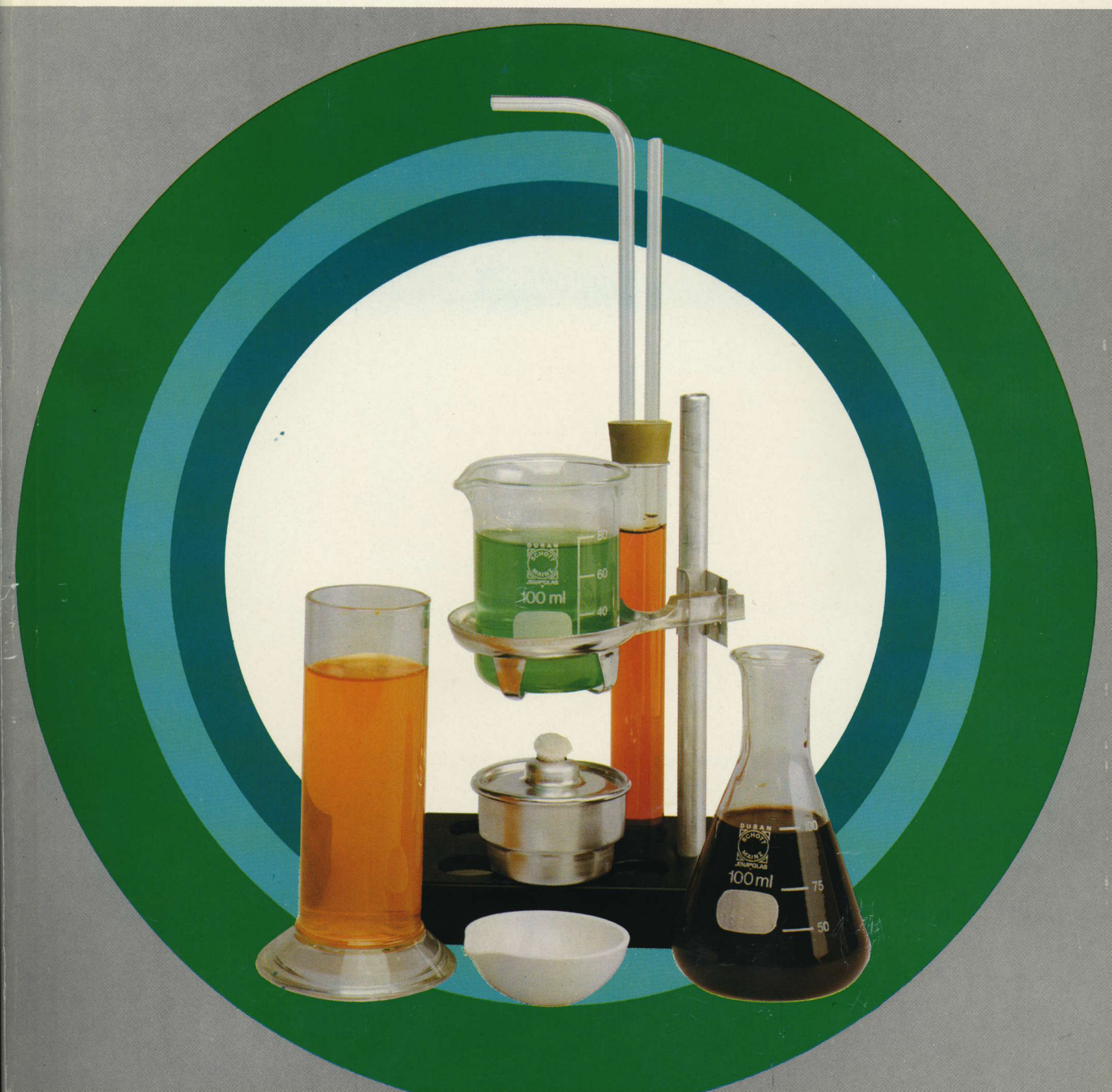
PHILIPS

D

Chemie
Experimentierkasten
CE 1402



Anleitungsbuch

zum Chemie-Experimentierkasten CE 1402

Herausgeber: Philips GmbH

Bereich Hobby-Technik, Mönckebergstraße 7, 2000 Hamburg 1

09

Vorwort

Lieber Jung-Chemiker,

gewiß hast du in der Schule oder in einem Buch von Paracelsus, dem Begründer der eigentlichen Chemie, gehört oder gelesen. Ihm folgten viele große Wissenschaftler, die ihr Leben der Erforschung der Naturwissenschaften widmeten. Und für manchen von ihnen mag am Beginn einer weltbewegenden Entdeckung das simple Wort „warum" gestanden haben. Ihnen genügte die Antwort „das ist nun einmal so" eben nicht; sie wollten es genau wissen. So wie du. Du möchtest selbst erforschen, warum Feuer brennt, warum Eis leichter ist als Wasser, wie man chemische Stoffe analysieren, verändern und neue Stoffe entstehen lassen kann.

Mit diesem Chemie-Experimentierkasten hast du eine fundierte Ausrüstung für deine Forschungen und für erste eigene Experimente. Er enthält die Ausstattung eines richtigen Labors: Brenner, Reagenzgläser, Erlenmeyerkolben und Chemikalien. Halte dich bei deinen ersten Arbeiten an dieses Anleitungsbuch – und deinem Erfolg als Jung-Chemiker steht nichts mehr im Wege. Du wirst feststellen: hier hast du ein ungemein aufregendes Hobby gefunden, spannend und immer interessant. Vielleicht wird dieses Hobby zur Anregung für einen nicht minder lebendigen und interessanten Beruf; den des Chemikers, des Wissenschaftlers überhaupt. Denn viele bedeutende Wissenschaftler haben im gleichen Alter und nicht anders als du heute ihre ersten Forschungen und Experimente begonnen. Allerdings hatte wohl kaum einer von ihnen eine so komplette Grundausrüstung, wie du sie mit deinem Philips Chemie-Experimentierkasten und diesem Anleitungsbuch hast.

Heute sind für diese Männer die mühsamen Anfänge nur noch freundliche Erinnerung – heute verändern diese Männer unsere Welt. Sie entwickeln neue Möglichkeiten der Ernährung, neue Wege auf dem Gebiet der Medizin und all die Kunststoffe, die dir fast überall begegnen, sind schließlich auf chemischer Basis hergestellt. Und nahezu täglich werden neue, wichtige Ergebnisse erzielt.

Ja, den Naturwissenschaften gehört die Zukunft – die Zukunft, in der du leben wirst. Darum halte ich es für ungemein wichtig, daß die moderne Jugend auf praktische und interessante Weise – wie hier mit dem Philips Chemie-Experimentierkasten – mit diesem faszinierenden Thema vertraut gemacht wird.

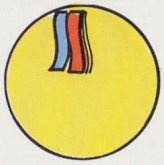
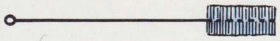
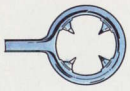
Vielleicht hast du mich im Fernsehen in meiner Sendereihe „Prof. Haber experimentiert" gesehen. Die vielen Briefe junger Leute, die ich daraufhin bekommen habe, freuten mich ganz besonders und haben mir wieder gezeigt, wie lebhaft unsere Jugend an den Naturwissenschaften interessiert ist. Diese Tatsache wurde und wird mir bei den großen Jugend-Wettbewerben auf besonders eindrucksvolle Art bewiesen. Als Jury-Mitglied des PHILIPS Europa-Wettbewerbes für junge Forscher und Erfinder und als Jury-Mitglied der Stern-Wettbewerbe „Jugend forscht" habe ich immer wieder Gelegenheit, über die stolzen Ergebnisse unserer „Jung-Wissenschaftler" zu staunen und mich darüber zu freuen.

Wenn du jetzt deine ersten Schritte in die faszinierende Welt der Naturwissenschaften tust, wünsche ich dir viel Freude dabei. Laß dich von diesem Anleitungsbuch führen – so wirst du dir selbst erfolgreich die großen Geheimnisse unserer Welt erschließen.

Heinz Haber

PROFESSOR DR. HEINZ HABER

Teil	Bestell-Nr.	Bezeichnung	Inhalt
	349.4001	Becherglas (Jenaer Glas)	1
	4002	Erlenmeyerkolben (feuerfestes Glas)	1
	4005	Reagenzglas, groß (Jenaer Glas)	3
	4006	Reagenzglas	3
	4007	Winkelrohr	1
	4008	Glasrohr	1
	4010	Porzellanschale	1
	4012	Grundplatte	1
	4013	Ständerstab	1
	4014	Federklammer	1
	4015	Reagenzglasklammer	1
	4016	Spiritusbrenner	1
	4018	Docht	1
	4022	Löffel	1
	4024	Trichter	1

Teil	Bestell-Nr.	Bezeichnung	Inhalt
	349.4025	Filtrierpapier	10
	4025	Lackmuspapier, blau in Streifen*)	10
	4025	Lackmuspapier, rot in Streifen*)	10
		*) am Filtrierpapier	
	4026	Reagenzglasbürste	1
	4029	Verschlußstopfen	1
	4030	Gummistopfen, einfach durchbohrt	1
	4031	Gummistopfen, doppelt durchbohrt	1
	5119	Glashalter	1
	4040	Vorratsröhrchen mit gebranntem Kalk	1
	4042	Vorratsröhrchen mit Kupfersulfat	1
	4047	Vorratsröhrchen mit Soda	1
	4060	Vorratsröhrchen mit gelb. Blutlaugensalz	1
	4101	Vorratsröhrchen mit Milchzucker	1
	4102	Vorratsröhrchen mit Pepsin	1
	4103	Vorratsröhrchen mit Magnesiumsulfat	1
	4104	Vorratsröhrchen mit Calciumnitrat	1
	4105	Vorratsröhrchen mit Kaliumdihydrogenphosphat	1
	4106	Vorratsröhrchen mit Eisen-III-chlorid, gran.	1
	4107	Vorratsröhrchen mit Zink, gran.	1
	4201	Vorratsröhrchen mit Polyäthylen, blau	1
	4202	Vorratsröhrchen mit Polyäthylen, rot	1
	4203	Vorratsröhrchen mit Polyäthylen, gelb	1
	4204	Vorratsröhrchen mit Polyäthylen, grün	1
	4209	Stab aus Polyäthylen	1
	4210	Stab aus Polyamid 6	1
	4211	Stab aus Standard-Polystyrol	1
	4212	Stab aus hochschlagfestem Polystyrol	1
	4213	Stab aus S A N	1
	4214	Stab aus weichmacherhaltigem PVC	1
	4065	Plastik-Flasche für Salzsäure	1
	4067	Plastik-Flasche für Natronlauge	1
	wie Flasche	Verschluß für Flaschen	2
	4183	Anleitungsbuch CE 1402	1

Hinweise für die Arbeit

Ganz gewiß drängt es dich, mit deinem neuen Chemiekasten nun sofort die ersten Experimente auszuführen. Doch bevor du mit den Versuchen beginnst, sollst du die folgenden Hinweise aufmerksam lesen. Du kannst dir dadurch unnötige Fehler beim Experimentieren ersparen, und außerdem bereiten lediglich die erfolgreich durchgeführten Versuche Freude. Nur durch gelungene Experimente kannst du chemische Erkenntnisse gewinnen.

Und nun beachte bitte:

1. Dieser PHILIPS Chemie-Experimentierkasten CE 1402 ist eine Ergänzung und Weiterführung des PHILIPS Chemie-Experimentierkastens CE 1401. Er enthält völlig andere und weitere interessante Kapitel aus dem Bereich der Chemie. In den Erklärungen zu den Versuchen in diesem Kasten findest du daher manchmal Begriffe, die derjenige sofort versteht, der schon mit dem Chemie-Experimentierkasten CE 1401 gearbeitet hat. Solltest du aber diesen Kasten noch nicht besitzen und mit dem vor dir liegenden beginnen, so brauchst du nicht zu befürchten, daß die Erklärungen für dich unverständlich sind. Dafür haben wir nämlich in dem Kapitel „Grundlagen der Chemie" am Schluß des Buches einen kurzen Überblick mit den wichtigsten Grundbegriffen und einigen interessanten Erscheinungen aus dem Bereich der Chemie zusammengefaßt. Wenn du dieses Kapitel aufmerksam durcharbeitest oder bei unbekannten Ausdrücken dort nachschlägst, so bereitet dir das Verständnis der Experimente keine Schwierigkeiten. Außerdem weißt du dann schon sehr viel, wenn du dir später vielleicht den Chemie-Experimentierkasten CE 1401 schenken läßt.
   Und für denjenigen, der den großen Kasten schon besitzt, ist dieses Kapitel bestimmt eine sehr gute Wiederholung.

2. Die Experimente in diesem Chemie-Experimentierkasten beschäftigen sich zum größten Teil mit dem Bereich der organischen Chemie. Kennzeichnend für dieses Gebiet ist u. a., daß Experimente nicht immer in Sekundenschnelle ablaufen, sondern manchmal einige Tage dauern. Damit du nicht so lange warten mußt, bis ein solcher Versuch beendet ist, kannst du nebenher schon weiterarbeiten und nach dem Verlauf der angegebenen Zeit das begonnene Experiment fortführen. Jedes Kapitel ist so gestaltet, daß zunächst die wichtigsten Versuche zu einem Thema beschrieben werden. Im zweiten Teil werden dann zusätzlich solche Experimente aufgeführt, die das Gelernte noch vertiefen sollen.

3. Den Arbeitsplatz für deine Experimente richtest du dir am günstigsten in der Küche oder in einem Keller- bzw. Bodenraum ein. **Sprich mit deinen Eltern** darüber, wo bei euch der beste Platz dafür ist. Sehr praktisch wäre es, wenn du einen Wasseranschluß in der Nähe deines Arbeitsplatzes hättest.

4. Schütze deinen Arbeitstisch durch eine Kunststoffunterlage. Das kann eine nicht mehr benötigte Platte oder ein altes Wachstischtuch sein. Auch eine große Plastikfolie ist sehr gut geeignet.
   Trage bei der Durchführung der Experimente für alle Fälle eine alte Schürze oder einen Kittel. Außerdem ist es ratsam, daß du stets einen alten Lappen bereitlegst, mit dem du vergossene Flüssigkeiten schnell aufwischen kannst. Wasche dir die Hände, wenn du die Experimente beendet hast.

5. Vor der Ausführung eines Versuches solltest du die Anleitung immer erst **ganz** durchlesen, damit dir die einzelnen Arbeitsschritte klar werden. Du kannst dir dann vorher schon die Geräte und Chemikalien bereitstellen und verlierst während des Experiments keine Zeit.
   Wenn du erst einmal eigene Schlußfolgerungen aus dem Versuchsablauf ziehen willst, so kannst du zunächst die *kursiv* gedruckten und gelb unterlegten Erklärungen abdecken und erst nach der Durchführung des Experiments mit deinem Ergebnis vergleichen.
   Erklärungen abdecken und erst nach der Durchführung des Experiments mit deinem Ergebnis vergleichen.

6. Führe nur **einen** Versuch durch und räume dann erst wieder deinen Arbeitsplatz auf. Davon ausgenommen sind natürlich die Experimente, die sich über mehrere Tage erstrecken (vgl. Absatz 2).
   Halte den Chemiekasten gut verschlossen, wenn du nicht damit arbeitest. Hast du noch kleinere Geschwister, so stelle ihn immer so gut weg, daß sie ihn nicht erreichen können. Schließe ihn am besten ein.

7. Verwende bei den Experimenten stets nur die angegebenen Mengen an Chemikalien. Durch größere Mengen erzielst du keine besseren Ergebnisse, sondern im Gegenteil, der Versuch kann eventuell mißlingen. Außerdem mußt du dir sonst sehr bald neue Chemikalien kaufen. Nicht gebrauchte Proben fülle sofort wieder in die Vorratsröhrchen zurück. Bewahre Chemikalien **niemals** in Eß- oder Trinkgefäßen auf, die noch benutzt werden. Nur dann, wenn es in der Versuchsanleitung angegeben ist, darfst du bei den Versuchen einmal vorsichtig kosten. Sonst darfst du **auf keinen Fall** davon probieren! Achte vor allen Dingen darauf, daß das Röhrchen mit dem Eisen-III-chlorid immer verschlossen ist. Es zieht sonst Wasser aus der Luft an und wird dadurch unbrauchbar.

8. Eine Regel, die jeder Chemiker beherrscht, lautet: Halte niemals die Nase direkt über ein Reagenzglas oder ein Vorratsröhrchen, wenn du daran riechen willst. Fächele dir mit der Hand über dem Gefäß etwas Luft zu. Manche Chemikalien haben nämlich einen sehr stechenden Geruch.

9. Vor dem ersten Experiment mußt du den Spiritusbrenner mit Brennspiritus füllen, den du in jeder Drogerie erhältst. Benutze dazu den Trichter, der zur Ausstattung dieses Experimentierkastens gehört. Dann mußt du den Docht durch den Dochthalter ziehen und in den Brenner einsetzen, so daß der Docht etwa 5–10 mm übersteht. Stelle vor dem Entzünden die Spiritusflasche beiseite.
   Soll der Brenner später nachgefüllt werden, so mußt du **auf jeden Fall** vorher **die Flamme löschen.**

10. Soll in Reagenzgläsern etwas erwärmt werden, so verwende dazu nur die großen hitzebeständigen. In den Versuchsanleitungen werden sie kurz „große Reagenzgläser" genannt. Spanne sie immer in die Reagenzglasklammer. Halte das Glas dann schräg, und zwar so, daß die Öffnung von dir fort zeigt und auch auf keinen anderen Menschen gerichtet ist. Sollte nämlich etwas herausspritzen, so ist niemand gefährdet. Erwärme den Boden des Glases und bewege es dabei leicht in der Spiritusflamme hin und her. Die kleinen Reagenzgläser, in den Anleitungen nur „Reagenzglas" genannt, dürfen nicht erwärmt werden.

11. Glasgefäße, auch solche, die als hitzebeständig gelten, müssen beim Erhitzen sorgfältig behandelt werden, damit sie nicht zerspringen. Achte deshalb immer darauf, daß sie außen trocken sind, bevor sie in die Flamme gehalten werden. Besonders empfindlich sind Glasgeräte gegenüber plötzlichen Temperaturschwankungen. Erhitztes Glas darf also niemals in kaltes Wasser getaucht werden.

12. Aus Sicherheitsgründen sind diesem Chemie-Experimentierkasten keine Flüssigkeiten beigegeben worden. Du mußt dir deshalb die Säure und die Lauge in der auf der Flasche angegebenen Konzentration in einer Drogerie oder Apotheke kaufen. Auch die Lösungen „Fehling I" und „Fehling II" können in einer Apotheke gekauft werden. Diese beiden Lösungen dürfen aber erst unmittelbar vor dem Gebrauch zusammengegeben werden. Destilliertes Wasser, das für einige Experimente benötigt wird, kannst du dir entweder selbst herstellen (vgl. Anhang Vers. 10.7.), oder du kannst es auch in Apotheken oder Drogerien kaufen.

13. Zur Durchführung einiger Versuche mußt du ein Glasrohr durch die Bohrung eines Gummistopfens schieben. Um Verletzungen der Hand zu vermeiden, solltest du das Rohr mit einem Lappen anfassen. Wenn es sich dann noch schwer in die Bohrung schieben läßt, so genügt häufig schon das Anfeuchten des Rohres mit Wasser.

14. Es empfiehlt sich, daß du bei den Experimenten eine Schutzbrille trägst. Du erhältst sie unter der Bestell-Nr. 349.4149.

15. Alle Experimente sollen nur mit sauberen Geräten durchgeführt werden. Glas- und Porzellangefäße können leicht mit Wasser gereinigt werden, dem du etwas Spülmittel beigibst. Hartnäckige Verschmutzungen, besonders Kalkrückstände, lassen sich mit verdünnter Salzsäure entfernen. Du mußt allerdings immer mit klarem Wasser nachspülen.
Ein guter Rat zum Schluß: Am einfachsten lassen sich die Geräte sofort nach dem Experiment reinigen.
Und nun viel Spaß bei der Arbeit und gutes Gelingen.

Der PHILIPS Chemie-Experimentierkasten CE 1402

Dieser Chemie-Experimentierkasten soll dich in das für viele so geheimnisvolle Reich der Chemie einführen oder aber auch dein Wissen vervollständigen. Der eine oder andere deiner Freunde wird dich glühend um diese Möglichkeit beneiden, wieder andere werden warnend den Zeigefinger heben und auf die Gefahren hinweisen, die bei chemischen Experimenten auftreten können. Was diesen Einwand betrifft, so wirst du alle Zweifler nach der Durchführung der Versuche eines Besseren belehren können: Selbstverständlich kannst du nicht wild darauflos experimentieren, aber wenn du dich an die ganz einfachen Regeln hältst, die das Handeln jedes Chemikers bestimmen, so wirst du bald merken: **Alle Experimente, die dieser Chemiekasten ermöglicht, sind völlig ungefährlich!**

Für viele besteht die Chemie aus zerstörenden Explosionen, aus Glasgefäßen mit brodelnden und geheimnisvollen Mixturen, aus übelriechenden oder gar giftigen Gasen und aus mancherlei unerklärlichen Vorgängen. Du, der du dich dieser faszinierenden Wissenschaft zuwenden willst, bist sicher besser informiert: Natürlich fällt alles das auch in den Bereich der Chemie, aber das ist nur ein winziger Teil. Und so wirst du trotzdem vieles über dieses Gebiet erfahren, was dich begeistern wird, auch wenn du **keine explosiven Gemische und keine Giftgase herstellen** wirst.

In diesem Anleitungsbuch zum Chemie-Experimentierkasten werden ausführlich die Experimente beschrieben, Erklärungen für die Beobachtungen gegeben und die dafür notwendigen theoretischen Grundlagen dargestellt. Das Buch kann und soll allerdings kein Chemielehrbuch ersetzen. Wenn Du mehr über die Chemie wissen möchtest, laß Dir von einem Buchhändler ein weiterführendes Buch empfehlen.

Aufbau aus:

4001 Becherglas

5119 Glashalter

4014 Federklammer

4013 Ständerstab

4016 Spiritusbrenner

4012 Grundplatte

INHALTSVERZEICHNIS Seite

1. Zucker – ein süßes Nahrungsmittel

Für jeden von uns ist Essen und Trinken eine Selbstverständlichkeit. Ohne uns den Kopf zu zerbrechen, essen wir, wenn wir Hunger verspüren, oder trinken, wenn wir Durst haben. Zum Aufbau und zur Erhaltung des Lebens ist es notwendig, daß alle Lebewesen bestimmte Stoffe aufnehmen, die wir mit dem Sammelnamen **Nahrungsmittel** bezeichnen. Dazu gehört eine Vielzahl tierischer und pflanzlicher Produkte, die bestimmte Aufgaben zu erfüllen haben.
Im Laufe eines Tages muß unser Körper für die vielfältigen Bewegungen und die gleichbleibende Körpertemperatur die notwendige Energie liefern. Diese Energie entnimmt er unter anderem den **Kohlenhydraten** (Zucker und Stärke) der Nahrungsmittel. Sie sorgen dafür, daß der Körper „läuft", und werden deshalb **Betriebsstoffe** genannt.
Die Kohlenhydrate liefern die Energie für Menschen, Tiere und Pflanzen. Nur Pflanzen können sie allerdings aus Wasser und dem Kohlendioxid der Luft aufbauen. Dazu benötigen sie Sonnenenergie. Dieser Aufbau heißt **Fotosynthese.**
Nur durch die Energie, die durch die Fotosynthese aufgenommen und gespeichert wird, erhalten Menschen und Tiere den notwendigen Betriebsstoff. Sie sind deshalb auf Pflanzen als Nahrung angewiesen.
Am häufigsten tritt von allen Kohlenhydraten die **Cellulose** auf. Sie wird auf der ganzen Erde jährlich in unvorstellbar großen Mengen produziert und dient den Pflanzen als Gerüstmaterial. Für Menschen ist sie aber ungenießbar. Baumwolle ist fast reine Cellulose.
In den folgenden Versuchen sollst du etwas über die Zusammensetzung des Kohlenhydrats Zucker erfahren.

Zuckerrohrernte **Abb. 1**

1.1. **Eine süße Angelegenheit**

Einer der wichtigsten Energiespender, und damit Betriebsstoff für den Körper, ist der Zucker. Der im Haushalt verwendete Zucker wird in Europa heute fast ausschließlich aus dem Saft der Zuckerrübe gewonnen und deshalb auch Rübenzucker genannt. Da früher das tropische Zuckerrohr Rohstoff lieferte, gibt es dafür auch den Namen Rohrzucker. Andere Zuckerarten, nämlich Trauben- und Fruchtzucker, sind in Früchten enthalten und verleihen ihnen den süßen Geschmack.

Gib je eine Probe Trauben- und Rübenzucker auf eine Untertasse und vergleiche den Geschmack!

Zwischen beiden Zuckerarten besteht ein Geschmacksunterschied. Traubenzucker schmeckt nicht so süß wie Rübenzucker. Außerdem empfindet man bei Traubenzucker eine leicht kühlende Wirkung auf der Zunge. Dieser Geschmacksunterschied beruht auf einer unterschiedlichen chemischen Zusammensetzung.

1.2. **Die Grundstoffe des Rübenzuckers**

Der folgende Versuch soll dir zeigen, welche Elemente (vgl. Anhang 10.1.) in der chemischen Verbindung Zucker enthalten sind. Fülle dazu ein großes Reagenzglas 2 cm hoch mit Rübenzucker und erhitze die Probe (Abb. 2) über der Spiritusflamme. Halte das trockene Becherglas über die Öffnung und fange die entweichenden Dämpfe auf. Das Becherglas darf nicht über die Flamme des Brenners gehalten werden.

