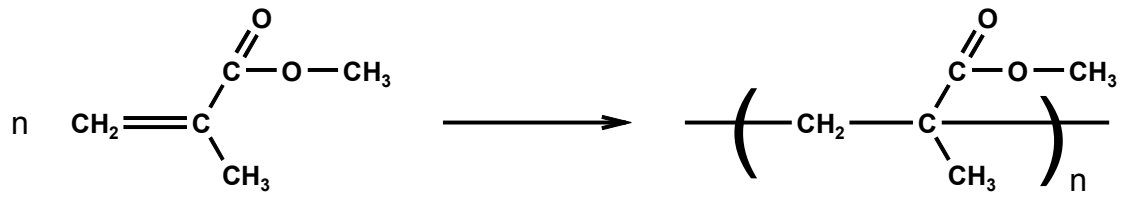
Versuch 10–1

Ein großes Reagenzglas wird etwa zur Hälfte mit Methacrylsäuremethylester (ein anderer Name dafür ist Methylmethacrylat) gefüllt. Dazu gibt man ca. 0,5 g Dibenzoylperoxid, das man mit dem Methacrylsäuremethylester verrührt. Nun befestigt man das Reagenzglas mit einer großen Klammer an einem Stativ und hängt es so in ein ca. 70 °C warmes Wasserbad. Etwa alle 5 Minuten rührt man um. Sobald beginnende Veränderungen zu bemerken sind, wird sorgfältig weiter beobachtet.

Nach einiger Zeit, in der nichts zu beobachten ist, beginnt der Inhalt des Reagenzglases langsam zähflüssig zu werden, und es bilden sich erste Gasblasen. Die Gasentwicklung wird stärker, und der Inhalt wird zunehmend zäher, bis er schließlich zu einer farblosen, durchsichtigen Masse mit eingeschlossenen Gasblasen erstarrt.

Das Produkt heißt Polymethylmethacrylat (Abkürzung PMMA) und ist unter den Handelsnamen Acrylglas und Plexiglas bekannt.

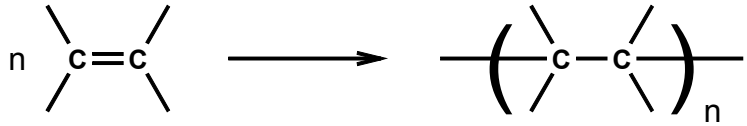
Folgende Reaktion ist abgelaufen :



Das Dibenzoylperoxid ist zur Reaktion nötig, tritt aber in der Reaktionsgleichung nicht auf. Sie werden seine Rolle bald kennenlernen.

andere Polymerisationen

Die Reaktion, die bei einer Polymerisation abläuft, ist im Prinzip immer dieselbe. Edukt ist ein Stoff mit einer C–C–Doppelbindung. Diese Doppelbindung wird aufgespalten. Ein Elektronenpaar bildet eine Einfachbindung zwischen den beiden Kohlenstoffatomen des Monomers. Das andere Elektronenpaar bildet eine Bindung zwischen 2 Monomermolekülen. Wir können eine allgemeine Reaktionsgleichung formulieren :

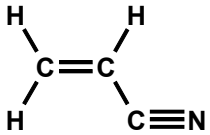


An den 4 Bindungen, die von den Kohlenstoffatomen ausgehen, können die unterschiedlichsten Atome oder Atomgruppen gebunden sein, zum Beispiel Wasserstoffatome, Chloratome, Methylgruppen oder riesengroße Atomgruppen. So waren im Methacrylsäuremethylester 2 Wasserstoffatome, eine Methylgruppe ($–CH_3$) und eine $–COOCH_3–$Gruppe vorhanden.

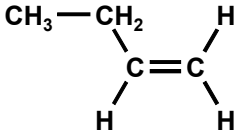
Der Name des Produktes ist derselbe wie der des Eduktes, jedoch mit dem vorangestellten Wort Poly. Aus Styrol wird also Polystyrol.

Aufgabe 10–4

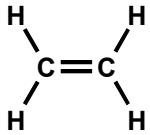
Stellen Sie die Reaktionsgleichungen für die Polymerisation der folgenden Stoffe auf, und geben Sie den Namen des Produkts an : Ethen, Propen, Buten–1, Isobuten, Styrol, Acrylnitril, Vinylchlorid, Tetrafluorethen. Die Formeln der Edukte sind



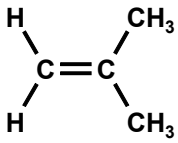
Acrylnitril



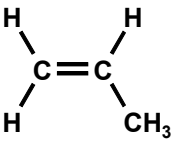
Buten–1



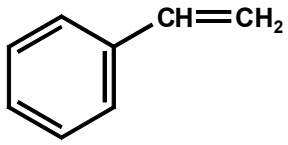
Ethen



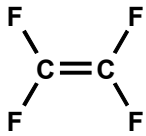
Isobuten



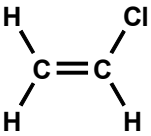
Propen



Styrol



Tetrafluorethen



Vinylchlorid

10.2.2. Der Mechanismus der Polymerisation

Es ist einfach, Edukte und Produkte einer Polymerisation hinzuschreiben. Genauso einfach ist es, zu sagen, die Edukte haben zu den Produkten reagiert. Aber was ist bei dieser Reaktion im einzelnen passiert ?

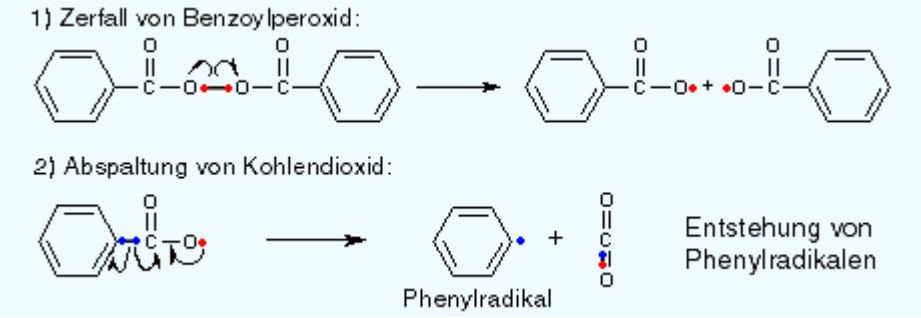
Man hat herausgefunden, dass die Polymerisation aus mehreren einzelnen Schritten zusammengesetzt ist. Bei jeder Polymerisation laufen diese Schritte nacheinander ab. Man nennt eine solche Abfolge von kleinen Schritte den Mechanismus einer Reaktion.

Im folgenden wird der Mechanismus der Polymerisation erläutert[57].

[57] Genau : Es ist der Mechanismus der radikalischen Polymerisation. Es gibt noch eine andere Art der Polymerisation, nämlich die ionische, mit der wir uns hier nicht befassen.

Initialisierung[58]

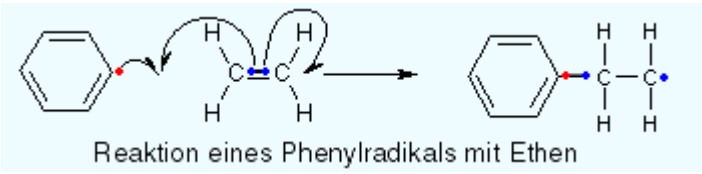
Der erste Schritt ist die Initialisierung. Man benötigt, um eine Polymerisation zu starten, einen Stoff, der unter Energieeinwirkung (Wärme oder UV–Strahlung) in Radikale zerfällt. Radikale sind Atomgruppen, bei denen nicht alle Elektronen in Elektronenpaaren angeordnet sind, sondern bei denen ein freies Elektron vorkommt. Radikale haben also eine ungerade Anzahl von Elektronen. Oft benutzt man Dibenzoylperoxid, dass bei Erwärmung in 2 Phenylradikale zerfällt.



