

2 Lernzirkel: Stoffe – ihre Eigenschaften, ihr Vorkommen und ihre Verwendung

15.-19. Halbtage

Wie im vergangenen Semester sollen Sie auch diesmal wieder einen *Lernzirkel (Stationenarbeit)* durchführen. Hier wird es um verschiedene Stoffe gehen. Sie werden dabei eine Menge über deren Vorkommen, Eigenschaften und Verwendung erfahren. Teilen Sie sich in kleine Gruppen auf. Für die sieben Stationen haben Sie insgesamt fünf Praktikumstage Zeit.

Sofern nicht anders angegeben, entstammen die folgenden Materialien den Büchern:

- [10] Blume, R. et al., *Chemie für Gymnasien, Sek. I, Cornelsen, Berlin 1996*
- [11] Jäckel, M., Risch, K.T. (Hrsg.), *Chemie heute, Sek. I, Schroedel, Hannover 1993*
- [12] Tausch, M. (Hrsg.), *Chemie S I Stoff-Formel-Umwelt, Buchner, Bamberg 1996*
- [13] Tausch, M. (Hrsg.), *Chemie S II Stoff-Formel-Umwelt, Buchner, Bamberg 1993*

Protokolle:

Fassen Sie für jeden Versuch zusammen, was Sie gemacht haben. Vergessen Sie nicht, Beobachtungen zu beschreiben, entsprechende Reaktionsgleichungen aufzustellen und alle Fragen und Aufgaben zu bearbeiten.

2.1 Stationsübersicht

Station	Titel	Erledigt
Station 1	Luft – eine wichtige Ressource	
Station 2	Alkali- und Erdalkalimetalle – alleine trifft man sie selten an	
Station 3	Edelgase – kaum zur Reaktion bereit	
Station 4	Anorganische Werkstoffe – Mörtel, Glas, Graphit & Co	
Station 5	Beispiele industrieller Grundchemikalien	
Station 6	Halogene – Elemente des Meeres	
Station 7	Metalle – Vorkommen, Gewinnung und Verwendung	

2.2 Arbeitsmaterialien

Station 1: Luft – eine wichtige Ressource

1.1 Die Inhaltsstoffe der Luft

Auch wenn wir vielleicht Sauerstoff als den wichtigsten Inhaltsstoff der Luft ansehen, macht er lange nicht den größten Anteil aus. Um zu erfahren, wie viel Sauerstoff sich in der uns umgebenden Luft befindet, oxidieren wir Eisen in einem begrenzten Luftvolumen. Das Eisen muss dabei im Überschuss vorliegen.

Versuch 1: Messung des Sauerstoffanteils der Luft mit dem Kolbenprober

Geräte und Chemikalien:

2 Kolbenprober mit Hahn, Verbrennungsrohr (\varnothing 8 mm, 20-25 cm lang), Brenner, 2 Stative mit Klemmen, 2 kurze Schlauchstücke, entfettete Stahlwolle

Durchführung:

Das Verbrennungsrohr wird mit Stahlwolle auf einer Länge von etwa 15 cm gepackt, jedoch nicht zu dicht. Das Verbrennungsrohr wird mit der Eisenwolle gewogen und dann die Apparatur nach Abbildung 2.1 aufgebaut. In den einen Kolbenprober werden genau 100 ml Luft gefüllt. Wird nun die Luft mehrmals in den anderen Kolbenprober überführt, darf sich das Volumen nicht ändern. Ansonsten ist die Apparatur undicht.

Dann wird das Verbrennungsrohr zunächst an einer Stelle mit dem Brenner kräftig erhitzt. Sobald die Stahlwolle zu glühen anfängt, wird der Brenner entfernt und Luft darüber geleitet. Dann wird an einer anderen Stelle erwärmt und der Vorgang mehrmals wiederholt, bis sich das Luftvolumen nicht mehr ändert.

Nach dem Abkühlen werden der Volumenstand gemessen und das Verbrennungsrohr gewogen. Die Masse des verbrauchten Gasvolumens sollte der Massenzunahme der Stahlwolle entsprechen. Führen Sie entsprechende Rechnungen durch!

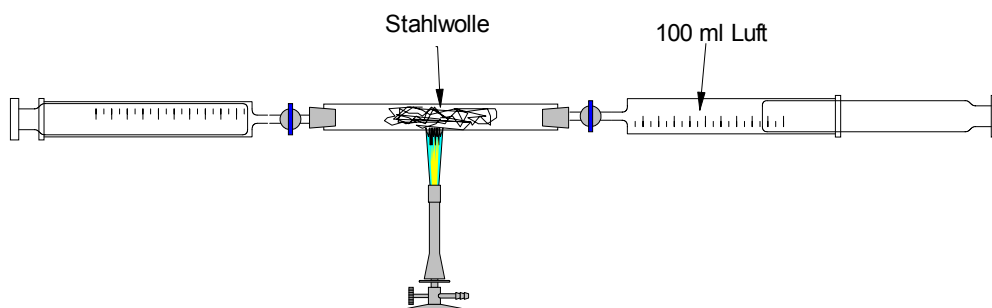


Abb. 2.1 Eisen-Oxidation in begrenztem Luftvolumen.

Zum Umgang mit Kolbenprobern:

Kolbenprober sind durch ihre normgeschliffenen Kolben sehr teuer. Man sollte daher vorsichtig mit ihnen umgehen. Halten Sie den Kolbenprober nie so, dass der Kolben herausrutschen kann. Weitere Hinweise erhalten Sie vor Ort. Fragen Sie die Assistenten!

Entsorgung:

Die Stahlwolle wird verworfen.

Versuch 2: Prüfen des Restgases**Geräte und Chemikalien:**

beide Kolbenprober aus vorherigem Versuch, Becherglas (100 ml) mit Teelicht

Durchführung:

In den leeren Kolbenprober wird etwas frische Luft gesogen. Die Luft wird vorsichtig auf den Boden des Becherglases gedrückt, ohne die Flamme des Teelichts auszupusten.

Analog geht man mit dem Restgas aus dem vorherigen Versuch vor. Was beobachten Sie?

Die Experimente ergeben, dass Sauerstoff etwa ein Fünftel der Luft ausmacht. Ist Sauerstoff nicht mehr in der Luft enthalten, wie dies bei Versuch 2 der Fall war, kann eine Verbrennung nicht mehr erfolgen. Die Flamme erstickt.

Abbildung 2.2 zeigt die Hauptbestandteile der Luft. Neben Stickstoff, Sauerstoff und Argon sind noch Kohlendioxid mit einem Anteil von 0,035 % und in noch geringerem Maße Neon, Krypton und Xenon in der Luft enthalten.

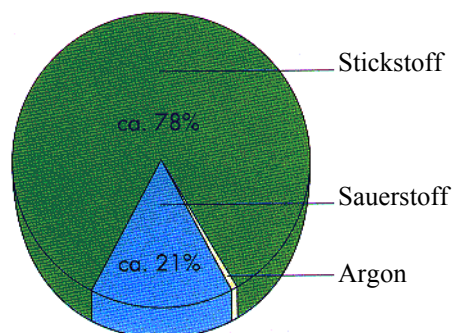


Abb. 2.2 Hauptkomponenten der Luft.

Versuch 3: Nachweis von CO₂ in der Luft

Geräte und Chemikalien:

Gaswaschflasche, Kalkwasser, Wasserstrahlpumpe

Durchführung:

Gemäß Abbildung 2.3 wird Luft so lange in das Kalkwasser gesogen, bis es sich trübt (Dauer ca. 20 min.).

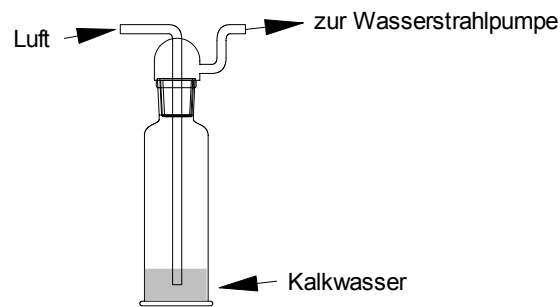


Abb. 2.3 Nachweis von CO₂.

Entsorgung:

Das Kalkwasser kann verworfen werden.

STECKBRIEF SAUERSTOFF	STECKBRIEF STICKSTOFF
<ul style="list-style-type: none"> geruchloses, geschmackloses, farbloses Gas, schwerer als Luft Dichte bei 20 °C: $\rho = 1,33 \text{ g} \cdot \text{l}^{-1}$ Siedetemperatur: -183 °C Schmelztemperatur: -219 °C brennt nicht, unterhält die Verbrennung, reagiert mit fast allen Stoffen und bildet Oxide löst sich geringfügig in Wasser (bei 20 °C $31 \text{ ml} \cdot \text{l}^{-1}$) wurde im Jahr 1773 vom Schweden C. W. SCHEELE und im Jahr 1774 vom Engländer J. PRIESTLEY entdeckt und im Jahr 1779 von A. LAVOISIER benannt Nachweis: Glimmspanprobe 	<ul style="list-style-type: none"> geruchloses, geschmackloses, farbloses Gas, leichter als Luft Dichte bei 20 °C: $\rho = 1,25 \text{ g} \cdot \text{l}^{-1}$ Siedetemperatur: -196 °C Schmelztemperatur: -218 °C brennt nicht, unterhält die Verbrennung nicht, sehr reaktionsträge (kann jedoch von einigen Mikroorganismen im Boden aufgenommen werden) löst sich geringfügig in Wasser (bei 20 °C $23 \text{ ml} \cdot \text{l}^{-1}$) wurde im Jahr 1772 von H. CAVENDISH und D. RUTHERFORD entdeckt und im Jahr 1787 von A. LAVOISIER benannt Nachweis: brennender Glimmspan erlischt (kein spezifischer Nachweis)

Abb. 2.4 Steckbriefe von Sauerstoff und Stickstoff.

In der Technik trennt man die Gase der Luft durch *Destillation verflüssigter Luft*. CARL VON LINDE entwickelte im Jahre 1876 das nach ihm benannte Verfahren zur **Luftverflüssigung**. Hierbei drückt eine Pumpe (1) (Abbildung 2.5) die Luft zusammen und verdichtet sie. Bei

diesem Vorgang erwärmt sich die Luft. Die Wärme wird durch einen Kühler (2) abgeführt. Kühlwasser übernimmt die Wärme. Die verdichtete, abgekühlte Luft wird ein weiteres Mal mit kalter Luft gekühlt, die aus dem Behälter B zurückkommt. Beim Ausströmen durch das Ventil (4) in den Behälter B dehnt sich die Luft aus, sie wird entspannt. Dabei kühlt sie sich erneut stark ab. Die Vorgänge (1) bis (4) werden im Kreisprozess wiederholt. Im Behälter B stellt sich die Temperatur ein, bei der Luft zur Flüssigkeit kondensiert (-196 °C). Die Kondensationswärme wird durch das Kühlwasser abgeführt.

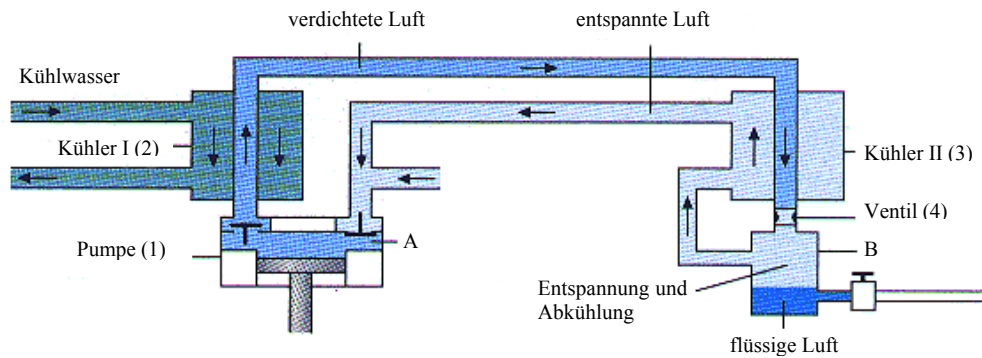


Abb. 2.5 Linde-Verfahren.

Exkurs

Verflüssigung von Gasen

Will man Gase verflüssigen, so kann man beispielsweise die Temperatur so stark erniedrigen, dass die Bewegung der Gasteilchen verlangsamt wird und die einzelnen Moleküle oder Atome nicht mehr ihre gegenseitige Anziehungskraft überwinden können. Die Folge ist, dass sich die Teilchen aneinander lagern und dadurch das Gas kondensiert.

Eine weitere Möglichkeit der Gasverflüssigung nutzt den Zusammenhang zwischen der Temperatur der Gasmoleküle und ihrer Geschwindigkeit aus. Da eine geringere Molekülgeschwindigkeit mit einer niedrigeren Temperatur gleichbedeutend ist, kann man ein Gas durch Abbremsen der Teilchenbewegung abkühlen. Die Teilchen werden nun dadurch abgebremst, dass ihr Abstand durch Expansion des Gases vergrößert wird. Die Anziehungskräfte der Teilchen untereinander werden so schwächer, wodurch diese weniger beschleunigt und somit abgebremst werden. Dieser Effekt wird nach seinen Entdeckern **Joule-Thomson-Effekt** genannt. Man kann diesen Effekt selbst nachempfinden, wenn man eine Flasche mit kohlendioxidhaltigem Mineralwasser öffnet. Durch Öffnen der Flasche kann Kohlendioxid entweichen und somit expandieren. Die Folge ist, dass der Flaschenhals sich abkühlt und sogar Wasser aus der Luft kondensiert, was als „Dampf“ zu sehen ist. Probieren Sie dies einfach mal aus!

Fragen und Aufgaben:

1. Warum können die Gase der Luft durch Destillation voneinander getrennt werden. Informieren Sie sich über den Aufbau einer solchen Destillationsanlage.

2. Ein Behälter mit flüssiger Luft wurde einige Zeit offen stehen gelassen. Danach wurde die sehr kalte Flüssigkeit auf glühende Kohle gegossen. Die Kohle brannte lichterloh. Erklären Sie den Sachverhalt.
3. Ein Mensch verbraucht am Tag etwa 900 g (650 l) Sauerstoff. Berechnen Sie den stündlichen Bedarf an Sauerstoff in einem Klassenraum mit 25 Schülern und einer Lehrkraft.

1.2 Dicke Luft

Als dick bezeichnet wird Luft, wenn sie voller Zigarettenrauch, Staub oder Nebel ist. Aber auch Luft, die unseren Augen sauber erscheint, kann dem Körper schaden, selbst dann, wenn uns die Nase nicht davor warnt. So liest man z.B. in der Zeitung manchmal von tödlichen Vergiftungen mit dem farb- und geruchlosen *Kohlenstoffmonooxid*. Es bildet sich neben Kohlenstoffdioxid bei der Verbrennung von Kohle oder Benzin. Andere Luftschadstoffe, über die uns die Medien häufig informieren, sind Stickstoffoxide – allgemein als NO_x bezeichnet –, Schwefeldioxid und Ozon, wobei letzteres noch später näher beleuchtet werden soll.