Beobachte die Innenwände des Becherglases! Welche Veränderung des Zuckers kannst du feststellen?

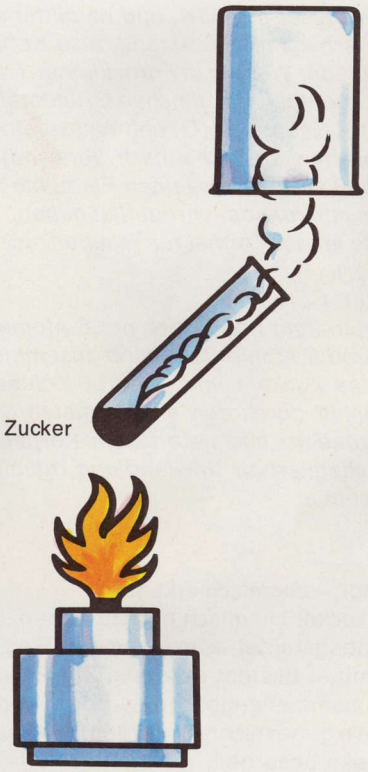


Abb. 2

Der Zucker im Reagenzglas schmilzt zunächst und färbt sich bald braun; im Becherglas sammeln sich Dämpfe. Bald kann man an den Innenwänden des Becherglases einen feuchten Beschlag oder sogar kleine Wassertröpfchen beobachten, während sich die Schmelze immer dunkler färbt, bis schließlich nur noch ein schwarzer Rückstand im Reagenzglas verbleibt.
Der schwarze Rückstand ist ein Bestandteil des Zuckers, das Element Kohlenstoff (C). Die beiden anderen Bestandteile sind die Elemente Sauerstoff (O) und Wasserstoff (H), die beim Erhitzen als Wasser (H_2O) entweichen und die Wassertröpfchen im Becherglas bilden. Die Abscheidung von Wasser beim Erhitzen einer Verbindung deutet an, daß die Elemente Sauerstoff und Wasserstoff darin enthalten sind.
Die Verbindung Zucker besteht also aus den Grundstoffen Kohlenstoff, Sauerstoff und Wasserstoff. Zucker und chemisch verwandte Verbindungen bezeichnet man deshalb als Kohlenhydrate[1]*. In welchem Verhältnis sich die Elemente in der chemischen Verbindung Zucker zusammengefügt haben, kannst du aus der Formel ersehen.*
Rohrzucker: $C_{12}\ H_{22}\ O_{11}$
In einem Molekül Rohrzucker haben sich also 12 Atome Kohlenstoff, 22 Atome Wasserstoff und 11 Atome Sauerstoff miteinander verbunden.
Hinweis: Benutze für die Untersuchung der Zusammensetzung möglichst immer dasselbe Reagenzglas.
[1]) griech. hydor = Wasser.

1.3. **Grundstoffe des Traubenzuckers**
Wiederhole den vorigen Versuch mit einer Probe Traubenzucker und vergleiche die Ergebnisse!
Auch Traubenzucker schmilzt, und es bildet sich schließlich im Reagenzglas ein schwarzer Rückstand, also Kohlenstoff. Im Becherglas schlägt sich wieder Wasser in Form kleiner Tröpfchen nieder.
Traubenzucker enthält die gleichen Grundstoffe:
Kohlenstoff (C), Sauerstoff (O) und Wasserstoff (H).
Beide Zuckerarten sind chemisch verwandt. Der Unterschied besteht darin, daß sich die einzelnen Elemente in einem anderen Mengenverhältnis miteinander verbunden haben.
Das kannst du an der Formel für Traubenzucker ablesen (vgl. Formel für Rohrzucker).
Traubenzucker: $C_6\ H_{12}\ O_6$
In dieser Verbindung haben sich nur 6 Atome Kohlenstoff, 12 Atome Wasserstoff und 6 Atome Sauerstoff zusammengeschlossen. Bei der Verdauung des Zuckers und anderer Kohlenhydrate wird das Element Kohlenstoff durch den eingeatmeten Sauerstoff oxydiert (vgl. Anhang: Oxydation) und liefert dem Körper Energie. Das Endprodukt dieser chemischen Umwandlung, nämlich Kohlendioxid, wird wieder ausgeatmet.

1.4. **Traubenzucker – chemisch erkannt**
Um Traubenzucker chemisch nachzuweisen, benötigst du ein besonderes Erkennungsmittel, vom Chemiker Reagenz genannt. Dieses Erkennungsmittel besteht aus zwei Flüssigkeiten, die erst kurz vor Gebrauch zusammengegossen werden und dann als Fehlingsche Lösung bezeichnet werden. Dieses Reagenz mußt du dir in der Apotheke besorgen.

Fülle dann ein großes Reagenzglas zu einem Drittel mit Wasser (günstig ist es, wenn du dir für diese Versuche destilliertes Wasser besorgst) und löse darin einen halben Löffel Traubenzucker. In einem zweiten Reagenzglas mische eine kleine Menge Fehling I mit Fehling II im Verhältnis 1:1. Das Gemisch färbt sich tiefblau; du hast Fehlingsche Lösung erhalten. Gib nun zu der Traubenzuckerlösung so viel Fehlingsche Lösung, daß eine deutliche Blaufärbung eintritt, und erhitze unter Schütteln über der Spiritusflamme bis zum Sieden (Abb. 3). Beobachte, wie sich die Lösung farblich verändert!

Abb. 3

Beim Erhitzen färbt sich das Gemisch aus Traubenzucker und Fehlingscher Lösung zunächst grüngelb, dann orangerot. Diese Rotfärbung ist immer der Beweis, daß eine Lösung Traubenzucker enthält.

Fehlingsche Lösung ist ein Erkennungsmittel für Traubenzucker.

1.5. **Fehlingsche Lösung hilft unterscheiden**

Wiederhole den Versuch 1.4. Verwende statt Traubenzucker aber Rübenzucker (Haushaltszucker) und beobachte, ob auch diesmal eine farbliche Veränderung festzustellen ist!

Rübenzucker zeigt beim Erhitzen mit Fehlingscher Lösung keine Reaktion, da Rübenzucker chemisch anders zusammengesetzt ist als Traubenzucker (vgl. Vers. 1.3. und 1.4.). Nur wenn die Elemente Kohlenstoff, Sauerstoff, Wasserstoff in dem Verhältnis verbunden sind wie beim Traubenzucker, gelingt der Nachweis mit Fehlingscher Lösung.

1.6. **Früchte enthalten Traubenzucker**

Um zu untersuchen, ob Früchte Traubenzucker enthalten, gib Rosinen, Weintrauben, Bananen- und Apfelstückchen oder andere Früchte nacheinander in das Becherglas. Übergieße die Früchte mit Wasser, zerdrücke sie mit einer Gabel und erwärme. Fülle jeweils eine Probe der Flüssigkeit in ein großes Reagenzglas ab. Der Satz muß im Becherglas zurückbleiben. Prüfe wieder mit Fehlingscher Lösung!

Alle Proben zeigen, mit Fehlingscher Lösung erhitzt, die charakteristische rote Farbreaktion. Früchte enthalten Traubenzucker, außerdem noch eine weitere Zuckerart, den Fruchtzucker. Das Fruchtzuckermolekül enthält die gleichen Bestandteile wie das des Traubenzuckers, ist jedoch im Aufbau etwas anders.

1.7. **Zucker in einer Zitrone?**

Presse den Saft einer halben Zitrone aus (Abb. 4), gib dazu wieder Fehlingsche Lösung und erwärme. Beobachte, ob auch hier eine farbliche Veränderung eintritt.

Wieder färbt sich die Lösung orangerot. Auch Zitronen enthalten Traubenzucker, der jedoch durch den sauren Geschmack der Zitronensäure überdeckt wird.

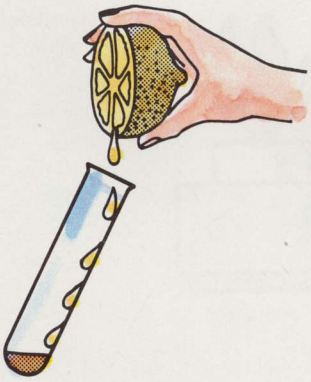


Abb. 4

1.8. **Die Verwandtschaft zwischen Rüben- und Traubenzucker**

Wie du in den Versuchen 1.2. und 1.3. erfahren hast, enthalten Rüben- und Traubenzucker zwar dieselben Grundstoffe. Sie haben sich jedoch in verschiedenen Mengenverhältnissen zusammengeschlossen, wodurch chemisch unterschiedliche Verbindungen entstehen. Welche Verwandtschaft zwischen den beiden Zuckerarten besteht, soll dir der folgende Versuch zeigen.

Fülle dazu ein großes Reagenzglas zu einem Drittel mit Wasser (verwende möglichst destilliertes Wasser), löse darin einen Löffel voll Haushaltszucker (Rübenzucker) und gib einen Schuß verdünnte Salzsäure hinzu. (Beachte den Hinweis über den Umgang mit Säuren im Anhang: Grundlagen der Chemie.) Erwärme die Lösung über der Spiritusflamme unter Schütteln bis zum Sieden. – Da die Lösung für die vorgesehene Probe keine Säure mehr enthalten darf, gib einen Streifen rotes Lackmuspapier in die Lösung und setze solange Soda hinzu, bis sich das Lackmuspapier blau färbt. – Jetzt führe wie in Vers. 1.4. die Prüfung mit Fehlingscher Lösung durch!

Die Lösung färbt sich orangerot, enthält also Traubenzucker. Durch Kochen mit Salzsäure wird Rübenzucker in Traubenzucker umgewandelt. Das größere Molekül des Rübenzuckers mit der Formel $C_{12}H_{22}O_{11}$ spaltet sich in zwei Moleküle Traubenzucker mit der Formel $C_6H_{12}O_6$. Dabei wird noch Wasser aufgenommen, um die fehlenden Wasserstoff- und Sauerstoffatome zu ergänzen.
Für die Umwandlung des Rohrzuckers in Traubenzucker lautet diese Gleichung (vgl. Anhang: Grundlagen der Chemie):

$$C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \xrightarrow{\text{Salzsäure}} 2\,C_6H_{12}O_6$$

1 Molekül Rohrzucker + 1 Molekül Wasser → 2 Moleküle Traubenzucker

1.9. **Bonbons selbst hergestellt**
Fülle dazu ein Reagenzglas etwa zu einem Drittel mit Haushaltszucker und erwärme es langsam über der Spiritusflamme.
Ist dieser Zucker geschmolzen, gieße die braune Masse sofort auf ein Stück Pergamentpapier, das du vorher mit etwas Speiseöl eingefettet hast, und laß erkalten. Dann koste davon!
Der bekannte Zuckergeschmack ist verlorengegangen. Du hast gebrannten Zucker erhalten. Er heißt K a r a m e l und wird in dieser Form zur Bonbonherstellung (Karamellen) verwendet.

1.10. **Bonbons mit Geschmack**
Bitte deine Mutter um einen kleinen Topf und gib einige Löffel Zucker hinzu. Erhitze den Zucker langsam auf dem Küchenherd. Beginnt der Zucker zu schmelzen, setze unter Rühren etwas Kondensmilch und Zitronen- oder Orangensaft hinzu. Anschließend gieße die Masse auf einen Teller, in den du vorher ein wenig Wasser gefüllt hast. Laß wieder erkalten und probiere deine Bonbons!
Durch Zugabe von Kondensmilch und Fruchtsäften hast du den Geschmack der Karamelbonbons verändert.

1.11. **Eine Rübe liefert süßen Saft**
Die beiden folgenden Versuche kannst du nur durchführen, wenn du Gelegenheit hast, dir eine Zuckerrübe zu besorgen.
Entferne dann die Schale, schneide die Rübe in kleine Schnitzel und gib diese in einen Kochtopf. Gieße so viel Wasser dazu, daß die Schnitzel damit bedeckt sind, und koche das ganze auf dem Küchenherd ca. 1 Stunde lang. Nach dem Abkühlen gieße den Brei in ein Leinentuch, presse ihn gut aus und sammle den Saft in einem anderen Topf (Abb. 5). Koste von dieser Flüssigkeit!

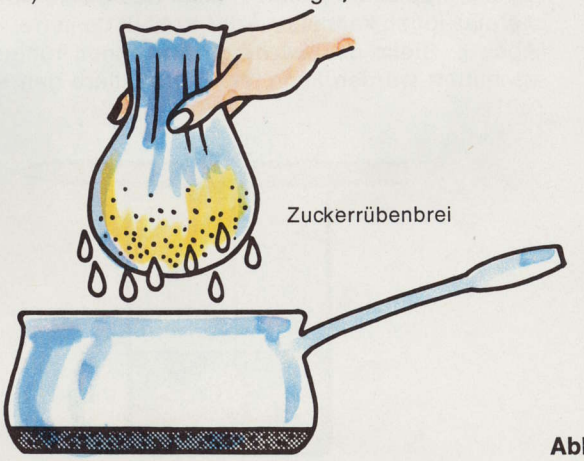


Abb. 5

Der Saft schmeckt süß.
Die Rübenschnitzel werden durch das heiße Wasser ausgelaugt, wobei auch der Zucker herausgelöst wird. In der Zuckerfabrik werden Zuckerrüben in großen Behältern ähnlich behandelt. Man erhält dabei den sogenannten R o h s a f t , aus dem dann der Zucker gewonnen wird.
Diesen Rohsaft sollst du im nächsten Versuch noch weiter behandeln.

1.12. **Aus Rübensaft wird Zucker**
Erhitze auf dem Herd den Rohsaft aus Vers. 1.11. und laß ihn unter ständigem Rühren sieden, bis er dickflüssig wird. Gib einige Tropfen davon auf eine Untertasse. Laß sie einige Tage stehen und beobachte!
Beim Eindampfen des Rohsaftes entsteht der dickflüssige Sirup, der auch als Brotaufstrich verwendet werden kann.
Auf der Untertasse bilden sich nach einigen Tagen Zuckerkristalle. Sirup und Zuckerkristalle sind durch verschiedene Fremdstoffe noch braun gefärbt. Bei der Verarbeitung zu Haushaltszucker (Raffinade) werden diese Fremdstoffe durch besondere Reinigungsverfahren (Raffination) entfernt.

1.13. **Kandiszucker**
Fülle das Becherglas zur Hälfte mit Wasser und gib unter ständigem Rühren langsam so viel Haushaltszucker hinein, bis sich nichts mehr löst. Dieser Zustand ist erreicht, wenn einige Zuckerkristalle ungelöst am Boden des Becherglases liegen bleiben. Man spricht dann von einer g e s ä t t i g t e n L ö s u n g. Gieße diese Lösung auf einen flachen Teller, laß sie einige Tage stehen und beobachte!
Das Wasser verdunstet, und es bilden sich unterschiedlich große Zuckerkristalle. Zucker in dieser Kristallform kommt in großen Stükken als Kandiszucker in den Handel.

1.14. **Zuckerkristalle können wachsen**
Nimm einen besonders gut geformten Zuckerkristall aus Vers. 1.13. und befestige ihn an einem Haar oder einem sehr dünnen Faden. Das andere Ende des Fadens befestige an einem Bleistift. Bereite dir dann wieder eine gesättigte Zuckerlösung (vgl. Vers. 1.13.), filtriere sie und hänge den Zuckerkristall hinein. Die Länge des Fadens muß so abgestimmt sein, daß du den Bleistift über das Becherglas legen kannst und der Kristall dann frei in der Lösung hängt (Abb. 6). Stelle das Becherglas an einen ruhigen Ort, wo es nicht erschüttert werden kann, und kontrolliere den Kristall nach einiger Zeit!

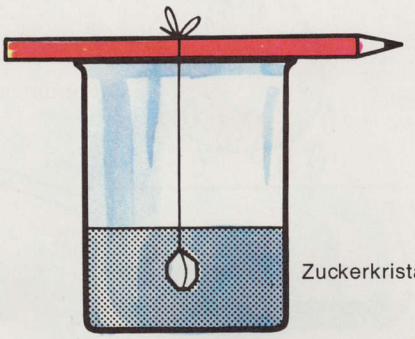


Abb. 6

Schon nach etwa zwei Tagen kannst du feststellen, daß der Zukkerkristall größer geworden ist. Er stellt nämlich einen Kristallisationspunkt dar, an dem sich weiterer Zucker aus der gesättigten Lösung anlagert, wenn Wasser verdunstet.
Der Zuckerkristall wächst so lange, wie er von gesättigter Lösung umgeben ist. Falls bei längerer Versuchsdauer zuviel Wasser verdunstet, kannst du die Kristallisation weiter in Gang halten, wenn du das Becherglas mit frischer gesättigter und filtrierter Zuckerlösung auffüllst.
Auf diese Weise erhältst du ein großes Stück Kandiszucker.

1.15. **Zuckerprobe mit Gerste**
Besorge dir etwas Gerstengetreide (z. B. in einer Futtermittelhandlung) und zerkleinere einige Körner. Vielleicht gestattet dir deine Mutter, sie in der Kaffeemühle zu mahlen. Anschließend gib die zerkleinerten Körner in ein Reagenzglas, füge ein wenig Wasser dazu und führe mit Fehlingscher Lösung die Probe auf Zucker durch (vgl. Vers. 1.4.)!
Beim Erwärmen zeigt sich kein Niederschlag. Der Chemiker sagt, die Prüfung verläuft negativ.

1.16. **Durch Keimung verändert**
Lege einige Gerstenkörner auf eine Untertasse mit Watte, feuchte die Watte an und laß die Gerste auskeimen (Abb. 7). Haben die Keime etwa die Länge des Korns erreicht, zerkleinere die Körner mit einem Messer, gib sie in ein Reagenzglas und übergieße sie mit warmem Wasser. Schüttle kräftig um und filtriere die Flüssigkeit ab. Prüfe sie mit Fehlingscher Lösung und beobachte!

Gerstenkörner

Abb. 7

Die Lösung färbt sich orangerot. Diesmal ist es jedoch kein Traubenzucker, der die Färbung hervorruft, sondern eine Zuckerart, die sich beim Keimen im Gerstenkorn bildet. Sie heißt M a l z z u c k e r. Die gekeimte Gerste bezeichnet man als Malz, das die Grundlage für die Bierbereitung darstellt (vgl. Vers. 7.16.).

1.17. **Auch Blockmalz ist Zucker**
Zerkleinere einen Würfel Blockmalz (Malzbonbon). Gib etwas davon in ein Reagenzglas, löse es in warmem Wasser und führe die Prüfung mit Fehlingscher Lösung durch!
Wieder zeigt sich die orangerote Färbung. Sie wird durch Malzzucker hervorgerufen, der zur Herstellung von Blockmalz verwendet wird. Dieser Malzzucker ist chemisch die gleiche Verbindung, die sich beim Keimen der Gerste bildet.

1.18. **Zucker in der Milch?**
Fülle etwas Milch in das Becherglas, gib ein paar Tropfen Essig hinzu und erwärme die Milch über der Spiritusflamme, bis sie gerinnt. Dabei bildet sich eine flockige Masse, der sog. Käsestoff, der in einer wäßrigen Flüssigkeit, der Molke, schwimmt. Filtriere die Molke ab, gib sie in die Porzellanschale und dampfe sie über der Spiritusflamme (Abb. 8) ein, bis sich eine durchscheinende Kruste bildet!

Abb. 8

Nach dem Erkalten löse diese Kruste in heißem Wasser, gieße etwas davon auf eine Untertasse und laß auskristallisieren (vgl. Vers. 1.12.). Dann koste von der kristallinen Masse! Den Rest der Lösung prüfe mit Fehlingscher Lösung!
Die kristalline Masse auf der Untertasse besteht überwiegend aus Milchzucker, der nicht so süß schmeckt wie gewöhnlicher Zucker. Mit Fehlingscher Lösung zeigt Milchzucker ebenfalls einen orangeroten Niederschlag.
Milchzucker ist für die Ernährung von Kleinkindern sehr wichtig, da er leicht verdaulich ist.

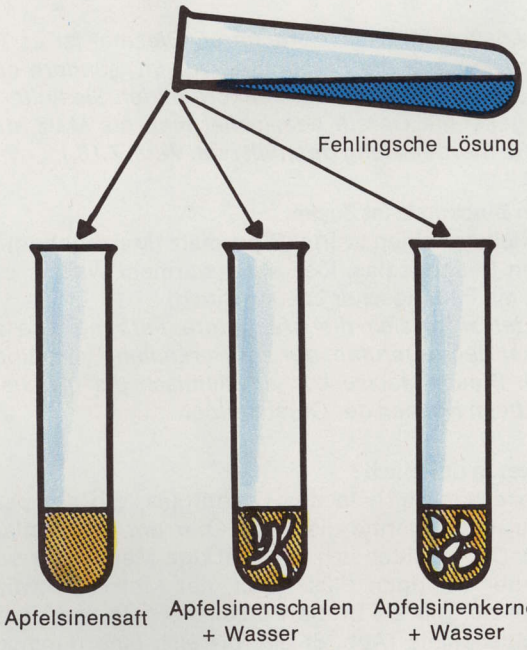


Abb. 9

1.19. **Überall Traubenzucker**
Schäle eine Apfelsine. Presse den Saft aus und fülle etwas davon in ein Reagenzglas. In ein zweites Reagenzglas gib einige zerkleinerte Schalenstückchen und in ein drittes 2–3 zerquetschte Kerne. Übergieße die Kerne und die Schalenstückchen mit Wasser und erhitze diese beiden Gläser. Anschließend prüfe den Inhalt der drei Gläser auf Traubenzucker (Abb. 9)!

Alle drei Proben zeigen den bekannten orangeroten Niederschlag, vielleicht bei der Probe mit den Kernen nicht so überzeugend. Nicht nur im Saft der Apfelsine, sondern auch in der Schale und sogar in den Kernen ist Traubenzucker enthalten. Das hast du sicher nicht vermutet. In vielen Pflanzenteilen wird Traubenzucker gespeichert.

1.20. **Auch Bienenhonig enthält Traubenzucker**
Löse in einem Reagenzglas etwas Bienenhonig in Wasser. Führe dann mit Fehlingscher Lösung die Traubenzuckerprobe durch!
Der orangerote Niederschlag zeigt Traubenzucker an. In den Blüten produziert die Pflanze Nektar, in dem viel Traubenzucker enthalten ist. Diesen Nektar wandeln die Bienen in Honig um.

1.21. **Brennender Würfelzucker**
Lege ein Stück Würfelzucker in die Porzellanschale und versuche, es mit einem Strichholz zu entzünden. Du wirst feststellen, daß dir das nicht gelingt. Streue jetzt etwas Zigarren- oder Zigarettenasche auf den Zuckerwürfel und versuche erneut, ihn zu entzünden (Abb. 10)!

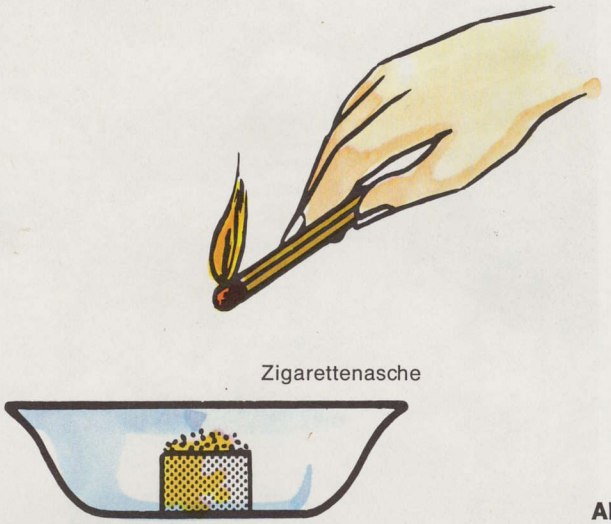


Abb. 10

Nach dieser Behandlung fängt der Zucker Feuer. Die Erklärung für diese Erscheinung ist nicht ganz einfach. Es gibt in der Chemie viele Reaktionen, die nur dann ablaufen, wenn ein ganz bestimmter Stoff dabei anwesend ist. Fehlt er, setzt die Reaktion überhaupt nicht ein. Einen solchen Stoff nennt der Chemiker Katalysator (Beschleuniger). Die Eigenart des Katalysators besteht darin, daß er selbst an der chemischen Reaktion, die er zwar in Gang setzt, gar nicht beteiligt ist.
In unserem Beispiel übernimmt die Zigarettenasche die Rolle des Katalysators. Sie enthält nämlich Eisen in sehr fein verteilter Form (vgl. Vers. 6.34.). Dieses Eisen bewirkt, daß der Zucker entzündet werden kann.

2. Stärke – auch ein Kohlenhydrat

Neben Zucker ist die Stärke einer der wichtigsten Betriebsstoffe für unseren Körper. Dieser Nährstoff ist hauptsächlich in Pflanzen enthalten. Einige Pflanzenteile, wie Knollen, Wurzeln und Samen, speichern besonders viel Stärke. Auch unsere Grundnahrungsmittel Kartoffeln und Getreide (Mehl) sind solche Vorratsspeicher. Im Gegensatz zum Traubenzucker und Rohrzucker ist die Stärke nicht einheitlich aufgebaut. Selbst in ihrer Form unterscheiden sich z. B. die Stärkekörner der Kartoffeln von denen der Getreidearten. Man kann deshalb mit Mikroskopen die Stärkesorten unterscheiden.
Noch in einem weiteren Punkt unterscheidet sich die Stärke von dem Zucker: Während Traubenzucker und Rohrzucker sehr gut löslich sind, löst sich die Stärke im allgemeinen nicht im Wasser. Der folgende Versuch soll dir zeigen, aus welchen Grundstoffen Stärke zusammengesetzt ist.