Kettenstart

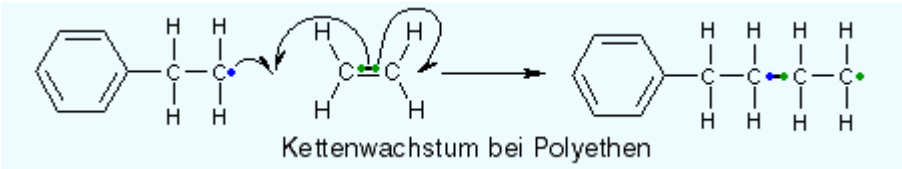
Radikale sind sehr energiereich, das heißt, sie haben eine hohe chemische Energie (vgl. dazu Kapitel 9.3.3.). Sie versuchen, diese Energie abzugeben, das heißt in andere Energieformen umzuwandeln. Die einfachste Möglichkeit, dies zu tun, ist, mit einem anderen Molekül zu reagieren. Radikale sind daher sehr reaktiv. Das Phenylradikal reagiert nun mit einem Stoff, der eine C–C–Doppelbindung enthält. Im Beispiel ist es Ethen.

Die Doppelbindung wird aufgespalten. Das heißt, von denen beiden Elektronen der einen Bindung wird eines dazu benutzt, um mit dem Einzelelektron des Radikals eine neue Bindung zu bilden. Das andere hat leider Pech und bleibt übrig. Es ist ein neues Radikal entstanden.



Kettenwachstum

Mit dem Kettenstart ist die Reaktion nicht beendet. Denn es ist ja wieder ein Radikal entstanden, das sehr reaktiv ist. Nicht lange, und es findet das nächste Molekül mit einer Doppelbindung, und dieselbe Reaktion wie im vorigen Absatz läuft wieder ab. Die Kette ist 2 Atome länger geworden, und es ist wieder ein Radikal entstanden, das sehr reaktiv ist. Bald findet es ein Molekül mit einer Doppelbindung, und die Reaktion läuft immer wieder ab. Dabei wird die Kette der Kohlenstoffatome immer länger, und ein Polymer entsteht.



[58] Die 3 blau unterlegten Reaktionsschemata in diesem und den beiden folgenden Absätzen unterliegen dem Copyright der Freien Universität Berlin, Abteilung Didaktik der Chemie, URL : http://www.chemie.fu-berlin.de/fb/fachdid, und werden hier mit freundlicher Genehmigung der Rechteinhaber verwendet. Die Schemata selbst sind unter http://www.chemie.fu-berlin.de/chemistry/kunststoffe/polyradi.htm gespeichert (Stand 07/2012).

Kettenabbruch

Natürlich kann das Kettenwachstum nicht unendlich lange weitergehen. Was kann passieren ?

- Alle Moleküle mit einer Doppelbindung sind verbraucht. Die Reaktion hört auf, obwohl noch Radikale vorhanden sind.
- Wichtiger und häufiger ist dieser Mechanismus : 2 Radikale reagieren miteinander. Das können Phenylradikale, Benzoylradikale oder Kettenradikale sein.

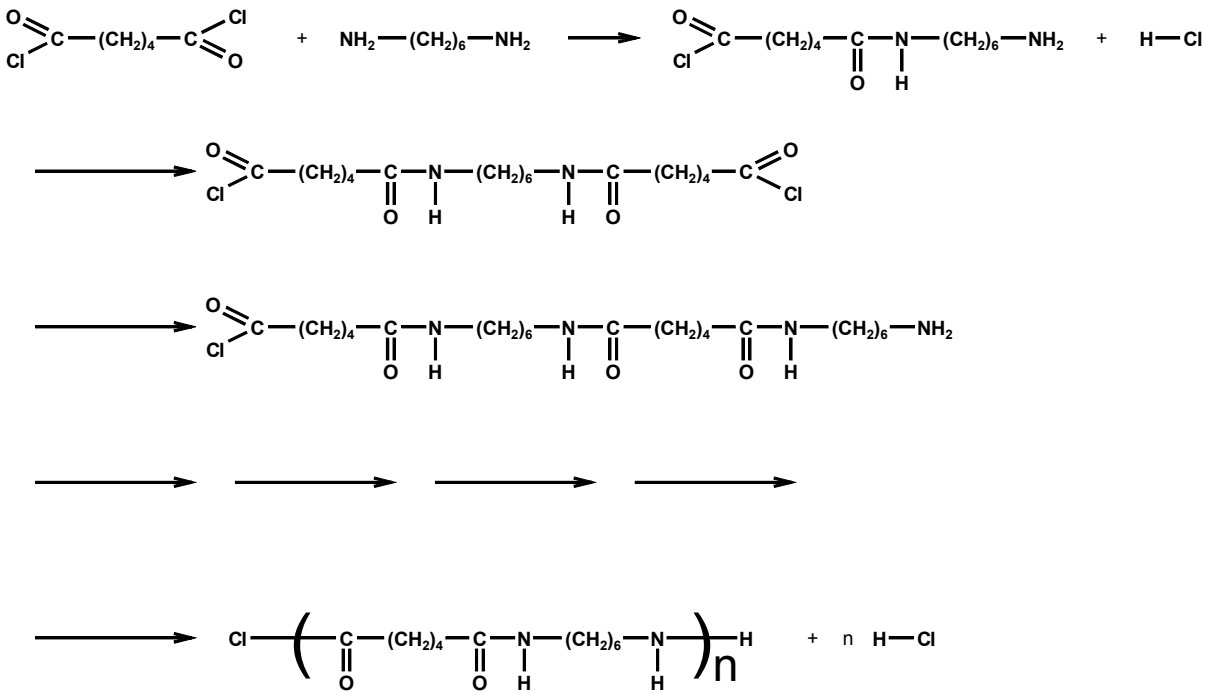
10.2.3. Polykondensation

Versuch 10–2

In einer Kristallisierschale wird eine Lösung von 3 ml Adipinsäuredichlorid in 100 ml Cyclohexan vorgelegt. Sie wird vorsichtig unterschichtet mit einer Lösung von 4 g 1,6–Diaminohexan in 50 ml Natriumhydroxid–Lösung der Konzentration c = 5 mol/l. Wenn man will, kann man einige Tropfen blaue Tinte zugeben.

An der Grenzfläche bildet sich eine Haut, die mit einer Pinzette aufgenommen und um ein Reagenzglas gewickelt wird. Hat man Tinte zugegeben, erhält man ein blau gefärbtes Produkt.

Folgende Reaktion ist abgelaufen :



Zuerst hat ein Molekül Adipinsäuredichlorid mit einem Molekül 1,6–Diaminohexan reagiert. Es ist das Zwischenprodukt in der ersten Zeile des Reaktionsschemas entstanden, außerdem ein Molekül Salzsäure.

Dieses Zwischenprodukt hat mit einem weiteren Molekül Adipinsäuredichlorid zu dem Molekül in der zweiten Zeile reagiert, dieses wiederum mit einem Molekül 1,6–Diaminohexan zu dem Molekül der dritten Zeile. Dabei ist jeweils noch ein Molekül HCl entstanden.

Im weiteren Verlauf reagiert das Kettenmolekül abwechselnd mit einem Molekül Adipinsäuredichlorid und einem Molekül 1,6–Diaminohexan. Die Kette wächst, und nach n Schritten ist das Molekül der letzten Zeile entstanden, sowie n Moleküle HCl.

Das Produkt kennen Sie unter seinem Handelsnamen Nylon. Will man es von anderen, ganz ähnlich aufgebauten Stoffen unterscheiden, bezeichnet man es mit Nylon–6,6.

Warum heißt die Polykondensation Polykondensation ?

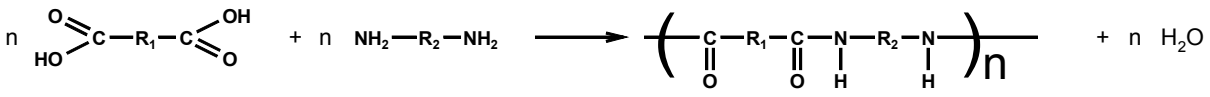
Natürlich läuft hier keine wirkliche Kondensation ab, das heißt, es geht kein Stoff vom gasförmigen in den flüssigen Zustand über. Jedoch entstehen als Nebenprodukt kleine Moleküle. Im Beispiel war es HCl, oft ist es Wasser, und so hat man als Analogie den Namen Kondensation benutzt.

andere Polykondensationen

Um eine Polykondensation durchführen zu können, benötigt man immer einen oder zwei Stoffe, deren Moleküle zwei funktionelle Gruppen besitzen. Funktionelle Gruppen sind Gruppen, an denen das Molekül besonders reaktionsfähig sind. An organischen Molekülen sind es oft polare Gruppen, zum Beispiel –OH, –COOH, –COCl oder $–NH_2$.