Die Luftzusammensetzung verändert sich ständig durch natürliche Vorgänge. Kohlenstoffdioxid wird von den Pflanzen bei der *Photosynthese* gebunden und bei der *Atmung* von Lebewesen freigesetzt. Bei Vulkanausbrüchen gelangen riesige Mengen an Schwefeldioxid, Chlorwasserstoff und anderen Gasen in die Atmosphäre. Wenn es bei Gewittern blitzt, entstehen erhebliche Mengen an Stickstoffoxiden. Aber auch der Mensch trägt durch eine ganze Reihe von Tätigkeiten zur Veränderung der Luftzusammensetzung bei: Die intensive Nutzung von fossilen Brennstoffen (Kohle, Erdöl, Erdgas), die Brandrodung, der Landbau und die Tierhaltung sowie die Verwendung von Chemikalien z.B. bei der chemischen Reinigung sind wichtige Quellen für **anthropogene Schadstoffe**. Leider verschlechtert sich die Luftqualität dadurch erheblich.

Man bezeichnet alle Schadstoffe, die in die Luft abgegeben werden, als **Emissionen**. Die dann auf den Menschen und die Umwelt tatsächlich einwirkenden Schadstoffe nennt man **Immissionen**. Die Verminderung der anthropogenen Emissionen selbst bei steigender wirtschaftlicher Tätigkeit ist heute vorrangig. Dabei werden beispielsweise aus den Rauchgasen der Kohlekraftwerke der Staub in **Elektrofiltern** festgehalten. Schwefeldioxid und Stickstoffoxide entfernt man durch chemische Umwandlungen, durch die so genannte **Entschwefelung** und **Entstickung**. Aus Schwefeldioxid gewinnt man dabei Gips ($\text{CaSO}_4 \cdot x \text{H}_2\text{O}$), der als Baumaterial verwendet wird, Stickstoffoxide werden zu elementarem Stickstoff umgewandelt. Bei Automotoren, die die wichtigsten Verursacher von Kohlenstoffmonooxid- und Stickstoffoxid-Emissionen sind, werden die Schadstoffe mit Hilfe eines geregelten **Abgaskatalysators** in Kohlenstoffdioxid, Stickstoff und Wasser umgewandelt.

Versuch 1: Nachweis von Verbrennungsprodukten

Geräte und Chemikalien:

3 Porzellanschalen, Trichter, 2 Gaswaschflaschen, Reagenzglas mit Ansatz und durchbohrtem Stopfen, Wasserstrahlpumpe, rechtwinkliges Glasrohr, 3 Schlauchstücke, Gasbrenner, Schwefel, Benzin, Braunkohle, Feuerzeug, Fuchsin-Lösung, Kalkwasser

Durchführung:

Führen Sie diesen Versuch im Abzug durch!

Die Apparatur wird wie in Abbildung 2.6 aufgebaut. Etwas Schwefel wird mit der Brennerflamme entzündet und die Verbrennungsprodukte durch die Gaswaschflaschen gesaugt. Die Farbänderungen der Lösungen werden beobachtet. Sollte die Entfärbung der Fuchsin-Lösung zu langsam erfolgen, sollte eventuell die Gaswaschflasche durch ein Reagenzglas mit Ansatz, in das das Gasableitungsrohr eintaucht, ausgetauscht werden. Man benötigt dann weniger Fuchsin-Lösung, die damit schneller entfärbt wird.

Der Versuch wird mit Benzin, Braunkohle und Butangas (Feuerzeug) wiederholt. Dabei müssen die Fuchsin-Lösung und das Kalkwasser stets erneuert werden.

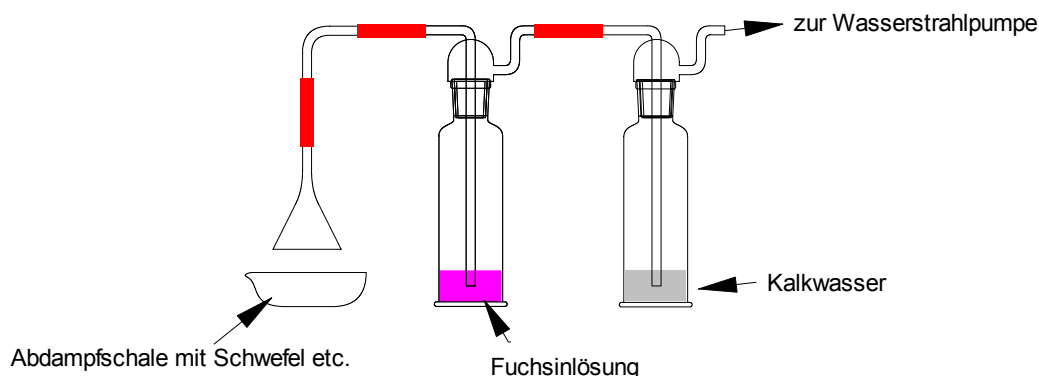
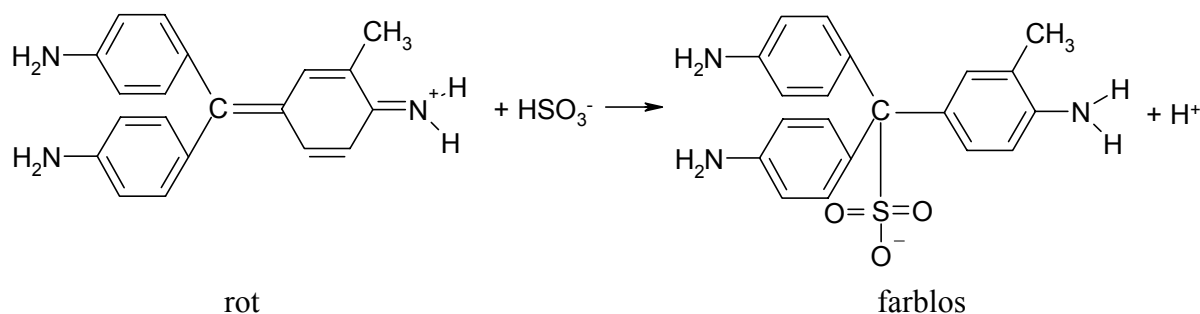


Abb. 2.6 Nachweis von Verbrennungsprodukten.

Hinweis:

Fuchsin dient als Nachweisreagenz für SO_2 bzw. SO_3^{2-} .

**Entsorgung:**

Der Schwefel wird für Versuch 3 aufbewahrt. Die Kohle wird verworfen und das Benzin im Abzug vollständig verbrannt. Die Fuchsin-Lösung und das Kalkwasser werden in den Abguss gespült.

Fragen und Aufgaben:

1. Was beobachten Sie?
2. Was ist demnach in den einzelnen Brennstoffen enthalten?
3. SO_2 lässt sich nicht nur mit Fuchsin nachweisen, sondern auch mit einer mit H_2O_2 versetzten Bariumchlorid-Lösung oder mit einer Iod-Stärke-Lösung. Formulieren Sie die dazugehörigen Reaktionsgleichungen.

4. Neben Schwefel- und Kohlendioxid kann man bei Verbrennungen auch Stickstoffoxide erhalten. Letztere entstehen aber auch bei Gewittern. Wie ist dies möglich?
5. Wie reagieren SO_2 , CO_2 und NO_2 mit Regenwasser (Reaktionsgleichungen!)? Was hat das zur Folge?
6. NO_2 ist ein braunes, stechend riechendes, giftiges Gas. Warum kommen Vergiftungen mit Stickstoffdioxid seltener vor als Vergiftungen mit Kohlenstoffmonoxid?
7. Wie kann man NO_2 im Labor herstellen? Mit welchem Molekül steht es im Gleichgewicht (*Wiederholung: Chemisches Gleichgewicht*)?

Versuch 2: Modellversuch für einen Elektrofilter

Geräte und Chemikalien:

Luftballon, Wolllappen, rußende Kerze

Durchführung:

Reiben Sie einen aufgeblasenen Luftballon mit einem Wolllappen und halten Sie ihn in die Nähe einer ausgeblasenen Kerze. Beobachten Sie den Kerzenrauch.

Fragen und Aufgaben:

1. Erklären Sie Ihre Beobachtung.

Versuch 3: Modellversuch für eine Rauchgasentschwefelung

Geräte und Chemikalien:

Porzellanschale, Trichter, rechtwinkliges Glasrohr, 3 Schlauchstücke, 2 Gaswaschflaschen, Wasserstrahlpumpe, Schwefel, Calciumcarbonat, Wasserstoffperoxid-Lösung (3 %ig), Spatel, Becherglas, Brenner

Durchführung:

Führen Sie diesen Versuch im Abzug durch!

Es wird eine Suspension von Calciumcarbonat bereitet, mit ein paar Tropfen Wasserstoffperoxid versetzt und in die Gaswaschflasche gegeben. Dann wird die Apparatur analog zu Versuch 1 aufgebaut, wobei sich diesmal in der ersten Flasche die Kalksuspension und in der zweiten Flasche die Fuchsinlösung befinden. Der Schwefel wird entzündet und das Schwefeldioxid durch die beiden Gaswaschflaschen geleitet.

Entsorgung:

Der Schwefel, die Kalksuspension und die Fuchsinlösung können verworfen werden.

Fragen und Aufgaben:

1. Welche Reaktionen laufen ab?
2. Wie heißt das Endprodukt in der ersten Gaswaschflasche und was kann damit gemacht werden?
3. Informieren Sie sich in der Fachliteratur über Anlagen zur Rauchgasreinigung.

Der geregelte Dreiwegkatalysator

Der ständig zunehmende Verkehr in hoch industrialisierten Ländern hat Maßnahmen für eine Schadstoffreduzierung in den Autoabgasen unumgänglich gemacht.

Mit dem geregelten Dreiwegkatalysator können in den Abgasen die Schadstoffe Kohlenwasserstoffe, Kohlenstoffmonooxid und nitrose Gase zu *Kohlenstoffdioxid*, *Wasserdampf* und *elementarem Stickstoff* umgewandelt werden.

Der Katalysator besteht aus einem keramischen Wabenkörper (z.B. aus Magnesiumaluminiumsilikat), der zur Vergrößerung der Oberfläche mit Aluminiumoxid überzogen ist. Diese Oberfläche wird neben den Edelmetallen Platin, Palladium und Rhodium mit verschiedenen Oxiden belegt. Dadurch wird eine simultane Umsetzung der Schadstoffe (Oxidation von Kohlenstoffmonooxid und Kohlenwasserstoffen/Reduktion der nitrosen Gase) erreicht. Die Regelung erfolgt über die Lambda-Sonde, die den Sauerstoff-Gehalt im Abgas vor dem Katalysator misst. Sie arbeitet wie ein Konzentrationselement. Sie misst die Potentialdifferenz, die sich durch den Konzentrationsunterschied des Sauerstoffs im Abgas und in der Luft an den Elektroden einstellt.

Dadurch kann eine Steuerung der Kraftstoff-Luft-Gemischbildung in einem sehr engen Bereich erfolgen. Unter diesen Bedingungen werden hohe Schadstoff-Umsätze im Katalysator erreicht.

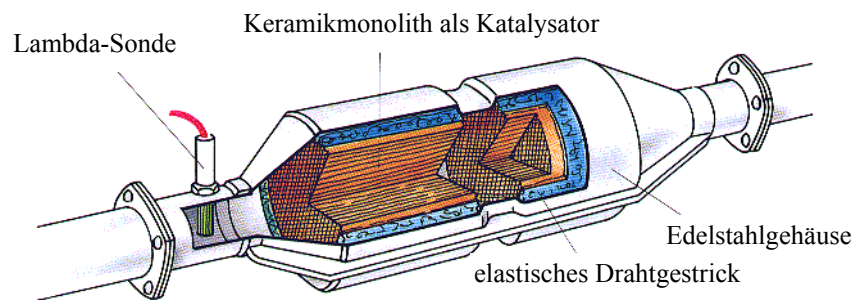
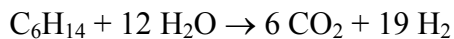
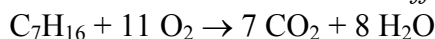


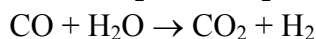
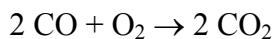
Abb. 2.7 Querschnitt durch einen Katalysator für Otto-Motoren.

Chemische Reaktionen im Abgaskatalysator (Auswahl)

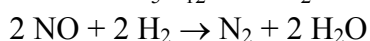
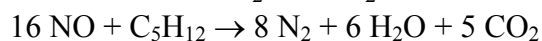
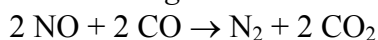
Oxidation der Kohlenwasserstoffe

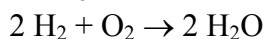
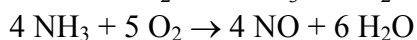
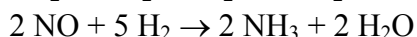
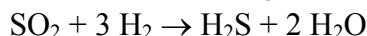
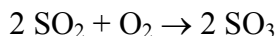


Oxidation von Kohlenstoffmonooxid



Umwandlung der Stickoxide



Nebenreaktionen**Versuch 4: Modellversuch für Smog****Geräte und Chemikalien:**

2 Standzylinder mit Deckeln, Brenner, 2 Tropfpipetten, konz. Salzsäure, konz. Ammoniak-Lösung

Durchführung:

Führen Sie den Versuch im Abzug durch!

Erwärmen Sie die beiden Standzylinder **vorsichtig** so in der Brennerflamme, dass der eine Standzylinder nur im oberen Drittel und der andere vollständig warm wird. Geben Sie anschließend in jeden Standzylinder je einige Tropfen konz. Salzsäure und konz. Ammoniak-Lösung und verschließen Sie die Zylinder. Beobachten Sie den Ammoniumchlorid-Rauch.

Entsorgung:

Entfällt.

Prinzipiell unterscheidet man den **sauren Smog**³ (auch *Londoner Smog* genannt) von dem **Photosmog** (*Los-Angeles-Smog*).

Der saure Smog tritt im Winter bei *Inversionswetterlagen* in feuchtkalten Regionen auf (s. Modellversuch). Dieser Smog ist ein fast ausschließlich mit Schwefeldioxid und Staub beladener Nebel. Der Staub katalysiert die Oxidation von Schwefeldioxid zu Schwefelsäure. In London führte im Dezember 1952 ein vierzehntägiger Smog zu über 4000 Todesfällen.

Beim Photosmog dagegen ist der Einfluss intensiver Sonneneinstrahlung maßgeblich. Fasst man die Troposphäre als riesigen natürlichen Photoreaktor auf, so laufen im Sommer in diesem Reaktor bei Gegenwart von Autoabgasen (Kohlenstoffmonooxid, Kohlenstoffdioxid, Stickstoffmonooxid, Stickstoffdioxid, Kohlenwasserstoffe) photochemische Reaktionen ab, deren Produkte (Ozon, Peroxide, Alkanale usw.) Hauptursache von Augenreizungen, Kopfschmerzen, Atembeschwerden und Pflanzenschäden sind.