Brot – ein Grundnahrungsmittel **Abb. 11**

2.1. **Zusammensetzung der Stärke**

Fülle dazu ein großes Reagenzglas etwa 2 cm hoch mit Stärke (Kartoffel- oder Weizenmehl). Erhitze über der Spiritusflamme (Abb. 12), halte gleichzeitig das Becherglas über die Öffnung des Reagenzglases und beobachte!

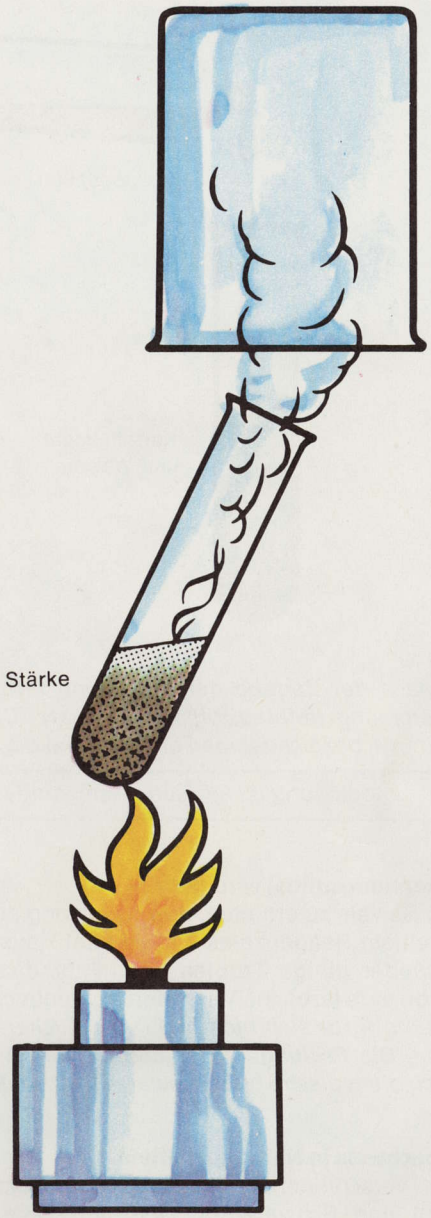


Abb. 12

Die Stärke färbt sich beim Erhitzen schnell schwarz. Sie verkohlt. Die entweichenden Dämpfe bilden an den Innenwänden des Bechergläses Wassertropfen aus. Damit hast du die Grundstoffe nachgewiesen, die am Aufbau der Stärke beteiligt sind. Der schwarze Rückstand ist Kohlenstoff. Das Wasser entsteht beim Erhitzen aus den Elementen Wasserstoff und Sauerstoff, die in der Stärke enthalten sind. Stärke ist genau wie Zucker ein Kohlenhydrat. Mehr darüber erfährst du in Vers. 2.11.

2.2. **Ein Erkennungsmittel für Stärke**

Gib etwas Kartoffelmehl in ein Reagenzglas, fülle bis zur Hälfte mit Wasser auf und schüttle kräftig um. Dann setze einige Tropfen Jodtinktur[1]) hinzu (Abb. 13) und beobachte!

[1]) Jodtinktur ist eine Lösung von Jod in Alkohol.

Abb. 13

Sofort nach der Zugabe der Jodlösung färbt sich die trübe Mehlaufschlämmung tiefblau, oft fast schwarz. Die durch Jod blau gefärbte Stärke bezeichnet man auch als J o d s t ä r k e.

Jodlösung ist ein Erkennungsmittel für Stärke.

2.3. **Das Erkennungsmittel wird geprüft**

Um den Beweis zu erhalten, daß Jodlösung nur auf Stärke anspricht, löse in einem Reagenzglas einen Löffel Haushaltszucker in Wasser. Setze wieder einige Tropfen Jodtinktur dazu und schüttle um. – Kannst du eine farbliche Veränderung beobachten?

Die Lösung färbt sich nicht blau. Mit Zucker zeigt Jodlösung keine Reaktion. Die Prüfung ist negativ. Nur bei Anwesenheit von Stärke zeigt sich die typische blau-schwarze Farbreaktion.

2.4. **Stärkenachweis in Nahrungsmitteln**

Gib in verschiedene Reagenzgläser Weizenmehl, Haferflocken, Weißbrot und Schwarzbrot. Übergieße alle Proben mit warmem Wasser und schüttle um. Anschließend setze jeweils 2–3 Tropfen Jodtinktur hinzu und beobachte!

Sämtliche Getreideprodukte – Brot als verarbeitetes Getreide gehört ja auch dazu – enthalten viel Stärke. Sie spielen deshalb eine so wichtige Rolle für die Ernährung des Menschen. Da Getreideprodukte einen großen Anteil unserer Nahrung ausmachen, führen wir auf diese Weise dem Körper viel Betriebsstoff zu.

Vielleicht findest du selbst noch andere Nahrungsmittel, die du mit Jodlösung auf Stärke untersuchen kannst.

2.5. **Stärke auch in Erdfrüchten?**
Zerschneide eine Kartoffel. Laß einige Tropfen Jodtinktur auf die Schnittfläche fallen (Abb. 14) und beobachte!

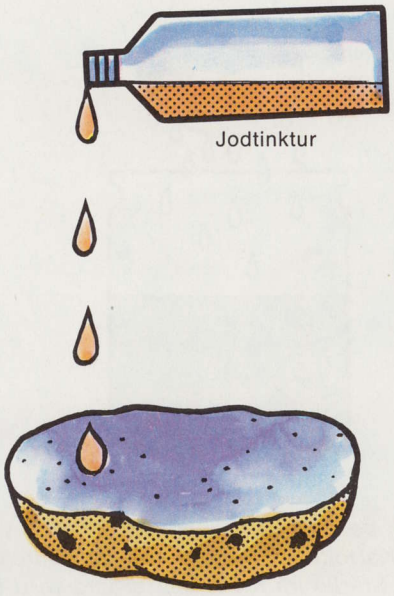


Abb. 14

Die Jodlösung ruft auf der Schnittfläche eine blauschwarze Färbung hervor.
Kartoffeln enthalten, ähnlich wie Getreidefrüchte, viel Stärke. Sie zählen deshalb ebenfalls zu den Grundnahrungsmitteln.

Die folgende Tabelle zeigt dir, wieviel Prozent Stärke einige unserer Nahrungsmittel enthalten.

Nahrungsmittel	Stärkegehalt
Kartoffeln	17–23 %
Roggen	50–60 %
Weizen	60–70 %
Mais	65–75 %
Reis	70–80 %

2.6. **Stärke aus Kartoffeln**
Willst du in folgenden Versuchen nicht das käufliche Kartoffelmehl (Stärke) benutzen, kannst du dir selbst Stärke herstellen.
Schäle einige Kartoffeln und reibe sie auf einem Reibeisen zu Brei. Fülle dann ein Einweckglas zur Hälfte mit Wasser. Anschließend gib den Kartoffelbrei, eventuell in mehreren kleineren Portionen, in einen Leinenlappen und drücke ihn über dem Einweckglas aus, so daß der Saft in das klare Wasser tropft (Abb. 15). Achte darauf, daß der Lappen nicht zerreißt. Laß das Gefäß einen Tag ruhig stehen. Hat sich auf dem Boden ein weißer Belag gebildet, gieße das überstehende Wasser vorsichtig ab und laß das Glas noch einige Tage stehen, bis die weiße Masse getrocknet ist. Prüfe eine kleine Probe mit Jodtinktur!

Abb. 15

Die Blaufärbung beweist dir: Es ist Stärke. Aus Versuch 2.5. weißt du schon, daß Kartoffeln Stärke enthalten. Durch das Zerkleinern verteilt sich die Stärke im Kartoffelbrei und wird beim Auspressen mit dem ebenfalls in Kartoffeln enthaltenen Wasser herausgespült.
Die restliche Stärke fülle in ein Reagenzglas und verschließe das Glas mit einem Stopfen. In folgenden Versuchen kannst du diese selbst gewonnene Stärke gut verwenden.

2.7. **Stärke – in Wasser löslich?**
Um zu prüfen, ob Stärke in Wasser löslich ist, verrühre einen Löffel Weizenmehl im Becherglas, das zu Dreiviertel mit Wasser gefüllt ist. Laß die Probe einen Tag stehen und filtriere dann. Anschließend prüfe das Filtrat mit Jodtinktur! Was beobachtest du?
Die Jodlösung ruft keine Färbung hervor, im Filtrat läßt sich keine Stärke nachweisen. Stärke ist ohne Vorbehandlung nicht in Wasser löslich.

2.8. **Stärkekleister**
Zur Herstellung eines Stärkekleisters fülle das Becherglas zur Hälfte mit Wasser und erhitze über der Spiritusflamme bis zum Sieden. Dann gib 3 Löffel Kartoffelmehl in ein Reagenzglas und fülle bis fast zum Rand mit Wasser auf. Schüttle kräftig um, bis sich die Stärke gleichmäßig im Wasser verteilt hat und eine milchig-trübe Aufschlämmung entstanden ist. Eventuell mußt du durch Umrühren mit dem Glasrohr oder einer Stricknadel etwas nachhelfen. Anschließend laß diese Aufschlämmung unter ständigem Rühren – benutze wieder das Glasrohr – in das siedende Wasser im Becherglas einfließen (Abb. 16). Erhitze noch 1–2 Minuten und beobachte!
Im Becherglas entsteht ein dicker Brei. Beim Erhitzen in Wasser quillt die Stärke stark auf, sie verkleistert. Der entstandene Brei wird S t ä r k e k l e i s t e r genannt.
Diese Quellfähigkeit macht sich die Hausfrau beim Andicken von Bratensoßen zunutze, indem sie angerührtes Mehl dazu gibt. Bewahre den Stärkekleister für die folgenden Versuche auf.

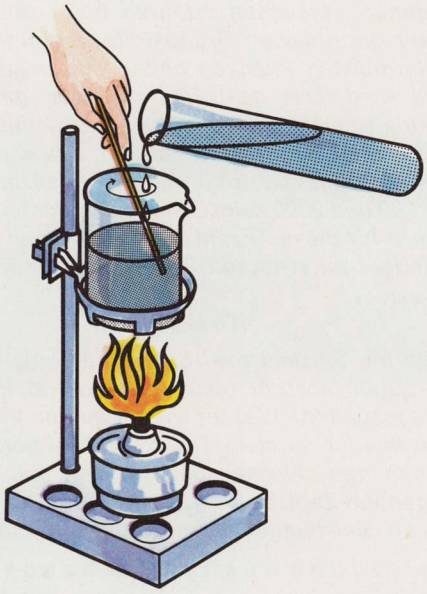


Abb. 16

2.9. **Stärke als Klebemittel**

Bringe etwas Stärkekleister auf einen Bogen Papier, verstreiche die Masse gleichmäßig und drücke einen zweiten Bogen darauf. Versuche nach etwa 2 Stunden, die Bögen voneinander zu lösen!

Die beiden Papierbögen lassen sich ohne Beschädigung nicht mehr voneinander trennen. Beim Trocknen entwickelt Stärkekleister eine Klebefähigkeit. Er wurde früher deshalb oft für Tapezierarbeiten verwendet. Der Name Stärkekleister ist auf diese Tatsache zurückzuführen.

2.10. **Traubenzucker in Stärke?**

Fülle einen Löffel Stärkekleister in ein Reagenzglas. Ist er zu fest geworden, kannst du mit warmem Wasser etwas verdünnen. Führe nun mit Fehlingscher Lösung die Probe auf Traubenzucker durch (vgl. Vers. 1.4.).

Es zeigt sich keine Reaktion – die Prüfung verläuft negativ. Demnach enthält also Stärke keinen Traubenzucker, obwohl beide die gleichen Grundstoffe enthalten.

Der nächste Versuch wird dir zeigen, daß trotzdem eine enge Verwandtschaft zwischen diesen beiden Nährstoffen besteht.

2.11. **Verwandtschaft zwischen Stärke und Traubenzucker**

Für diese Untersuchung gib einen Löffel Stärkekleister aus Versuch 2.8. ins Reagenzglas. Füge einen Schuß Salzsäure dazu und erhitze bis zum Sieden. Sei vorsichtig beim Erhitzen, denn der Stärkekleister spritzt leicht. Du mußt deshalb das Reagenzglas durch ständiges Schütteln immer in der Flamme bewegen und die Öffnung von dir fort halten. Laß dann wieder erkalten.

Da die Lösung für die folgende Prüfung keine Säure mehr enthalten darf, füge so viel Soda hinzu, bis sich rotes Lackmuspapier blau färbt (vgl. Vers. 1.8.). Führe nun mit Fehlingscher Lösung die Traubenzuckerprobe durch.

Der orangerote Niederschlag zeigt dir Traubenzucker an. Wie du in vorangegangenen Versuchen erfahren hast, enthalten Stärke und Traubenzucker die gleichen Grundstoffe. Sie sind eng miteinander verwandt. Die meisten Pflanzen bilden Zucker, der dann in Stärke umgewandelt wird. Das geschieht dadurch, daß sich sehr viele Zuckermoleküle zu einem Stärkemolekül zusammenschließen. Dabei wird Wasser abgegeben. Die Zahl der zusammengeschlossenen Zuckermoleküle hängt von der jeweiligen Pflanzenart ab. Es können ca. zwischen 200 und 2000 sein. Da man das nur so ungenau angeben kann, setzt man für diese Anzahl den Buchstaben n ein, der stellvertretend für jede Zahl zwischen 200 und 2000 steht. Die Formel für Stärke heißt also:

$$(C_6H_{10}O_5)_n$$

Durch Kochen mit Salzsäure wird das Stärkemolekül wieder in die kleineren Traubenzuckermoleküle umgewandelt, wobei das ursprünglich abgespaltene Wasser wieder aufgenommen werden muß. Es entstehen wieder so viele Traubenzuckermoleküle, wie sich zu Stärke zusammengeschlossen haben. Auch hier ersetzt der Buchstabe n die genaue Zahl.
Die chemischen Gleichungen für diese Umwandlungen lauten:

1. Stärkebildung aus Traubenzucker:

$$n \cdot C_6H_{12}O_6 - n \cdot H_2O \longrightarrow (C_6H_{10}O_5)_n$$

n Moleküle Traubenzucker spalten n Moleküle Wasser ab und bilden 1 Molekül Stärke.

2. Traubenzucker aus Stärke:

$$(C_6H_{10}O_5)_n + n \cdot H_2O \longrightarrow n \cdot C_6H_{12}O_6$$

1 Molekül Stärke nimmt n Moleküle Wasser auf und wird zu n Molekülen Traubenzucker.
Auf diese Weise wird Traubenzucker in großen Mengen aus Stärke wirtschaftlich hergestellt und kommt z. B. als Dextroenergen in den Handel.

2.12. **Verdauung der Stärke**

Um zu untersuchen, wie Stärke im Körper verarbeitet wird, fülle etwas Stärkebrei in ein Reagenzglas und gib reichlich Speichel dazu. Erwärme das Reagenzglas nun ca. 5 Minuten leicht über der Spiritusflamme. Achte darauf, daß der Inhalt **nicht** zum Sieden kommt, da sonst die Wirkstoffe im Speichel zerstört werden.
Anschließend untersuche wieder mit Fehlingscher Lösung auf Traubenzucker!

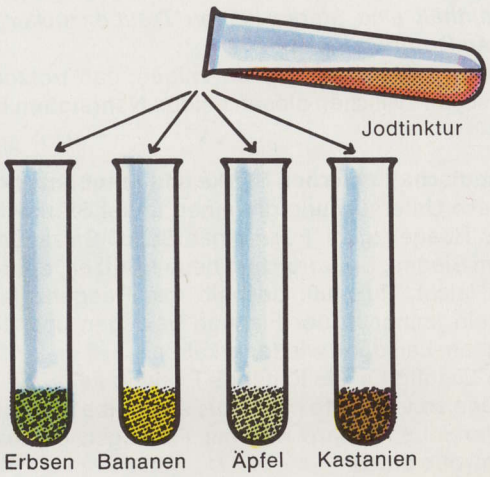


Abb. 17

Auch hier tritt eine Rotfärbung auf, es hat sich also Traubenzucker gebildet.
Ähnlich wie Salzsäure vermag auch Speichel, in dem der Wirkstoff (Ferment) Ptyalin enthalten ist, das Stärkemolekül in Traubenzucker aufzuspalten. Er kann deshalb mit Fehlingscher Lösung nachgewiesen werden. Diese Umwandlung wird durch andere Verdauungssäfte (z. B. Magensäure) fortgesetzt.

2.13. **Überall Stärke**
Prüfe Erbsen, Bohnen, Mais, Bananen, reife und unreife Äpfel, Reiskörner und Kastanien auf Stärke, indem du diese Früchte zerkleinerst, in ein Reagenzglas gibst und einige Tropfen Jodtinktur zufügst (Abb. 17)!
Alle Proben zeigen durch Blaufärbung Stärke an. Sie ist eine im Pflanzenkörper, besonders in Früchten, stark verbreitete Verbindung.

2.14. **Stärke auch im Tierkörper?**
Um zu untersuchen, ob auch der tierische Körper Stärke enthält, laß dir von deiner Mutter verschiedene Fleisch- und Wurststückchen geben und prüfe sie im Reagenzglas mit Jodtinktur!
Fleisch- und Wurstwaren ergeben mit Jodlösung keine Blaufärbung, also ist keine Stärke enthalten. Sie wird zwar mit der Nahrung aufgenommen, aber nicht in dieser Form gespeichert, sondern durch die Verdauungsvorgänge umgewandelt.

2.15. **Kontrolle durch Jod**
Gib etwas Margarine in ein Reagenzglas, prüfe mit Jodtinktur und beobachte!
Hier zeigt sich wieder eine Blaufärbung. Margarine wird aus Pflanzenfrüchetn wie Raps, Sonnenblumen usw. gewonnen. Diese Ausgangsstoffe enthalten eigentlich keine Stärke. In Ölfrüchten wird zwar viel Pflanzenfett, aber keine Stärke abgelagert. Bei der Margarineherstellung müssen nun die Pflanzenöle „gehärtet", d. h. in eine festere Form übergeführt werden. Dabei wird den Ölen ein geringer Prozentsatz Stärke (ca. 0,3 %) zugegeben. Deshalb ergibt die Jodprobe noch eine positive Farbreaktion.

2.16. **Puder – kein Geheimnis**
Laß dir von deiner Mutter etwas Puder in ein Reagenzglas geben und füge einen Tropfen Jodtinktur dazu!
Die Blaufärbung beweist, daß Puder einfaches Stärkemehl ist, das durch Zusatz von Farb- und Duftstoffen aufbereitet wird. Das ist das ganze Geheimnis.

2.17. **Vorübergehend entfärbt**
Fülle etwas Stärkekleister aus Versuch 2.8. in ein großes Reagenzglas und setze einige Tropfen Jodtinktur zu. Es entsteht augenblicklich eine intensive Blaufärbung. Erhitze nun das Reagenzglas über der Spiritusflamme. Anschließend laß wieder erkalten und beobachte jeweils die farbliche Veränderung!
Beim Erhitzen des blauen Kleisters verschwindet die blaue Färbung. Jodstärke ist eine sehr lockere Verbindung, die durch Hitze zerstört wird. Beim Erkalten bildet sie sich erneut, deshalb kehrt auch die blaue Farbe zurück.

2.18. **Spiel mit der Farbe**
Wiederhole den Versuch 2.17. Zum Abkühlen stelle den entfärbten Kleister diesmal in ein Becherglas mit kaltem Wasser, und zwar so, daß das Reagenzglas nur etwa mit der Hälfte seines Inhaltes in das Wasser taucht. Was beobachtest du?

In dem durch das Wasser gekühlten Teil kehrt die blaue Farbe schnell zurück, während in der oberen Hälfte die Entfärbung noch anhält (Abb. 18). Die Trennlinie ist dabei recht scharf. Nach einiger Zeit allerdings färbt sich auch die obere Hälfte langsam wieder blau. Dieser Versuch zeigt noch einmal, daß die Jodstärkeverbindung nur bei niedriger Temperatur bestehen kann. In der Hitze zerfällt sie.

Abb. 18

2.19. **Die Wirkung des Backpulvers**

Wenn deine Mutter einen Kuchen backt, laß dir etwas Teig geben. Für die folgende Untersuchung bilde daraus zwei etwa gleichgroße Proben. Der ersten setze eine Prise Backpulver zu und mische sie gut damit; die zweite laß unbehandelt. Gib beide Proben während des Backvorganges mit in den Ofen. Welchen Unterschied kannst du nach dem Backen feststellen?

Die mit Backpulver versetzte Probe zeigt dieselben Eigenschaften wie der Kuchen, den deine Mutter gebacken hat. Sie ist porig und locker. Die unbehandelte Probe ist fest und „klitschig". Kuchenteig besteht größtenteils aus Stärke (Mehl), die mit Wasser und anderen Zutaten (Milch, Eiern) zu Teig aufbereitet wird. Backpulver, das dem Teig beigegeben wird, gibt in der Hitze Kohlendioxid ab, wodurch der Teig aufgelockert wird. Fehlt das Backpulver, verkleistert das mit Wasser angerührte Mehl in der Hitze, und es entsteht eine klitschige Masse. Ohne Zusatz von Backpulver werden Eierteigwaren, wie Suppennudeln, Spaghetti, Makkaroni usw., hergestellt.

2.20. **Dextrin**

Erhitze unter Rühren in der Porzellanschale einen Löffel Stärke (Kartoffelmehl) über der Spiritusflamme (Abb. 19). Brich den Versuch ab, wenn sich das Pulver gelb gefärbt hat.

Nach dem Erkalten koste davon. Löse das Pulver in Wasser und gib 1–2 Tropfen Jodtinktur dazu. Was beobachtest du?

Abb. 19

Beim Erhitzen von Stärke entsteht ein gelbes, süß schmeckendes Pulver. Es heißt D e x t r i n und bildet die braune Kruste beim Brot, Röstbrot und Zwieback. Dextrin ist leicht verdaulich und deshalb für die Säuglingsnahrung (Zwieback) besonders wichtig.
Die großen Stärkemoleküle (vgl. Vers. 2.11.) werden durch leichtes Erwärmen in kleinere Moleküle zerlegt, die dann in Wasser löslich sind. Diese kleineren Moleküle ergeben mit Jodlösung eine rote Färbung. Mit abnehmender Größe der Stärkemoleküle geht bei der Jodprobe die Farbreaktion von dunkelblau über violett nach rot über.

2.21. **Briefmarkenklebstoff**
Stelle dir wie in Versuch 2.20. Dextrin durch Erhitzen von Kartoffel- oder Weizenmehl her. Nach dem Erkalten gib wenig Wasser hinzu und verrühre das Dextrin zu einem Brei. Bestreiche auf einem Bogen Briefpapier einige Stellen mit diesem Brei und laß eintrocknen. Danach befeuchte dieses Stellen nochmals und versuche, kleinere Papierstückchen aufzukleben!
Die Papierstückchen kleben auf dem Dextrin. Nach dem Trocknen lassen sie sich ohne Beschädigung nicht mehr entfernen.
Dextrin wird als Klebstoff für Briefmarken, Etiketten, Briefumschläge usw. verwendet. Er ist besonders gut geeignet, weil der Klebstoff bei der Herstellung der betreffenden Artikel sofort aufgetragen wird (Gummierung), aber erst später durch Anfeuchten wirksam wird.

2.22. **Selbst gemischte Farben**
Stelle dir Dextrin nach Versuch 2.20. her. Teile die Menge in mehrere, ca. 5–6, Proben auf und gib sie gesondert auf einen Bogen Papier. Anschließend schabe mit einem Messer verschiedene Farben aus deinem Tuschkasten ab und mische je eine Probe Dextrin mit einem Farbpulver. Gib die Mischungen in ein Reagenzglas, verrühre sie mit etwas Wasser und streiche den Farbbrei mit dem Finger oder einem kleinen Pinsel auf einen Zeichenbogen!
Dextrin ist ein gutes Bindemittel für Pulverfarben, das nach dem Erstarren besonders fest auf der Unterlage haftet.

2.23. **Wäschestärke**
Prüfe in einem Reagenzglas etwas Wäschestärke mit Jodtinktur und beobachte!
Die Blaufärbung beweist dir, daß es sich hier um einfache Stärke handelt. Zur Herstellung von Wäschestärke wird überwiegend Kartoffelmehl verwendet.

2.24. **Warum benutzt die Hausfrau Stärke?**
Rühre in einem größeren Gefäß Kartoffelmehl mit kaltem Wasser zu einem ziemlich dicken Stärkebrei an. Tauche ein Leinentuch in diesen Stärkebrei und hänge es dann zum Trocknen auf. Welchen Unterschied kannst du nach dieser Behandlung feststellen?
Das Leinentuch ist durch das Eintauchen in Stärke „steif" geworden. Die Stärketeilchen dringen in die Maschen des Leinentuches. Beim Trocknen bewirken sie eine Verfestigung des Gewebes.

2.25. **Dem Dieb auf der Spur**
Für diesen Versuch benötigst du zunächst etwas Ruß. Du kannst ihn herstellen, indem du die trockene Porzellanschale dicht über eine brennende Kerzenflamme hältst (Abb. 20) und dabei leicht hin- und herbewegst.

Gib nun eine Löffelspitze Kartoffelstärke (Kartoffelmehl) auf einen Bogen Papier. Schabe dann mit einem Messer den Ruß aus der Porzellanschale und vermische ihn mit der Stärke. Stärke und Ruß sollen zu etwa gleichen Anteilen zu einem Pulver gemischt werden.
Hauche gegen deinen Daumen und drücke ihn auf eine Glasplatte. Streue etwas von dem Pulver darüber. Entferne es anschließend vorsichtig durch Abschütteln oder Darüberpusten. Was beobachtest du?