Polyamide

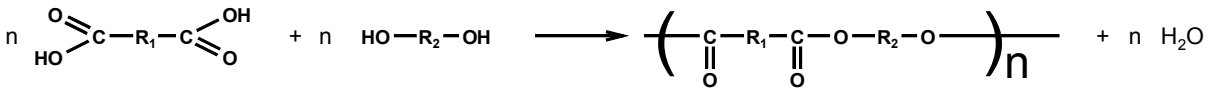
Bei einer Polykondensation reagieren die funktionellen Gruppen miteinander. Die Molekülteile, die sich zwischen den funktionellen Gruppen befinden, sind für die Reaktion unwichtig. Wir kürzen sie im folgenden mit R ab, und betrachten die Reaktion eines Moleküls mit einer $–NH_2$–Gruppe und eines Moleküls mit einer –COOH–Gruppe oder einer –COCl–Gruppe .



Das entstehende Polymer enthält n Atomgruppen der Art –CO–NH– . Diese Gruppe heißt Amidgruppe. Ein Polymer, dessen Bausteine durch Amidgruppen aneinander gebunden werden, heißt Polyamid. Nylon ist also ein Polyamid.

Polyester

Auf ähnliche Art wie die Polyamide entstehen die Polyester. Hier reagieren Moleküle mit einer –OH–Gruppe mit Molekülen, die eine –COOH–Gruppe oder eine –COCl–Gruppe enthalten. Das Produkt heißt Polyester. Es enthält die Estergruppe –CO–O– .

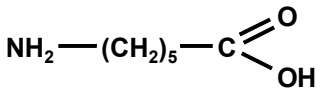


Aufgabe 10–5

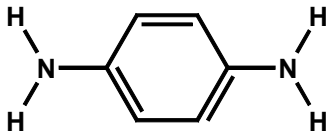
Stellen Sie die Reaktionsgleichungen für die Polykondensation der folgenden Stoffe auf.

- Sebacinsäuredichlorid reagiert mit 1,6–Diaminohexan zu einem Polyamid. Seine Bezeichnung ist Nylon–10,6.
- Terephthalsäure reagiert mit 1,6–Diaminohexan zu einem Polyamid.
- Terephthalsäure und 1,4–Diaminobenzol reagieren zu einem Polyamid. Es handelt sich um Kevlar.
- Terepthalsäure und Glykol reagieren zu einem Polyester.
- Glykolsäure und Milchsäure reagieren zu einem Polyester. Dieser Polyester kann von körpereigenen Enzymen langsam abgebaut werden. Er wird daher als chirurgisches Nähmaterial verwendet.
- ε–Amino–Capronsäure reagiert zu einem Polyamid. Sie kennen es unter seinen Handelsnamen Perlon oder Dederon.

Die Formeln der Edukte sind

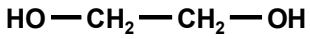


ε – Amino – Capronsäure

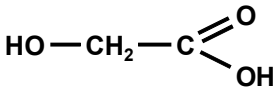


1,4 – Diaminobenzol

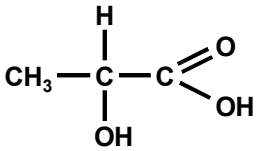
1,6 – Diaminohexan



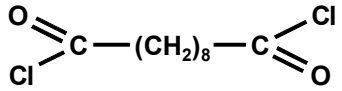
Glykol



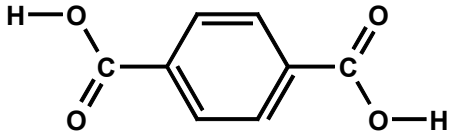
Glykolsäure



Milchsäure



Sebacinsäuredichlorid



Terephthalsäure

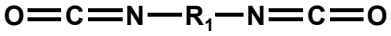
10.2.4. Polyaddition

Versuch 10–3

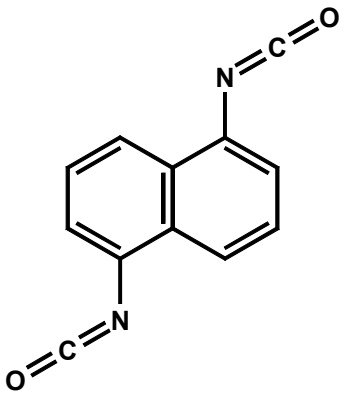
In einen Becher gibt man etwa 1 cm hoch Desmophen® und 1,5 cm hoch Desmodur® und rührt mit einem Holzspatel um. Nach etwa 2 Minuten beginnt die Masse zu schäumen und sich dabei zu erwärmen. Der Schaum füllt bald den ganzen Becher aus und bildet schließlich einen über den Becher hinausragenden Pilz. Dabei erhärtet er zusehends.

Desmophen ist ein Polyol, das heißt ein kurzkettiges Polymeres mit mindestens 2 –OH–Gruppen und einer relativen Atommasse, die zwischen 500 und 5000 g/mol liegt.

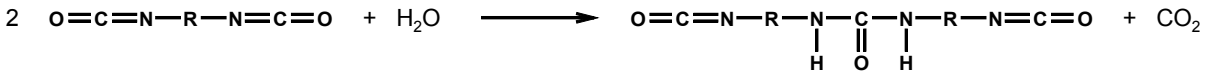
Desmodur enthält 1,5–Naphthylen–diisocyanat. Isocyanate haben die allgemeine Formel



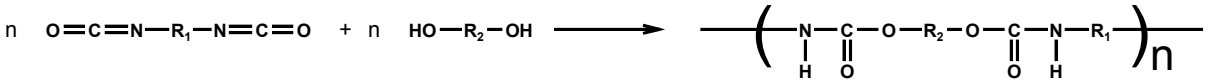
Dabei stellt R_1 eine nicht näher bestimmte Atomgruppe dar. Die Formel von 1,5–Naphthylen–diisocyanat ist



In einem ersten Schritt entsteht aus dem Diisocyanat und Wasser (das aus dem Polyol stammt und dort als Lösungsmittel dient) ein Zwischenprodukt und Kohlendioxid.



Im zweiten Schritt reagiert das Diisocyanat mit dem Polyol zu einem Polymer. Das Kohlendioxid erfüllt nun seine Aufgabe und schäumt das Polymer auf.



Das Produkt sieht nicht nur aus wie Bauschaum, es ist Bauschaum. Chemisch gesehen, gehört es zur Gruppe der Polyurethane.

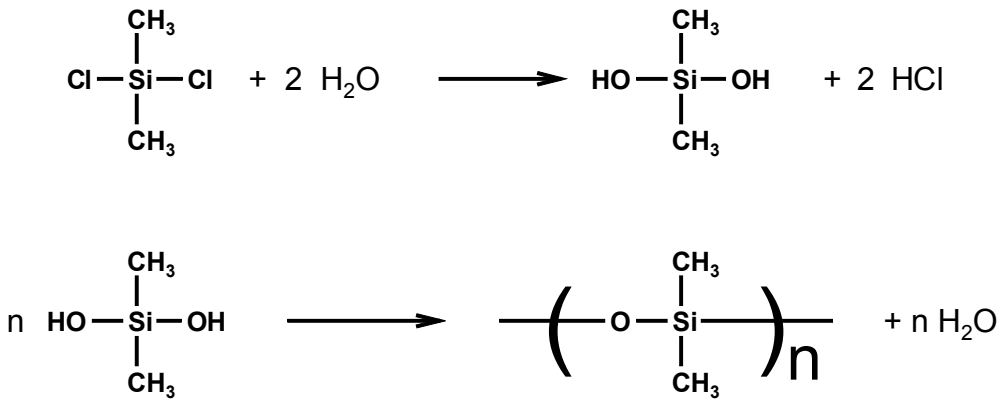
10.3. einzelne Polymere

Es gibt Polymere, die jeder kennt, und deren Eigenschaften jeder kennt. Die Polymere aus Kapitel 10.2. gehören dazu. Es gibt aber auch Polymere mit ganz speziellen Eigenschaften.

Versuch 10–4

Unter dem Abzug wird eine Petrischale etwa mit 10 ml Pentan oder Heptan gefüllt. Dazu gibt man 5 ml Dichlordimethylsilan und rührt ein wenig um. Nun taucht man ein oder zwei Stücke gewöhnliches Filterpapier in die Lösung. Nach einer Minute entnimmt man das Filterpapier aus der Lösung, lässt es trocknen und besprüht es mit Wasser aus einer Spritzflasche.