Extrem ist dieser Photosmog in dem riesigen Ballungsraum Los Angeles mit seinem hohen Verkehrsaufkommen, da die Stadt in einem Becken liegt, in dem bei intensiver Sonneneinstrahlung häufig sehr stabile Inversionswetterlagen auftreten. Aber auch in Deutschland werden mittlerweile an heißen Tagen alarmierende Ozonwerte gemessen.

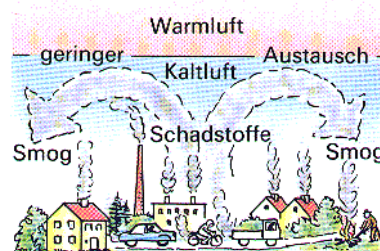


Abb. 2.8 Inversionswetterlage.

³ Smog leitet sich von *smoke* (engl.) = Rauch und *fog* (engl.) = Nebel, Dunst ab.

1.3 Ozon

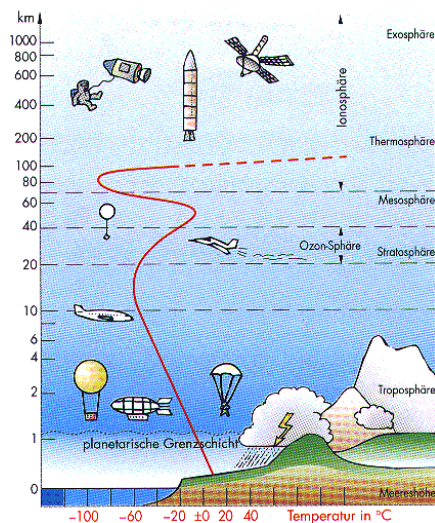
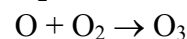
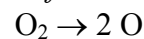


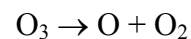
Abb. 2.9 Schichtung der Atmosphäre.

Die Lufthülle unseres Planeten ist gemessen am Durchmesser der Erde hauchdünn. Rund 75 % der Luftmasse sind in einer nur ca. 10 km dicken Schicht über dem Boden enthalten. In dieser Schicht, der *Troposphäre*, spielt sich das ganze Wettergeschehen ab. Das gesamte Ozon (O_3), vom Erdboden bis in die obere *Stratosphäre*, ergäbe in reiner Form bei normalem Luftdruck eine nur 3 mm dicke Schicht. Der größte Teil davon, etwa 90 %, befindet sich in Höhen zwischen 15 km und 35 km, der so genannten *Ozon-Sphäre*. Sie bildet einen Teil der Stratosphäre. In der Ozon-Sphäre wird Ozon ständig aus Sauerstoff aufgebaut und zu Sauerstoff abgebaut.

Aufbau:

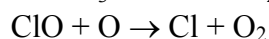
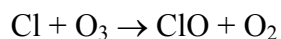


Abbau:



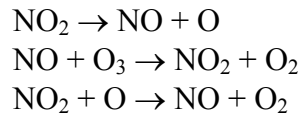
Bei beiden Prozessen wird **Energie im UV-Bereich** benötigt. Dabei wird fast die gesamte energiereiche ultraviolette Strahlung (UV-Licht) der Sonne absorbiert (festgehalten) und in Wärme umgewandelt. Das Ozon in der Stratosphäre wirkt also wie ein Filter für das lebensfeindliche UV-Licht. Ozon-Abnahme in der Stratosphäre bedeutet demnach mehr UV-Licht am Boden. Eine Folge sind u.a. Augen- und Hautkrebserkrankungen sowie Pflanzenschäden.

Eine **Bedrohung des Ozongleichgewichts** in der Stratosphäre stellen die *Fluorchlorkohlenwasserstoffe* (FCKWs) dar. Zu dieser Klasse zählen auch die verschiedenen Freone, die noch vor kurzem in praktisch jeder Spraydose als Treibgas eingesetzt wurden. Seit 1978 geht ihr Einsatz aber weltweit zurück. Erreichen diese Verbindungen die Stratosphäre, was mehrere Jahre dauern kann, werden sie durch die ultraviolette Strahlung der Sonne zersetzt. Aus den Molekülen bilden sich reaktive Bruchstücke – darunter einzelne Chlor-Atome. Sie greifen Ozonmoleküle an, bauen sie ab und werden am Ende des Prozesses wieder gebildet:



Ein einzelnes Chlor-Atom überlebt in der Stratosphäre vier bis zehn Jahre.

Aber nicht nur FCKWs können die Ozonschicht zerstören. Auch die in Verbrennungsmotoren, Düsentriebwerken und durch den Abbau von Stickstoffdüngern entstehenden *Stickstoffoxide* können in die Stratosphäre gelangen und dort in Anwesenheit von UV-Licht das Ozon abbauen.



Insgesamt wird durch den Vorgang ein Ozonmolekül zerstört und das ursprünglich eingesetzte Stickstoffmonoxid wieder gebildet. Dieses kann den Prozess erneut durchlaufen.

In der *Stratosphäre* ist Ozon also lebensnotwendig, da es die gefährlichen UV-Strahlen absorbiert und somit wie ein Filter wirkt.

In *bodennahen Luftschichten* jedoch ist Ozon unerwünscht, weil es stark oxidierend wirkt und demnach zu Augen- und Bronchialreizungen sowie Pflanzenschäden führen kann. Um dies zu demonstrieren, sollen die folgenden Versuche durchgeführt werden.

Versuch 1: Herstellung von Ozon im Labor durch Elektrolyse

Geräte und Chemikalien:

Becherglas (250 ml), 2 Platinelektroden, Glasrohr (\varnothing 2,5 cm, Länge entsprechend der Platinelektrode), zweifach durchbohrter Gummistopfen (mit Teflonband umwickelt), gewinkeltes Glasrohr, Silikonschlauchstück, Gleichspannungsquelle, Verbindungsschnüre, Kolbenprober, Schwefelsäure (30 %ig)

Durchführung:

Die Apparatur wird gemäß Abbildung 2.10 aufgebaut. Man verbindet die Elektroden mit der Gleichspannungsquelle, und zwar die Platinelektrode im Glasrohr mit dem Pluspol, die andere mit dem Minuspol. Nun elektrolysiert man bei einer Spannung von etwa 15 V.

Das Anodengas wird direkt mit dem Kolbenprober aufgefangen, dabei sollte man durch vorsichtige Ziehen am Kolbenprober immer einen leichten Unterdruck im Glasrohr erzeugen. Nach Beendigung der Elektrolyse kann man mit dem Anodengas die unten beschriebenen Untersuchungen auf Ozon durchführen. [14]

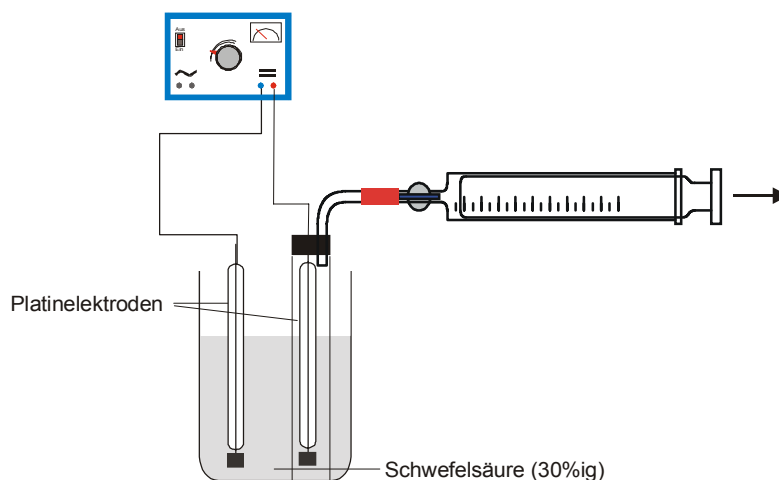
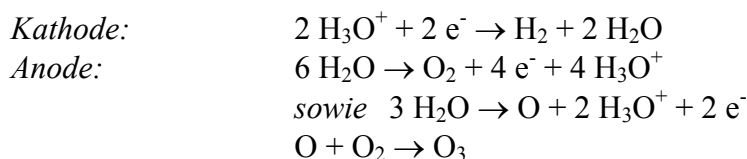


Abb. 2.10 Herstellung von Ozon.

Anmerkung:

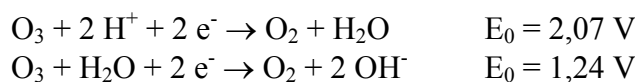
Das Anodengas enthält je nach Versuchsbedingungen (z.B. Temperatur) bis zu 1 % Ozon. Dabei laufen – vereinfacht – folgende Reaktionen ab:

**Entsorgung:**

Die Schwefelsäure kann für die folgenden Gruppen aufbewahrt werden.

Versuch 2: Die oxidierende Wirkung von Ozon

Ozon besitzt einen sehr charakteristischen Geruch. Sie kennen ihn bestimmt von Solarien und Kopiergeräten. Typisch für Ozon ist aber auch seine oxidierende Wirkung. So ist Ozon neben Fluor das stärkste Oxidationsmittel überhaupt:

**Geräte und Chemikalien:**

Kolbenprober aus Versuch 1, Reagenzglas, KI-Stärke-Papier, Luftballon (prall aufgeblasen)

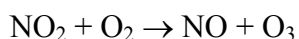
Durchführung:

Leiten Sie einige Milliliter des Anodengases aus dem vorherigen Versuch auf ein mit Wasser angefeuchtete KI-Stärke-Papier, das sich in einem Reagenzglas befindet, sowie auf einen stark aufgeblasenen Luftballon. [14]

Anmerkung:

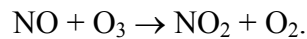
Mit etwa Glück wird der Luftballon zerplatzen, da die Doppelbindungen des Gummis durch Oxidation zerstört werden. Auf jeden Fall sollte jedoch zu erkennen sein, dass sich das Material des Ballons verändert. Aus diesem Grund sollte man im Umgang mit Ozon stets Silikonschläuche verwenden und Gummistopfen mit Teflonband ummanteln.

Woher kommt aber nun das Ozon in der Troposphäre? Fällt es etwa vom Himmel? Wohl kaum, denn die Diffusion aus der Stratosphäre in die Troposphäre wird schon durch die deutliche Temperaturabnahme unter der Ozonschicht weitestgehend unterbunden. Auch würde der größte Teil des Ozons aufgrund seiner Reaktivität in der Troposphäre abreaktieren, bevor es den Erdboden erreicht. Da also auf diesem Wege nur ein geringer Teil des Ozons zum Erdboden gelangt, muss es direkt in Bodennähe einen Mechanismus der Ozonbildung geben. Auch hier ist die Sonnenstrahlung beteiligt. Durch längerwelligere UV-A-Strahlung kann Stickstoffdioxid gespalten werden, wobei ebenfalls atomarer Sauerstoff entsteht, der zur Ozonbildung führt.



Diese Ozonbildung wird durch weitere Luftverunreinigungen, z.B. Kohlenwasserstoffe, die Stickstoffmonooxid über mehrere Reaktionsschritte zum Stickstoffdioxid aufoxidieren, verstärkt.

Da es sich um eine lichtabhängige Gleichgewichtsreaktion handelt, kommt es ohne die notwendige UV-Strahlung zum schadstoffkatalysierten Ozonabbau nach



So wird auch verständlich, warum im Jahresmittel häufig die Ozonkonzentrationen in so genannten Reinluftgebieten, insbesondere in Höhenlagen, aufgrund der stärkeren Sonneneinstrahlung höher sind als in den Ballungszentren. In Ballungszentren führen hohe Schadstoffkonzentrationen (NO_2 , Kohlenwasserstoffe u.a.) bei intensiver Sonnenstrahlung oftmals zu extrem großen Ozonkonzentrationen. Diese werden jedoch gegen Abend auch sehr schnell durch andere Schadstoffe (z.B. NO) wieder fast vollständig abgebaut. Weiterhin kommt es natürlich zu einem Transport von Schadstoffen, so dass auch in den umgebenden Gebieten eine – allerdings deutlich geringere – Ozonbildung stattfindet. Der Abbau ist hier jedoch aufgrund fehlender Reaktionspartner sehr unvollständig, so dass sich das Ozon über das Jahr hin akkumuliert.

Fragen und Aufgaben:

1. Warum gilt aus unserer Sicht für Ozon „oben gut, unten schlecht“? Erläutern Sie.
2. Zeichnen Sie die Lewis-Strukturformeln für Ozon, Stickstoffdioxid und Stickstoffmonooxid. Zeigen Sie anhand der Strukturformeln die Reaktivität dieser Moleküle.

1.4 Der Treibhauseffekt

Die mittlere Jahrestemperatur der Erde in erdnahen Schichten beträgt ca. $+15\text{ }^\circ\text{C}$. Die durch die Erdoberfläche absorbierte Strahlung (Licht) wird unter Erwärmung der Erde in langwelligere Infrarotstrahlung (Wärme) umgewandelt. Ohne die Absorption dieser von der Erde abgestrahlten Infrarotstrahlung durch die Atmosphäre hätte die Erde nur eine mittlere Temperatur von ca. $-18\text{ }^\circ\text{C}$. Die Atmosphäre hält die Wärme also wie ein Treibhaus fest.

Versuch: Wärmeabsorption durch Luft und CO_2

Geräte und Chemikalien:

Stativmaterial, Halogenlampe (250 W) mit Aluminium-Schirm, PE-Flasche (mit Styropor umhüllt), schwarze Pappe, Klarsichtfolie, Stativring, Kristallisierschale, Thermofühler, CO_2 -Gasflasche, Stoppuhr

Durchführung:

Bauen Sie die Apparatur nach Abbildung 2.11 auf. Die Spitze des Thermofühlers sollte sich 1-2 cm über dem Boden der PE-Flasche befinden. Die Kristallisierschale ist etwa 2 cm mit Wasser zu füllen und mit dem Stativring knapp über die PE-Flasche zu hängen. Schalten Sie die Lampe an und messen Sie den Temperaturanstieg 3 Min. lang. Erstellen Sie so jeweils drei Messreihen mit Luft und CO_2 in der PE-Flasche. Kühlen Sie nach einer Messreihe wieder

auf Raumtemperatur ab. Es sollte immer bei derselben Temperatur mit der Messung begonnen werden. Lassen Sie die Lampe stets in Betrieb. Da diese ein wenig Zeit benötigt, um ihre endgültige Betriebstemperatur zu erreichen, sind die Ergebnisse der ersten Messreihe nicht repräsentativ und sollten daher nicht weiter beachtet werden. Tragen Sie bei jeder Versuchsreihe die Temperatur gegen die Zeit auf. [14]

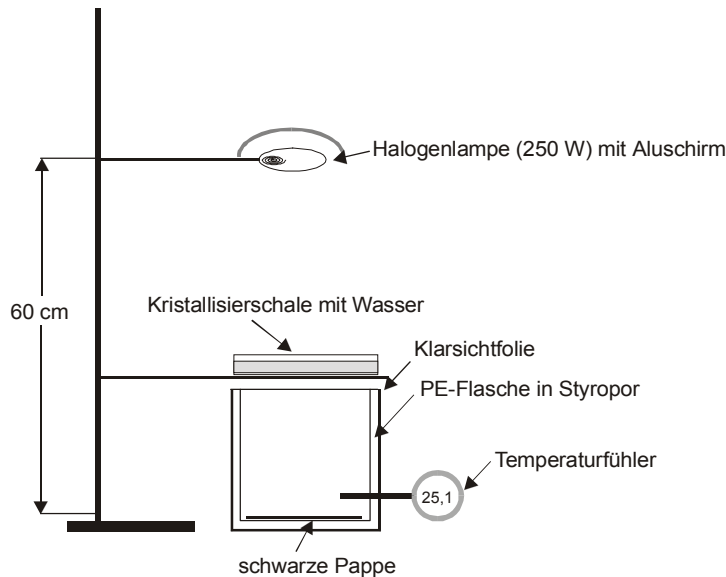


Abb. 2.11 Messen der Wärmeabsorption durch Luft und CO_2 .