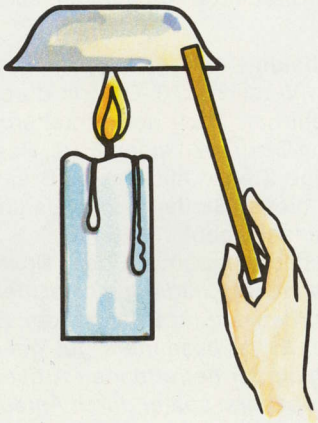


Abb. 20

Auf der Glasplatte zeichnen sich die Linien deiner Fingerkuppen ab. Es entsteht ein sichtbarer Fingerabdruck. Bei kriminalistischen Untersuchungen werden auf ähnliche Art Fingerabdrücke ermittelt. Statt des Ruß-Stärke-Gemisches verwendet man allerdings Aluminiumpulver, weil es in der Anwendung „sauberer" ist.

2.26. **Geheimtinte**

In Versuch 2.25. hast du erfahren, wie man Fingerabdrücke sichtbar macht. Der folgende Versuch zeigt dir, wie du mit deinem Freund „geheime Botschaften" austauschen kannst.
Um eine Geheimtinte herzustellen, fülle das Becherglas zu einem Drittel mit Wasser und löse darin einen halben Löffel Kupfersulfat. Schreibe dann mit dieser Kupfersulfatlösung einen Text auf ein Blatt Briefpapier. Benutze eine saubere, möglichst ungebrauchte Schreibfeder. Ist die Schrift getrocknet, bewege das Blatt **dicht** über der Spiritusflamme. Achte darauf, daß es sich nicht entzündet!
In der Flamme schwärzen sich bald die Schriftzüge, die „geheime Nachricht" wird lesbar.

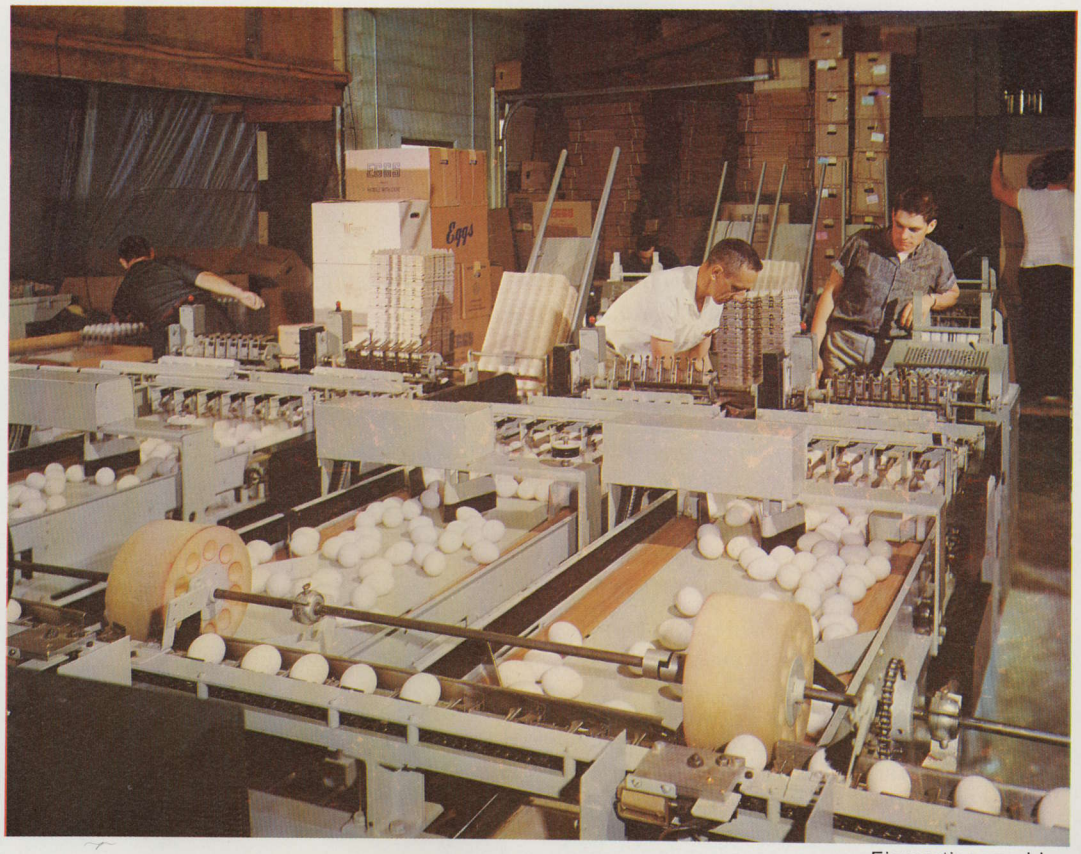
3. Eiweiß – nicht nur im Hühnerei

Eiweiß ist der Grundbaustoff für alles Leben. Während Zucker und Stärke fast nur in Pflanzen vorkommen (vgl. Vers. 3.2.), enthalten selbst die kleinsten Zellen aller tierischen und pflanzlichen Lebewesen Eiweiß. Es ist absolut unentbehrlich. Der Aufbau und die Erneuerung des Körpergewebes ist an Eiweiß gebunden. Man bezeichnet es deshalb als **Aufbaustoff.**

Eiweiß nennen wir in der Umgangssprache das Eiklar des Hühnereis. In gekochter Form erscheint es weiß.

Eiweiß kann nur von Pflanzen aus einfachen Stoffen aufgebaut werden. Menschen und Tiere sind deshalb gezwungen, das unbedingt notwendige Eiweiß mit der Nahrung aufzunehmen. Im Gegensatz zu den Kohlenhydraten kann Eiweiß nicht im Körper gespeichert werden. Der ständige Verlust, der durch das Ausscheiden von Eiweißstoffen erfolgt, muß durch Eiweißaufnahme ausgeglichen werden. Ein Erwachsener benötigt als Minimum ca. 50 g–70 g Eiweiß pro Tag.

Eiweiß ist aus Verbindungen aufgebaut, die **Aminosäuren** heißen. Im Körper wird das aufgenommene Eiweiß aufgespalten und in ein körpereigenes oder **arteigenes** Eiweiß umgewandelt. Dabei werden die einzelnen Aminosäuren, von denen etwa 20 hauptsächlich auftreten, zu einer anderen Form miteinander verknüpft.



Eiersortiermaschine

3.1. **Eiweißlösung**

Für die folgenden Versuche stelle dir zunächst eine Eiweißlösung her, indem du das Eiklar eines Hühnereis mit der dreifachen Menge Wasser und einer Löffelspitze Kochsalz gut verrührst!

Das Eiweiß ist in Wasser löslich. Die zunächst trübe Lösung wird klar. Die Zugabe von Kochsalz unterstützt den Lösungsvorgang.
Für weitere Eiweißuntersuchungen sollst du diese Lösung in den folgenden Versuchen benutzen.

3.2. **Eiweiß in der Wärme**

Um zu untersuchen, wie sich Eiweiß beim Erwärmen verhält, fülle ein großes Reagenzglas zu einem Drittel mit der Eiweißlösung aus Vers. 3.1. Erhitze über der Spiritusflamme (Abb. 21) und beobachte die Veränderung der Lösung!

Abb. 21

Im Reagenzglas bilden sich weiße Flocken. Die Eiweißlösung gerinnt und bildet schließlich eine weiße Masse, die an gekochtes Hühnereiweiß erinnert. Dieser Vorgang setzt schon bei einer Temperatur von ca. 70° C ein. Du wirst es kaum glauben: Heißer Wüstensand reicht manchmal schon aus, um Eier zu kochen.
Geronnenes Eiweiß ist abgestorben. Deshalb sind auch Verletzungen durch Verbrennung sehr gefährlich, weil durch die Hitzeeinwirkung das Körpereiweiß abgetötet wird. Es wird abgestoßen und kann nur durch die Produktion neuer Körperzellen ersetzt werden.

3.3. **Eiweiß und Alkohol**

Fülle etwas Eiweißlösung aus Vers. 3.1. in ein Reagenzglas und gib die gleiche Menge Brennspiritus (Alkohol) dazu. Was beobachtest du?

Wieder gerinnt das Eiweiß. Brennspiritus ist Alkohol. Durch chemische Zusätze ist er für den menschlichen Genuß unbrauchbar gemacht worden. Der Versuch zeigt die schädigende Einwirkung des Alkohols auf Eiweißstoffe und damit die gesundheitsschädliche Wirkung für den menschlichen Körper bei starkem Alkoholgenuß. Mehr über Alkohol (Brennspiritus) erfährst du im Kap. 7.

3.4. **Verdauung der Eiweißstoffe**

Dieser Versuch soll dir zeigen, wie die Verdauungssäfte auf Eiweißstoffe einwirken: Fülle dazu drei große Reagenzgläser zu einem Drittel mit Eiweißlösung aus Vers. 4.2. und laß sie in allen drei Gläsern durch Erhitzen über der Spiritusflamme gerinnen. In das erste Reagenzglas gib 4–5 Tropfen verdünnte Salzsäure, in das zweite eine Löffelspitze Pepsin. Zum Eiweiß im dritten Glas füge 4–5 Tropfen verdünnte Salzsäure und zusätzlich eine Löffelspitze Pepsin (Abb. 22).

Anschließend stelle alle drei Gläser in ein Gefäß mit handwarmem Wasser und prüfe nach ca. einer Stunde, welche Lösung sich verändert hat!

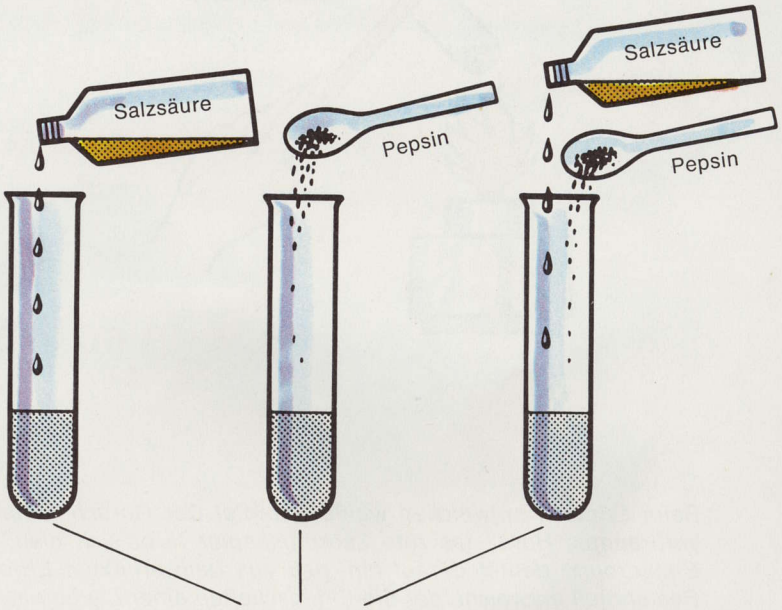


Abb. 22

Nur das Eiweiß, dem Salzsäure u n d Pepsin zugesetzt wurde, wird allmählich aufgelöst. In den beiden anderen Gläsern ist kaum eine Veränderung festzustellen. Durch das Zusammenwirken von Salzsäure und Pepsin werden Eiweißstoffe gelöst, ein Vorgang, der sich ähnlich in unserem Körper abspielt. Die Magenschleimhäute sondern diese beiden Wirkstoffe ab, wodurch die Verdauung der Eiweißstoffe eingeleitet wird.

3.5. **Zusammensetzung des Hühnereis**

Gib etwas Hühnereiweiß auf eine Untertasse und laß es so lange offen stehen, bis es getrocknet ist. Kontrolliere die Probe!

Auf der Untertasse bleibt nur eine dünne Schicht zurück. Hühnereiweiß besteht zu ca. Dreiviertel aus Wasser, das an der Luft verdunstet. Der übrige Teil, also die Schicht auf der Untertasse, setzt sich aus Eiweiß, Fett und Mineralsalzen zusammen. Obwohl man das Eiklar im allgemeinen als Eiweiß bezeichnet, ist dieser Ausdruck nur zum Teil richtig, weil die anderen Bestandteile überwiegen.

3.6. **Nachweis einiger Grundstoffe**

Koche dazu ein Hühnerei etwa 10 Minuten. Fülle von dem hartgekochten Eiweiß etwas in ein großes Reagenzglas und lege einen feuchten Streifen rotes Lackmuspapier in die Öffnung des Glases (Abb. 23). Erhitze dann die Probe über der Spiritusflamme. Achte auf das Lackmuspapier und prüfe den Geruch!

Abb. 23

Beim Erhitzen entweichen weiße Dämpfe! Der Geruch erinnert an verbranntes Horn, das rote Lackmuspapier färbt sich blau. Diese Blaufärbung deutet darauf hin, daß aus dem erhitzten Eiweiß ein Bestandteil entweicht, der die Eigenschaften einer Lauge hat. Es ist das Gas Ammoniak mit der chemischen Formel NH_3 (N = Stickstoff, H = Wasserstoff), das sich mit dem Wasser im angefeuchteten Reagenzpapier zu der Lauge Salmiakgeist verbindet (vgl. Anhang: Säuren und Laugen).
Damit hast du als Bestandteile des Eiweiß die Elemente Stickstoff und Wasserstoff nachgewiesen.

3.7. **Die Untersuchung wird fortgesetzt**

Erhitze längere Zeit eine zweite Probe des hartgekochten Hühnereiweißes in einem großen Reagenzglas. Entzünde die entweichenden Gase und halte das Becherglas über diese Flamme (vgl. Vers. 1.2. und 2.1.). Achte auf die Innenwände des Becherglases und betrachte den Rückstand im Reagenzglas!

Die Innenwände des Becherglases beschlagen. Wie du schon aus Vers. 3.6. weißt, enthält Eiweiß das Element Wasserstoff. Es entweicht mit den Dämpfen und bildet beim Verbrennen mit dem Sauerstoff der Luft Wasser, das sich im Becherglas niederschlägt. Der schwarze Rückstand im Reagenzglas ist Kohlenstoff. Damit hast du wieder Wasserstoff und zusätzlich das Element Kohlenstoff nachgewiesen.
Eiweiß ist aus den Grundstoffen Wasserstoff, Kohlenstoff, Stickstoff und Schwefel aufgebaut. Darüber hinaus enthält es Sauerstoff und manchmal Phosphor.

3.8. **Vergiftung durch Salz**

Löse in einem Reagenzglas einige Kupfersulfatkristalle in wenig Wasser. Setze etwas davon zu der Eiweißlösung aus Vers. 3.1. und beobachte (Abb. 24)!

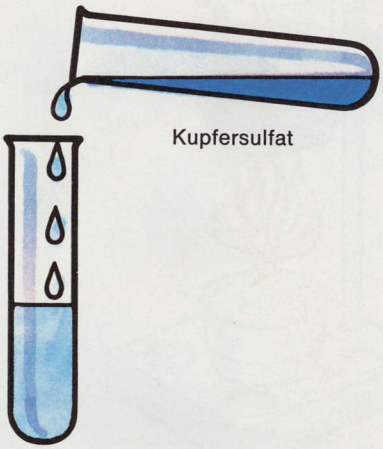


Abb. 24

Das Eiweiß gerinnt. Es bildet sich eine unlösliche Metall-Eiweiß-Verbindung. Die Giftwirkung von Kupfersalzen und Verbindungen anderer Schwermetalle (Blei) beruht darauf, daß geronnenes Eiweiß in den Körperzellen nicht mehr lebensfähig ist. Ein Gegenmittel bei Metallsalzvergiftungen ist Milch, da das Milcheiweiß (vgl. Vers. 5.4.) diese Stoffe bindet. So kann verhindert werden, daß der Körper die giftigen Metallsalze aufnimmt.

3.9. **Auch Kochsalz kann schädlich sein**

Bereite dir im Becherglas eine gesättigte Kochsalzlösung. Dafür mußt du soviel Kochsalz in Wasser geben, bis einige Kristalle ungelöst am Boden liegenbleiben. Anschließend setze Eiweißlösung aus Vers. 3.1. dazu!

Wieder gerinnt das Eiweiß. In starker Konzentration hat selbst Kochsalz schädigende Einwirkungen auf Eiweißverbindungen. Du brauchst deshalb aber nicht beunruhigt zu sein, denn in dieser konzentrierten Form wird Kochsalz ja nicht genossen.

3.10. **Legierte Suppe**

Erhitze im Becherglas Wasser bis zum Sieden. Gib tropfenweise Eiweißlösung aus Vers. 3.1. hinzu und beobachte (Abb. 25)!

Das Eiweiß wird sofort fest (vgl. Vers. 3.2.). Es gerinnt in Form von weißen Flocken oder Fäden. Diese Tatsache macht sich die Hausfrau zunutze, wenn sie eine Suppe mit Hühnereiweiß versetzen will. Man spricht dann von einer „legierten Suppe".

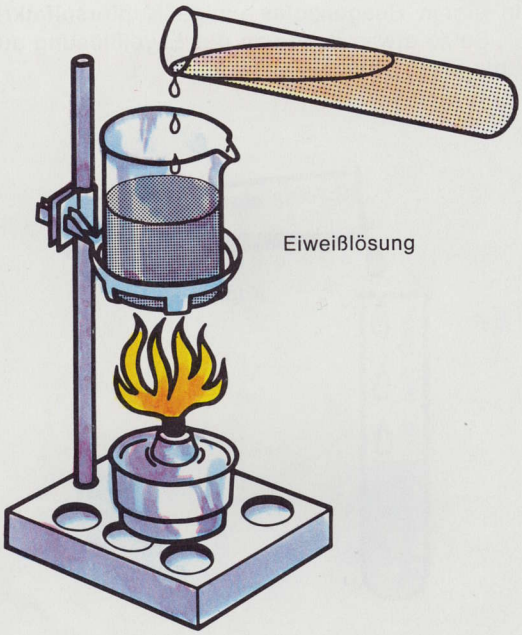


Abb. 25

3.11. **Kein angenehmer Geruch**

Erhitze in einem großen Reagenzglas Hornspäne (z. B. abgeschnittene Nägel oder Federkiele). Halte das Becherglas über die Öffnung des Reagenzglases und beobachte! Zusätzlich kannst du noch angefeuchtetes rotes Lackmuspapier in die Öffnung hängen (vgl. Vers. 3.6.). Prüfe den Geruch und versuche auch, die Gase zu entzünden!

Im Becherglas schlagen sich wieder Wassertröpfchen nieder, der Beweis, daß die Elemente Sauerstoff und Wasserstoff enthalten sind. Das Lackmuspapier färbt sich blau. Wie in Vers. 3.6. ist es Ammoniak (NH_3), das sich beim Entweichen mit Wasser zu Salmiakgeist verbindet.

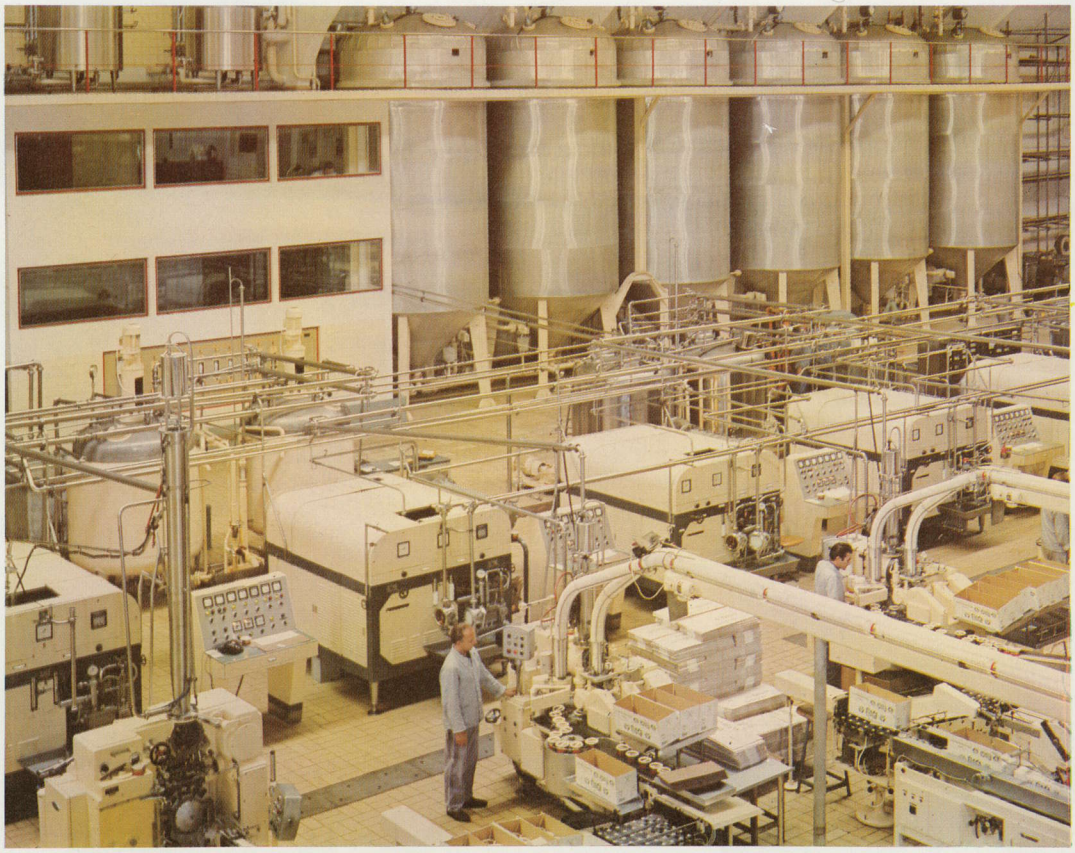
Auch Hornsubstanzen (Haare) bestehen aus Eiweiß, deshalb lassen sich die an dieser Verbindung beteiligten Elemente nachweisen.

Bei weiterem Erhitzen ist ein Geruch wahrnehmbar, der an „verbranntes Horn" erinnert. Er ist zusätzlich ein Beweis für Eiweiß. Mit dieser sogenannten B r e n n p r o b e kann ein erster grober Nachweis auf Eiweißstoffe durchgeführt werden, denn dieser Geruch ist typisch. Er ist z. B. auch beim Verbrennen von Haaren und Tierfellen wahrnehmbar.

4. Butter und andere Fette

Neben dem Aufbaustoff Eiweiß und den Betriebsstoffen Zucker und Stärke (Kohlenhydrate) gehört auch Fett zu den unentbehrlichen Nährstoffen für unseren Körper. Es ist ebenfalls ein **Betriebsstoff** und liefert vor allem die nötige Energie, um unseren Körper warm zu halten.
Nach ihrer Herkunft unterscheidet man tierische und pflanzliche Fette. Der tierische Organismus kann Fett als Vorratsstoff ablagern. Diese Fettablagerungen sind oft als Speckpolster unter der Haut zu finden. Pflanzen speichern Fette meist in Samen und Früchten.

Fette treten in unterschiedlichen Zuständen auf. Das Talg z. B. ist ein festes Fett. Butter oder Schmalz sind halbfest, und Olivenöl ist flüssig.
Alle Fette besitzen keine festen Schmelz- oder Erstarrungstemperaturen wie z. B. die Metalle. Beim Erwärmen werden sie in einem bestimmten Temperaturbereich flüssig und umgekehrt beim Erkalten auch in einem Bereich wieder fest.
Fette, die bei normaler Temperatur flüssig sind, werden Öle genannt.



Margarineherstellung **Abb. 26**

4.1. **Pflanzenfett**

Um den Fettgehalt in pflanzlichen Samen zu untersuchen, zerkleinere Haselnuß-, Walnuß- oder Sonnenblumenkerne und bringe einige Stücke zwischen zwei Bogen Schreibpapier. Drücke kräftig auf die zerkleinerten Kerne (Abb. 27) und untersuche anschließend die Stelle, wo die Früchte gelegen haben!

Auf dem Papier entstehen deutlich sichtbare Fettflecken. Sie erscheinen dunkel, aber gegen das Licht gehalten sind sie durchscheinend. Das Fett wird aus den ölhaltigen Früchten herausgepreßt, dringt in die Poren des Papiers ein und läßt so den Fettfleck entstehen.

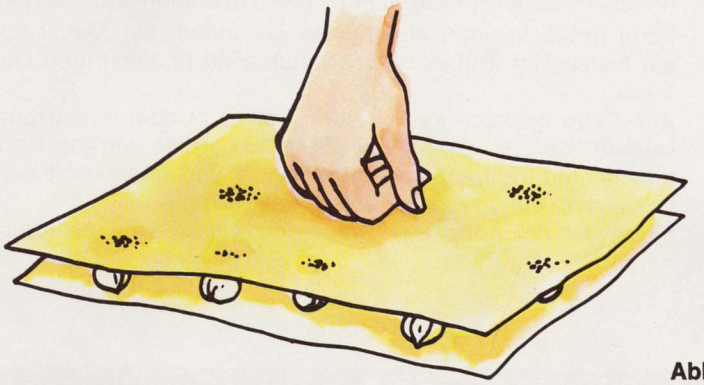


Abb. 27

4.2. **Der unangenehme Fettfleck**

Bringe kleine Proben von Butter, Schmalz und Speck zwischen zwei Bogen Schreibpapier und verfahre wie in Vers. 4.1.!

Wieder entstehen typische Fettflecke auf dem Papier. Auch tierische Fette erzeugen Fettflecke. Aus Kleidungsstücken lassen sie sich nur durch besondere Lösungsmittel entfernen (vgl. Vers. 4.8.).