Das Wasser perlt ab. Wir haben silikonbeschichtetes Papier hergestellt.



Aufgabe 10–6

Warum hat Polydialkylsiloxan (so heißt das Polymer, dass im Formelschema rechts unten auftaucht) wasserabweisende Eigenschaften ? Versuchen Sie, diese Frage mit Ihren Kenntnissen aus den Kapiteln 5.7. bis 5.11. zu beantworten.

Versuch 10–5

Aus einer Tube Haargel drückt man einen Teil des Inhalts in eine Porzellanschale. Das Haargel bleibt weich, aber fest, und seine Form bleibt erhalten.

Streut man auf eine Stelle des Haargels Kochsalz, so verflüssigt sich das Gel an dieser Stelle. Streut man weiter kräftig Kochsalz aufs Haargel, so wird die gesamte Masse innerhalb von 10 – 20 Sekunden flüssig.

Aufgabe 10–7

Haargel besteht aus Polyacrylsäure. Suchen Sie die Formel von Acrylsäure. Stellen Sie davon ausgehend die Formel von Polyacrylsäure auf. Machen Sie sich anhand einer Zeichnung klar, dass zwischen den einzelnen Polyacrylsäuremolekülen unzählige Wasserstoffbrückenbindungen vorhanden sind. Machen Sie sich klar, wie durch diese Bindungen das Molekül relativ starr und unbeweglich wird. Gibt man Kochsalz zu, werden an den –COOH–Gruppen die H^+–Ionen abgespalten, und es entsteht ein Polyanion. Versuchen Sie diesen Begriff zu verstehen, und machen Sie sich die Struktur des Polyanions klar. Überlegen Sie sich, warum die Zugabe von Natriumchlorid die Bildung des Polyanions bewirkt. Überlegen Sie sich, warum das Haargel nach der Zugabe von Natriumchlorid flüssig wird. Versuchen Sie, die Fragen dieser Aufgabe mit Ihren Kenntnissen aus den Kapiteln 5.7. bis 5.11. zu beantworten.

Aufgabe 10–8

Informieren Sie sich über Polymere mit speziellen Eigenschaften. Informieren Sie sich, welche Probleme bei der Herstellung auftreten, welche Vorteile sie im Gebrauch bieten und worauf die speziellen Eigenschaften beruhen. Hier sind einige Beispiele für solche Polymere :

- elektrisch leitfähige Polymere : Wie sind sie aufgebaut ? Worauf beruht die elektrische Leitfähigkeit ? Warum ist es so schwierig, elektrisch leitfähige Polymere herzustellen ?
- Kevlar : Welches sind die besonderen Eigenschaften von Kevlar ? Worauf beruhen sie ?
- Polyacrylsäure kann ein Vielfaches ihres Gewichts an Wasser aufnehmen. Man benutzt sie in Babywindeln. Machen Sie sich anhand einer Zeichnung klar, dass zwischen den einzelnen Polyacrylsäuremolekülen unzählige Wasserstoffbrückenbindungen vorhanden sind. Machen Sie sich klar, wie jede dieser Bindungen zwischen den Polyacrylsäuremolekülen durch Bindungen zwischen einem Polyacrylsäuremolekül und vielen Wassermolekülen ersetzt werden kann.
- Polytetrafluorethylen (Handelsname Teflon) : Es schmilzt bei 327 °C und zersetzt sich bei etwa 400 °C, ist unbrennbar, gegen fast alle Chemikalien beständig und so gut wie nicht benetzbar. Worauf sind diese Eigenschaften zurückzuführen ? Was bedeuten diese Eigenschaften für die Herstellung und Verarbeitung ?

10.4. ökologische und ökonomische Aspekte

Aufgabe 10–9

Untersuchen Sie die Probleme, die im Zusammenhang mit der Herstellung, dem Gebrauch und der Entsorgung von Kunststoffen auftreten. Denken Sie dabei sowohl an ökologische Probleme (das heißt Probleme, die unsere Umwelt betreffen) als auch an gesundheitliche Gefahren für Menschen.

Stellen Sie sich in diesem Zusammenhang selbst Aufgaben, die Sie einzeln oder in Gruppen bearbeiten, und deren Ergebnisse Sie in der Klasse vorstellen.

Kapitel 11 : Kohlenhydrate

Ein Riesenthema. Man könnte monatelang darüber reden. Das soll aber nicht sein.

Wir werden also nicht alle Kohlenhydrate kennenlernen, sondern nur ein einziges, nämlich die Glucose. Am Ende des Kapitels wird sie kurz mit einem anderen, der Fructose, verglichen.

Wir werden uns auch nicht mit allen Reaktionen und Eigenschaften von Glucose beschäftigen, sondern uns auf einen Punkt beschränken, nämlich die Aufstellung der Formel von Glucose. Das hört sich erst einmal recht langweilig an, ist es aber nicht. Es wird nicht darum gehen, diese Formel aus einem Buch abzuschreiben und auswendig zu lernen, sondern zu sehen, „wie man drauf kommt“. Während die Formel Schritt für Schritt aufgestellt wird, werden wir eine Menge Stoffe und Reaktionen aus der organischen Chemie kennenlernen, mehr über die Denk– und Arbeitsweise des organischen Chemikers erfahren, einen Einblick in den Erkenntnisprozess der Chemie erhalten und erfahren, dass die organische Chemie in unserem Leben allgegenwärtig ist.

Die Glucoseformel – und mehr

11.1. Schritt 1 – Die Elementarzusammensetzung

Welche Elemente sind im Glucosemolekül vorhanden ?

Versuch 11–1 (Thermische Zersetzung)

In einem Reagenzglas wird eine Spatelspitze Glucose[59] mit dem Bunsenbrenner erst langsam, dann kräftig erhitzt.

Die Glucose schmilzt erst, wird dann braun und schließlich schwarz. Es steigt ein farb– und geruchloser Dampf auf. Hält man ein kaltes Uhrglas in diesen Dampf, schlagen sich Wassertropfen nieder.

Folgerung

Bei der schwarzen Substanz handelt es sich offenbar um Kohlenstoff. Glucose enthält Kohlenstoff. Das entstehende Wasser ist ein Beweis dafür, dass Glucose auch Wasserstoff enthält. Es ist kein Beweis, sondern nur ein Indiz dafür, dass Glucose auch Sauerstoff enthält. Er könnte ja auch aus der Luft stammen.

Wir haben nicht untersucht, ob Glucose noch andere Elemente enthält. Dies wäre sehr aufwendig. Man benutzt dazu heute eine Vielzahl fortgeschrittener physikalischer Verfahren.

Ausgangspunkt für weitere Untersuchungen[60]

Glucose enthält Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff. Sie enthält Wasserstoff und Sauerstoff im Verhältnis 2 : 1.

---

59 Glucose ist ein weißer, kristalliner Feststoff.

60 Auch wenn wir die in diesem Absatz (und in den gleich betitelten Absätzen der folgenden Unterkapitel) genannten Tatsachen nicht selbst bewiesen haben, benutzen wir sie doch für unser weiteres Vorgehen. Wir können nicht die gesamte Entwicklung in ein paar Wochen nachvollziehen.

Versuch 11–2

In ein großes Reagenzglas gibt man etwa 10 g Glucose und 0,5 ml Wasser. Dann fügt man etwa 6 ml konzentrierte Schwefelsäure zu. Nach einigen Minuten tritt wieder Schwarzfärbung ein, außerdem erwärmt sich die Mischung stark.

Folgerung

Konzentrierte Schwefelsäure ist hygroskopisch, d.h. sie entzieht anderen Stoffen Wasser. Dieses Wasser kann auch chemisch gebunden sein. Die Vermutung, dass Glucose Wasserstoff und Sauerstoff im Verhältnis 2 : 1 enthält, wurde bestätigt.

Die Vermutung, dass Glucose Kohlenstoff enthält, wurde bestätigt.

Ausgangspunkt für weitere Untersuchungen

Glucose enthält Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff. Sie enthält Wasserstoff und Sauerstoff im Verhältnis 2 : 1.

11.2. Schritt 2 – Die Summenformel

Wieviele Atome von jeder Sorte sind in einem Glucosemolekül vorhanden ?