Erläuterung:

Das sichtbare Licht der Halogenlampe wird von der schwarzen Pappe absorbiert und in Infrarotstrahlung (Wärme) umgewandelt. Der Versuch zeigt, dass diese Infrarotstrahlung besser von Kohlenstoffdioxid als von Luft absorbiert und somit zurückgehalten wird, wodurch es mit CO_2 zu einer stärkeren Temperaturerhöhung kommt.

Da die Lampe an sich schon ein starker Wärmestrahler ist, muss sie relativ hoch angebracht werden. Ansonsten würde der Temperaturfühler hauptsächlich die Infrarotstrahlung messen, die die Lampe emittiert. Einen weiteren Schutz vor dieser Wärme stellt die mit Wasser gefüllte Kristallisierschale dar, weil das Wasser die Infrarotstrahlung absorbiert und somit nicht in die PE-Flasche durchlässt.

Entsorgung:

Lassen Sie die Apparatur für die folgenden Gruppen aufgebaut.

Fragen und Aufgaben:

1. Vergleichen Sie die Temperaturkurven. Was ergibt sich daraus für die Fähigkeit der Gase, Wärmestrahlung zu absorbieren?

Der Versuch zeigt, dass Kohlenstoffdioxid Infrarotstrahlung stärker absorbieren kann als Luft. Es wird daher *Treibhausgas* genannt. Eine ähnliche Wirkung haben Wasserdampf, Distickstoffmonoxid, Methan, Fluorchlorkohlenwasserstoffe und Ozon. Der Einfluss dieser Gase auf die mittlere Jahrestemperatur wird unter Berücksichtigung ihrer Konzentration in Tabelle 2.1 angegeben. Abbildung 2.12 zeigt noch einmal auf, wie Sonnenenergie absorbiert wird und letztlich zur Erderwärmung beiträgt.

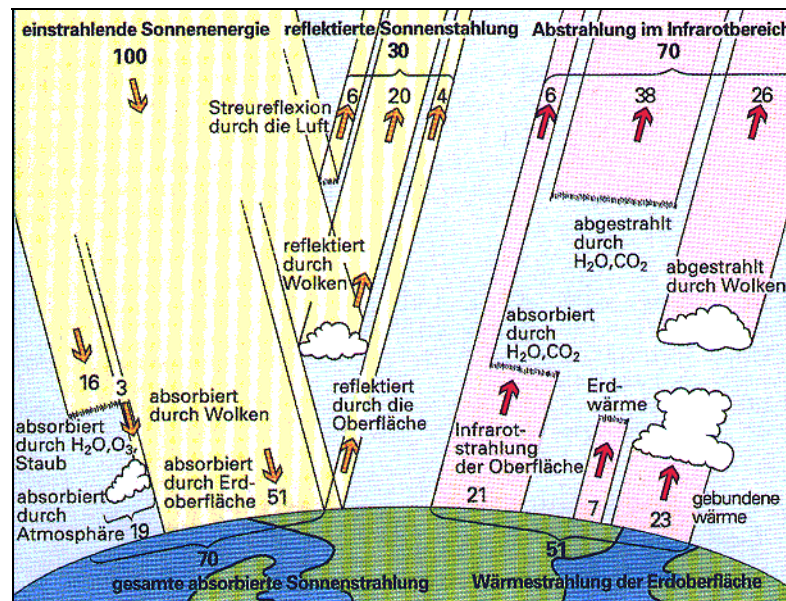


Abb. 2.12 Energiebilanz der Erdoberfläche in Prozent.

Treibhausgas	derzeitige Konzentration	relativer Anstieg pro Jahr in %	Temperaturerhöhung in K
Wasserdampf	wechselnd		20,6
Kohlenstoffdioxid	350 ppm	0,13 – 0,4	7,2
Ozon (bodennah)	30 ppb	1	2,4
Distickstoffmonoxid	0,3 ppm	0,2	1,4
Methan	1,7 ppm	bis 2	0,8
andere Gase	< 1 ppm		0,8
Summe			33,2

Tab. 2.1 Treibhausgase und ihr Einfluss auf die mittlere Jahrestemperatur.

Der enorme Anstieg der Konzentration der oben genannten Treibhausgase führt unweigerlich zu einer weiteren Erwärmung. Zwischen den Jahren 1958 und 1988 hat die mittlere Jahrestemperatur um ca. 0,7 K zugenommen. Gleichzeitig stieg der Kohlenstoffdioxid-Gehalt der Atmosphäre um ca. 50 ppm. Über die Weiterentwicklung der Durchschnittstemperatur, die von vielen Faktoren abhängt, gibt es unterschiedliche Rechenmodelle und Vorhersagen. Auf jeden Fall sind Auswirkungen auf die natürlichen Ökosysteme, die landwirtschaftlichen Produktionen und das Wasservolumen der Ozeane (Ansteigen des Meeresspiegels) zu erwarten, die das globale Gleichgewicht nachhaltig verändern. Daher muss insbesondere die weitere Kohlenstoffdioxid-Zunahme in der Atmosphäre eingedämmt werden. Dies ist durch den Erhalt der photosynthesefähigen Biomasse und durch die Reduzierung der Verfeuerung fossiler Brennstoffe möglich.

Abschließend sollte noch einmal betont werden, dass *Ozon* und *Treibhauseffekt* zwei globale Probleme sind, die nichts miteinander zu tun haben, auch wenn dies oft fälschlicherweise so dargestellt wird. Denn auch wenn (das bodennahe) Ozon als Treibhausgas wirkt, so ist sein Anteil doch sehr gering. Das Ozonloch dagegen hat keinerlei Wirkung auf den

Treibhauseffekt und umgekehrt. Dies sollte man in Zukunft beachten, wenn man in den Medien mal wieder Nachrichten liest, die die Problematik vollkommen verdrehen:

- Bericht eines NDR-Reporters vom 16.03.1995
„Es geht um die Problematik des Treibhauseffektes, also des Ozonlochs, das durch das CO₂ aus den Schornsteinen verursacht wird.“
- Fernsehmoderatorin, n-TV, 23.08.1995
„Das Ozonloch wächst. Inwieweit werden die Folgen der Erwärmung Auswirkungen auf den Menschen haben?“
- FAZ, 21.02.1995
„Sie sollten die im Jahr 1990 festgelegten Obergrenzen für den Kohlendioxid-Ausstoß verringern, um die Zerstörung der Ozonschicht und damit das Schmelzen der Polkappen aufzuhalten.“

Station 2: Alkali- und Erdalkalimetalle – alleine trifft man sie selten an

2.1 Das Metall Natrium

Natrium ist ein Element, das die meisten Menschen nicht kennen. Es kommt aber in vielen Stoffen unseres Alltags gebunden vor. So sind Natriumchlorid, Natriumfluorid, Natriumhydrogencarbonat, Natriumpalmitat und Natriumhydroxid Stoffnamen, die wir auf Verpackungen von Kochsalz, Zahnpasta, Backpulver, Seife oder Rohrreinigern lesen können. Wir gehen mit diesen Stoffen täglich um, einige verzehren wir, mit anderen reinigen wir unsere Haut und wieder andere sind so gefährlich, dass wir jeglichen Hautkontakt vermeiden müssen.

Ob das Element Natrium eher harmlos wie Natriumchlorid oder ätzend wie Natriumhydroxid ist, können wir aus den Eigenschaften seiner Verbindungen nicht herleiten. Da Natrium auch in der Natur nur in Verbindungen vorkommt, können wir aber zumindest vermuten, dass es sich um ein sehr reaktionsfreudiges Element handelt.

Versuch: Eigenschaften von Natrium

Geräte und Chemikalien:

Natrium, Küchenpapier, Pinzette, Messer, Becherglas (250 ml), wasserfreies Ethanol, Kristallisierschale, Reagenzglas, Brenner, Sieblöffel, Phenolphthalein

Durchführung:

Arbeitshinweis:

- Aufgrund der Reaktionsfreudigkeit der Alkalimetalle müssen diese stets unter Paraffinöl aufbewahrt werden.
- Der Arbeitsplatz sollte immer trocken sein. Als Unterlage empfiehlt sich Küchenpapier.
- Zur Reinigung verwendeter Geräte (Pinzette, Messer) und für die Entsorgung von Alkalimetallresten ist stets ein Becherglas mit Ethanol (für Kalium Butanol) bereitzuhalten.
- Nach Entnahme eines Stücks Alkalimetall aus dem Vorratsgefäß wird dieses zunächst mit einem Messer entrindet. (Die Rindenreste dürfen nicht in das Vorratsgefäß zurückgegeben werden, sondern müssen im Alkohol abreagieren!)
- Erst wenn sämtliches Alkalimetall mit dem Alkohol reagiert hat, darf dieser verdünnt in den Ausguss (nur Ethanol!) bzw. in den Behälter für organische Lösungsmittel gegossen werden.
- Bei Bedarf wird das Küchenpapier verbrannt.

Entnehmen Sie ein erbsengroßes Stück Natrium aus dem Vorratsgefäß. Betrachten Sie sein Aussehen. Entrinden Sie es und betrachten Sie die frischen Schnittflächen. Geben Sie dann das Natriumstück in einen Sieblöffel und tauchen Sie diesen in eine mit Wasser gefüllte Kristallisierschale. Das entweichende Gas wird in einem Reagenzglas pneumatisch aufgefangen. Das heißt, das Reagenzglas wird zunächst mit Wasser gefüllt und dann so über den Sieblöffel gehalten, dass das entweichende Gas das Wasser verdrängen kann. Eventuell muss der Vorgang wiederholt werden, um das Glas vollständig zu füllen. Führen Sie mit dem aufgefangenen Gas eine Knallgasprobe durch.

Geben Sie anschließend in die Kristallisierschale einige Tropfen Phenolphthalein.

Entsorgung:

Alle Lösungen können verdünnt in den Abfluss gegeben werden.

Fragen und Aufgaben:

1. Um welches Gas handelt es sich?
2. Was beobachten Sie bei Zugabe von Phenolphthalein?
3. Wie reagiert Natrium mit Wasser (Reaktionsgleichung)?
4. Beschreiben Sie das Aussehen frisch geschnittenen Natriums?
5. Wie ändert sich das Aussehen an der Luft. Woran könnte dies liegen?

Natrium zeigt typische *Eigenschaften eines Metalls*. Es hat einen metallischen Glanz, ist ein guter Wärmeleiter und leitet zudem den elektrischen Strom. Im Vergleich zu anderen Metallen ist es jedoch sehr weich und kann demnach mit einem Messer geschnitten werden. Außerdem reagiert es an der Luft. Mit einer Dichte von $0,97 \text{ g/cm}^3$ ist es leichter als Wasser und gehört demnach zu den Leichtmetallen.

Weiterführende Fragen und Aufgaben:

1. Erläutern Sie die Funktion folgender Natriumverbindungen in Alltagschemikalien. Geben Sie evtl. entsprechende Reaktionsgleichungen an.
 - a) Natriumfluorid in Zahnpasta
 - b) Natriumhydrogencarbonat in Backpulver
 - c) Natriumhydroxid in Rohrreinigern
2. Informieren Sie sich darüber, welche Substanzen neben Natriumhydroxid in Rohrreinigern enthalten sind. Welche Funktion könnten sie haben?
3. Woher stammt der Name *Laugenbrezel*?
4. Wie reagiert Natrium mit Ethanol? Warum ist diese Reaktion ungefährlicher und kann daher dazu genutzt werden, Natrium zu entsorgen?
5. Überlegen Sie sich eine Versuchsanordnung, mit der man die elektrische Leitfähigkeit von Natrium zeigen kann.
6. Wie kann man einen Natriumbrand löschen?

Exkurs**Natriumdampflampen**

Dass Natrium-Atome bei Anregung durch eine Brennerflamme gelbes Licht emittieren, ist bereits bekannt. Dies wird in so genannten Natriumdampflampen ausgenutzt, die beispielsweise als Straßenbeleuchtung Verwendung finden.

Natriumdampflampen bestehen aus zwei fast luftleeren Glaskolben. Im inneren Kolben befindet sich eine Glühwendel aus Wolframdraht und etwas festes Natrium. Bei einer Spannung von 500 V leuchten die Natrium-Atome gelb auf, ohne jedoch zu reagieren. Ihr gelbes Licht durchdringt sogar Nebel.

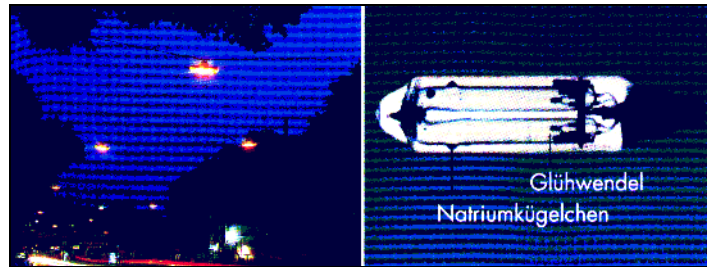


Abb. 2.13 Natriumdampf lampen.

2.2 Die Alkalimetalle im Vergleich

Neben *Natrium* gehören noch *Lithium*, *Kalium*, *Rubidium* und *Caesium* zu den Alkalimetallen. Fast alle sind silberhell glänzende Metalle (bis auf das leicht gelbe Caesium), die sich an der Luft schnell mit einer Oxid- bzw. Carbonatschicht überziehen. Dabei reagieren Rubidium und Caesium so heftig, dass sie stets in luftleeren Glasampullen aufbewahrt werden müssen. Eine Sonderstellung nimmt das radioaktive *Francium* ein, das ein Zerfallsprodukt des Uran 235 ist und eine Halbwertszeit von maximal 21,8 Minuten aufweist.

Im folgenden Versuch sollen Sie die unterschiedliche Reaktivität der Alkalimetalle Lithium, Natrium und Kalium untersuchen.

Versuch: Reaktion der Alkalimetalle mit Wasser

Geräte und Chemikalien:

3 Kristallisierschalen, Phenolphthalein, Spülmittel, Lithium, Natrium, Kalium, Pinzette, Messer, Küchenpapier, wasserfreies Ethanol, Butanol, 2 Bechergläser (250 ml)

Durchführung:

Füllen Sie eine Kristallisierschale mit Wasser und geben Sie einen Tropfen Spülmittel und 2-3 Tropfen Phenolphthalein-Lösung hinein. Lassen Sie nun ein entrindetes linsengroßes Stück Lithium auf die Oberfläche fallen und beobachten Sie. Wiederholen Sie den Versuch mit Natrium und Kalium.