4.3. **Fett – gar nicht vermutet**

Zerkleinere wie in Vers. 4.1. Samen von Kümmel, Senf oder Fenchel und bringe sie zwischen zwei Papierbögen. Drücke die Samen aus. Kontrolliere das Blatt sofort und nochmals nach einiger Zeit!

Zunächst bilden sich wieder deutlich sichtbare Fettflecke, die aber nach einiger Zeit verschwinden. Die Öle dieser Samen verdunsten. Man nennt sie flüchtige oder ätherische Öle.

4.4. **Ein kleines Feuerwerk**

Halte eine Apfelsinenschale mit der Außenseite über ein Papierblatt und presse sie kräftig aus. Anschließend presse eine zweite Schale so aus, daß es gegen die Spiritusflamme spritzt (Abb. 28)!

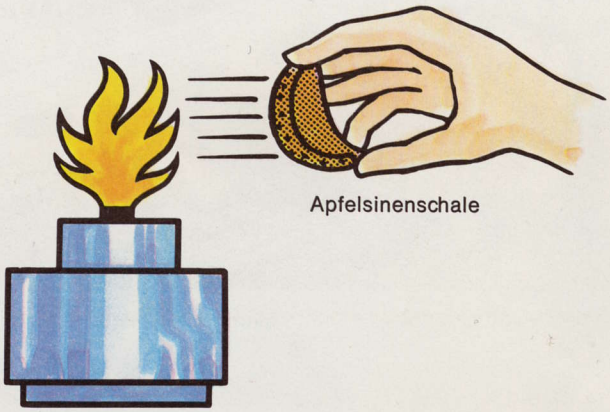


Abb. 28

Apfelsinenschalen enthalten ebenfalls ätherische Öle. In der Flamme entzünden sie sich und entfachen ein kleines Feuerwerk.
Öle, die nicht verdunsten, werden fette Öle genannt. Andere, die verdunsten, heißen ätherische Öle. Sie sind oft in stark duftenden Pflanzen enthalten und werden unter anderem bei der Parfümherstellung verwendet.

4.5. **Unverträglich**

Für einige der nächsten Versuche benötigst du Benzin. Da es feuergefährlich ist, mußt du vorher den Spiritusbrenner und jede andere offene Flamme im Raum löschen.
Am besten eignet sich Feuerzeug- oder Reinigungsbenzin. Fülle davon fingerbreit in ein Reagenzglas. Dann neige das Reagenzglas und gieße vorsichtig Wasser dazu, so daß es an der Glaswand herunterläuft (Abb. 29) und betrachte anschließend den Inhalt!

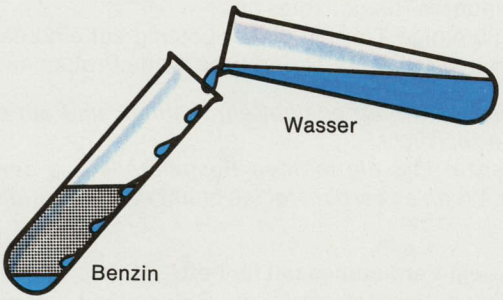


Abb. 29

Zwischen beiden klaren Flüssigkeiten bildet sich eine deutlich scharfe Grenze aus, sie haben sich nicht miteinander vermischt. Der nächste Versuch zeigt dir das noch deutlicher.

4.6. **Auch Schütteln hilft nicht**

Markiere durch einen Papieraufkleber oder mit einem Filzstift die Trennlinie zwischen Wasser und Benzin. Verschließe das Glas mit einem Stopfen und schüttle kräftig um. Prüfe, ob die Flüssigkeiten sich jetzt vermischt haben!
Auch nach dem Schütteln ist die Grenze zwischen Wasser und Benzin deutlich erkennbar. An der angebrachten Markierung kannst du ablesen, daß sie auf der gleichen Höhe liegt wie vorher.
Wasser und Benzin sind nicht miteinander mischbar. Benzin ist spezifisch leichter und schwimmt deshalb oben. Aus diesem Grunde dürfen Benzinbrände niemals mit Wasser gelöscht werden, denn das Benzin würde auf dem Wasser weiterbrennen.

4.7. **Fett und Wasser**

Um zu untersuchen, wie sich Fett und Wasser zueinander verhalten, gib etwa fingerbreit Speiseöl in ein Reagenzglas und fülle bis zur Hälfte mit Wasser auf. Schüttle kräftig um und laß anschließend das Reagenzglas 2–3 Minuten stehen und beobachte!
Wie das Benzin in Vers. 4.6. verteilt sich das Öl beim Umschütteln zunächst im Wasser, setzt sich dann aber bald an der Oberfläche wieder ab.
Öle und andere Fette sind ebenfalls im Wasser unlöslich. Auch sie sind spezifisch leichter als Wasser und schwimmen deshalb oben.

4.8. **Fett und Benzin**

Fülle wie im vorigen Versuch wieder Speiseöl in ein Reagenzglas, gib aber diesmal Benzin dazu. Verschließe das Glas mit einem Stopfen, schüttle um und kontrolliere anschließend den Inhalt des Glases!

Eine Trennlinie zwischen dem Benzin und Fett ist nicht erkennbar. Das Öl löst sich in Benzin vollständig auf. Benzin und ähnliche Lösungsmittel können deshalb gut als Mittel zur Entfernung von Fettflecken verwendet werden (chem. Reinigung).

4.9. **Fett aus Ölfrüchten**

Die Fähigkeit des Benzins, Fette zu lösen, macht man sich auch bei der Gewinnung von Fetten aus Pflanzen zunutze. Um das zu untersuchen, zerkleinere zwischen zwei Papierbögen einige Sonnenblumenkerne oder etwas Leinsaat mit einem Löffel.

Gib die zerkleinerten Früchte in ein Reagenzglas und übergieße sie mit wenig Benzin. Verschließe das Glas mit einem Stopfen und schüttle gut um. Nach 2–3 Minuten gieße die Flüssigkeit vorsichtig in ein anderes Reagenzglas ab.

Dann gib einige Tropfen dieser Lösung auf ein Löschblatt und gieße etwas auf ein Uhrglas. Untersuche beide Proben nach einer Weile!

Auf dem Löschblatt ensteht ein Fettfleck und auf dem Uhrglas eine flüssige Ölschicht.

Das Benzin löst die fettigen Bestandteile aus dem Pflanzensamen heraus. Wenn es verdunstet ist, bleibt das Fett zurück.

4.10. **Galle – ein Verdauungssaft für Fette**

Für diesen Versuch mußt du Gelegenheit haben, dir von einem Schlachter eine gefüllte Gallenblase (Rind- oder Schweinsgalle) zu besorgen. Gib den Gallensaft zur Aufbewahrung in das Becherglas.

Wiederhole nun den Vers. 4.7., setze aber etwas Gallensaft zu. Was beobachtest du nach dem Umschütteln?

Es entsteht eine milchig-trübe Flüssigkeit, das Öl sammelt sich diesmal nicht wieder an der Oberfläche. Durch die Gallenflüssigkeit wird das Öl in winzig kleinen Tröpfchen im Wasser verteilt. Eine solche Verteilung bezeichnet man als E m u l s i o n.

Auch im Körper werden die Fette, die wir mit der Nahrung aufnehmen, durch den Gallensaft in eine Emulsion übergeführt. Erst dann können sie durch die Verdauungsorgane aufgenommen werden. Die Produktion von Gallensaft ist deshalb für die Verdauung unerläßlich.

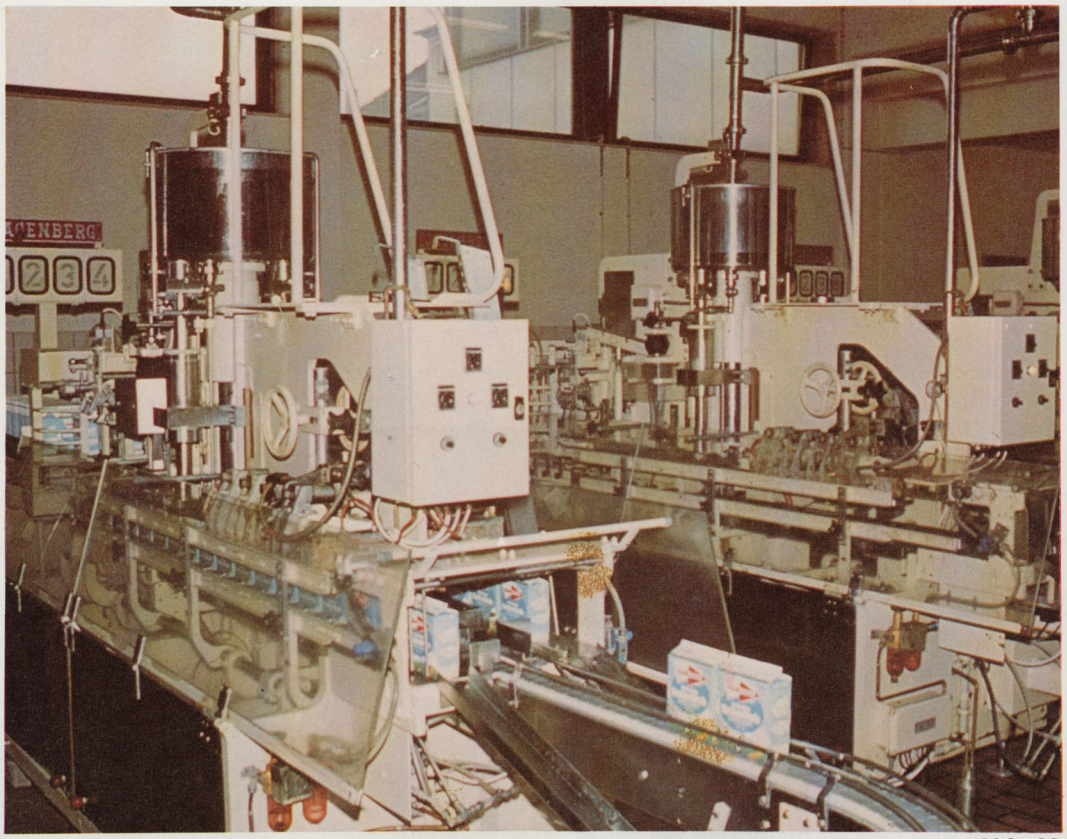
4.11. **So reinigt Seife**

Schabe mit einem Messer einige Flocken von einem Stück Seife ab und bereite daraus in einem Reagenzglas mit Wasser eine möglichst konzentrierte Seifenlösung. In ein zweites Reagenzglas gib nun wieder fingerbreit Speiseöl und füge die gleiche Menge Seifenlösung hinzu. Schüttle um und beobachte!

Wieder entsteht diese milchig-trübe Flüssigkeit. Auch Seife hat die Fähigkeit, Fette in einer Lösung fein zu verteilen, also zu emulgieren. Auf dieser Tatsache beruht die Reinigungswirkung der Seife.

5. Milch, ein Vollnahrungsmittel

Die Milch ist eines der wichtigsten menschlichen Nahrungsmittel. Sie enthält fast alle notwendigen Nährstoffe und Vitamine, die für den Aufbau und die Erhaltung des menschlichen Körpers notwendig sind. Als eines der vollkommensten und wertvollsten Nahrungsmittel spielt sie eine besondere Rolle bei der Säuglingsernährung. Während früher Milch fast ausschließlich unverpackt verkauft wurde, kommt sie heute überwiegend in Tüten verpackt in den Handel. Neben der normal haltbaren Milch spielt auch die besonders haltbare Milch – H-Milch genannt – eine immer größere Rolle. Dabei werden allerdings keine Zusätze hinzugefügt, sondern durch besondere Verfahren wird sie kurzzeitig hoch erhitzt und damit keimfrei gemacht.
Bei der Behandlung in Molkereien wird auch der Fettgehalt der Milch auf einen immer gleichbleibenden Wert eingestellt. Im allgemeinen enthält Milch nach dem Melken ca. 5 % Fett. Das Handelsprodukt wird dagegen mit 3 % bzw. 3,5 % Fett verkauft. Das zusätzliche Fett wird entnommen und zur Butter und Schlagsahne weiterverarbeitet.
In den folgenden Versuchen sollst du die Milch näher untersuchen.



Abfüllanlage einer Molkerei **Abb. 30**

5.1. **Ein Glas Milch**

Fülle das Becherglas zur Hälfte mit Trinkmilch. Bedecke es mit dem Überglas. Erhitze es auf dem Dreifuß über der Spiritusflamme (Abb. 31) und achte auf das Uhrglas!

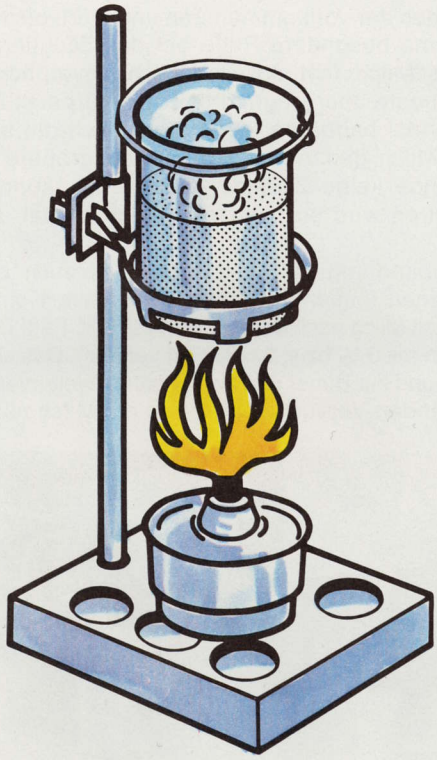


Abb. 31

Schon bald steigen Dämpfe auf, die sich als klare, farblose Tropfen am Uhrglas niederschlagen. Es ist Wasser, das beim Erhitzen der Milch verdampft. Kuhmilch enthält ca. 87 % Wasser.

5.2. **Eine sonderbare Erscheinung**

Nimm nun das Uhrglas ab und erhitze das Becherglas mit der Milch aus Vers. 5.1. vorsichtig weiter, aber **nicht** bis zum Sieden. Zwischendurch puste mehrmals auf die Flüssigkeitsoberfläche. Dabei bildet sich eine Haut. Nimm sie mit dem Glasrohr ab und gib sie auf das Uhrglas. Bei weiterem Erhitzen bildet sich bald eine neue Haut, die du ebenfalls auf dem Uhrglas sammelst. Wiederhole den Vorgang mehrere Male, bis die Hautbildung aufhört. Anschließend zerreibe eine Probe davon zwischen den Fingern. Was kannst du feststellen?

Die abgehobene Haut fühlt sich fettig an. In der Milch ist Fett in winzig kleinen Kügelchen verteilt. Milch ist eine Emulsion (vgl. Vers. 4.10.). Beim Erhitzen gerinnt ein Teil des ebenfalls gelösten Eiweiß und verklebt mit dem Fett zu einer Haut.
In der Molkerei wird der Milch das Fett durch Schleudern (Zentrifugieren) entzogen, anschließend geschlagen, wobei sich die Fettkügelchen zu größeren Ballen vereinigen. Es entsteht Butter.
Anmerkung: Bewahre diese so behandelte Milchprobe für einen späteren Versuch noch auf.

5.3. **Butter – selbstgemacht**

Fülle dazu den Erlenmeyerkolben zu einem Drittel mit Frischmilch und verschließe ihn mit einem Stopfen. Dann schüttle das Gefäß (Abb. 32) kräftig etwa drei Minuten und beobachte!

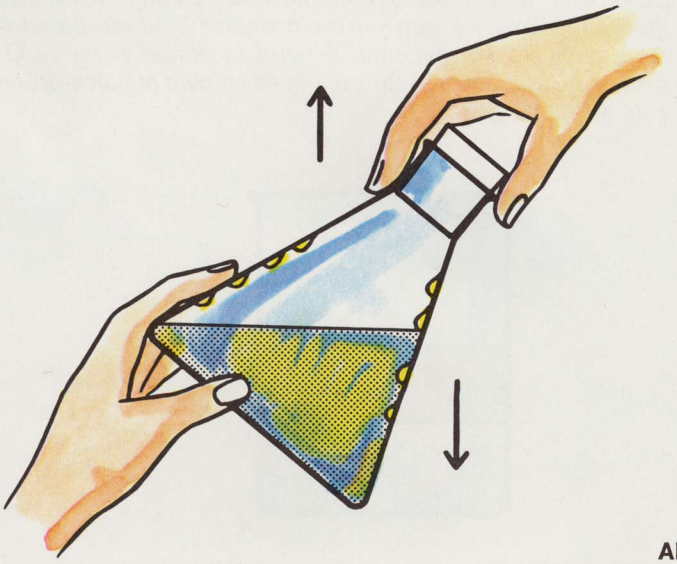


Abb. 32

An den Glaswandungen des Kolbens setzen sich kleine Fettkügelchen ab. Es ist Butter. Überzeuge dich durch eine Kostprobe!
Früher wurde Butter auf ähnliche Art durch Schütteln oder Schlagen in einfachen Holzgefäßen gewonnen.

5.4. **Milch kocht über**

Gib in das Becherglas 2 cm hoch frische Milch und erhitze bis zum Sieden. Beobachte dabei ständig! Zum Schluß entferne den Brenner.

Zunächst steigen Dämpfe auf, wieder bildet sich eine Haut auf der Oberfläche, schließlich steigen kleine Blasen auf. Siedet die Milch, beginnt sie sehr stark zu schäumen. Der Schaum steigt bis an den Glasrand. Wird der Brenner entfernt, geht die Schaumbildung zurück. Die Haut aus geronnenem Eiweiß und Fett behindert zunächst das Wasser am Verdampfen. Der Wasserdampf drückt dabei immer stärker gegen diese Haut. Schließlich wird der Druck so stark, daß der Wasserdampf unter dieser Haut in Blasen nach oben steigt und den bekannten Schaum bildet. Wird nun die Wärmezufuhr nicht abgebrochen, quillt der Schaum über den Rand des Glases. Dabei platzen die Blasen, und die Milch kocht über.

5.5. **Ein Vergleich**

Erhitze nun noch einmal die Milchprobe aus Vers. 5.2., von der du mehrmals die Haut entfernt hast, bis zum Sieden. Was kannst du im Vergleich zum vorigen Versuch feststellen?
Diesmal steigt die Milch auch beim Sieden nicht oder nur wenig auf. Da die Haut aus Eiweiß und Fett weitgehend entfernt wurde, kann das Wasser ungehindert verdampfen und die Schaumbildung unterbleibt.

5.6. **Säure verändert die Milch**

Fülle das Becherglas zur Hälfte mit Milch und gib einen Eßlöffel Essig (verdünnte Essigsäure) hinzu. Welche Veränderung kannst du beobachten?

Schon nach kurzer Zeit gerinnt die Milch, es bilden sich grobe weiße Flocken. Allmählich setzt sich ein weißer Stoff ab. Es ist der Käsestoff, auch Kasein genannt. Er wird in dieser Form zu Quark verarbeitet. Über dem Kasein sammelt sich eine bläulich-grüne Flüssigkeit, die Molke (Abb. 33).

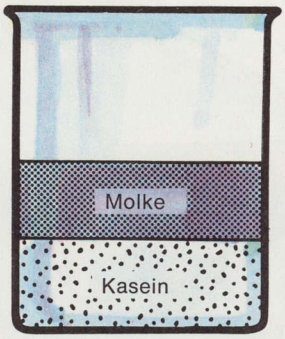


Abb. 33

Dieser Vorgang, der im Versuch durch Essigsäure hervorgerufen wird, setzt im Sommer oft von selbst ein, wenn die Milch „sauer" wird. Besondere Bakterien, die sogenannten Milchsäurebakterien, lassen in der Milch Milchsäure entstehen, die dann diesen Umwandlungsprozeß auslösen.

5.7. **Untersuchung der Milchbestandteile**

Um Kasein und Molke noch weiter zu untersuchen, filtriere die Molke aus Vers. 5.6. durch ein Papierfilter ab (Abb. 34). Halte dann, an einem Draht befestigt, eine Probe des Kaseins in die Flamme des Spiritusbrenners und prüfe den Geruch!

Anschließend erhitze in einem großen Reagenzglas die Molke bis zum Sieden und beobachte!

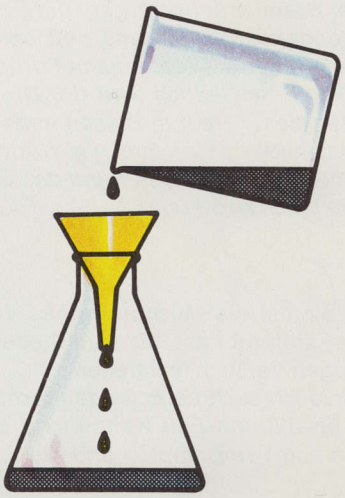


Abb. 34

Beim Verkohlen des Kaseins tritt der Geruch nach verbranntem Horn (vgl. Vers. 3.11.) auf, der Beweis für Eiweiß (Brennprobe). Kasein ist Milcheiweiß, das nur beim Zusatz von Säure, aber nicht beim Erhitzen gerinnt.
Beim Erhitzen der Molke setzt eine schwache Trübung ein. Auch die Molke enthält noch Eiweiß. Es ist allerdings kein Kasein (Milcheiweiß), das ja durch die Säure schon zum Gerinnen gebracht wurde, sondern Albumin[1]) oder Eiereiweiß. Das ist eine andere Eiweißart, die nur beim Erhitzen, aber nicht durch Säurezusatz gerinnt. Sie bildet die Haut beim Kochen (vgl. Vers. 5.2.).
Milch enthält also zwei Eiweißarten: K a s e i n und A l b u m i n.
Die Untersuchung der Molke wird im nächsten Versuch noch fortgesetzt.

[1]) albus, lat. = weiß

5.8. **Chemische Prüfung der Molke**

Für diese Untersuchung filtriere das geronnene Albumin aus Vers. 5.2. ab. Führe mit einer Probe der klaren Molke die Prüfung mit Fehlingscher Lösung durch (vgl. Vers. 1.4.). Eine zweite Probe erhitze in einer Porzellanschale über der Spiritusflamme so lange, bis die Flüssigkeit vollständig verdampft ist. Nach dem Erkalten koste von dem Rückstand!

Die Prüfung mit Fehlingscher Lösung ergibt einen orangeroten Niederschlag, ein Beweis für Zucker. Er wird durch Milchzucker hervorgerufen, einer Zuckerart, die nur in der Milch vorkommt. Der leicht süßliche Geschmack des Rückstandes nach dem Eindampfen weist ebenfalls auf Zucker hin. Führe alle Proben zum „Zucker" auch mit dem Milchzucker durch, der in diesem Kasten enthalten ist.
In der Milch sind außerdem noch Salze vorhanden, die aber mit den zur Verfügung stehenden Mitteln nicht nachgewiesen werden können.

6. Chemie der Pflanzenwelt

Die meisten Menschen sehen in dem Wachstum der Pflanzen ein Wunder der Natur. Dieses Wunder ist jedoch für die Chemie seit langem ein selbstverständliches und wichtiges Forschungsgebiet.
Als erster Chemiker beschäftigte sich der deutsche Professor Justus von Liebig mit dem Aufbau der Pflanzen. Durch umfangreiche Untersuchungen fand er heraus, daß die Pflanzen bestimmte Stoffe zum Aufbau benötigen, die mit einer Ausnahme durch die Wurzeln aus dem Boden aufgenommen werden. Der Boden muß also alle **Nährstoffe** enthalten, sonst kann sich darauf keine Vegetation entfalten. In den Gebieten, in denen der Mensch nicht in die Pflanzenwelt eingreift, wird ein Teil der für den Aufbau nötigen Stoffe dem Boden zugeführt, indem Pflanzen absterben und durch Fäulnis wieder diese Stoffe liefern. Andere Stoffe entstehen durch Verwitterung von Gesteinen und Mineralien. Erntet man dagegen die Pflanzen regelmäßig ab, so entzieht man allmählich dem Boden die Nährstoffe, und nach kurzer Zeit nimmt der Wuchs ab. Um trotzdem den Boden fruchtbar zu erhalten, ist es notwendig, die verbrauchten Stoffe auf andere Weise zuzugeben. Lange Zeit war Stalldung das einzige Mittel dafür. Mit zunehmender Bodennutzung stieg der Bedarf an Stalldung so stark an, daß man damit nicht mehr auskam. Man suchte deshalb nach Möglichkeiten, die im Stalldung enthaltenen Nährstoffe dem Boden auf künstlichem Wege zuzuführen.
Welche chemischen Verbindungen sich dafür eignen, entdeckte Justus von Liebig durch seine Forschungen. Er ebnete mit dem **Mineraldünger** (Kunstdünger) den Weg für eine immer ertragreichere Nutzung des Ackerbodens.
Die folgenden Versuche in diesem Kapitel erklären dir viele Erscheinungen, die bisher noch Rätsel für dich waren. So erfährst du etwas über die chemische Zusammensetzung der Pflanzen, über ihre Lebensbedingungen sowie über die für das pflanzliche Leben notwendigen Nährstoffe.

Naturdüngung **Abb. 35**

6.1. **Kohlenstoff im Holz**

Fülle in den Erlenmeyerkolben soviel klares Kalkwasser, das du dir nach Vers. 10.13. hergestellt hast, bis der Boden gut bedeckt ist. Entzünde dann ein möglichst trockenes Stück Holz und tauche es in das Glas, aber nicht in das Kalkwasser (Abb. 36). Wenn die Flamme erloschen ist, nimm das Holz heraus, verschließe den Erlenmeyerkolben mit der Handfläche und schüttle kräftig. Beobachte das Kalkwasser!