Die Bestimmung der Summenformel (die die Antwort auf diese Frage gibt) wurde im 19. Jahrhundert für viele Stoffe mit großer Sorgfalt und erheblichem Zeitaufwand durchgeführt.

Heute wird sie von kommerziellen Labors als Standardmethode angeboten.

Beides ersparen wir uns.

Ausgangspunkt für weitere Untersuchungen

Die Summenformel der Glucose lautet $C_6H_{12}O_6$.

11.3. Schritt 3 – Polarität

Versuch 11–3

In einem Becherglas gibt man einen Löffel Glucose zu etwa 20 ml Wasser und rührt um. Die Glucose löst sich.

In einem Reagenzglas gibt man eine kleine Spatelspitze Glucose zu etwa 3 ml Toluol und rührt um. Die Glucose löst sich nicht.

> **Einschub – Warum lösen sich Stoffe ?**
>
> Stoffe lösen sich, wenn sich zwischen den Molekülen des Lösungsmittels und des gelösten Stoffes Bindungen ausbilden können. Es handelt sich dabei um schwache Bindungen, etwa Wasserstoffbrückenbindungen, van–der–Waals–Bindungen oder Dipol–Dipol–Wechselwirkungen. Durch die Ausbildung solcher Bindungen kommt das System in einen energetisch günstigeren Zustand[61].

Folgerung

Da sich Glucose nicht in Toluol löst, können sich zwischen den Glucosemolekülen und den Molekülen des unpolaren Lösungsmittels Toluol keine Bindungen ausbilden (siehe Abb. 10–1).

---

[61] Das ist eine recht vage Umschreibung. Exakter kann man sagen, dass bei einem freiwillig ablaufenden Vorgang (etwa einem Lösungsvorgang) die Freie Enthalpie (sie wird nach dem amerikanischen Physiker Josiah Willard Gibbs, der sie um 1875 einführte, auch Gibbssche Freie Enthalpie genannt) des Vorgangs negativ ist. Mehr über die Freie Enthalpie finden Sie unter http://www.chemieseite.de/anorganisch/node12.php (Stand 07/2012)

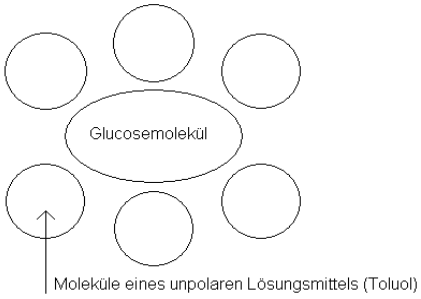


Abb. 11–1

Da sich Glucose in Wasser gelöst hat, konnten sich zwischen den Glucosemolekülen und den Molekülen des polaren Lösungsmittels Wasser Bindungen ausbilden (siehe Abb. 11–2)

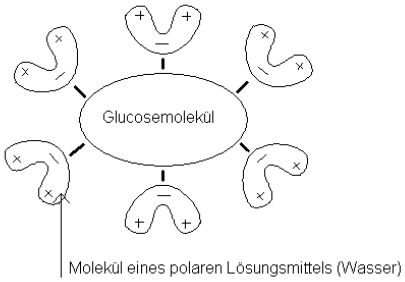


Abb. 11–2

Solche Bindungen beruhen auf der elektrostatischen Anziehung positiver und negativer Bereiche. Es folgt also, dass das Glucosemolekül positiv geladene Bereiche enthalten muss. Das heißt, es ist selbst polar. Es besitzt also polare Gruppen. (siehe Abb. 11–3).

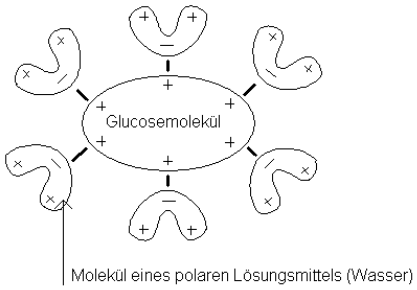


Abb. 11–3

Ausgangspunkt für weitere Untersuchungen

Das Glucosemolekül enthält polare Gruppen.

Welche polaren Gruppen können das sein ?

Die genaue Art dieser polaren Gruppen kennen wir noch nicht. Betrachtet man die Elektronegativitäten der im Glucosemolekül vorkommenden Atome C, H und O, wird schnell klar, dass die polaren Gruppen Sauerstoff enthalten müssen. Denkbar wären Hydroxyl–Gruppen (–OH), Aldehyd–Gruppen (–CHO) oder Carbonsäure–Gruppen (–COOH).

Versuch 11–4

In das Becherglas aus Versuch 11–3 (es enthält eine Lösung von Glucose in Wasser) hält man einen Streifen Universalindikatorpapier. Es zeigt einen pH–Wert von 7 an.

Folgerung

Glucose ist weder eine Säure noch eine Base.

Ausgangspunkt für weitere Untersuchungen

Glucose enthält keine Carbonsäure–Gruppen (–COOH).

Jedes Glucosemolekül enthält 5 Hydroxyl–Gruppen (–OH). Man könnte dies durch Veresterung beweisen.

11.4. Schritt 4 – Aldehyd–Gruppen

Einschub – Was ist ein Nachweis ?

Ein Nachweis ist eine Reaktion (oder sonst ein Verhalten), an der man diesen Stoff wiedererkennt. Der Stoff sollte also diese Reaktion oder dieses Verhalten zeigen. Idealerweise sollte kein anderer Stoff diese Reaktion oder dieses Verhalten zeigen.

Beispiele

In Kapitel 2.4. haben wir einen Nachweis für Sauerstoff kennengelernt.

In Kapitel 7.5. haben wir 2 Nachweise, nämlich für OH^-–Ionen und für Fe^{2+}–Ionen, kennengelernt.

Nachweise für Aldehydgruppen

Für Aldehydgruppen gibt es mehrere einfache Nachweise. Bei diesen Nachweisen wird also nicht nachgewiesen, dass ein bestimmter Stoff vorhanden ist, sondern dass ein Stoff eine (oder mehrere) Aldehydgruppen enthält.

Versuch 11–5 (Fehling[62]–Probe)

Sicherheitshinweis : Alle untersuchten Stoffe sind leicht brennbar. Benutzen Sie keine offene Flamme.

Vorbereitung :

Falls der Lehrer kein Fehling–Reagenz bereitgestellt hat, stellen Sie es so her :

Lösen Sie in einem Erlenmeyer–Kolben 3,5 g Kupfersulfat in 50 ml Wasser. Man nennt diese Lösung „Fehling I“. Lösen Sie dann in einem zweiten Erlenmeyer–Kolben 5 g NaOH und 17 g Seignettesalz[63] (Kalium–natrium–tartrat) in 50 ml Wasser. Diese Lösung heißt „Fehling II“.

Die 100 ml reichen für 5 – 6 Schülergruppen. Da das Gemisch der beiden Lösungen nicht haltbar ist, muss es vor jedem Versuch neu zubereitet werden.

Bereiten Sie nun ein Wasserbad vor. Füllen Sie dazu ein 600–ml–Becherglas zu etwa drei Vierteln mit Leitungswasser. Stellen Sie es auf einen Magnetrührer mit Heizung und regulieren Sie die Heizung so, dass das Wasser eine Temperatur von 60 – 80° C hat. Mehrere Gruppen können gemeinsam ein Wasserbad benutzen.

Durchführung Gruppe 1 :

Geben Sie in ein Reagenzglas ca. 1 ml (1 cm hoch) Fehling I, dazu dieselbe Menge Fehling II. Geben Sie dazu 10 Tropfen Propionaldehyd (= Propanal) und halten Sie das Reagenzglas 2 – 3 Minuten ins Wasserbad.

Wiederholen Sie den Versuch mit Heptan, Zimtaldehyd, Ethanol und Glucose. Benutzen Sie für jeden Stoff eine neue Pipette.

Durchführung Gruppe 2 :

Geben Sie in ein Reagenzglas ca. 1 ml (1 cm hoch) Fehling I, dazu dieselbe Menge Fehling II. Geben Sie dazu 10 Tropfen Acetaldehyd (= Ethanal) und halten Sie das Reagenzglas 2 – 3 Minuten ins Wasserbad.

Wiederholen Sie den Versuch mit Aceton, Salicylaldehyd, Citronensäure und Glucose. Benutzen Sie für jeden Stoff eine neue Pipette.