Vorsicht: Mit Kalium muss man sehr vorsichtig umgehen (*wenig verwenden!*). Hier sollte der Versuch im Abzug durchgeführt werden. Kaliumreste sind mit Butanol zu entsorgen.

Entsorgung:

Alle Lösungen bis auf das Butanol können in den Ausguss gegeben werden. Letzteres wird in den Behälter für organische Lösungsmittel gegossen.

Fragen und Aufgaben:

1. Was beobachten Sie?
2. Wie ist die unterschiedliche Reaktivität zu begründen?

In der nachfolgenden Tabelle werden alle wichtigen Eigenschaften der Alkalimetalle (außer Francium) zusammengefasst.

	Lithium Li	Natrium Na	Kalium K	Rubidium Rb	Caesium Cs
Atommasse	6,9 u	23,0 u	39,1 u	85,5 u	132,9 u
Dichte (bei 20 °C)	0,53 g/cm ³	0,97 g/cm ³	0,86 g/cm ³	1,53 g/cm ³	1,90 g/cm ³
Schmelztemp.	181 °C	97,8 °C	63,65 °C	38,9 °C	28,5 °C
Härte	abnehmend				
Reaktion mit Sauerstoff	zunehmend heftiger				
Reaktion mit Wasser	zunehmend heftiger				
Flammenfärbung	karminrot	gelb	violett	rotviolett	blau

Fragen und Aufgaben:

- Wie erklären Sie sich folgende Eigenschaften innerhalb der Gruppe der Alkalimetalle?
 - Abnahme der Schmelztemperatur
 - Zunahme der Reaktivität
- Informieren Sie sich in folgendem Buch über die Alkalimetalle und beantworten Sie (bei Bedarf als Gruppenarbeit) die untenstehenden Fragen.

Trueb, L., F., Die chemischen Elemente – Ein Streifzug durch das Periodensystem, Hirzel, Stuttgart 1996 (Das Buch finden Sie in der Bibliothek.)

- Woher stammt der Name *Lithium*?
- Wie heißt die größte Lagerstätte von Lithiumsalzen?
- Lithium ist kein Spurenelement, weswegen wird es in der Medizin trotzdem verabreicht?
- Wofür wird Li_2CO_3 am meisten verwendet?
- Wo ist Li im Alltag zu finden?
- Nennen Sie eine Anwendung von LiOH ?
- Wo kann Natriumchlorid abgebaut werden?
- Aufgrund ihrer elektropositiven Eigenschaften lassen sich Alkalimetalle nicht chemisch gewinnen. Es ist daher nötig, Alkalimetallsalze zu elektrolysieren. Erklären Sie die Gewinnung von Na aus NaCl .
- Wie heißt das zweitwichtigste Natriumsalz und wie lässt sich daraus NaCl herstellen?
- Wie viel Gramm Na^+ sind im Menschen enthalten?
- Nennen Sie wichtige Natriumverbindungen und ihre Verwendung.
- Wo nutzt man die gute Wärmeleitfähigkeit von Na aus?
- Wie nennt man K_2CO_3 und warum?
- Welche Kaliumsalze werden häufig als Düngemittel verwendet?
- Welche physiologischen Eigenschaften besitzen Kalium-Ionen?
- Wozu verwendet man KClO_3 ?
- Von wem wurden Rubidium und Caesium entdeckt?
- Nennen Sie Anwendungsbeispiele für Caesium.
- Woher stammt der Name *Francium*?

Für weitere Informationen und als Anschauung empfiehlt sich der Videofilm „*Alkalimetalle – Chemie leicht gemacht*“, Nr. 4201198.

2.3 Die Erdalkalimetalle

Die Erdalkalimetalle *Beryllium*, *Magnesium*, *Calcium*, *Strontium* und *Barium* (das radioaktive Radium soll hier nicht näher beschrieben werden) haben sehr ähnliche Eigenschaften wie die Alkalimetalle. Ihr Name weist auf den erheblichen Anteil hin, den Verbindungen des Calciums und des Magnesiums am Aufbau der Erdkruste haben (Kalkstein, Dolomit etc.). Alle Erdalkalimetalle reagieren an der Luft mit Sauerstoff. Allerdings ist die Reaktivität hier wesentlich geringer als bei den Alkalimetallen. Das gleiche gilt für die Reaktion mit Wasser zu einem nicht sehr löslichen Hydroxid und Wasserstoff. So reagiert Magnesium mit Wasser nur sehr langsam, während die Reaktion von Barium in ihrer Heftigkeit mit der des Natriums zu vergleichen ist.

Insgesamt nimmt also die Reaktivität der Erdalkalimetalle wie bei den Alkalimetallen innerhalb der Gruppe zu.

Calcium ist ein wichtiger Bestandteil des menschlichen Körpers. So ist es zu über 1000 g als Phosphat und in Form anderer Verbindungen in Knochen und Zähnen gebunden und trägt so zu deren Festigkeit bei. Marmor, Kreide, Korallenriffe und ganze Gebirgsketten bestehen aus Calciumcarbonat. Gips ist Calciumsulfat.

Das Element *Magnesium* ist wie Calcium ein silberglänzendes Leichtmetall. Es reagiert ebenfalls an der Luft mit Sauerstoff. Dabei bildet sich jedoch eine dünne undurchlässige Schicht von Magnesiumoxid. Sie schützt das Magnesium vor weiterer Oxidation. Magnesium und Magnesium-Legierungen werden daher vielseitig als Werkstoffe genutzt. Besonders wichtig sind diese Leichtmetall-Legierungen für den Flugzeugbau.

Von den übrigen Erdalkalimetallen sollen hier nur *Strontium* und *Barium* erwähnt werden. Ihre Salze verursachen die roten und grünen Leuchtspuren von Feuerwerkskörpern. Bariumoxid ist ein wichtiger Bestandteil von Gläsern für Bildschirme. Es verringert die gesundheitsschädliche UV-Strahlung.

Aufgabe:

Informieren Sie sich in der Literatur über den *natürlichen Kalkkreislauf*. Geben Sie die einzelnen Vorgänge in der Luft, in Gesteinen, Tropfsteinhöhlen und dem Meer schriftlich wider.

Station 3: Die Edelgase – kaum zur Reaktion bereit

Die Edelgase wurden erst zwischen Ende des 19. und Anfang des 20. Jahrhunderts von den Briten RAYLEIGH und RAMSAY entdeckt. Dies ist angesichts der Tatsache, dass Argon zu fast 1 % in der Luft vorliegt, sehr erstaunlich, lässt sich aber mit der Reaktionsträgheit der Elemente erklären.

Lord Rayleigh untersuchte Anfang der 80er Jahre des 19. Jahrhunderts die Dichte von Gasen. Ihm fiel auf, dass 1 Liter Stickstoff, den er aus Ammoniumnitrit NH_4NO_2 hergestellt hatte, um 0,0067 g leichter war als 1 Liter Stickstoff, den er aus Luft isoliert hatte. Der winzige Unterschied an der 3. Stelle nach dem Komma konnte auf Ungenauigkeiten beim Experimentieren beruhen. Er wiederholte die Versuche mehrere Male, erhielt aber immer das gleiche Ergebnis. Den Grund für dieses Ergebnis fand schließlich Ramsay, der vermutete, dass die Abweichung auf der Anwesenheit eines bislang nicht entdeckten schwereren Gases in der Luft beruhte. Im Jahr 1894 gelang es den beiden Forschern schließlich, das Gas aus der Luft zu isolieren. Aufgrund dessen Reaktionsträgheit gaben sie ihm den Namen *Argon* (*anergos* (griech.) = träge). Im Laufe der nächsten Jahre entdeckten Rayleigh und Ramsay auch alle weiteren Edelgase (Helium war zuvor allerdings schon im Spektrum der Sonne entdeckt worden).

Die Edelgase werden vorwiegend durch Destillation verflüssigter Luft gewonnen (s. Station 1). Dabei enthält 1 Liter (gasförmige) Luft 9,3 ml Argon, 0,016 ml Neon, 0,0046 ml Helium, 0,0011 ml Krypton und 0,00006 ml Xenon. Eine andere Heliumquelle ist Erdgas, in dem es in geringem Anteil enthalten ist.

Helium ist nach Wasserstoff das zweithäufigste Element im Universum. Auf der Erde dagegen ist es selten, weil seine Atome so leicht sind, dass sie große mittlere Geschwindigkeiten erreichen und aus der Atmosphäre entkommen. Obwohl Helium doppelt so groß ist wie Wasserstoff, wird es aufgrund seiner Nichtbrennbarkeit bevorzugt, um Luftschiffen und Ballons Auftrieb zu geben. Mit Helium verdünnt man auch den Sauerstoff beim Tiefseetauchen und in Raumschiffen (s. Exkurs), man verwendet es als Druckgas für Raketentreibstoffe, als Kühlmittel sowie als Medium in Helium-Neon-Lasern, die rotes Licht emittieren.

Neon findet breite Anwendung für Leuchtreklamen (s. Exkurs). Wenn es von einem elektrischen Strom durchflossen wird, sendet es rotes Licht aus.

Mit *Argon* schafft man beim Schweißen eine Schutzgasatmosphäre, um die Metalloxydation zu verhindern. Auch bestimmte Glühlampen sind mit Argon gefüllt, da dies die Wärme von der Glühwendel ableiten kann, ohne dabei zu reagieren.

Krypton emittiert ein intensiv weißes Licht, wenn es von elektrischem Strom durchflossen wird. Deshalb beleuchtet man die Landebahnen von Flughäfen auf diese Weise. Weil es bei der Kernspaltung entsteht, gibt sein Anteil in der Atmosphäre einen Anhaltspunkt für die Nuklearaktivitäten in der Welt.

Xenon verwendet man in Scheinwerfern für Kraftfahrzeuge und in schnellen Blitzwürfeln für Fotoapparate, weil eine elektrische Entladung in Xenon – ein Blitzschlag im Kleinen – ein intensiv weißes Licht verursacht. Xenon untersucht man auch auf seine Eignung als ungiftiges Anästhetikum.

Das radioaktive Gas *Radon* entsteht bei einer Kernreaktion tief im Erdinnern. Man befürchtet, dass sich Radon in Gebäuden ansammelt, so dass dort die Radioaktivität gefährliche Ausmaße annimmt.

Edelgase sind extrem reaktionsträge. Erst seit 1962 gelang es, erste Verbindungen mit Edelgasen – hauptsächlich Fluoride – zu bilden. Auch an der Universität Gießen liefen unter R. HOPPE solche Arbeiten.

Exkurse

Helium – gegen Tiefenrausch und Taucherkrankheit

Immer wieder müssen Taucher an den Stützen der Ölplattformen in der Nordsee Reparaturen durchführen. Die oft komplizierten Arbeiten in großer Tiefe sind nicht nur riskant für die Taucher, sie kosten die betroffenen Firmen auch eine Menge Geld.

Nur gut bezahlte Spezialisten sind für solche Arbeiten geeignet. Sogar das Atemgas ist teuer: Jeder Atemzug eines Tauchers in 400 m Tiefe kostet etwa 3 Mark. Das Atemgas besteht aus einem speziellen Helium/Sauerstoff-Gemisch. Doch weshalb nimmt man nicht einfach preiswerte Pressluft?

In Pressluftflaschen befindet sich unter Druck ganz normale Luft. Atmet ein Taucher diese Luft ein, löst sich nicht nur der lebenswichtige Sauerstoff im Blut, sondern auch Stickstoff. Stickstoff ist an sich nicht giftig. Unter Druck übt er aber eine berauschende Wirkung auf den Menschen aus. Schon ab 30 Meter Wassertiefe droht deshalb die Gefahr eines *Tiefenrausches*. Den Taucher überkommt ein Gefühl übersteigender Lebensfreude. Er wird leichtsinnig und verliert die Selbstkontrolle. Das kann dazu führen, dass er immer tiefer taucht und das Auftauchen vergisst. Ersetzt man den Stickstoffanteil im Atemgas durch Helium, kann man den Tiefenrausch verhindern.

Auch wegen der lebensgefährlichen *Taucherkrankheit* verwendet man Helium. Sie tritt auf, wenn ein Taucher zu schnell an die Wasseroberfläche zurückkehrt. Dann perlt zuvor gelöster Stickstoff aus Blut und Gewebe – wie Kohlenstoffdioxid aus einer gerade geöffneten Mineralwasserflasche. Die Bläschen verstopfen die Blutgefäße und schädigen die Körperzellen. Wenn dabei Nervenzellen geschädigt werden, können die Folgen tödlich sein. Helium löst sich weniger im Blut als Stickstoff. Die Gefahr der Bläschenbildung ist deshalb geringer.

Der Austausch von Stickstoff gegen Helium in der Atemluft von Astronauten ist dagegen anders begründet. Im Weltraum könnten sich unter dem Einfluss der kosmischen Strahlung aus Sauerstoff und Stickstoff giftige Stickstoffoxide bilden; die Gefahr besteht bei einem Helium/Sauerstoff-Gemisch nicht.

Edelgase sorgen für edles Licht

Leuchtröhren. Leuchtreklamen werden aus Glasröhren gebaut, die mit Edelgasen gefüllt sind. Meistens spricht man von *Neonröhren*.

Mit Neon gefüllte Röhren leuchten allerdings nur rot. Helium liefert gelbes und Argon violette Licht. Krypton gibt weißes bis gelbgrünes und Xenon blaugrünes Licht.



Abb. 2.14 Neonröhre.

Die Leuchtröhren bestehen aus dickwandigen Glasröhren mit eingeschmolzenen Metallelektroden. Die Röhren werden evakuiert und dann mit einer geringen Menge des jeweiligen Edelgases gefüllt. Legt man eine Spannung von 5000 Volt an, so fließt ein Strom zwischen den beiden Polen der Leuchtröhre. Er regt die Edelgas-Atome zum Leuchten an.

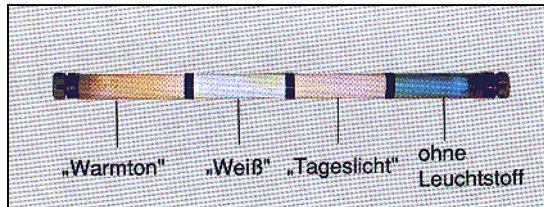


Abb. 2.15 Leuchtstoffröhre.

Leuchtstoffröhren. Im Unterschied zu den Leuchtröhren enthalten die Leuchtstoffröhren nur Spuren des Edelgases Argon. Außerdem sind sie dünnwandiger, und zu ihrem Betrieb reicht schon die Netzspannung von 230 V. In ihnen leuchten Quecksilber-Atome. Die Argon-Atome werden nur noch zum Zünden der Röhre benötigt.

Das Licht der Quecksilber-Atome besteht zum größten Teil aus unsichtbarer ultravioletter Strahlung. Sie wäre für Augen und Haut gefährlich. Deshalb werden Leuchtstoffröhren mit Leuchtstoffen beschichtet, die UV-Licht in sichtbares Licht umwandeln. Die Lichtausbeute ist mit etwa 25 % fünfmal so groß wie bei einer Glühlampe. Inzwischen werden Leuchtstoffröhren auch in verkleinerter Form als Energiesparlampen angeboten.