Kalkwasser

Abb. 36

Beim Schütteln wird das klare Kalkwasser milchig trübe. Das Holz hat sich dort geschwärzt, wo es gebrannt hat.
Im Holz ist das schwarze Element Kohlenstoff enthalten. Beim Verbrennen des Holzes verbindet er sich mit dem Sauerstoff der Luft, und dabei bildet sich das Gas Kohlendioxid. Wird es mit Kalkwasser zusammengebracht, so trübt sich das Kalkwasser. Es ist der Nachweis für Kohlendioxid und damit auch für Kohlenstoff, der zusätzlich durch die Schwarzfärbung beim Verbrennen des Holzes sichtbar wird.

6.2. **Nicht nur Holz enthält Kohlenstoff**

Lege auf den Deckel eines Marmeladenglases verschiedene Pflanzenteile, wie Blüten, Blätter, Stengel usw. Erhitze den Deckel mit dem Spiritusbrenner auf dem Dreibein und beobachte die Pflanzenteile!

Alle Pflanzenteile färben sich zunächst braun, bei längerem Erhitzen werden sie immer dunkler, bis sie schließlich schwarz sind. Damit hast du den Kohlenstoff als einen Bestandteil der Pflanze nachgewiesen.

Alle Pflanzen enthalten das Element Kohlenstoff.

6.3. **Wasser bildet sich trotzdem**

Entzünde einen Splitter sehr trockenen Holzes. Am besten eignet sich ein Span von einem alten Kistenbrett. Halte dann das kalte, aber trockene Becherglas über die Flamme (Abb. 37) und achte auf die Wände des Glasgefäßes!

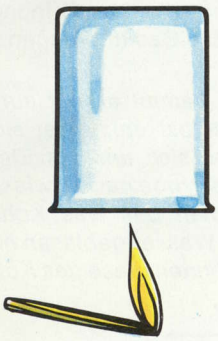


Abb. 37

An dem trockenen Becherglas bilden sich beim Verbrennen des Holzes Wassertropfen. Der trockene Holzspan muß also trotzdem die Elemente des Wassers enthalten haben.
Holz enthält die Elemente Wasserstoff und Sauerstoff in Form von chemischen Verbindungen. Daraus bildet sich beim Verbrennen Wasser, das sich an den Wänden des Becherglases niederschlägt.

6.4. **Wasserpflanzen erzeugen Gas**

Für diesen Versuch benötigst du Wasserpflanzen, wie sie z. B. in Aquarien wachsen. Am besten eignet sich „Wasserpest". Fülle ein Einmachglas mit Leitungswasser und blase einige Minuten Atemluft mit dem Glasrohr durch das Wasser hindurch. Lege nun die Wasserpflanzen hinein und stülpe den Trichter darüber. Fülle dann ein Reagenzglas mit Wasser, verschließe es mit dem Daumen und setze es auf das Trichterrohr. Nimm aber den Daumen erst **unter** Wasser fort, damit das Wasser im Reagenzglas bleibt, auch wenn es mit der Öffnung nach unten aufgestellt wird (Abb. 38).
Stelle dann die Versuchsanordnung dort auf, wo die Pflanzen von der Sonne beschienen werden. Beobachte nach etwa 2 Tagen das Reagenzglas und die Pflanzen!

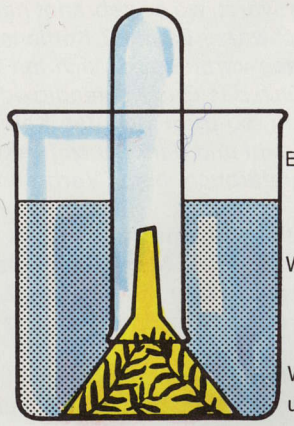


Abb. 38

Von den Pflanzen steigen kleine Bläschen auf, die das Wasser im Reagenzglas verdrängen und sich dort sammeln. Um welches Gas es sich handelt, erfährst du im nächsten Versuch.

6.5. **Das Gas erkannt**

Nimm das Reagenzglas aus Vers. 6.4. von dem Trichter ab. Achte genau darauf, daß du es noch unter Wasser wieder mit dem Daumen verschließt. Entzünde nun einen Holzspan und blase die Flamme dann wieder aus, so daß er nur noch glüht. Jetzt drehe das Reagenzglas um. Nimm den Daumen von der Öffnung und halte sofort den glimmenden Holzspan in das Gas im Reagenzglas. Was beobachtest du?

Der glimmende Holzspan flammt erneut auf, wenn er in das Glas getaucht wird. Das Gas selbst entzündet sich nicht. Bei dem entstandenen Gas handelt es sich um das Element Sauerstoff. Es kann immer durch diese Probe nachgewiesen werden.
Die Wasserpflanzen nehmen das Gas Kohlendioxid auf, das du durch das Glasrohr in das Wasser geblasen hast. Fällt dann Sonnenlicht auf die Pflanzen, so können diese das Kohlendioxid zerlegen.

$$CO_2 \xrightarrow{Licht} C + O_2$$

Die Pflanze benötigt zu ihrem Aufbau u. a. Kohlenstoff, den sie dem Kohlendioxid entzieht. Der dabei freiwerdende Sauerstoff wird abgegeben. Diesen Vorgang nennt man Assimilation. Damit ist deutlich geworden, woher die Pflanze den Kohlenstoff erhält, der beim Verbrennen sichtbar wird.

Der gesamte Kohlenstoff in Pflanzen wird bei der Assimilation aufgenommen.

6.6. **Nicht die ganze Pflanze atmet**

Führe Vers. 6.4. noch einmal durch. Lege dieses Mal aber keine Wasserpflanzen unter den Trichter, sondern Blütenblätter oder ganze Blüten beliebiger Pflanzen. Laß das Licht einige Tage auf die Anordnung fallen und betrachte dann! Führe den Sauerstoffnachweis durch.

Es hat sich kein Sauerstoff gebildet. Blüten und alle nicht grünen Teile, also die Stämme der Bäume und Blattstiele, können kein Kohlendioxid in Sauerstoff umwandeln.

Nur die grünen Pflanzenteile können assimilieren.

6.7. **Atmung des Menschen**

Fülle in den Erlenmeyerkolben etwa einen Finger hoch klares Kalkwasser. Blase dann durch das gerade Glasrohr ausgeatmete Luft durch die Flüssigkeit (Abb. 39). Achte auf das Kalkwasser!

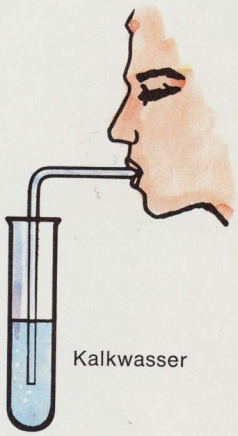


Abb. 39

Sehr schnell wird das Kalkwasser milchig trübe. Da nur Kohlendioxid Kalkwasser trübt, muß es in der ausgeatmeten Luft enthalten gewesen sein.
In Vers. 1.3. hast du bereits gelernt, daß im menschlichen Körper die Nahrung „verbrannt" wird. Dabei entsteht unter anderem aus dem Kohlenstoff der Nahrungsmittel und dem eingeatmeten Sauerstoff Kohlendioxid, das beim Ausatmen abgegeben wird.
Die Pflanzen verhindern durch die Assimilation, daß der Kohlendioxidgehalt der Luft durch die Atmung der Menschen und Tiere ständig zunimmt. Man kann also von einem Kreislauf sprechen: Menschen und Tiere nehmen Sauerstoff der Luft auf und geben Kohlendioxid ab. Pflanzen nehmen das Kohlendioxid auf und geben Sauerstoff ab (Abb. 40).
Nun verstehst du sicherlich, warum Grünanlagen in Großstädten als „grüne Lungen" bezeichnet werden.

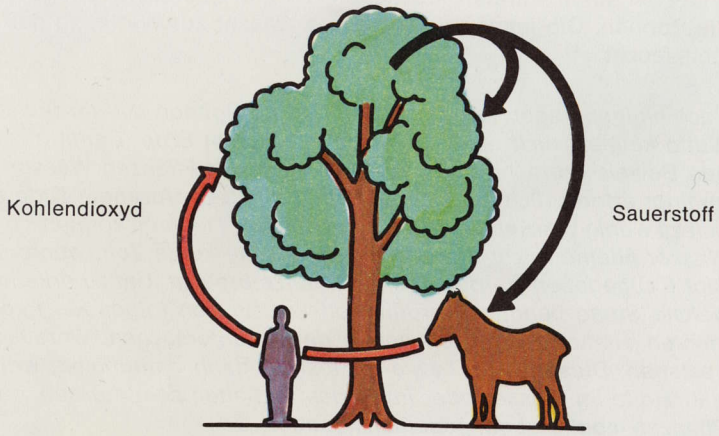
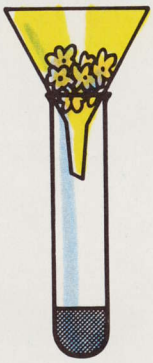


Abb. 40

6.8. **Assimilation und Atmung**

Fülle ein Reagenzglas fingerbreit mit Kalkwasser und stecke den Trichter in das Glas. Lege nun eine oder mehrere Blüten in den Trichter, ohne daß Teile davon in das Reagenzglas fallen (Abb. 41). Betrachte nach einigen Stunden das Kalkwasser. Nimm dann den Trichter ab, verschließe das Glas mit dem Daumen und schüttle kräftig. Achte wieder auf das Kalkwasser!



Kalkwasser

Abb. 41

Das Kalkwasser trübt sich; es muß Kohlendioxid in das Reagenzglas geströmt sein. Blüten können, wie du in Vers. 6.6. erfahren hast, nicht assimilieren. Sie nehmen aber Sauerstoff aus der Luft auf und wandeln ihn wie bei der menschlichen Atmung in Kohlendioxid um. Wir können diesen Vorgang auch als eine „Verbrennung" bezeichnen.

In einer Pflanze spielen sich zwei entgegengesetzte Reaktionen ab: Bei Tageslicht nehmen die grünen Teile Kohlendioxid auf und geben Sauerstoff ab (Assimilation). In der Dunkelheit dagegen nehmen die übrigen Teile Sauerstoff auf und geben Kohlendioxid ab (Atmung).

Jetzt ist dir bestimmt klargeworden, warum man aus Krankenhauszimmern abends Blumen entfernt: Sie sollen keinen Sauerstoff verbrauchen, der für die Kranken notwendig ist.

6.9. **Wasser oder Erde?**

In den bisherigen Versuchen dieses Kapitels hast du bereits gelernt, daß Pflanzen zum Leben Kohlendioxid, Sauerstoff und Licht benötigen. In diesem Versuch sollst du – so merkwürdig dir das erscheinen mag – feststellen, ob auch Erde zum Wachstum notwendig ist.
Für diesen und etliche andere Versuche benötigst du einige Bohnen. Deine Mutter wird dir sicher eine Handvoll von ihrem Vorrat aus der Küche geben.

Erhitze in dem Deckel eines Marmeladenglases unter Rühren Gartenerde einige Minuten, bis sie völlig trocken ist. Laß die Erde abkühlen und drücke dann etwa 5 Bohnen hinein. Auf einen anderen Deckel (eine Untertasse kannst du für diesen Versuch auch benutzen) lege eine dünne Schicht Verbandwatte und darauf ebenfalls 5 Bohnen. Gieße nun auf die Watte so viel Wasser, daß sie gut feucht ist. Die Erde **muß** trocken bleiben. Stelle dann die beiden Deckel nebeneinander an einen warmen, trockenen Ort und beobachte einige Tage die Bohnen. Gib immer wieder etwas Wasser zur Watte, so daß sie stets feucht ist!

Nach einigen Tagen zeigt sich, daß nur die Bohnen auf der feuchten Watte keimen, nicht aber die in der trockenen Erde. Damit hast du den Beweis erbracht, daß zum Wachstum der Pflanzen Wasser unbedingt erforderlich ist, Erde dagegen nicht. Getrocknete Erde enthält zu wenig Wasser, so daß die Bohnen nicht keimen können.
Wasser alleine reicht aber auch nur für eine kurze Zeit, wenn nicht Stoffe zugegeben werden, die die Pflanze braucht. Um zu erkennen, welche Stoffe benötigt werden, sollst du in den folgenden Experimenten zunächst Pflanzen genau darauf untersuchen, woraus sie bestehen. Dieser A n a l y s e kannst du dann entnehmen, welche Nährstoffe im Wasser oder im Boden enthalten sein müssen, damit Pflanzen möglichst gut gedeihen können.

6.10. **Ohne Flamme verkohlt**

Fülle in ein großes Reagenzglas trockene Holzspäne, die du von einem alten Brett abgeschnitten hast. Spanne das Glas in den Halter und verschließe es mit einem durchbohrten Stopfen, in dem das Winkelrohr steckt. Das Rohr führt durch einen doppelt durchbohrten Stopfen in ein anderes großes Reagenzglas, das in dem wassergefüllten Becherglas steht. In die zweite Bohrung des Stopfens wird das gerade Glasrohr gesteckt (Abb. 42). Erhitze nun das Reagenzglas mit den Holzspänen. Halte nach etwa zwei Minuten einen brennenden Holzspan an die Spitze des geraden Glasrohres! Was beobachtest du? Unterbrich den Versuch nach drei Minuten.

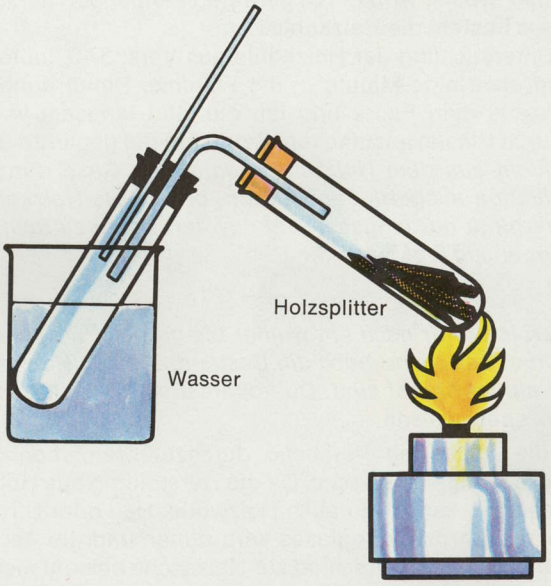


Abb. 42

Das Holz verkohlt allmählich. Dabei bilden sich zunächst Wassertröpfchen an der Wand des Reagenzglases, die jedoch eine bräunliche Flüssigkeit bilden. Sie sammelt sich in dem Reagenzglas, das im Wasser steht. Dieses wird auch V o r l a g e genannt. Die Dämpfe, die dem Glasrohr entströmen, lassen sich entzünden und brennen mit leuchtender Flamme.

Das Erhitzen des Holzes unter Luftabschluß bezeichnet man als t r o c k e n e D e s t i l l a t i o n. Dabei werden dem Holz alle flüssigen und gasförmigen Verbindungen entzogen, zurück bleibt eine schwarze Masse, die Holzkohle, die zum größten Teil aus Kohlenstoff besteht (vgl. Vers. 6.1.). Die gasförmigen Verbindungen sind brennbar; sie lassen sich deshalb entzünden. Sie bestehen überwiegend aus dem Gas Methan – auch bekannt als Grubengas – und aus dem Element Wasserstoff.

Die Flüssigkeit in der Vorlage und die Holzkohle benötigst du für die folgenden Versuche. Bevor du weiterarbeitest, mußt du allerdings schon das große Reagenzglas mit Brennspiritus säubern. Wenn du zu lange wartest, läßt es sich kaum noch reinigen.

6.11. **„Saures Holz“**

Um zu untersuchen, woraus die braune Flüssigkeit in der Vorlage besteht, tauche ein Stück blaues Lackmuspapier in das Reagenzglas. Was beobachtest du?

Das Lackmuspapier färbt sich rot. Durch die trockene Destillation wird aus dem Holz eine Säure ausgetrieben, die das Lackmuspapier rötet. Es handelt sich dabei um eine organische Säure, die Essigsäure. Deshalb wird diese Flüssigkeit Holzessig genannt. Früher stellte man durch die trockene Destillation größerer Holzmengen Holzessig her, um daraus Essigsäure für technische Zwecke zu gewinnen.

Neben der Essigsäure befinden sich in der Flüssigkeit noch der Holzgeist, der den chemischen Namen Methylalkohol trägt, sowie eine Reihe anderer chemischer Verbindungen. Die braune Färbung wird durch geringe Teermengen hervorgerufen.

6.12. **Woraus besteht die Holzkohle?**

Zur Untersuchung der Holzkohle aus Vers. 6.10. halte ein Stückchen davon etwa eine Minute in die Flamme. Nimm dann das glühende Stück aus dem Feuer und laß die Glut langsam verlöschen, ohne sie durch Blasen anzufachen. Betrachte die geglühte Stelle!

Nachdem aus dem Holz alle brennbaren Gase durch die trockene Destillation ausgetrieben wurden, brennt die Holzkohle nicht mehr. Sie verglüht nur langsam und oxydiert dabei zu dem farblosen Gas Kohlendioxid (vgl. Vers. 6.1.).

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2$$

Es verbleibt nur noch ein weißer bis grauer Rückstand, die Holzasche. Darin sind noch die Bestandteile des Holzes enthalten, die nicht mit verbrannt sind. Du konntest sie deshalb bisher noch nicht im Holz nachweisen.

Um die folgenden Versuche durchzuführen, benötigst du eine größere Menge Holzasche. Da die Herstellung aus Holz jedoch etwas mühsam ist, kannst du auch Holzwolle, Heu oder Stroh in dem Deckel eines Marmeladenglases verbrennen und die Asche verwenden. Ein chemischer Unterschied zur Holzasche besteht nicht.

Das Stück Holzkohle, das du in Vers. 6.10. durch trockene Destillation hergestellt hast, benötigst du noch für den Vers. 6.31.

6.13. **Salze in Pflanzen nachgewiesen**

Für diesen und die folgenden Versuche benötigst du ein halbes Becherglas voll Holzasche (vgl. Vers. 6.12.). Erhitze im Erlenmeyerkolben Wasser bis zum Sieden. Gieße dann das heiße Wasser über die Holzasche im Becherglas und rühre gut um. Filtriere nach einigen Minuten die heiße Lösung (Abb. 43). Bewahre das Filtrat und den Rückstand im Filter gut für die folgenden Versuche auf.

Gib einige Tropfen des Filtrats in ein sauberes großes Reagenzglas und erwärme vorsichtig über der Spiritusflamme. Was beobachtest du?

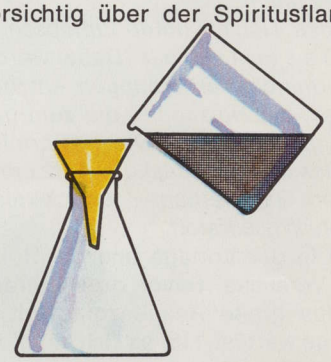


Abb. 43

Nach dem Verdampfen des Wassers verbleibt im Reagenzglas eine geringe Menge eines weißen Rückstandes. Das heiße Wasser hat aus der Pflanzenasche einige chemische Verbindungen herausgelöst, die nach dem Eindampfen sichtbar werden. Bei den Verbindungen handelt es sich um Mineralsalze, die von den Pflanzen durch die Wurzeln aufgenommen werden. Sie sind, wenn auch nur in geringen Mengen, unbedingt notwendig zum Aufbau und zum Wachstum der Pflanze, wenn auch nur sehr geringe Mengen davon.

6.14. **Der brausende Rückstand**

Für die Untersuchung, welche chemischen Elemente als Verbindungen in der Holzasche enthalten sind, stehen dir das Filtrat und der Rückstand zur Verfügung. Zunächst soll der Rückstand untersucht werden: Er enthält die Verbindungen, die sich in heißem Wasser nicht lösen lassen. Das Filtrat wird ab Vers. 6.18. benötigt.

Fülle den Rückstand mit einem Löffel in ein Reagenzglas. Gib zunächst nur einige Tropfen Salzsäure dazu. Rieche dann schnell an der Öffnung des Reagenzglases und betrachte anschließend den Inhalt. Wenn die Reaktion im Glas nachgelassen hat, gib nach und nach noch mehr Salzsäure hinzu, bis du schließlich gar nichts mehr wahrnimmst.

Bei der Zugabe der Salzsäure braust der Rückstand auf; es entweichen dabei Gase. Der Geruch, der zum Beginn der Gasentwicklung auftritt, erinnert an „faule Eier". Es handelt sich bei diesem Gas um die Verbindung Schwefelwasserstoff mit der Formel H_2S. Wenn dieser Geruch auftritt, ist in einer Probe stets das Element Schwefel enthalten, das du damit in der Holzasche nachgewiesen hast.

Das Aufbrausen des Rückstandes deutet auf eine Verbindung, die den Rest der Kohlensäure, das Carbonat, enthält. Die Salzsäure zerstört ihn, und dabei entweicht das Gas Kohlendioxid; daher das Aufbrausen. In den nächsten Versuchen sollst du feststellen, welches Metall mit dem Carbonat in der Verbindung auftrat.

6.15. **Eine unlösliche Verbindung**

Ein Salz, das den Rest der Kohlensäure (Carbonat) enthält, ist die **Soda.** Das kannst du wie in Vers. 6.14. überprüfen, indem du zu einer kleinen Probe im Reagenzglas ein paar Tropfen Salzsäure gibst. Ob Soda – chemisch Na_2CO_3 – aber in der Pflanzenasche enthalten sein kann, läßt sich sehr einfach überprüfen: Sie ist es nur, wenn sie sich nicht im Wasser lösen läßt. Denn die Verbindung aus Vers. 6.14. war im Rückstand enthalten. Untersuche die Löslichkeit von Soda in Wasser!

Auch Soda braust bei der Zugabe der Salzsäure auf. Sie enthält damit den Rest der Salzsäure. Da Soda sich aber sehr gut in Wasser lösen läßt, kann diese chemische Verbindung nicht in dem Rückstand enthalten sein.

6.16. **Element durch eine Verbindung nachgewiesen**

Eine wasserunlösliche Verbindung ist der Kalkstein oder Kalk, chemisch Calciumcarbonat ($CaCO_3$). Er enthält, wie der Name sagt, das Element Calcium. Du sollst nun untersuchen, ob Calcium in der Verbindung enthalten ist.

Filtriere dazu den Rückstand aus Vers. 6.14. in ein anderes Reagenzglas ab. Gib zu dem Filtrat eine Löffelspitze Magnesiumsulfat und betrachte den Inhalt!

Es bildet sich ein feiner, weißer Niederschlag von Calciumsulfat. Calciumsulfat ist unter dem Namen Gips ($CaSO_4$) bekannt. Das Entstehen dieser unlöslichen Verbindung Gips ist der Beweis dafür, daß in der Pflanzenasche das Element Calcium als Verbindung (Calciumcarbonat) enthalten ist.

Das Filtrat mit dem weißen Niederschlag benötigst du noch für den nächsten Versuch.

6.17. **„Berlinerblau" als Nachweis**

Filtriere die Lösung aus Vers. 6.16. noch einmal, so daß du wieder eine klare Flüssigkeit erhältst. Stelle dir dann eine Blutlaugensalzlösung her. Dazu mußt du einige Kristalle gelbes Blutlaugensalz in einem Reagenzglas mit destilliertem Wasser lösen. Gib anschließend ein paar Tropfen dieser Lösung zu dem klaren Filtrat. Achte auf die Farbveränderung!

Bei der Zugabe von gelbem Blutlaugensalz zu dem Filtrat färbt sich die Lösung blau. Dieser Farbumschlag tritt immer dann ein, wenn eine Eisenverbindung mit gelbem Blutlaugensalz reagiert. Dabei entsteht eine komplizierte chemische Verbindung, die den Namen „Berlinerblau" führt.

Du hast nun schon einige chemische Elemente in dem wasserunlöslichen Teil der Pflanzenasche nachgewiesen, nämlich Schwefel, Calcium und Eisen. Außerdem ist darin noch das Element Magnesium enthalten, das sich mit den vorhandenen Chemikalien nicht ohne weiteres nachweisen läßt.

6.18. **Pottasche aus dem Filtrat**

Du sollst nun das Filtrat aus Vers. 6.13. untersuchen. Du hast schon festgestellt, daß darin wasserlösliche Verbindungen enthalten sind. Welche chemischen Elemente in diesen Verbindungen vorkommen, gilt es nun nachzuweisen.

Gieße das Filtrat in die Porzellanschale und erhitze über der Spiritusflamme bis zum Sieden (Abb. 44). Dabei verdampft Wasser. Du sollst nun die Schale so lange erhitzen, bis gerade noch der Boden mit Wasser bedeckt ist. Nimm sie dann von der Flamme und laß den Rest des Wassers ohne weitere Wärmezufuhr verdunsten.

Abb. 44

Nachdem das gesamte Wasser verdampft ist, verbleibt in der Porzellanschale ein schmutzig-brauner Rückstand. Er wird Pottasche genannt. Früher stellte man dieses Salz nämlich aus der Holzasche her, indem sie in Wasser gelöst wurde und das Wasser in großen Steintöpfen (Pott = Topf) verdampfte. Pottasche findet heute noch Verwendung als Backpulver.

6.19. **Pottasche reinigen**

Erhitze die Pottasche aus dem vorigen Versuch noch einige Minuten über der Spiritusflamme. Achte auf die Pottasche!

Beim Ausglühen nimmt die Pottasche allmählich ein immer helleres Aussehen an, bis sie schließlich fast weiß wird. Damit hast du sie schon gereinigt.