Beobachtung :

---

62 Hermann v. Fehling war im 19. Jahrhundert Professor an der Gewerbeschule in Stuttgart. In den Jahren nach 1850 arbeitete er eine schon bekannte Methode der Zuckerbestimmung exakt aus, machte sie damit zu einem Standardverfahren der Chemie und förderte ihren Einsatz, so dass sie heute seinen Namen trägt. Mehr über Hermann v. Fehling können Sie unter http://www.uni-stuttgart.de/impulse/imp/biographie.php?bid=7 nachlesen (Stand 07/2012).

63 Seignettesalz wurde 1672 von dem französischen Apotheker Pierre Seignette entdeckt.

Folgerung :

Hier sind die Formeln der beteiligten Stoffe (natürlich mit einer Ausnahme).

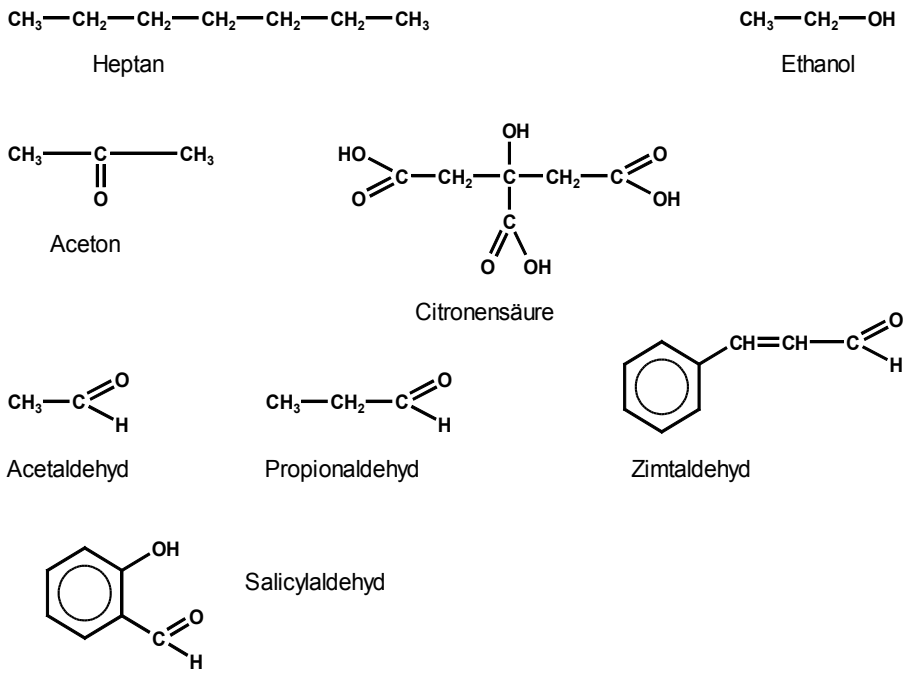


Abb. 11–4

Man kann erkennen : Die Fehling–Probe war bei allen Aldehyden (sie enthalten die funktionelle Gruppe –CHO) und bei Glucose positiv, das heißt, es trat die typische rotbraune, manchmal auch grünliche Färbung auf[64]. Bei allen anderen Stoffen war sie negativ.

Glucose enthält also eine Aldehyd–Gruppe. Glucose ist ein Aldehyd.

Ausgangspunkt für weitere Überlegungen

Glucose ist ein Aldehyd.

Versuch 11–6 (Tollens[65]–Probe)

Sicherheitshinweis : Tollens–Reagenz muss vor dem Versuch frisch hergestellt und innerhalb einer Stunde verbraucht werden, da sich sonst explosives Silbernitrid bildet. Nicht verbrauchtes Tollens–Reagenz wird erst angesäuert und danach unter starker Verdünnung im Ausguss entsorgt.

Man gibt 10 ml einer Lösung von 5 g Silbernitrat in 50 ml Wasser und 10 ml einer Lösung von 5 g NaOH in 50 ml Wasser zusammen. Zu diesem Gemisch gibt man unter Rühren so lange tropfenweise konzentrierte Ammoniaklösung zu, bis sich das ausgefallene Silberoxid gerade wieder gelöst hat. Die so erhaltene Lösung heißt Tollens–Reagenz.

In ein fabrikneues Reagenzglas gibt man nun etwa 10 Tropfen Propionaldehyd (= Propanal) und dazu etwa 2 – 3 ml Tollens–Reagenz. Man erwärmt etwa 3 Minuten in einem 60 – 80 °C warmen Wasserbad (wie in Versuch 10–5).

Der Versuch wird mit denselben Stoffen wie in Versuch 10–5 wiederholt : Heptan, Ethanol, Aceton, Citronensäure, Acetaldehyd (= Ethanal), Zimtaldehyd, Salicylaldehyd und natürlich Glucose.

---

64 Die Reaktionen, die dabei ablaufen, sind recht komplex. Sie finden sie zum Beispiel unter http://de.wikipedia.org/wiki/Fehling-Probe (Stand 07/2012).

65 Bernhard Tollens war im 19. Jahrhundert Professor in Göttingen. Er erforschte unter anderem den Aufbau von Zuckern.

Beobachtung

Bei Propionaldehyd, Acetaldehyd, Zimtaldehyd, Salicylaldehyd und Glucose bildet sich an der Wand des Reagenzglases ein Silberspiegel[66]. Manchmal bilden sich auch schwarze poröse Klumpen von Silber. Bei den anderen Stoffen passiert (wenn man sauber gearbeitet hat) nichts.

Folgerung

Die Tollens–Probe war bei allen Aldehyden und bei Glucose positiv, bei allen anderen Stoffen war sie negativ.

Wir konnten bestätigen, dass Glucose eine Aldehyd–Gruppe enthält. Glucose ist wirklich ein Aldehyd.

Ausgangspunkt für weitere Überlegungen

Glucose ist ein Aldehyd.

11.5. Die erste Überraschung

11.5.1. Die Schiff–Probe

Ein weiterer Nachweis für Aldehyde ist die Schiff[67]–Probe.

Versuch 11–7

Geben Sie in ein Reagenzglas etwa 2 ml (2 cm hoch) Schiff–Reagenz[68]. Geben Sie 5 Tropfen Propionaldehyd (= Propanal) dazu.

Wiederholen Sie den Versuch mit denselben Stoffen wie in Versuch 10–5 : Heptan, Ethanol, Aceton, Citronensäure, Acetaldehyd (= Ethanal), Zimtaldehyd, Salicylaldehyd und natürlich Glucose.

Beobachtung :

---

66 Die Reaktionen, die dabei ablaufen, sind recht komplex. Sie finden sie zum Beispiel unter http://de.wikipedia.org/wiki/Tollensprobe (Stand 12/2004).

67 Hugo Schiff (1834 – 1915) wurde in Frankfurt/M geboren und studierte in Göttingen, bevor er aus politischen Gründen Deutschland verließ. Er war dann Professor für Chemie in Turin und Florenz und forschte dort über die Chemie des Stoffwechsels.

68 Schiff–Reagenz heißt auch fuchsinschweflige Säure. Man stellt es her, indem man in eine 0,025 %–ige Lösung des roten Farbstoffs Fuchsin so lange Schwefeldioxid einleitet, bis sich die Lösung entfärbt. Dabei entsteht ein Komplex aus Fuchsin und Schwefeldioxid, dessen genaue Struktur aber noch nicht geklärt ist.

Folgerung

Man kann erkennen : Die Schiff–Probe war bei allen Aldehyden positiv, das heißt, es trat die typische Pinkfärbung auf. Bei allen anderen Stoffen war sie negativ. Insbesondere bei Glucose war sie negativ.

Die Behauptung, dass Glucose ein Aldehyd ist, kann offenbar nicht aufrecht erhalten werden.

11.5.2. Wissen und Wahrheit in den Naturwissenschaften

Wir sehen an diesem kleinen Beispiel, wie in den Naturwissenschaften Erkenntnisse gewonnen werden.

Behauptungen können niemals bewiesen werden. Behauptungen können nur widerlegt werden.[69]

Solange eine Behauptung nicht widerlegt ist, kann man sie als Arbeitshypothese benutzen. Wenn sie viele Widerlegungsversuche überstanden hat, nennt man sie Theorie oder gar Gesetz. Trotzdem ist sie nicht bewiesen.

Es gibt in den Naturwissenschaften keine endgültigen Wahrheiten.