Zu bedenken ist, dass Leuchtstoffröhren und Energiesparlampen aufgrund ihres Quecksilberanteils in den Sondermüll gegeben werden müssen!

Station 4: Anorganische Werkstoffe – Mörtel, Glas, Graphit & Co

Die chemische Industrie liefert eine Vielzahl unterschiedlichster Werkstoffe, die je nach Anwendungsbereich modifiziert werden können. Während Kunststoffe, Fasern und Klebstoffe zu den *organischen* Werkstoffen gehören, sind Zement, Glas und Keramik *anorganische* Werkstoffe. Mit diesen und anderen sollen Sie sich an dieser Station näher auseinandersetzen. Der weiterhin wichtige Werkstoff Stahl ist Thema der siebten Station.

4.1 Mörtel – anorganische Kleber am Bau

Mörtel besteht aus einem Gemisch von Sand und einem Bindemittel. Man unterscheidet zwischen Kalkmörtel, Zementmörtel und Gipsmörtel.

Kalkmörtel. Ausgangsstoff für die Herstellung von Kalkmörtel ist *Kalkstein* (CaCO_3). Er wird bei Temperaturen von etwa $1000\text{ }^\circ\text{C}$ gebrannt. Dabei zersetzt sich das Calciumcarbonat zu Calciumoxid und Kohlenstoffdioxid. *Calciumoxid* (CaO) bezeichnet man als *gebrannten Kalk* oder *Branntkalk*.

Noch im Kalkwerk wird Branntkalk mit Wasser gelöscht. Er reagiert in einer stark exothermen Reaktion zu *Calciumhydroxid* ($\text{Ca}(\text{OH})_2$), das als *gelöschter Kalk* oder *Löschkalk* bezeichnet wird. Auf der Baustelle wird Löschkalk mit Sand und Wasser zu *Kalkmörtel* angerührt.

Kalkmörtel nimmt aus der Luft allmählich Kohlenstoffdioxid auf. Dabei reagiert Calciumhydroxid zu *Calciumcarbonat-Kristallen*, die sich mit den Sandkörnern zu einem festen Baustoff verbinden. Dieser Umwandlungsprozess heißt *Abbinden*. Kalkmörtel erhärtet nur unter Luftzufuhr, er wird daher *Luftmörtel* genannt.

Abbildung 2.16 zeigt das Schema des *technischen Kalkkreislaufs*, bei dem aus natürlichem Kalkstein der abgebundene Kalk als Werkstoff entsteht.

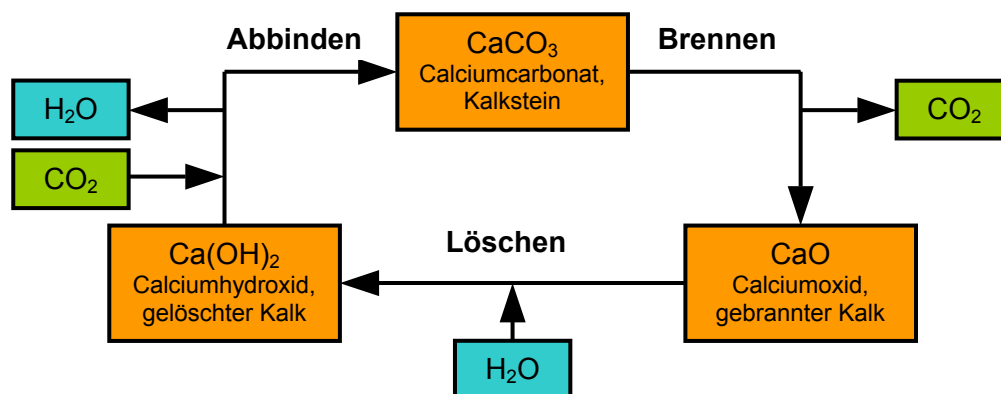


Abb. 2.16 Der technische Kalkkreislauf.

Versuch 1: Kalkbrennen

Geräte und Chemikalien:

schwermelzbares Reagenzglas, durchbohrter Gummistopfen, gebogenes Glasrohr, Reagenzglas, Gasbrenner, Calciumcarbonat, Kalkwasser

Durchführung:

Füllen Sie das schwerschmelzbare Reagenzglas zu etwa einem Viertel mit pulverisiertem Calciumcarbonat, verschließen Sie es mit dem Gummistopfen und hängen Sie es waagrecht an ein Stativ. Verbinden Sie dieses Reagenzglas über ein Glasrohr mit dem anderen Reagenzglas, in dem sich etwas Kalkwasser befindet. Das Glasrohr muss in das Kalkwasser hineinreichen. Erhitzen Sie das Calciumcarbonat und beobachten Sie das Kalkwasser.

Vor Beendigung des Erhitzens muss das Glasrohr aus dem Kalkwasser genommen werden, da sonst durch Abkühlen der Apparatur Kalkwasser in das Glasrohr und weiter in das erste Reagenzglas gezogen wird und dieses durch die plötzliche Abkühlung zerspringen kann!

Fragen und Aufgaben:

1. Was beobachten Sie?
2. Geben Sie die Reaktionsgleichungen für die Bildung von Branntkalk und für die Reaktion des entweichenden Gases mit dem Kalkwasser an.

Versuch 2: Kalklöschchen**Geräte und Chemikalien:**

Reagenzglas, Thermometer, Calciumoxid, Indikatorpapier

Durchführung:

Geben Sie in ein Reagenzglas zu etwas Calciumoxid tropfenweise Wasser und rühren Sie mit dem Thermometer um. Messen Sie dabei den Temperaturanstieg. Prüfen Sie die Aufschlammung mit Indikatorpapier.

Fragen und Aufgaben:

1. Beschreiben und deuten Sie Ihre Beobachtungen.
2. Stellen Sie die Reaktionsgleichung auf.

Versuch 3: Kalkmörtel – ein Luftmörtel**Geräte und Chemikalien:**

Porzellanschale, gelöschter Kalk aus vorherigem Versuch, 2 Tonscherben, Schnappdeckelgläschen, Sand, verd. Salzsäure

Durchführung:

Mischen Sie in einer Porzellanschale den gelöschten Kalk mit etwas Sand zu einem dicken Brei. Geben Sie bei Bedarf Wasser und Calciumoxid hinzu. Streichen Sie einen Teil des Mörtels auf eine Tonscherbe und drücken Sie die zweite Scherbe darauf. Formen Sie aus dem übrigen Mörtel zwei Kugeln. Geben Sie eine Kugel in das Schnappdeckelgläschen und verschließen Sie es luftdicht. Die andere Kugel soll an der Luft aufbewahrt werden. Prüfen Sie die beiden Kugeln nach einiger Zeit (eventuell erst am nächsten Praktikumstag) mit verd. Salzsäure.

Fragen und Aufgaben:

1. Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen.

Zementmörtel. Um Zement herzustellen, wird ein Gemisch aus Ton und Kalk fein vermahlen und in einem Drehrohrofen auf Temperaturen bis 1450 °C erhitzt. Die Öfen können bis zu 100 m lang sein. Sie sind leicht geneigt und drehen sich ständig. Das Rohstoffgemisch wandert dadurch langsam einer Flamme entgegen, die von unten her in das Rohr brennt. Die Rohstoffe reagieren zu einem Gemisch von Aluminium-, Calcium- und Eisensilikaten. Nach dem Abkühlen verbacken die Reaktionsprodukte zu steinhartem *Zementklinker*. Er wird fein zermahlen und mit Gips vermischt. Man erhält *Portlandzement*. Zementmörtel erhärtet auch unter Wasser. Er ist im Gegensatz zu Kalkmörtel ein *hydraulischer Mörtel*.

Abbildung 2.17 zeigt eine schematische Darstellung der Herstellung von Portlandzement.

Zementmörtel erstarrt schnell und wird sehr fest. Bereits eine Stunde nach Zugabe von Wasser und Sand entstehen längliche Calciumsilikat-Kristalle, die die Sandkörner miteinander verbinden. Der zugesetzte Gips verzögert das Abbinden des Zementmörtels. Er lässt sich dadurch länger verarbeiten. Nach etwa zwölf Stunden ist Zementmörtel völlig erstarrt, seine endgültige Festigkeit erreicht er allerdings erst nach Monaten.

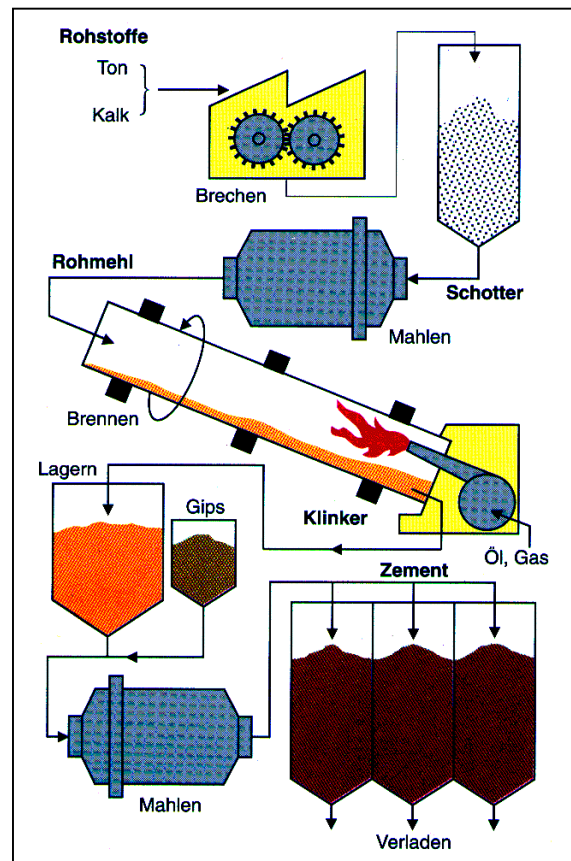


Abb. 2.17 Herstellung von Portlandzement.

Versuch 4: Zementmörtel – ein hydraulischer Mörtel

Geräte und Chemikalien:

2 Bechergläser (250 ml), Papier, Zement, Sand

Durchführung:

Rühren Sie aus einem Teil Zement und zwei Teilen Sand mit Wasser einen dicken Mörtel an. Teilen Sie den Mörtel in zwei Portionen auf und wickeln Sie diese in Papier. Eine Portion wird in ein Becherglas mit Wasser gelegt, die andere an der Luft aufbewahrt. Prüfen Sie am nächsten Praktikumstag die Härte.

Gipsmörtel. Gips ist ein Naturprodukt, das in großen Lagerstätten als *Gipsstein* ($\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$) vorkommt. Wenn *Naturgips* gebrannt wird, gibt er einen Teil des Kristallwassers ab und wandelt sich zu *Stuckgips* um. Versetzt man Stuckgips mit Wasser, bilden sich wieder Gips-Kristalle. Sie verfilzen und ergeben einen festen Baustoff, der vor allem für den Innenausbau verwendet wird.

Das Arbeiten mit Gips ist Ihnen bestimmt bekannt!

4.2 Silikate – die Baustoffe der Erdkruste

Die Erdkruste ist zu über 90 % aus Silicium-Sauerstoff-Verbindungen, den Silikaten, aufgebaut. Aber auch viele Baustoffe bestehen aus Silikaten. Die Eigenschaften der vielen verschiedenen Silikate sind eng mit ihrer Struktur verknüpft.

Struktur der Silikate. Grundbaustein aller Silikate ist ein Tetraeder, in dem ein Silicium-Atom von vier Sauerstoff-Atomen umgeben ist. Dieser SiO_4 -Tetraeder ist der Säurerest der Kieselsäure (H_4SiO_4). Zwei SiO_4 -Tetraeder können über ein gemeinsames Sauerstoff-Atom verknüpft sein. Werden nun weitere SiO_4 -Tetraeder an den gegenüberliegenden Ecken angelagert, so bilden sich lange Ketten.

Die Sauerstoff-Atome an den freien Ecken der Tetraeder tragen eine negative Ladung. Diese wird vorwiegend durch Magnesium-, Calcium- oder Aluminium-Ionen ausgeglichen. Solche Silikate bezeichnet man als *Kettensilikate*.

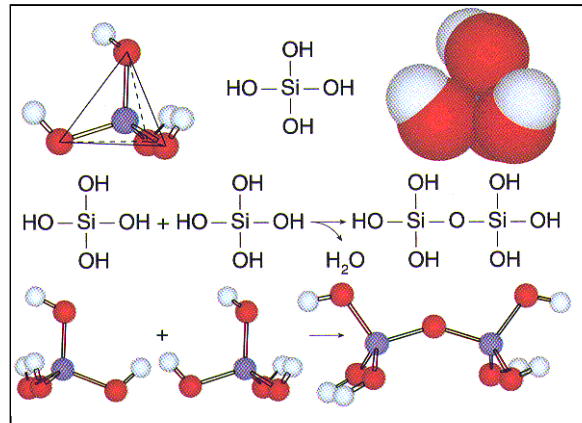


Abb. 2.18 SiO_4 -Tetraeder. Grundbaustein aller Silikate.

Zwei nebeneinander liegende Ketten aus SiO_4 -Tetraedern können auch zu Bändern verknüpft sein. Eine zweidimensionale Vernetzung führt schließlich zu den Tetraeder-Schichten der *Blattsilikate*.

Wichtige Silikate mit Blattstruktur sind *Talk* und *Kaolinit*. Auch *Asbestfasern* bestehen aus Silikat-Schichten, die zu feinen Röhren aufgerollt sind.

Quarz. Werden alle Ecken der SiO_4 -Tetraeder mit weiteren SiO_4 -Tetraedern verbunden, so erhält man eine dreidimensionale Struktur, in der alle Atome untereinander durch gleichartige Si-O-Bindungen verknüpft sind. Die Verhältnisformel dieses Gitters ist SiO_2 . Es handelt sich also um *Siliciumdioxid*, das in der Natur als Quarz vorkommt.

Alumosilikate. In vielen Silikaten sind Silicium-Atome teilweise durch Aluminium-Atome ersetzt. Solche Silikate bezeichnet man als *Alumosilikate*. Ein Aluminium-Atom besitzt ein Proton weniger als ein Silicium-Atom. Ein AlO_4 -Tetraeder weist also eine zusätzliche negative Ladung auf. Alumosilikate enthalten daher weitere positiv geladene Ionen, hauptsächlich K^+ -Ionen, Ca^{2+} -Ionen und Fe^{2+} -Ionen.

Feldspat und *Glimmer*, die zusammen mit Quarz den Granit aufbauen, sind Alumosilikate. Glimmer besitzt eine Blattstruktur, Feldspat hat ein dem Quarz vergleichbares Gitter.