6.20. **Zusammensetzung der Pottasche**
Um etwas über die Zusammensetzung der Pottasche zu erfahren, fülle etwa ein Viertel der Menge in ein Reagenzglas und übergieße die Verbindung mit wenig Salzsäure. Was beobachtest du?

Bei der Zugabe der Salzsäure braust die Pottasche auf. Wie du in Vers. 6.14. erfahren hast, enthält eine Verbindung immer den Rest der Salzsäure, das Carbonat, wenn bei der Zugabe ein Aufbrausen zu beobachten ist. Es entweicht dann Kohlendioxid.
Pottasche ist chemisch also ein Carbonat. Schon beim Erhitzen zerfällt diese Verbindung und gibt dabei Kohlendioxid ab. Deshalb eignet sich Pottasche als Backpulver. Beim Backen lockert das abgespaltene Kohlendioxid den Teig.

6.21. **Eine farbige Flamme**
Auch das Metall, das in der Pottasche mit dem Rest der Kohlensäure verbunden ist, kannst du leicht nachweisen.
Glühe eine Stricknadel über der Spiritusflamme aus und drücke sie anschließend in die Pottasche (aus Vers. 6.19.). Halte dann die Nadel wieder in das Feuer (Abb. 45). Achte auf eine farbliche Veränderung der Flamme!

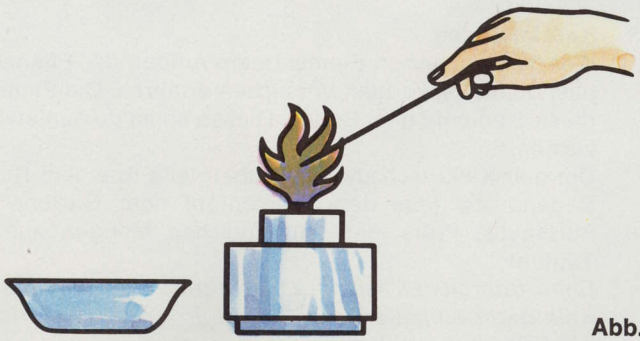


Abb. 45

Die Flamme färbt sich durch die Pottasche violett. Diese Färbung ist stets der Nachweis für das Element Kalium. Der chemische Name für die Pottasche setzt sich aus Kalium und Carbonat zusammen; sie heißt also Kaliumcarbonat (K_2CO_3).
Außerdem sind in der Pottasche aber noch einige andere Elemente in Form von Verbindungen enthalten, so z. B. Natrium und Chlor als Natriumchlorid (Kochsalz) und das Element Phosphor.
Damit ist nun deine Analyse der Pflanzen fast beendet. Du hast herausgefunden, daß Pflanzen zum größten Teil aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff bestehen. Daneben aber enthalten sie, wenn auch nur in geringen Mengen, die Elemente Schwefel, Calcium, Eisen, Kalium, Magnesium, Phosphor, Natrium und Chlor.

6.22. **Ein Gas der Luft in Pflanzen**

Das letzte in der Pflanze enthaltene Element muß durch einen besonderen Versuch nachgewiesen werden. Mische in einem großen Reagenzglas Sägemehl oder sehr feine Holzspäne mit der gleichen Menge gebranntem Kalk. Erhitze das Reagenzglas über der Spiritusflamme. Halte gleichzeitig in die Mündung des Glases ein Stück angefeuchtetes rotes Lackmuspapier (Abb. 46).

Abb. 46

Beim Erhitzen verfärbt sich das Lackmuspapier blau. Der Kalk treibt aus dem Holz die Verbindung Ammoniak — NH_3 — aus. Ammoniak ist eine Lauge und färbt Lackmuspapier blau. So ist auch das letzte in den Pflanzen enthaltene Element, der Stickstoff (N), nachgewiesen. Er gehört mit zu den wichtigsten Bestandteilen.

6.23. **Kalk im Boden**

Welche chemischen Elemente am Aufbau der Pflanze beteiligt sind, hast du in den vorigen Versuchen erfahren. Die Pflanzen entnehmen diese Elemente dem Boden. Diesen sollst du nun etwas näher untersuchen.

Um den Kalk nachzuweisen, übergieße in einem Reagenzglas eine Bodenprobe (aus dem Blumentopf oder Garten) mit verdünnter Salzsäure! Prüfe z. B. mit gleichen Mengen aus verschiedenen Töpfen!

Beim Übergießen mit Salzsäure braust die Bodenprobe auf, wenn Kalk darin enthalten war. Wie du in Vers. 6.16. erfahren hast, reagiert der Kalk im Boden mit der Salzsäure, und Kohlendioxid entweicht. Daher das Aufbrausen.

6.24. **Mineralsalze im Boden**

Damit du dir eine Vorstellung von den geringen Mengen löslicher Mineralsalze im Ackerboden machen kannst, führe folgenden Versuch durch:

Fülle das Becherglas zu einem Viertel mit Garten- oder Blumentopferde und gib die doppelte Menge destilliertes Wasser hinzu. Koche dieses Gemisch kurz auf. Filtriere dann die Flüssigkeit ab. Das Filtrat soll in der Porzellanschale über der Spiritusflamme eingedampft werden. Betrachte den Rückstand in der Schale!

Der dünne, weiße Rückstand stellt alle die löslichen Mineralsalze im Boden dar. Im Verhältnis zur gesamten Bodenmenge ist die Menge also nur äußerst gering.

6.25. **Eine „Gasfabrik“**

Bitte deine Mutter um zwei Eßlöffel Milch. Verrühre sie dann in einem Marmeladenglas mit einer Handvoll möglichst frischer Garten- oder Blumentopferde zu einem dicken Brei. Klebe mit Alleskleber an die Innenseite des Deckels einen Streifen angefeuchtetes rotes Lackmuspapier und verschließe das Glas mit dem Deckel (Abb. 47). Achte nach einigen Stunden auf das Lackmuspapier!

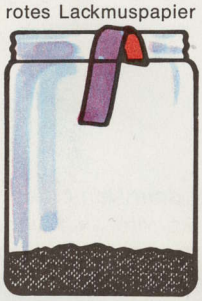


Abb. 47

Nach einiger Zeit färbt sich das Lackmuspapier blau. Beim Öffnen entweicht dem Glas das farblose, stechend riechende Gas Ammoniak. Die chemische Formel dafür lautet NH_3. Amoniak enthält also Stickstoff. Das Gas bildet mit dem Wasser des angefeuchteten Lackmuspapiers eine Lauge, und darum verfärbt sich das Indikator-In der frischen Gartenerde leben zahlreiche Bakterien, die das Eiweiß der Milch (vgl. Vers. 5.7.) zersetzen. Sie sind es, die alle stickstoffhaltigen Verbindungen im Boden durch Fäulnis oder Verwesung zerlegen. Pflanzen sind von sich aus nicht in der Lage, Stickstoff aus Verbindungen aufzunehmen. Erst durch die Hilfe der Bakterien wird der Stickstoff frei und damit für die Pflanze nutzbar.

6.26. **Ohne Licht kein Blattgrün**

Laß eine kleine Pflanze etwa 10 Tage lang im Dunkeln wachsen. Wenn du keinen dunklen Kellerraum hast, so genügt es, wenn du z. B. eine „Tüte“ aus schwarzem Papier über den Topf stülpst. Vergiß allerdings nicht, die Pflanze von Zeit zu Zeit zu begießen.
Betrachte nach etwa 10 Tagen die Blätter der Pflanze!
Betupfe die Blätter mit Jodtinktur!
Wenn ein Gewächs längere Zeit im Dunkeln wachsen muß, so färben sich die Blätter gelb. Ohne das Licht können Pflanzen nämlich kein Blattgrün bilden. Das Blattgrün ist aber unentbehrlich zur Assimilation. Es bildet aus dem Kohlendioxid der Luft und aus Wasser im Blatt Stärke, wie die Blaufärbung des Blattes durch Jodtinktur beweist. Gleichzeitig wird bei der Assimilation Sauerstoff frei (vgl. Vers. 6.5.).

6.27. **Eine Pflanze mit deinem Namen**

Fertige dir eine Schablone mit deinem Namen an. Wähle sie aber nur so groß, daß die gesamte Schablone auf ein beliebiges Blatt einer grünen Pflanze paßt. Wenn du nun deinen Namen aus dem Papier herausgeschnitten hast, so befestige es mit Büroklammern auf dem Blatt der Pflanze (Abb. 48). Setze dann das Gewächs mehrere Tage dem Sonnenlicht aus. Entferne nach etwa drei bis vier Tagen die Schablone.

Abb. 48

Auf dem Blatt steht dein Name geschrieben. An den Stellen, auf die Licht gefallen ist, konnte sich ungehindert Blattgrün bilden (vgl. Vers. 6.26.). Die abgedeckten Flächen sind jedoch hell geworden, weil dort ohne Licht kein Blattgrün entsteht.
Wenn du deiner Mutter einmal eine besondere Freude machen willst, kannst du ihr ja eine Pflanze mit ihrem Namen schenken. Sie wird bestimmt über dein Können überrascht sein.

6.28. **Blattgrün aus Pflanzen gewonnen**
Gib in ein Reagenzglas ein kleingeschnittenes grünes Blatt und übergieße es mit so viel Brennspiritus, daß die Schnitzel gut bedeckt sind. Stelle dann das Reagenzglas in ein Becherglas, das mit heißem Wasser gefüllt ist (Abb. 49). Gieße nach etwa 20 Minuten den Spiritus in ein anderes Reagenzglas und betrachte! Hebe die grüne Flüssigkeit noch für den nächsten Versuch auf.
Der Brennspiritus hat sich intensiv grün gefärbt, die Reste des Blattes aber haben ihre Farbe verloren. Brennspiritus, vor allem wenn er heiß ist, löst aus Blättern das Grün heraus.
Das Blattgrün ist keine einheitliche chemische Verbindung, sondern ein Gemisch aus vier Verbindungen. Am bekanntesten ist das Chlorophyll, das in zwei Arten vorkommt, nämlich dem Chlorophyll a und dem Chlorophyll b. Daneben enthält das Blattgrün noch Carotin und Xanthophyll. Diese beiden Farbstoffe bewirken die Farbveränderungen der Blätter im Herbst, wenn das Chlorophyll verschwindet.

Abb. 49

6.29. **Chlorophyll – ein leuchtend-grüner Farbstoff**

Das Chlorophyll des Blattgrüns kannst du leicht von dem Carotin und dem Xanthophyll trennen, wenn du Feuerzeug- oder Reinigungsbenzin zur Verfügung hast. Gieße dazu die Lösung aus dem vorigen Versuch in die Porzellanschale und laß sie solange stehen, bis die Hälfte des Spiritus verdunstet ist. Fülle diesen Rest in ein Reagenzglas und gib genausoviel Benzin hinzu. Verschließe das Glas gut und schüttle eine Minute kräftig. Betrachte den Inhalt des Glases!

Im Reagenzglas bilden sich zwei Schichten; oben sammelt sich das Benzin – es ist spezifisch leichter – darunter der Brennspiritus. Das vorher farblose Benzin hat sich leuchtend grün gefärbt. In ihm hat sich jetzt nur noch das Chlorophyll gelöst. Die gelben und roten Farbstoffe des Carotins und des Xanthophylls sind im Spiritus verblieben, der nun gelb-braun aussieht. Aus der Farbe kannst du ersehen, daß diese beiden Verbindungen die Farben des Herbstlaubs hervorrufen können.

6.30. **In der Dunkelkammer**

Wiederhole Vers. 6.4. Stelle nun aber die Versuchsanordnung so auf, daß kein Licht darauf fällt. Beobachte dann wieder nach einigen Tagen!

Im Reagenzglas hat sich kein Gas gesammelt. Pflanzen können im Dunkeln nicht assimilieren. Die Zerlegung des Kohlendioxids in Kohlenstoff und Sauerstoff ist nur bei Sonnenlicht möglich. Im Dunkeln können Pflanzen also nicht leben.

6.31. **Ein schwarzes Reinigungsmittel**

Zerreibe etwas von der in Versuch 6.10. gewonnenen Holzkohle zwischen zwei Papierstückchen mit einem Löffel zu feinem Pulver. Gib dann in ein Reagenzglas voll Wasser ein bis zwei Tropfen Tinte und fülle die pulverisierte Holzkohle hinein. Verschließe das Glas mit dem Daumen und schüttle gut um. Gieße anschließend die schwarze Flüsigkeit durch ein Filter, das du wie in Vers. 10.4. hergestellt hast (Abb. 51). Betrachte das Filtrat.

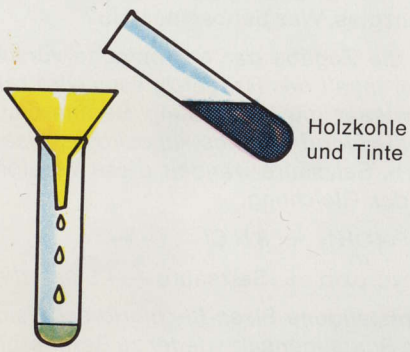


Abb. 51

Das Filtrat läuft fast klar aus dem Filter. Der Farbstoff wird durch die Holzkohle zurückgehalten. Sie enthält nämlich unzählige feine Gänge, die P o r e n , die bei der trockenen Destillation entstehen, weil aus dem Holz alle flüssigen und gasförmigen Verbindungen ausgetrieben werden. Das mit Tinte gefärbte Wasser dringt in diese Poren ein. Dabei wird der Farbstoff zurückgehalten, das gereinigte Wasser wieder abgegeben. Die Aufnahme eines gelösten Farbstoffes durch Holzkohle bezeichnet man als A d s o r p t i o n. Auch Gase können von der Holzkohle adsorbiert werden. Sie wird deshalb in Gasmasken verwendet, um giftige Gase aus der Atemluft herauszufiltern.

6.32. **Ein leuchtender Farbstoff**
Mit einer Eisenverbindung, die diesem Chemie-Experimentierkasten beigegeben ist, kannst du die Verbindung „Berlinerblau" noch deutlicher darstellen.
Löse in einem Reagenzglas wenig Eisen-III-chlorid in Wasser auf und gib einige Tropfen der Blutlaugensalzlösung aus dem Vers. 6.17. hinzu.
Wieder färbt sich der Inhalt des Reagenzglases, dieses Mal sogar tiefblau. Eisenverbindungen bewirken mit gelbem Blutlaugensalz immer das Entstehen der Verbindung „Berlinerblau"

6.33. **Eisen im Blumentopf**
Versuche, das Eisen in Blumenerde nachzuweisen. Gib dazu in ein Reagenzglas einen Löffel voll Blumenerde und setze so viel Salzsäure hinzu, daß die Probe bedeckt ist. Fülle dann bis zur Hälfte des Reagenzglases mit Wasser auf und schüttle kräftig. Anschließend filtriere die Aufschlämmung. Versetze das klare Filtrat mit einigen Tropfen Blutlaugensalzlösung!
Die Lösung färbt sich tiefblau. Du hast damit den Nachweis erbracht, daß in der Gartenerde Eisen enthalten ist.

6.34. **Zigaretten mit Eisen**
Untersuche einmal Zigaretten- oder Zigarrenasche darauf, ob sie Eisen enthält. Verfahre dazu wie im vorigen Versuch!
Die Entstehung von Berlinerblau beweist, daß auch die Asche von Tabakwaren Eisen enthält.

6.35. **Berlinerblau wird braun**
Gib in ein Reagenzglas einige Tropfen Eisen-III-chlorid-Lösung und füge sehr wenig Blutlaugensalzlösung hinzu. Wenn sich Berlinerblau gebildet hat, so gieße nach und nach Natronlauge dazu, bis eine färbliche Veränderung eintritt. Tropfe anschließend Salzsäure in das Reagenzglas. Was beobachtest du?

Durch die Zugabe der Natronlauge verschwindet die blaue Farbe, und der Inhalt des Reagenzglases wird braun. Durch Salzsäure entsteht wieder die Verbindung Berlinerblau. Natronlauge bildet mit Eisen-III-chlorid braunes, unlösliches Eisenhydroxid mit der Formel $Fe(OH)_3$. Salzsäure wandelt diese Verbindung wieder um nach der folgenden Gleichung:

$$Fe(OH)_3 + 3\,HCl \longrightarrow FeCl_3 + 3\,H_2O$$

Eisenhydroxid + Salzsäure ⟶ *Eisen-III-chlorid + Wasser*

Das entstandene Eisen-III-chlorid setzt sich augenblicklich mit dem gelben Blutlaugensalz wieder zu Berlinerblau um.

6.36. **Abgeschnittene Pflanzen leben weiter**
Fülle ein Reagenzglas zur Hälfte mit Wasser und stelle einen Zweig mit einigen Blättern hinein. Damit kein Wasser verdunstet, gib ein paar Tropfen Speiseöl hinzu (Abb. 52). Markiere dir nun mit einem Filzstift den Wasserstand im Reagenzglas. Überprüfe nach einigen Stunden.
Der Wasserspiegel ist stark abgesunken. Da kein Wasser verdunsten konnte, die Ölschicht verhinderte das, muß der Zweig das Wasser aufgenommen haben. Wo es geblieben ist, erfährst du im nächsten Versuch.

Abb. 52

Abb. 53

6.37. **Verschwundenes Wasser aufgespürt**

Wiederhole Versuch 6.36., nimm aber einen neuen Zweig. Fülle wieder Wasser in das Reagenzglas. Stülpe nun einen durchsichtigen Plastikbeutel über den Zweig, ziehe den Beutel so weit hinunter, daß der Stiel des Zweiges bis zur Mündung des Glases bedeckt wird, und binde den Beutel zu (Abb. 53).

Beobachte nach einiger Zeit den Beutel und den Wasserstand im Reagenzglas!

Bald sammeln sich an der Innenseite des Plastikbeutels Wassertröpfchen. Der Zweig nimmt, wie du im vorigen Versuch erfahren hast, das Wasser auf. Der größte Teil wird jedoch durch die Blätter wieder abgegeben, so daß man fast von einem „Wasserstrom" durch die Pflanze sprechen kann. Eine mittelgroße Birke verdunstet z. B. an einem warmen Sommertag ca. 30 Eimer Wasser. Verdunsten Pflanzen mehr Wasser als sie aufnehmen können, so welken die Blätter.

6.38. **Bohnenpflanzen keimen**

In den folgenden Experimenten sollst du untersuchen, wie sich das Fehlen einzelner Mineralsalze auf das Wachstum der Pflanzen auswirkt. Für diese Versuchsreihe sollen dir Bohnenpflanzen dienen, die du aus Samen selbst züchtest. Bitte deine Mutter um eine Handvoll Bohnen.

Um genauer festzustellen, welche Bedingungen zum Keimen notwendig sind, lege auf drei Untertassen und in das Becherglas je fünf bis zehn Bohnen. Am besten ist es, wenn die Samen auf einer Watteschicht liegen (vgl. Vers. 6.9.). Halte die Watte immer feucht. Beachte dabei folgendes: Die Watte auf der ersten Untertasse befeuchte mit destilliertem Wasser, die der zweiten mit Leitungswasser; die Bohnen auf der dritten Untertasse werden mit kochendem Wasser übergossen. Die Samen im Becherglas sollen immer völlig im Wasser liegen (Abb. 54). Achte nach dem ersten Tag auf die Größe der Bohnen! Vergleiche nach einigen Tagen!

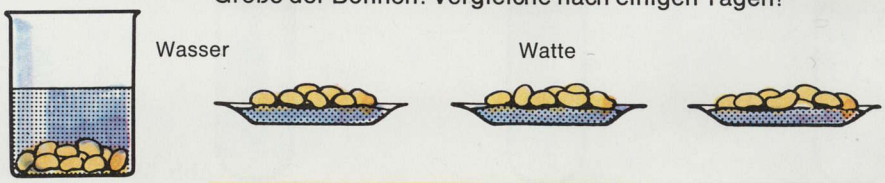


Abb. 54

Nach etwa 24 Stunden sind alle Samen durch das Wasser aufgequollen. Später zeigt sich, daß nur jene Bohnen Keime treiben, die mit destilliertem Wasser oder Leitungswasser übergossen wurden. Die anderen nicht.

Das Ergebnis dieses Versuches zeigt, daß zum Keimen zunächst nur Wasser erforderlich ist. Nährstoffe werden dabei noch nicht aufgenommen, denn sonst hätten die mit destilliertem Wasser übergossenen Samen nicht keimen können.

Das heiße Wasser hat die Samen abgetötet; deshalb zeigten sich keine Keimlinge. Liegen Samen völlig im Wasser, wie im Becherglas, so fehlt zum Keimen der Sauerstoff der Luft.

Die Keimlinge benötigst du für die folgenden Versuche. Versorge sie deshalb weiter mit Wasser, bis sie etwa 1–2 cm lange Wurzeln haben.

Anmerkung: Die Versuche, bei denen du das Wachstum der Pflanzen untersuchen kannst, werden etwa vier Wochen dauern. Nebenher kannst du aber viele andere Experimente durchführen, weil du nur einmal am Tag wenige Minuten lang die Pflanzen versorgen mußt.

6.39. **Keimung ohne Sauerstoff?**
Stopfe in ein Reagenzglas eine dicke Schicht Watte und gieße so viel Wasser darüber, bis sich die Watte völlig vollgesogen hat. Lege dann auf die feuchte Watte zwei bis drei Bohnen oder Erbsen und verschließe das Glas luftdicht mit einem Stopfen. Beobachte nach einigen Tagen die Samen!
Die Keimung der Erbsen oder Bohnen kommt nach kurzer Zeit zum Stillstand. In dem abgeschlossenen Raum ist schnell der Sauerstoff verbraucht, dafür ist von den Keimlingen Kohlendioxid erzeugt worden. Wenn kein Sauerstoff mehr vorhanden ist, können die Samen auch nicht weiterkeimen.

6.40. **„Betrunkene" Keimlinge**
Fülle drei Reagenzgläser je zur Hälfte mit Wasser. Gib zu dem einen Glas drei bis vier Tropfen Brennspiritus, zum zweiten etwa die dreifache Menge davon und zum letzten etwa halb so viel Spiritus wie Wasser. Schüttle gut um. Stecke dann in jedes Glas einen festen Wattepfropfen, so daß er die Flüssigkeit berührt. Darauf lege zwei oder drei Bohnen und verschließe jedes Gefäß mit einem weiteren Wattepfropfen (Abb. 55). Betrachte nach etwa acht bis zehn Tagen die Keimlinge!
In dem Glas mit dem meisten Brennspiritus keimen die Samen sehr schlecht. Brennspiritus ist chemisch Alkohol (später erfährst du mehr darüber). Das Ergebnis dieses Versuches beweist, daß Alkohol auf pflanzliche Lebewesen wachstumshemmend wirkt.

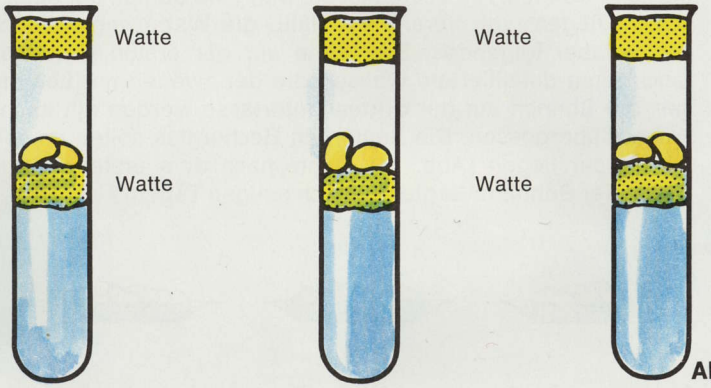


Abb. 55

6.41. **Chemischer Urwald**
Das Keimen deiner Bohnen dauert recht lange. Deshalb sollst du zwischendurch einmal probieren, wie schnell sich „chemische Pflanzen" entwickeln können. Löse dazu in einem Becherglas voll Wasser eine Löffelspitze gelbes Blutlaugensalz auf. Streue dann in diese Lösung mit den Fingern einige Kupfersulfatkristalle, so daß sie über die gesamte Fläche verteilt werden. Achte auf das Kupfersulfat, wenn es in die Lösung fällt, und betrachte es nach etwa 10–20 Minuten!
Das Kupfersulfat färbt sich augenblicklich braun, wenn es in die Blutlaugensalzlösung fällt. Es bildet mit dem gelben Blutlaugensalz die braune Verbindung Kupferhexacyanoferrat (II). Nach etwa 20 Minuten hat sich zusätzlich aus jedem Kristall eine kleine „Pflanze" gebildet, so daß der Boden des Bechergläses wie bewachsen aussieht. Die ursprünglich nur von einer Schicht Kupferhexacyanoferrat (II) überzogenen Kupfersulfatkristalle haben sich allmählich ganz in diese braune Verbindung umgewandelt. Auf Grund komplizierter physikalischer Gesetzmäßigkeiten erfolgt das „Wachstum" nur nach oben.

6.42. **Nährlösungen**

Durch die Analyse der Pflanzenasche (vgl. Vers. 6.13. bis 6.20.) hast du festgestellt, welche Elemente die Pflanzen dem Boden entnehmen. Wenn du untersuchen willst, welche Auswirkungen das Fehlen einzelner Elemente für das Wachstum hat, dann mußt du dafür sorgen, daß Pflanzen verschiedene Elemente nicht aufnehmen können. Dies kannst du dadurch erreichen, daß du nur bestimmte Mineralsalze in destilliertem Wasser löst.

Sechs Versuche sollen gleichzeitig nebeneinander durchgeführt werden. In einem Versuch wird nur destilliertes Wasser verwendet, in einem anderen ein Volldünger, der die notwendigen Elemente enthält. Die Bedingungen für die restlichen vier Experimente sind so gewählt, daß jeweils ein oder zwei wichtige Elemente fehlen.