Aufgabe 11–1

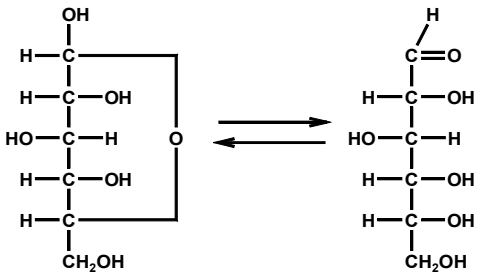
Die Mathematik kann Sätze beweisen. Jede Religion kennt endgültige Wahrheiten. Wieso geht dort, was in den Naturwissenschaften nicht geht ?

11.5.3. Folgerungen aus den 3 Aldehydnachweisen

Es ist sicher zu kurz gedacht, wenn man nach Versuch 11–7 (Schiff–Probe) behauptet, dass Glucose kein Aldehyd ist. Denn diese Behauptung ist ja durch die Versuche 11–5 und 11–6 (Fehling und Tollens) widerlegt. Eine Erklärung ist nötig, die die Ergebnisse aller 3 Versuche erklären kann.

Um eine solche Erklärung aufstellen zu können, sind sehr umfangreiche Untersuchungen nötig, die wir hier nicht nachvollziehen können.

Wir können aber die Erklärung selbst verstehen. Hier ist sie.



99,74 % der Glucose liegt in der Ringform vor.

0,26 % der Glucose liegt in der Kettenform vor.

Abb. 11–5

[69] Mehr zu diesem Thema finden Sie auf der Internetseite http://de.wikipedia.org/wiki/Falsifizierbarkeit.

Die Erklärung

Glucose (gemeint ist hier wie im gesamten Kapitel Glucose in wässriger Lösung) enthält 2 Sorten von Molekülen. Diese 2 Molekülsorten stehen in einem chemischen Gleichgewicht (vgl. Kapitel 8.). Sie wandeln sich also ständig ineinander um.

Die beiden Molekülsorten sind in Abb. 11–5 zu sehen. Die Ringform liegt im Gleichgewicht zu 99,74 % vor, die Kettenform nur zu 0,26 %. Nur die Kettenform hat eine Aldehydgruppe. Nur sie ist also für die Aldehydreaktionen verantwortlich.

Die Frage

Die Frage bleibt, warum Glucose bei der Fehling– und der Tollens–Probe eine positive Reaktion zeigt (hier reichen offenbar die 0,26 % der Glucose, die in Kettenform vorliegen, aus) und bei der Schiff–Probe nicht.

Die Antwort

- Bei der Fehling– und der Tollens–Probe reagiert die Kettenform der Glucose mit dem Fehling– bzw. dem Tollens–Reagenz. Sie wird dadurch aus dem Gleichgewicht entfernt. Das Gleichgewicht stellt sich neu ein (vgl. Kapitel 8.3.3. und 8.3.4.), das heißt, aus der noch in großer Menge vorhandenen Ringform bildet sich wieder der Anteil von 0,26 % an Kettenform. Auch dieser reagiert wieder mit Fehling– bzw. Tollens–Reagenz, wird wieder neu gebildet. Dies geht so lange bis sich nach einigen Minuten die gesamte Ringform umgewandelt und reagiert hat.

  Es konnte also die gesamte Glucose reagieren.

- Bei der Schiff–Probe reagiert die Kettenform der Glucose nicht mit dem Schiff–Reagenz, sondern lagert sich nur an die Moleküle des Schiff–Reagenz an. Es bildet sich ein pinkfarbener Komplex aus Glucose und den Molekülen des Schiff–Reagenz, die Glucose (Kettenform) selbst bleibt unverändert. Dadurch wird sie nicht dem Gleichgewicht entzogen und wird nicht, wie oben beschrieben, neu gebildet.

  Es haben sich also nur 0,26 % der Glucose angelagert. Das ist zu wenig, um den Farbkomplex zu sehen.

Ausgangspunkt für weitere Überlegungen

Wir haben die Glucoseformel herausgefunden. Sie ist in Abb. 11–5. Es gibt Ketten– und Ringform, die im Gleichgewicht stehen.

Das Problem „Glucoseformel“ ist gelöst. Die nächste Aufgabe bitte.

11.6. Die zweite Überraschung

11.6.1. Glucose im polarisierten Licht

Einschub – Was ist polarisiertes Licht ?

Man kann Licht als Welle ansehen. Dabei sind die Schwingungsebenen der einzelnen Lichtquanten unterschiedlich. Mit Hilfe eines Polarisators (er wird durch ein Gitter oder mittels Reflektion realisiert) kann man nur solches Licht durchlassen, dass in einer einzigen Ebene schwingt. Man nennt es (linear) polarisiertes Licht.

Mehr über polarisiertes Licht können Sie im Physikbuch Ihrer Wahl oder unter http://www.iap.uni-bonn.de/P2K/polarization/polarizationII.html (Stand 07/2012) nachlesen.

Ein Versuch

der aus Zeitmangel nicht durchgeführt wird.

Man lässt polarisiertes Licht auf ein quaderförmiges Glasgefäß, das mit Glucoselösung gefüllt ist, fallen. Die Schwingungsebene des Lichtes ändert sich.

Bei vielen anderen Stoffen tut sie das nicht.

Eine kleine Skizze des Versuchsaufbaues ist in http://www.chemgapedia.de/vsengine/vlu/vsc/de/ph/14/ep/einfuehrung/wellenoptik/polarisation.vlu/Page/vsc/de/ph/14/ep/einfuehrung/wellenoptik/polarisation13.vscml.html (Stand 07/2012) zu finden.

Eine Frage

Bereits im Jahre 1813 hatte der französische Physiker Jean Baptiste Biot entdeckt, dass eine Glucoselösung optisch aktiv ist, d.h. die Schwingungsebene des polarisierten Lichts ändert.

Warum tritt diese Erscheinung bei Glucose auf ? Warum tritt sie bei vielen anderen Stoffen nicht auf ?

Die Antwort

Die Antwort gaben kurz nach 1874 der niederländische Physiker und Chemiker Jacobus Henricus van´t Hoff und der französische Chemiker Joseph Achille Le Bel. Optische Aktivität tritt immer dann auf, wenn chirale Moleküle vorliegen.

Eine Antwort, die (noch) keine ist

Die Antwort des vorigen Absatzes sagt uns noch nichts. Ganz im Gegenteil, sie wirft nur neue Fragen auf.

- Was ist Chiralität ?
- Wie sehen chirale Moleküle eigentlich aus, und wie unterscheiden sie sich von den anderen, nichtchiralen Molekülen ?
- Warum drehen chirale Moleküle die Schwingungsebene des polarisierten Lichts, sind also optisch aktiv ?
- Und was hat das Ganze mit der Glucoseformel zu tun ?

Die dritte Frage zuerst

Um es kurz zu machen, wir können diese Frage nicht beantworten. Ein Physikstudium wäre eine Voraussetzung dafür. Wer es nicht glaubt, kann ja hier nachlesen : http://www.chemglobe.org/organic/stereochemie/enantiomerie.php (Stand 07/2012).

11.6.2. Chiralität

Ein Objekt heißt chiral, wenn man es nicht mit seinem Spiegelbild zur Deckung bringen kann. Einige Beispiele sollen das illustrieren.

zweidimensionale Objekte – Buchstaben

Der Buchstabe A ist mit seinem Spiegelbild identisch. Die beiden sind schon zur Deckung gebracht. Das A ist nicht chiral[70].

Der Buchstabe E ist nicht mit seinem Spiegelbild identisch. Man kann das gespiegelte E aber um 180 Grad drehen und so mit dem normalen E zur Deckung bringen. Auch das E ist nicht chiral.

Der Buchstabe R ist nicht mit seinem Spiegelbild identisch. Auch durch Drehen oder Verschieben kann man das gespiegelte R nicht mit dem normalen R zur Deckung bringen. Das R ist chiral.

dreidimensionale Objekte

Betrachten Sie Ihre Hände. Die rechte und die linke Hand lassen sich nicht zur Deckung bringen. Betrachten Sie die rechte Hand in einem Spiegel. Sie sieht dort aus wie die linke Hand. Die rechte Hand ist also ein Spiegelbild der linken. Beide lassen sich nicht zur Deckung bringen. Sie sind chiral.