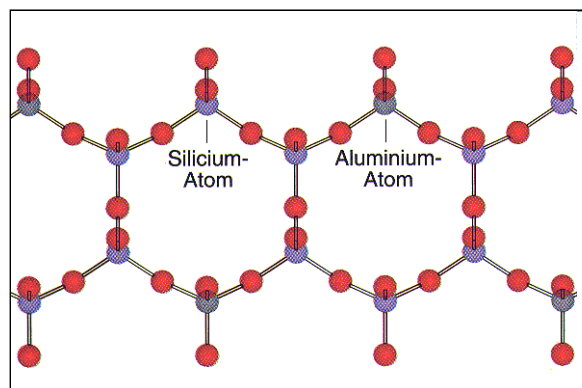


Abb. 2.19 Glimmer – Alumosilikat mit Blattstruktur.

Zeolithe. Diese Alumosilikate sind Ihnen bereits aus dem vergangenen Semester bekannt. In ihren Hohlräumen befinden sich Alkalimetalle, die beispielsweise durch Calcium- und Magnesium-Ionen ausgetauscht werden und somit Wasser enthärten können (Zeolith A).

Neben Kationen können Zeolithe aber auch neutrale Moleküle aufnehmen. Abhängig von der Hohlraumgröße besitzen Zeolithe eine bestimmte Selektivität und können daher als *Molekularsiebe* bzw. für Kationen als *Ionenaustauscher* fungieren. Mit Lanthanoiden besetzte Y-Zeolithe eignen sich als *Katalysatoren* für das so genannte *Fließbettcracken* höher siedender Erdöl-Fraktionen. Man erreicht dadurch hohe Ausbeuten an Motorenbenzinen.

Porzellan – ein keramischer Werkstoff

Die älteste europäische Porzellanmanufaktur arbeitet seit 1710 in Meißen. Ihr erster Leiter war der Alchemist BÖTTGER, der 1708 das Verfahren zur Herstellung von Porzellan neu entdeckt hatte. Man kannte zwar schon seit dem Mittelalter Porzellan aus chinesischer Produktion, das Fertigungsrezept hatten die Chinesen aber geheim gehalten.

Herstellung. Wichtigster Rohstoff für die Herstellung von Porzellan ist *Kaolin*. Es besteht ausschließlich aus dem Tonmineral *Kaolinit*, ein Silikat mit Blattstruktur. Die übliche Mischung für Hartporzellan enthält 50 Teile *Kaolin*, 25 Teile *Feldspat* und 25 Teile *Quarz*. Die drei Stoffe werden unter Zusatz von Wasser fein vermahlen, gut gemischt und maschinell durchgeknetet. Nach längerer Lagerung erhält man eine geschmeidige Porzellanmasse, die sich auf der Töpferscheibe verarbeiten lässt. Die Rohlinge müssen zunächst trocknen, bevor der Rohbrand bei 900 °C erfolgt. Das Porzellan wird dabei zwar fest, bleibt aber noch spröde und porös. Im nächsten Arbeitsgang werden die Werkstücke daher glasiert.

Glasur. Für die Glasur rührt man ein Gemisch von Quarz, Feldspat und gemahlenem Porzellan in Wasser an. Das Werkstück wird in das Glasurbad getaucht, getrocknet und 36 Stunden lang bei ständig steigender Brenntemperatur gebrannt. Bei etwa 600 °C setzen die ersten chemischen Reaktionen ein: Kaolin gibt Wasser ab und wandelt sich bei rund 1100 °C in ein sehr festes Alumosilikat um. Ab rund 1000 °C schmilzt Feldspat und reagiert mit Quarz. Die Temperatur erreicht schließlich rund 1450 °C. Das Material wird transparent, glänzend und sehr hart. Auf die Glasur können dann Farben aufgetragen werden.

Moderne Keramiken. Fast alle keramischen Werkstoffe sind spröde und zerbrechen leicht. Man ist daher ständig auf der Suche nach neuen Materialien mit besseren Werkstoffeigenschaften. Durch geschickte Kombination von Nichtmetallen wie Sauerstoff, Stickstoff, Bor oder Kohlenstoff mit Metallen wie Wolfram oder Aluminium sind dabei in den letzten Jahren eine Reihe neuer anorganischer Werkstoffe entstanden. So lassen sich heute keramische Werkstoffe herstellen, aus denen man sogar Teile für Motoren und Turbinen fertigen kann.

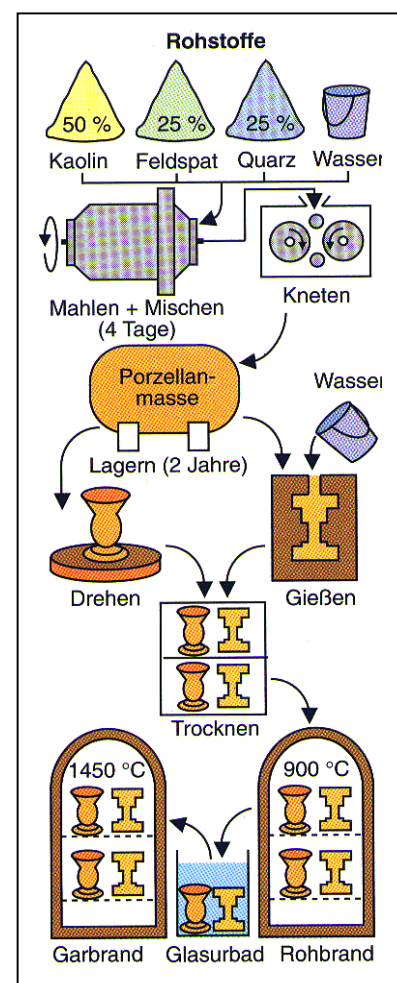


Abb. 2.20 Porzellanherstellung.

Glas – ein technisches Silikat

Glas ist lichtdurchlässig. Beim Erhitzen wird es zähflüssig und weich. Es lässt sich dann zu beliebigen Formen verarbeiten. Glas ist widerstandsfähig gegenüber den meisten Chemikalien. Dennoch ist es als Werkstoff nur begrenzt verwendbar, denn es hat einen bedeutenden Nachteil: es ist spröde und zerbricht leicht.

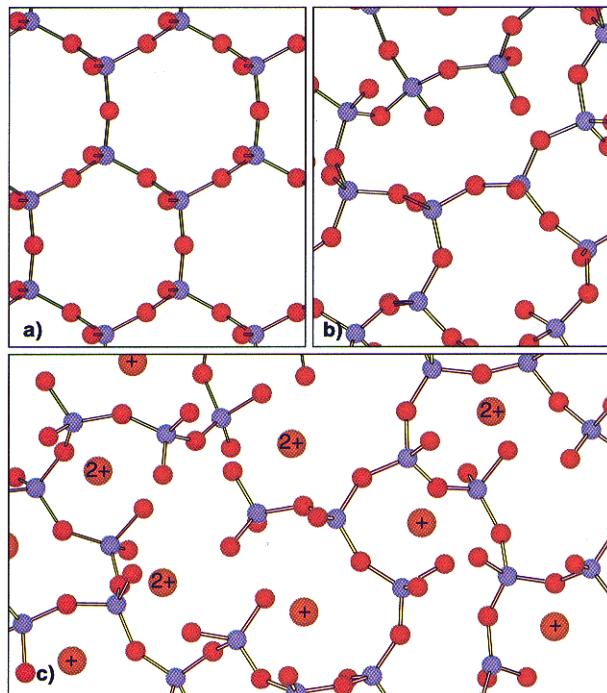


Abb. 2.21 Anordnung der SiO₄-Tetraeder in einem Kristallgitter (a), in Quarzglas (b) und in einem Kalknatronglas (c).

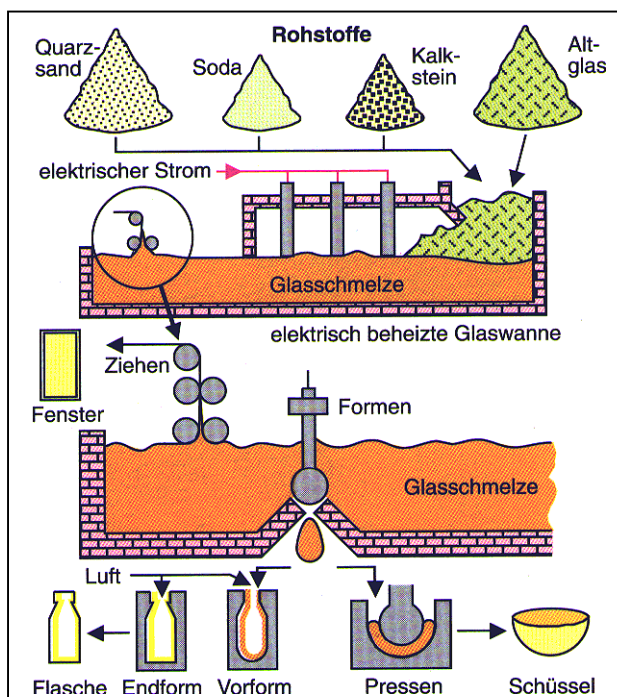


Abb. 2.22 Glasherstellung.

Quarzglas. Das chemisch einfachste Glas ist Quarzglas. Es ist ein teures Spezialglas, das erst bei 1700 °C erweicht. Quarzglas zerspringt selbst dann nicht, wenn man es rotglühend in kaltes Wasser taucht. Um es herzustellen, wird Quarz (SiO₂) geschmolzen und dann abgekühlt.

Quarz besteht aus miteinander verknüpften SiO₄-Tetraedern. Beim Schmelzen brechen die Si–O-Bindungen auf. Beim Abkühlen werden diese Bindungen erneut geknüpft. Die SiO₄-Tetraeder sind dann allerdings nicht mehr so regelmäßig angeordnet wie in einem Kristallgitter. Ihre Struktur entspricht eher der Anordnung in einer Schmelze. Man bezeichnet diese Struktur als *amorph*. Glas hat aus diesem Grund keine feste Schmelztemperatur, sondern es erweicht über einen größeren Temperaturbereich.

Kalknatronglas. Fensterglas und Gebrauchsgläser bestehen aus Kalknatronglas. Es erweicht bereits bei 700 °C. Als Rohstoffe werden Quarzsand (SiO₂), Soda (Na₂CO₃), und gemahlener Kalkstein (CaCO₃) gut gemischt und langsam auf etwa 1300 °C erhitzt. Dabei schmelzen sie vollständig, während Kohlenstoffdioxid entweicht. In Kalknatrongläsern werden beim Abkühlen nicht mehr alle Si–O-Bindungen des Quarzes geknüpft. Statt dessen gleichen Natrium-Ionen die negativen Ladungen unverknüpfter Sauerstoff-Atome an den Ecken der SiO₄-Tetraeder aus.

Die weitere Verarbeitung der zähflüssigen Schmelze erfolgt bei 900 °C. Um Hohlkörper wie Flaschen herzustellen, bläst man einen Glaspfropfen in einer Form auf. Für einfache Gebrauchsgegenstände wie Gläser und Schüsseln wird die Glasschmelze

in die gewünschte Form gepresst. Fensterglas wird kontinuierlich als breite Glasbahn aus der Schmelze gezogen.

Färbung. Viele Gläser sind durch Oxide gefärbt. Die grüne Färbung von Weinflaschen erreicht man durch Eisen(II)-oxid. Für die tiefblaue Färbung von Cobaltglas ist Cobalt(II)-oxid verantwortlich. Eisen(III)-oxid oder Mangan(II)-oxid erzeugen eine braune, Kupfer(I)-oxid eine rote Färbung.

Milchglas ist ein getrübbtes Glas. Bei der Herstellung mischt man feinverteiltes Zinnoxid in die Schmelze. Da sich die Zinnoxid-Kriställchen nicht lösen, wird das Licht an ihrer großen Oberfläche stark gestreut.

Versuch: Herstellung einer Glasmischung

Geräte und Chemikalien:

Becherglas (100 ml), Spatel, Brenner, Borsäure, Quarzsand, Calciumcarbonat, Natriumcarbonat, Lithiumcarbonat, Magnesiastäbchen, Cobaltchlorid, Eisen(II)-sulfat, Mangan(II)-sulfat, Kupfer(II)-sulfat

Durchführung:

Wiegen Sie 5 g Borsäure, 0,5 g Quarzsand, 1 g Kalk, 1 g Soda und 1 g Lithiumcarbonat ab und vermischen Sie diese Stoffe in einem Becherglas (evtl. ist diese Mischung bereits vorhanden). Erhitzen Sie ein Magnesiastäbchen bis zur Rotglut und tauchen Sie es dann in die Mischung. Erhitzen Sie es wieder, so dass das Gemisch schmilzt. Wiederholen Sie den Vorgang, bis eine schöne Glasperle entstanden ist (wie bei der Boraxperle). Berühren Sie dann mit der Glasperle das Cobaltchlorid und erhitzen Sie erneut. Die Farbänderung in der Kälte ist zu beobachten. Wiederholen Sie den Vorgang mit anderen Schwermetallsalzen (Eisen(II)-sulfat, Mangan(II)-sulfat und Kupfer(II)-sulfat).

Entsorgung:

Nach dem Abkühlen können die Reste in den Abfalleimer gegeben werden.

4.3 Diamant, Graphit und Fullerene – Kohlenstoff ist sehr flexibel

Stoffe, die aus unterschiedlichen Elementen aufgebaut sind, haben begrifflicherweise auch unterschiedliche Eigenschaften. Wie kommt es aber, dass *Diamant* und *Graphit*, die nachweislich nur aus Kohlenstoff bestehen, Stoffe mit ganz verschiedenen, zum Teil gegensätzlichen Eigenschaften sind? Man vergleiche:

- Diamant erscheint glasklar, Graphit dagegen metallisch und undurchlässig für Licht.
- Mit Diamant schneidet man selbst Glas, Graphit lässt sich dagegen als Schmiermittel verwenden.
- Diamant leitet den elektrischen Strom nicht, Graphit aber gut.
- Diamant hat eine Dichte von $3,51 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$, die Dichte des Graphits beträgt nur $2,22 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.
- Lediglich in der Schmelztemperatur stimmen Diamant und Graphit überein. Sie beträgt bei beiden $3700 \text{ }^\circ\text{C}$.

Diamant und Graphit unterscheiden sich deshalb in vielen Eigenschaften so stark, weil sie sich in ihrer inneren Struktur unterscheiden. Beide enthalten zwar nur Kohlenstoff-Atome, aber im Diamanten sind die Atome ganz anders miteinander verknüpft als im Graphit.

Diamant-Gitter. Im Diamanten ist jedes Kohlenstoff-Atom tetraedrisch mit vier weiteren Kohlenstoff-Atomen durch Elektronenpaarbindungen verbunden. Das Atomgitter breitet sich demnach nach allen Seiten völlig gleichförmig aus. Das erklärt:

- die hohe Festigkeit, denn es gibt keine Schwachstellen im Gitter,
- die Isolatoreigenschaft, denn es gibt keine freien Elektronen, die elektrische Ladung transportieren könnten,
- die Lichtdurchlässigkeit, denn Licht wird von gebundenen Elektronen nicht aufgehalten.

Graphit-Gitter. Im Graphit bilden die Kohlenstoff-Atome ebene Schichten, in denen jedes Atom mit nur drei weiteren Atomen über Elektronenpaarbindungen verbunden ist. Jedes Kohlenstoff-Atom besitzt also ein freies Elektron, das sich mit anderen freien Elektronen innerhalb von zwei Schichten bewegen kann. Zwischen den Schichten bestehen geringe Anziehungskräfte. Das erklärt:

- die Weichheit des Graphits, denn die Schichten lassen sich leicht gegeneinander verschieben,
- die elektrische Leitfähigkeit, denn die freien Elektronen können in ihren Schichten und zwischen den Schichten leicht bewegt werden,
- die Lichtundurchlässigkeit, denn freie Elektronen halten Licht auf.

Fulleren-Molekül. Erst seit einigen Jahren weiß man, dass Kohlenstoff auch Moleküle bilden kann. Im Fulleren-Molekül sind 60 Kohlenstoff-Atome in Form von Sechsecken und Fünfecken zu einem fußballförmigen Molekül verbunden. Aufgrund seiner Molekülstruktur sublimiert Fulleren bereits bei 400 °C. Man findet es beispielsweise auch in einer rußenden Kerzenflamme.

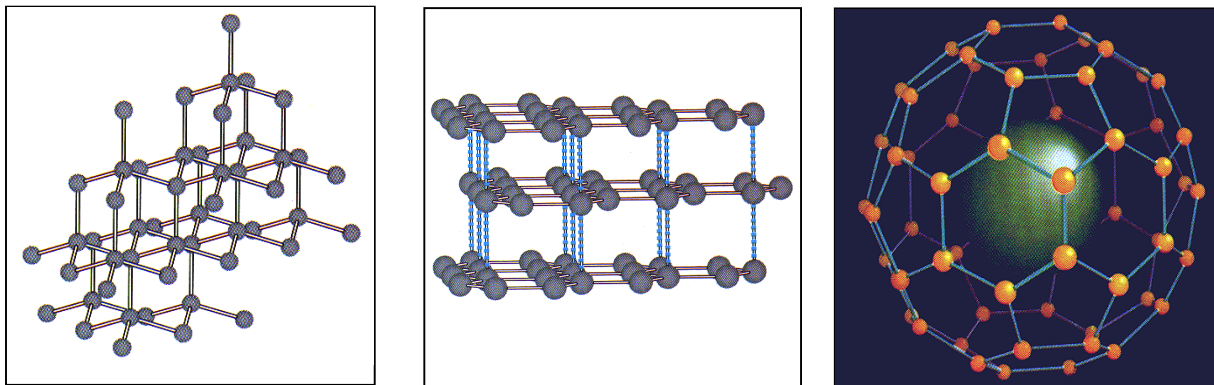
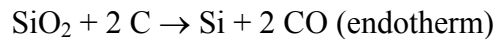


Abb. 2.23 Diamant- und Graphit-Gitter sowie Fulleren (von links nach rechts).

4.4 Silicium – ein Halbleiter – das Element der Elektronik

Chips, die wichtigen Bauteile von Computern und vielen anderen elektronischen Geräten, werden aus Silicium hergestellt. Silicium gilt daher auch als das Element der Elektronik. Zur Produktion von Chips ist Silicium in höchster Reinheit erforderlich.

Reduktion. Ausgangsstoff für die Produktion von Silicium ist Quarzsand (SiO_2). Zunächst wird der Quarzsand mit Kohlenstoff in elektrisch beheizten Reaktionsöfen zu elementarem Silicium reduziert. Die Reaktion verläuft bei rund 2100 °C.



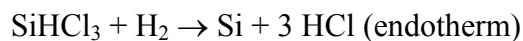
Das Rohsilicium enthält noch rund 2 % Verunreinigungen wie Eisen, Aluminium oder Calcium.

Reinigung. Im zweiten Produktionsschritt bläst man Rohsilicium in fein gemahlener Form in einen Reaktionsofen. Dort reagiert es bei 600 °C mit Chlorwasserstoff zu gasförmigem Trichlorsilan (SiHCl_3).



Trichlorsilan wird dann in Destillationsanlagen von allen Verunreinigungen getrennt.

Thermische Zersetzung. Das hochreine Trichlorsilan wird anschließend wieder zerlegt. Dazu mischt man dem gasförmigen Trichlorsilan Wasserstoff zu. Das Gasgemisch strömt an 1100 °C heißen Silicium-Stäben vorbei. Dabei bilden sich reinstes Silicium und Chlorwasserstoff. Diese Reaktion ist die Umkehrung der Bildung von Trichlorsilan. Das Silicium setzt sich auf den Stäben ab, die dadurch immer dicker werden.



Das Silicium erreicht nun eine Reinheit von 99,9999999 %: Auf eine Milliarde Silicium-Atome kommt gerade noch 1 Fremdatom!

Herstellung von Einkristallen. Das abgeschiedene Reinstsilicium besteht aus vielen kleinen Kristallen. Für die Chip-Produktion benötigt man aber große Silicium-Kristalle. Damit sich solche Einkristalle bilden, wird das Silicium bei 1440 °C geschmolzen. Dann taucht man einen kleinen Impfkristall ein, der an einem Stab befestigt ist. Der Impfkristall wird unter ständigem Drehen langsam aus der Silicium-Schmelze gezogen. An ihm erstarrt weiteres Silicium zu einem Kristall von bis zu 20 cm Durchmesser und 70 kg Gewicht.

Aus den stabförmigen Kristallen lassen sich rund 1000 Scheiben von 1 Millimeter Dicke schneiden, die so genannten *Wafer*. Aus jeder Silicium-Scheibe kann man bis zu 100 Chips herstellen.

Die Erklärung der Halbleitereigenschaft mit Hilfe des Energiebänder-Modells

Durch sein *chemisches Verhalten* ist Silicium nicht eindeutig als Metall oder Nichtmetall einzuordnen. Bei der Untersuchung der *elektrischen Leitfähigkeit* von Silicium wird der Widerspruch noch verstärkt. Silicium leitet den Strom, ohne dabei stoffliche Änderungen zu

erfahren, also wie ein metallischer Leiter. Es leitet aber erheblich schlechter als Metalle. Und im Gegensatz zu Metallen, nimmt die Leitfähigkeit bei steigender Temperatur zu. Aufgrund dieser Eigenschaft werden Silicium und andere Stoffe mit gleichen elektrischen Eigenschaften (das können Elemente wie Germanium, Arsen, Tellur oder Bor, aber auch Verbindungen wie Galliumarsenid oder Indiumphosphid sein) den so genannten *Halbleitern* zugeordnet. Elemente, die wie das Silicium teils Metall-, teils Nichtmetalleigenschaften haben, nennt man *Halbmetalle*. Sie stehen im PSE zwischen den Metallen und den Nichtmetallen und sind ausschließlich Hauptgruppenelemente.

Die elektrische Leitfähigkeit von Metallen, Halbleitern und Isolatoren kann mit Hilfe eines einheitlichen Modells, des **Energiebänder-Modells** erklärt werden. Danach werden die Energien der Valenzelektronen der Atome aus einem Feststoff-Gitter in zwei Bänder aufgeteilt, in das **Valenzband VB** und in das **Leitungsband LB**. Dem VB gehören alle Energiezustände an, die an einem bestimmten Atomrumpf gebundene Elektronen haben. So genannte *freie* Elektronen, die nicht bestimmten Atomen zuzuordnen sind, sondern sich praktisch durch das ganze Gitter bewegen können, haben Energien, die dem LB entsprechen.

Bei **Metallen** überlappen sich das VB und das LB teilweise.

Es gibt bei jeder Temperatur genügend Elektronen im LB, die für eine gute elektrische Leitfähigkeit sorgen. Bei steigender Temperatur nehmen die Schwingungen der Atomrümpfe um ihre Gitterplätze jedoch zu, die freien Elektronen werden in ihrer Bewegung bei der Stromleitung behindert und die elektrische Leitfähigkeit des Metalls nimmt ab.

Bei **Isolatoren** befinden sich alle Elektronen im VB. Der Energieunterschied ΔE (die „Bandlücke“) zwischen dem VB und dem LB ist so groß, dass weder durch Wärme- noch durch Lichtzufuhr (bis auf einige Hundert °C bzw. sichtbares Licht) Elektronen ins LB gehoben werden können.

Bei **Halbleitern** schließlich ist die „Bandlücke“ relativ gering, so dass bereits bei Raumtemperatur einige wenige Elektronen ins LB gelangen und für eine gewisse elektrische Leitfähigkeit sorgen. Beim Erwärmen oder beim Bestrahlen mit Licht wird die Anzahl der Elektronen im LB erhöht, der Halbleiter leitet besser. (Zwar nehmen auch hier die Schwingungen der Atomrümpfe zu, aber die Behinderung des Elektronenflusses dadurch wirkt sich nicht so stark aus wie die Zunahme des Elektronenflusses durch den Anstieg der Elektronenzahl im LB).

Dotierung. Beim Silicium kann die relativ große „Bandlücke“ durch *Dotierung* von Reinst-Silicium mit Atomen eines Elements aus der V. Hauptgruppe oder eines Elements aus der III. Hauptgruppe verringert werden. Hierbei werden dem Silicium z.B. Phosphor oder Bor in einem Anteil von ca. 30 ppb (**parts per billion**, also Teile pro Milliarde) beigemischt, d.h. ca. 3 Fremdatome pro 100 Millionen Silicium-Atome oder $1,5 \cdot 10^{15}$ Fremdatome pro Kubikzentimeter dotierten Siliciums.

Was bewirkt die Dotierung?

Wird ein Atom eines Elementes aus der V. Gruppe in ein Silicium-Kristallgitter eingebaut (z.B. ein Phosphor-Atom), so werden nur vier seiner fünf Valenzelektronen zur Ausbildung von Elektronenpaarbindungen benötigt. Im Energiebänder-Modell entspricht den *Überschuss-Elektronen* eine Energie, die nur wenig unter dem LB liegt (Abb. 2.25). Diese Elektronen können durch geringste Energiezufuhr ΔE_n ins LB gehoben werden und die Leitfähigkeit des

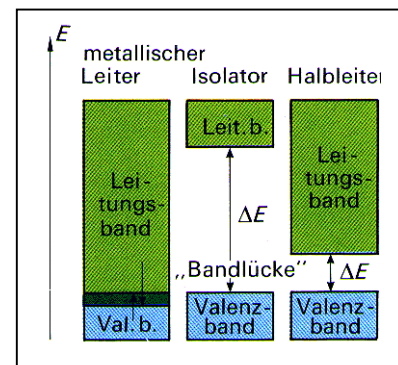


Abb. 2.24 Energiebänder-Modell.

dotierten Silicium-Kristalls erhöhen. Da die Leitung durch elektrisch negative Ladung gewährleistet ist, spricht man von einem **n-dotierten Halbleiter**.

Aber auch die Dotierung von Silicium mit einem Element aus der III. Gruppe erhöht den Leitwert. Der Einbau eines entsprechenden Atoms, z.B. eines Bor-Atoms, ins Silicium-Gitter hat das Auftreten einer Elektronenfehlstelle, eines *elektrisch positiv geladenen „Lochs“*, an einer der vier Elektronenpaarbindungen des Bor-Atoms zur Folge. Dieses Loch kann von einem Valenzelektron eines benachbarten Silicium-Atoms aufgefüllt werden, das dort entstehende Loch wird durch ein Elektron des nächsten Silicium-Atoms ausgeglichen usw. Die elektrische Ladung wird also in Form von positiven Löchern durch den Kristall transportiert. Im Energiebänder-Modell entspricht dies dem Herabrutschen der unteren Kante des LB bis wenig oberhalb des VB. Da die Leitung über positive Löcher erfolgt, spricht man von einem **p-dotierten Halbleiter**.

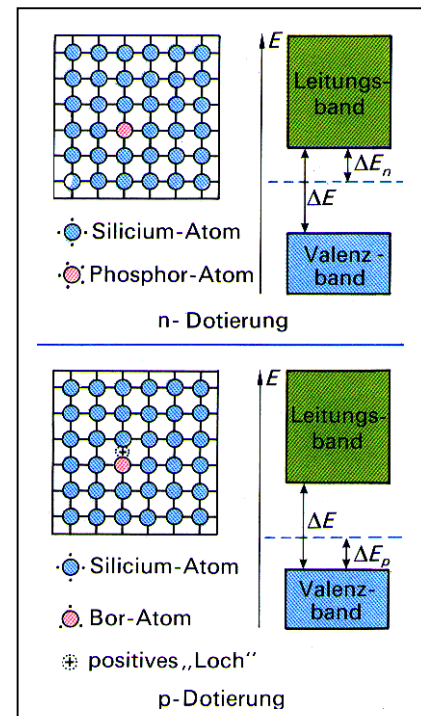


Abb. 2.25 n- und p-dotiertes Silicium.

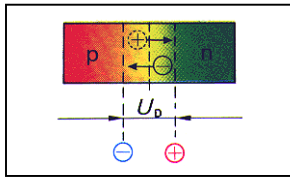


Abb. 2.26 Diffusionsspannung bei einer Diode.

Wird ein Silicium-Einkristall auf der einen Seite mit Phosphor und auf der anderen Seite mit Bor dotiert, dann entsteht eine Kombination eines n- und p-dotierten Halbleiters (Abb. 2.26). Man nennt dies eine *Diode*. An der Grenzschicht treten Elektronen aus dem n-Teil in den p-Teil und umgekehrt positive Löcher aus dem p-Teil in den n-Teil. Der n-Teil wird dadurch positiv und der p-Teil negativ geladen. Es entsteht die so genannte *Diffusionsspannung* U_D . Wird nun von außen eine Spannung angelegt, so wird je nach Polung ein elektrischer Strom zugelassen oder blockiert. Dies wird für die Übertragung von Signalen in elektronischen Geräten (*Transistoren, Gattern*) ausgenutzt.

Eine weitere Anwendung von n- und p-dotierten Halbleitern findet man in *Solarzellen* (Abb. 2.27). Dort werden Elektronen durch Photonen (sichtbares Licht) angeregt und aus dem VB ins LB angehoben. Zur Folge hat dies ein so genanntes *Elektron-Loch-Paar*. Die Elektronen fließen nun zur positiven n-Schicht, während die positiven Löcher zur negativen p-Schicht driften. Es entsteht eine Photospannung und demnach bei geschlossenem Stromkreis ein elektrischer Stromfluss. Diese Art der Stromentstehung wird *photovoltaischer Effekt* und die entsprechende Vorrichtung *photovoltaische Zelle* genannt. Sie werden darüber in der Physikalischen Chemie bestimmt noch mehr erfahren.

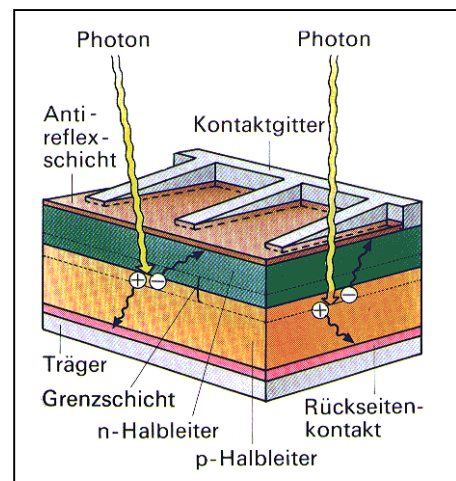


Abb. 2.27 Aufbau einer Solarzelle.