Betrachten Sie das Gesicht eines Ihrer Mitmenschen im Spiegel und gleichzeitig direkt. Bild und Spiegelbild sehen gleich aus. Gesichter sind nicht chiral. Wenn man ganz genau ist, stimmt das nicht. Gesichter sind (auch wenn man die Frisur nicht beachtet) immer ein klein wenig unsymmetrisch und damit chiral. Solche kleinen Abweichungen wollen wir in diesem Kapitel nicht beachten, sondern immer von „idealen Objekten“ ausgehen.

Aufgabe 11–2

- Nennen Sie 3 chirale und 3 nicht chirale Buchstaben (in der Schriftart Arial).
- Sind die folgenden Gegenstände chiral oder nicht ? Gehen Sie von „idealen Objekten“ aus. Limonadenflasche, Fußball, Füße eines Menschen, Löffel, Messer, gewöhnlicher Spielwürfel (mit 1 bis 6 Augen auf den Flächen), Zifferblatt einer Uhr (einmal mit, einmal ohne Ziffern), Ei, Auto (Pkw), Glühlampe, Sonnenblume, knorriger Baum, Möbiusband, Wendeltreppe.
- Nennen Sie 5 chirale und 5 nicht chirale Objekte aus Ihrer Umwelt.

11.6.3. chirale Moleküle

Dieses Kapitel ist noch nicht belegt.

---

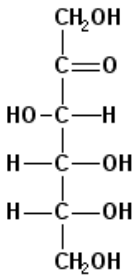
70 Diese Aussage gilt für das A in der Schriftart Arial. Der Buchstabe A in der Schriftart Fraktur (𝔄) oder in der Schriftart „Comic Sans MS“ (*A*) ist chiral.

11.7. Glucose und Fructose

Neben der Glucose gibt es noch eine riesige Zahl anderer Kohlenhydrate. Eines davon ist die Fructose.

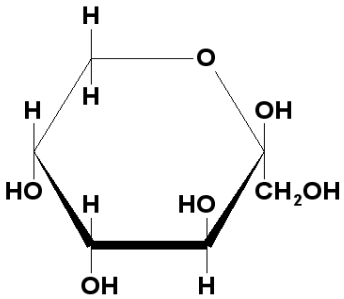
Formeln von Glucose und Fructose

Die Formel von Glucose finden Sie zum Vergleich in Kapitel 11.5.3. (Fischer–Projektion) und 11.6.4. (Haworth–Projektion).



Hier ist die Formel der Fructose in der Fischer–Projektion. Fructose enthält die funktionelle Gruppe –C=O. Dabei ist an das Kohlenstoffatom kein Wasserstoffatom, sondern 2 weitere Kohlenstoffatome gebunden. Diese Gruppe heißt Ketogruppe.

Viele Kohlenhydrate enthalten wie die Fructose eine Ketogruppe. Man nennt sie daher **Ketosen**. Andere Kohlenhydrate, z.B. die Glucose, enthalten eine Aldehydgruppe. Sie heißen **Aldosen**.



Hier ist die Formel der Fructose in der Haworth–Projektion. Sie sehen, dass auch das Fructosemolekül 4 asymmetrische Kohlenstoffatome hat.

Unterscheidung zwischen Glucose und Fructose

Wie kann man feststellen, ob ein Stoff Glucose oder Fructose (oder beides) enthält ? Man braucht einen Nachweis.

Aufgabe 11–3

Lesen Sie noch einmal in den Kapiteln 2.4. und 11.4. durch, was ein Nachweis ist.

Glucosenachweis

Es gibt einen sehr spezifischen Glucosenachweis. Er ist nur für Glucose positiv, für alle anderen Stoffe negativ.

Versuch 11–8

In ein Reagenzglas gibt man etwa 2 ml einer 2 %–igen Glucoselösung. Nun hält man ein Glucoseteststäbchen[71] in die Lösung. Es verfärbt sich nach einigen Sekunden blau. Ein zweites Teststäbchen hält man in eine 2 %–ige Fructoselösung. Es verfärbt sich auch nach mehreren Minuten nicht.

Fructosenachweis

Einen Fructosenachweis, der genauso billig und spezifisch ist wie der Glucosenachweis, gibt es nicht. Ein Nachweis für Ketosen ist der Seliwanoff[72]–Test. Er ist für alle Ketosen mit 6 Kohlenstoffatomen (sie heißen Ketohexosen) positiv, für Aldosen negativ, kann also zwischen Glucose und Fructose unterscheiden.

Versuch 11–9 (Seliwanoff–Probe)

In ein Reagenzglas gibt man etwa 2 ml einer 2 %–igen Fructoselösung. Dazu gibt man einige Tropfen Seliwanoff–Reagenz (0,5 %–ige Lösung von Resorcin in konzentrierter Salzsäure) und erhitzt kurz zum Sieden. Die Lösung färbt sich rot.

Glucose und Fructose in unserer Nahrung

Wo sind Glucose und Fructose in unserer Nahrung enthalten ?

---

71 Man kann die Teststäbchen in der Apotheke kaufen. Ihr eigentlicher Zweck ist der Nachweis von Zucker im Urin. Sie enthalten Glucoseoxidase. Das ist ein Enzym, das Glucose bei Anwesenheit von Sauerstoff zu Glucuronsäure und Wasserstoffperoxid oxidiert. Das Wasserstoffperoxid reagiert mit farblosen Stoffen zu einem farbigem Komplex. Mehr unter http://www.stamar.pl/pdfprod/94_1.pdf (Stand 07/2012).

72 Natürlich wurde die Seliwanoff–Probe von Seliwanoff entwickelt. Aber wer war das ?

Das Buch „Biochemische und physiologische Versuche mit Pflanzen“ von Aloysius Wild und Volker Schmitt, erschienen 2012 im Spektrum Verlag, sagt auf S. 33 (im Kapitel über Zuckernachweise : „(Test nach Feodor Feodorowitsch Seliwanoff, 1859 – 1938, russischer Chemiker)“.

Die deutsche Wikipedia verweist unter http://de.wikipedia.org/wiki/Seliwanow-Probe auf einen Theodor Seliwanoff. Dort (unter http://de.wikipedia.org/wiki/Theodor_Seliwanoff) erfahren wir, dass er von 1817 bis 1895 lebte und ein deutscher Chemiker war.

Die russische Wikipedia (sie ist in Bezug auf Russen vielleicht kompetenter als andere) verweist in http://ru.wikipedia.org/wiki/Проба Селиванова auf einen Ф. Ф. Селивановым. Dort (unter http://ru.wikipedia.org/wiki/Селиванов,_Фёдор_Фёдорович) erfahren wir dass er, Fedor Fedorovich Selivanov, von 1859 bis Ende 1914 lebte und – natürlich – ein russischer Chemiker war. Ab 1885 lebte und arbeitete er für einige Zeit in Deutschland und veröffentlichte daher seine Arbeit über die Seliwanoff–Probe in einer deutschen Zeitschrift in deutscher Sprache.

So, und nun können Sie sich die Ihnen am besten gefallende Variante heraussuchen.

Übrigens : Neben der Schreibweise Seliwanoff (dies ist die klassische deutsche Transkription des russischen Namens) findet man auch die Schreibweisen Seliwanow, Seliwanov und Selivanov. Letzere ist die Transliteration nach DIN 1460 und gleichzeitig die englische Transkription.

Übrigens 2 : In einem sind sich alle Quellen von oben einig. Er veröffentlichte seinen Test im Jahre 1887.

Versuch 11–10

In Reagenzgläser gibt man 1 – 2 ml (etwa 1 – 2 cm hoch), mindestens aber einige Tropfen von einigen der folgenden Stoffe : Obst (z.B. Apfel, Birne, Weintraube, Banane, entweder als zerdrückter Brei oder gepresster Saft), Marmelade (möglichst keine rote), Honig, Kunsthonig (Invertzucker), Limonade oder Cola, Diätlimonade, Lösung von Haushaltszucker. In jedes der Reagenzgläser hält man ein Glucosetesteststäbchen. Danach führt man einen Seliwanoff–Test durch.

Beobachtung und Ergebnis :

Aufgabe 11–4

- Informieren Sie sich, welche Stoffwechselstörung die Ursache der Zuckerkrankheit ist.
- Informieren Sie sich, woraus Kunsthonig (Invertzucker) besteht.

11.8. Disaccharide und Polysaccharide

Dieses Kapitel ist noch nicht belegt.