Von den aufgeführten chemischen Verbindungen wird höchstens eine Löffelspitze voll in ½ Liter destilliertes Wasser gelöst. Kennzeichne nach der Fertigstellung die einzelnen Nährlösungen genau.

Nährlösung	Verbindungen	Enthaltene Elemente	Fehlende Elemente
1.	Destilliertes Wasser	–	alle
2.	Magnesiumsulfat Kaliumdihydrogenphosphat Calciumnitrat Eisen-III-chlorid	Mg, S, K, P, Ca, Fe, Cl	N
3.	Magnesiumsulfat Kaliumdihydrogenphosphat Calciumnitrat	Mg, S, K, Ca, N	Fe, Cl
4.	Magnesiumsulfat Calciumnitrat Eisen-III-chlorid	Mg, S, Ca, N, Fe	P, K
5.	Kupfersulfat Kaliumdihydrogenphosphat Calciumnitrat Eisen-III-chlorid	Cu, S, K, P, Ca, N, Fe, Cl	Mg
6.	Volldünger	Mg, S, K, P, Ca, N, Fe, Cl	–

6.43. **Ein Garten im Chemielabor**

Nun sollst du deine Keimlinge aus Vers. 6.38. in Nährlösungen wachsen lassen.

Besorge dir 6 kleine Gefäße, in denen die Pflanzen wachsen können. Dafür eignen sich sehr gut Joghurt-Becher aus Kunststoff. Schneide dir aus fester Pappe zu jedem Becher eine kreisrunde Scheibe, die die ganze Öffnung des Gefäßes bedeckt. In die Mitte jeder Platte muß noch ein Loch von etwa 1,5–2 cm Durchmesser geschnitten werden (Abb. 56).

Fülle dann die 6 Becher mit jeweils einer Nährlösung bis fast zum Rand und kennzeichne sie mit der Ziffer der betreffenden Lösung.
Wähle nun unter den Keimlingen aus Vers. 6.38. sechs möglichst gleichgroße, unbeschädigte heraus. Stecke in jede Pappscheibe eine der kleinen Pflanzen und umwickle sie dann vorsichtig mit Watte, so daß sie nicht herausrutscht, gleichzeitig alle Wurzeln aber in die Flüssigkeit ragen können (Ab. 57).

Stelle die Becher dorthin, wo sie möglichst nicht bewegt werden. Denke daran, auch Sonnenlicht ist zum Wachstum notwendig (vgl. Vers. 6.30.)!
Die Pflanze soll immer die Nährstoffe aufnehmen können; deshalb mußt du die Nährlösungen kontrollieren und eventuell nachfüllen, so daß die Wurzeln stets in die Flüssigkeit ragen.

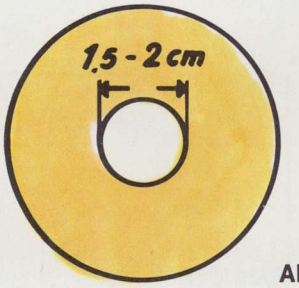


Abb. 56

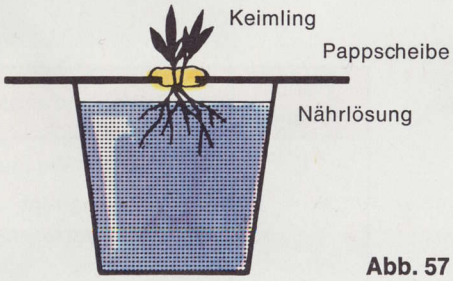


Abb. 57

6.44. **Wachstumskontrolle**
Führe nun genaue Beobachtungen durch, welche Unterschiede du im Wachstum der verschiedenen Pflanzen aus Vers. 6.43. feststellen kannst. Sehr schön ist es, wenn du etwa 4 Wochen lang jeden Tag einmal die Pflanzen betrachtest und die Ergebnisse in einem Heft notierst. Dann kannst du zum Abschluß dieses langwierigen Experimentes noch ganz leicht feststellen, wann sich zum erstenmal Unterschiede zeigten.
Während der ersten zwei Wochen wachsen alle Pflanzen noch gleich gut. Erst dann machen sich allmählich Unterschiede bemerkbar. Die Pflanze in der Lösung 6 ist die einzige, bei der keine Schäden sichtbar werden. Diese Flüssigkeit enthält nämlich alle die chemischen Elemente, die eine Pflanze zum Wachstum zunächst benötigt (vgl. Vers. 6.21 und 6.22.).
Ein Gemisch aus allen diesen Verbindungen wird deshalb als V o l l - d ü n g e r bezeichnet. Zusätzlich sind zum Wachstum natürlich noch Kohlenstoff, Sauerstoff und Wasserstoff notwendig. Sie werden jedoch aus der Luft bzw. dem Wasser aufgenommen (vgl. Vers. 6.1. und 6.3.).
Die Pflanzen in den anderen 5 Nährlösungen weisen Schäden auf, außerdem ist ihre Größe erheblich geringer als die der Pflanze in dem Volldünger. So färben sich die Blätter in der Lösung 3 gelblich, weil das Eisen fehlt. Dadurch kann kein Blattgrün gebildet werden, und die Pflanze stirbt schließlich ab. Ohne Stickstoff sterben die ältesten, die unteren Blätter ab. Ohne Phosphor, Kalium und Magnesium wird das Wachstum so stark beeinträchtigt, daß auch diese Pflanzen sich nicht normal entwickeln können, sondern bald eingehen.

6.45. **Ein üppiger Garten**

Wenn dir die Wachstumsversuche Freude gebracht haben, so kannst du die Experimente wiederholen, indem du z. B. Erbsen, Mais oder auch andere Pflanzen aufziehst. Falls deine Mutter für die Topfblumen einen besonderen Dünger verwendet, so stelle davon eine siebente Nährlösung her, indem du ein paar Tropfen davon in destilliertem Wasser löst. Laß den Versuch einige Wochen andauern!

Auch bei anderen Pflanzen zeigen sich Schäden, wenn einzelne Elemente zum Wachstum nicht vorhanden sind. In der Nährlösung mit Blumendünger gedeihen die Pflanzen sehr üppig.

Für den Landwirt werden neben zahlreichen Volldüngern, die alle dem Boden entzogenen Nährstoffe enthalten, auch solche angeboten, die überwiegend ein Element enthalten. So gibt es stickstoffhaltige, kalihaltige und phosphathaltige Handelsdünger. Wird festgestellt, daß dem Ackerboden sehr viel Stickstoff fehlt, so können stickstoffhaltige Verbindungen wie Natronsalpeter, Kalksalpeter, Kalkammonsalpeter, Kalkstickstoff usw. ausgestreut werden. Entsprechendes gilt beim Fehlen von Kalk und Phosphor. Heute werden mehr und mehr Volldünger angewendet.

Neben den Düngemitteln, die das Wachstum der Pflanzen fördern, gewinnen neuerdings solche an Bedeutung, die das Wachstum hemmen. Sie heißen deshalb A n t i - D ü n g e r. Diese Antidünger werden auf Grasflächen an Böschungen, Autobahnen, Flugplätzen usw. gespritzt. Sie bewirken, daß das Gras gerade nicht mehr wächst, aber auch nicht abstirbt. Das Mähen wird überflüssig. Werden Kartoffeln noch vor der Ernte damit behandelt, so ist das Keimen der gelagerten Kartoffeln unterbunden. Getreide, das mit Anti-Dünger gespritzt wird, bildet viel kürzere Halme aus, ohne daß die Ähren kleiner werden. Durch die kurzen Halme kann das Umfallen durch Regen und Wind, das „Lagern", verhindert werden.

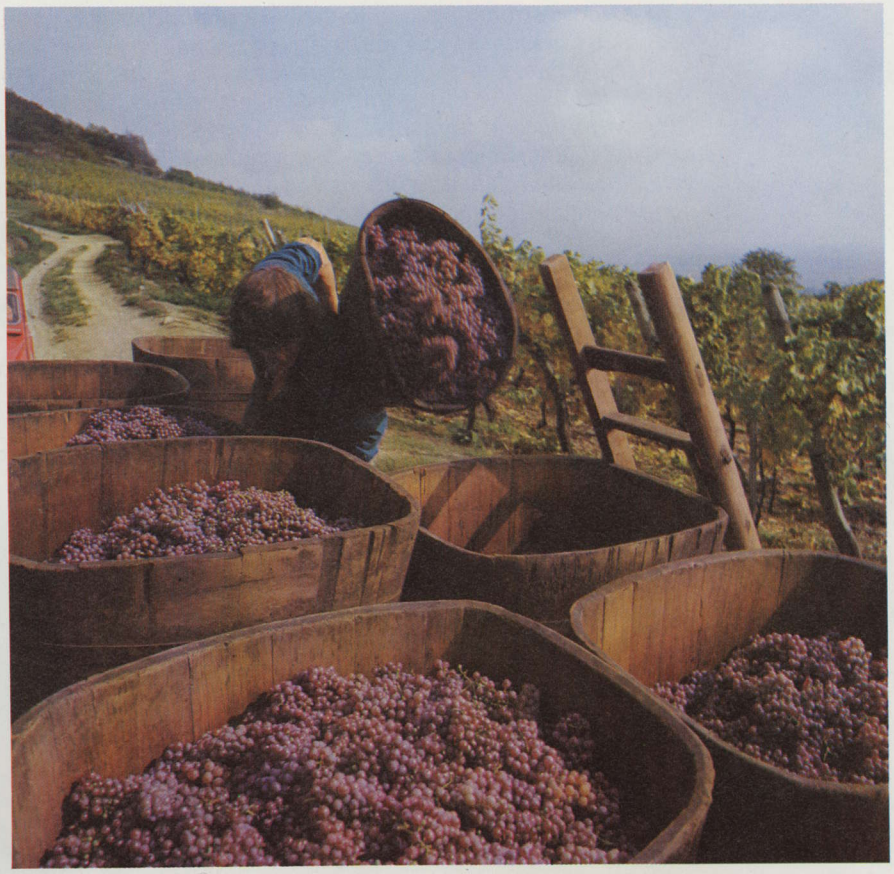
Du hast in diesem Kapitel über die Düngemittel erfahren, wie weit das Betätigungsfeld aller der Menschen ist, die sich mit diesem Gebiet beschäftigen. Was Justus von Liebig mit seinen Untersuchungen begann, war schließlich auch der Beginn für die Entwicklung der Stoffe, die als Anti-Dünger scheinbar nichts mehr mit Liebigs Forschungen zu tun haben.

Salzgewinnung

2

7. Alkohol – der Geist des Weines

Die Herstellung alkoholischer Getränke ist schon seit dem Altertum bekannt und mindestens ebenso lange ihre Wirkung auf den menschlichen Körper. In immer neuen Varianten verstand es der Mensch, das Genußmittel Alkohol für den Gebrauch aufzubereiten. In reiner Form ist der Alkohol nämlich für den Menschen äußerst schädlich, und schon geringe Mengen davon können tödlich wirken. In alkoholischen Getränken aber ist er in solcher Verdünnung enthalten, daß er genossen werden kann. Mäßige Alkoholmengen haben zunächst enthemmende Wirkung und scheinen die Leistung des Körpers zu erhöhen, allmählich jedoch sinkt die Leistungsfähigkeit stark ab. Übermäßiger Alkoholgenuß führt auf die Dauer zu schweren Schäden am Verdauungs-, Nerven- und Kreislaufsystem. Der Begriff „Spirituosen", der häufig für alkoholhaltige Getränke verwendet wird, ist eigentlich falsch. Denn übersetzt bedeutet das etwa „geistige Getränke". Durch Alkohol aber wird der menschliche Geist auf gar keinen Fall zu größeren Leistungen angeregt.
Neben der Verwendung als Bestandteil berauschender Getränke ist der Alkohol von großer Bedeutung für den Bereich der Medizin. Außerdem ist er ein wichtiger Rohstoff für die kosmetische und die chemische Industrie.
In diesem Kapitel werden dir viele Kenntnisse über die Zusammensetzung, die Herstellung und die Verwendung der chemischen Verbindung Alkohol vermittelt.



Im Weinberg **Abb. 58**

7.1. **Eine Geisterflamme**

Fülle in die saubere Porzellanschale soviel Brennspiritus, daß gerade der Boden bedeckt ist. Verschließe die Flasche gut und stelle sie weg, bevor du weiterexperimentierst. Halte ein brennendes Streichholz an den Spiritus und beobachte!

Nähere anschließend einen Streifen Papier der Porzellanschale und halte ihn unmittelbar darüber. Was siehst du?*)

Der Brennspiritus in der Porzellanschale läßt sich entzünden, was nicht anders zu erwarten war. Die bläuliche Flamme ist jedoch fast gar nicht zu sehen. Erst wenn der Papierstreifen sich entzündet hat, wird die Flamme deutlich sichtbar.

Der Brennspiritus, den du für deinen Brenner verwendest, ist chemisch zu 92 % Alkohol, also fast reiner Alkohol. Für den Menschen ist er jedoch ungenießbar und gesundheitsschädlich, weil ihm sog. Vergällungsmittel zugesetzt werden. Sie sind es auch, die den widerwärtigen Geruch hervorrufen. Für die Untersuchungen zum Thema „Alkohol" läßt sich der Brennspiritus trotzdem verwenden, da bei deinen Experimenten die Vergällungsmittel, die sich kaum entfernen lassen, nicht stören. Nicht vergällter reiner Alkohol, auch Weingeist genannt, wird vom Staat hoch besteuert und ist deshalb sehr teuer. Durch diese Steuer soll dem Alkoholmißbrauch entgegengewirkt werden.

7.2. **Zusammensetzung des Alkohols**

Entzünde in der Porzellanschale wieder wenig Brennspiritus. Halte über die Schale das trockene, saubere Becherglas und beobachte (Abb. 59)! Fülle anschließend soviel Kalkwasser in das Becherglas, daß der Boden gut bedeckt ist. Entzünde in einem Teelöffel etwas Spiritus und tauche ihn möglichst weit in das Glas, ohne daß der Alkohol vom Löffel fließt (Abb. 60). Wenn die Flamme erloschen ist, bedecke das Glas mit der Hand und schüttle um. Achte auf das Kalkwasser!

Im Becherglas über der Alkoholflamme bilden sich Wassertröpfchen. Das Kalkwasser trübt sich: Es ist also Kohlendioxid entstanden (vgl. Vers. 6.1.).

Die Wassertropfen deuten darauf hin, daß im Alkohol Wasserstoff und Sauerstoff enthalten sind. Das Kohlendioxid weist auf das Element Kohlenstoff, das sich beim Verbrennen mit dem Luftsauerstoff zu Kohlendioxid verbindet. Die Elemente Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff sind in dem Alkohol so miteinander verbunden, daß sich die Formel C_2H_5OH ergibt.

Diese Verbindung, gemeinhin als Alkohol bezeichnet, ist für den Chemiker aber nur ein Alkohol von vielen, die in einer Gruppe der Alkohole zusammengefaßt sind. Er führt den chemischen Namen Äthylalkohol oder auch Äthanol.

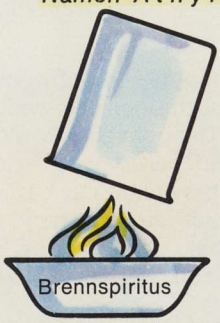


Abb. 59

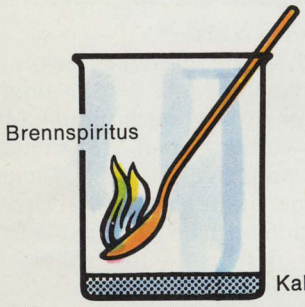


Abb. 60

*) Wenn du die Flamme löschen willst, so brauchst du nur eine Pappscheibe über die Porzellanschale zu decken. Mehr über die Feuerlöschmethoden erfährst du in dem Philips Chemie-Experimentierkasten CE 1401.

7.3. **Unsichtbares Wasser**

Erwärme in der Porzellanschale über der Spiritusflamme etwa einen halben Löffel blaues Kupfersulfat unter Umrühren solange, bis es fast weiß geworden ist. Laß die Schale abkühlen und gib dann **einen** Tropfen Wasser zu dem Kupfersulfat. Achte auf die Farbe!

Bei der Zugabe des Wassers nimmt das weiße Kupfersulfat wieder die ursprüngliche blaue Farbe an. Chemisch hat sich die Verbindung aber nicht verändert.

Das Kupfersulfat besteht aus vielen kleinen Kristallen. In jedem Kristall ist zwischen den einzelnen Salzmolekülen Wasser unsichtbar mit eingeschlossen (Kristallwasser). Beim Erhitzen zerspringen die Kristalle, das Wasser wird abgegeben, und die Farbe ändert sich. Kann das Wasser wieder aufgenommen werden, so bildet sich die ursprüngliche Form des Kristalls zurück. Dann färbt sich das Kupfersulfat wieder blau.

7.4. **Alkohol färbt blau**

Der Brennspiritus besteht nicht zu 100 % aus Alkohol, sondern neben den Vergällungsmitteln enthält er auch noch Wasser. Dieses Wasser sollst du mit Kupfersulfat nachweisen.

Erhitze das Kupfersulfat aus Vers. 7.3. Laß es völlig abkühlen! Fülle dann in ein Reagenzglas ein bißchen Brennspiritus und gib wenig wasserfreies Kupfersulfat hinzu. Achte auf das Kupfersulfat!

Das Kupfersulfat färbt sich allmählich blau. Es entzieht dem Brennspiritus das Wasser, das es zum erneuten Aufbau der Kristalle benötigt (vgl. Vers. 7.3.). Neben dem wasserfreien Kupfersulfat gibt es noch andere Verbindungen, die Wasser begierig aufnehmen und dann festhalten. Diese Stoffe bezeichnet man als hygroskopisch, d. h. wasseranziehend.

7.5. **Verschwundener Alkohol**

Mische in einem Reagenzglas Wasser und Alkohol (Brennspiritus) miteinander. Dazu gib in ein Glas zunächst Wasser (bis zu einem Viertel) und füge dann nach und nach Alkohol hinzu. Schüttle zwischendurch und beende die Zugabe, wenn du doppelt so viel Alkohol wie Wasser miteinander gemischt hast!

Alkohol mischt sich mit Wasser in jedem Verhältnis. Der Alkoholgehalt solcher Mischungen wird dann meistens in Volumprozenten (Vol. %) angegeben. Das bedeutet die Literzahl absoluten Alkohols in 100 Liter einer alkoholhaltigen Mischung. Findest du also auf dem Etikett einer Schnapsflasche die Aufschrift 38 Vol. %, so bedeutet dies, daß in 100 Liter dieses Schnapses 38 Liter Alkohol enthalten sind.

Für wissenschaftliche Zwecke gibt man häufig Gewichtsprozente (Gew. %) an. Damit wird der Grammgehalt absoluten Alkohols in 100 g der Mischung ausgedrückt.

7.6. **„Brennendes Wasser"**

Im Vers. 7.1. hast du bereits gelernt, daß Alkohol brennt, obwohl er etwa 8 Volumprozente Wasser enthält. Untersuche nun, mit wieviel Wasser der Alkohol noch brennt. Mische in 4 Reagenzgläsern Wasser und Alkohol in den Verhältnissen 1:3 (ein Teil Wasser und 3 Teile Alkohol), 1:2, 1:1 und 2:1 miteinander. Verwende nur geringe Mengen, damit du nicht so viel Brennspiritus gebrauchst. Gieße die Proben dann nacheinander in die Porzellanschale und versuche, die Gemische mit einem Streichholz zu entzünden. Welches brennt noch?

Die Gemische aus Wasser und Alkohol im Verhältnis 1:3 und 1:2 und 1:1 lassen sich entzünden. Es muß also mindestens 50 % Alkohol enthalten sein, damit wasserhaltiger Alkohol noch brennt.

7.7. **Brennt Schnaps?**

In der Einleitung zum Kapitel Alkohol hast du gelesen, daß geringe Mengen reinen Alkohols schon tödlich wirken können. Spirituosen enthalten also alle nur einen bestimmten Prozentsatz Alkohol, der Rest besteht aus Wasser und unterschiedlichen Geschmacksstoffen. Wenn deine Eltern Spirituosen im Hause haben, so geben sie dir vielleicht jeweils ein paar Tropfen für die folgende Untersuchung. Versuche, die einzelnen Proben nacheinander in der Porzellanschale zu entzünden (Abb. 61). Stelle dann durch Vergleich der Aufschrift des Flaschenetiketts mit deinen Beobachtungen fest, ob der Alkoholgehalt über oder unter 50 % lag!

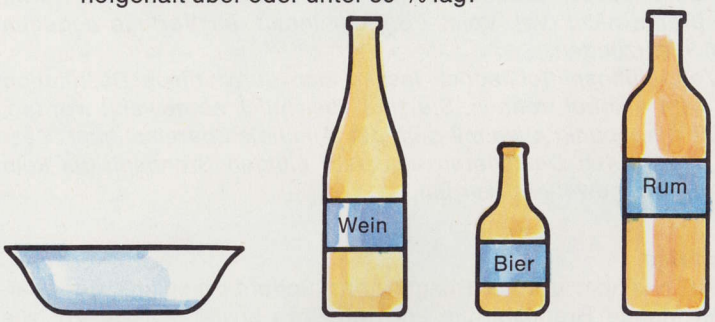


Abb. 61

Nur ganz wenige Spirituosen haben mehr als 50 Vol. % Alkohol. Sie lassen sich tatsächlich entzünden. Die meisten enthalten 40 oder weniger Vol. % Alkohol. Diese Proben brennen nicht.

7.8. **Alkohol zurückgewonnen**

Mische in einem großen Reagenzglas Wasser und Brennspiritus (Alkohol) etwa im Verhältnis 2:1 miteinander. Erhitze gleichzeitig im Becherglas Wasser bis zum Sieden. Verschließe das Reagenzglas mit dem durchbohrten Stopfen, in dem das gebogene Glasrohr steckt. Der freie Schenkel des Rohres ragt in ein weiteres Reagenzglas, das möglichst in kaltem Wasser stehen soll (Marmeladenglas). Nimm das Becherglas mit dem siedenden Wasser vom Dreibein und tauche das Reagenzglas mit dem wasserhaltigen Alkohol hinein (Abb. 62). Achte auf die Vorlage in dem kalten Wasser. Wenn sich das heiße Wasser zu stark abkühlt, so mußt du es wieder erhitzen. Unterbrich den Versuch, wenn sich in der Vorlage etwa zwei Finger hoch Flüssigkeit angesammelt hat. Rieche daran und versuche, eine Probe in der Porzellanschale zu entzünden!

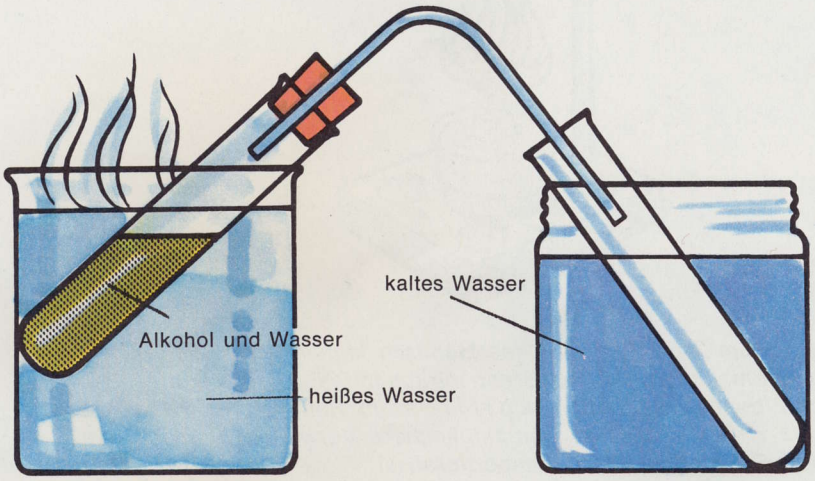


Abb. 62

Nach kurzem Erwärmen des Reagenzglases sammelt sich in der Vorlage eine ebenfalls wasserklare Flüssigkeit. Sie riecht wie Brennspiritus und kann entzündet werden. Diese Tatsache läßt darauf schließen, daß Alkohol in die Vorlage übergegangen ist.
Beim Erhitzen des Gemisches siedet bei etwa 78° C der Alkohol. Er verdampft dann, und der Dampf schlägt sich — wieder als Flüssigkeit — in der Vorlage nieder. Diesen Vorgang nennt man D e s t i l l a t i o n. Da das Wasser einen höheren Siedepunkt hat (100° C), so verdampft es kaum und bleibt deshalb zurück. Man kann also durch Destillieren den Alkohol vom Wasser trennen. Die Brennprobe zeigt, daß kaum Wasser überdestillierte. Das Gemisch, das du erwärmt hast, brennt nicht (vgl. Vers. 7.6.), der Inhalt der Vorlage dagegen läßt sich entzünden.
Die Vergällungsmittel jedoch lassen sich durch diese Destillation nicht vom Alkohol trennen. Sie sind absichtlich so gewählt worden, daß ihr Siedepunkt etwa mit dem des Alkohols übereinstimmt. Deshalb kann durch Destillieren aus dem billigen Brennspiritus kein Trinkalkohol gewonnen werden.

7.9. **Hartspiritus**
Mische in einem großen Reagenzglas Seifenflocken mit der dreifachen Menge Brennspiritus und gib etwa soviel Wasser zu, wie Seife enthalten war. Stelle dann das Glas in das wassergefüllte Becherglas und erhitze über der Spiritusflamme so lange, bis sich die Seife gelöst hat (Abb. 63). Gieße dann die Flüssigkeit in die Porzellanschale und laß sie erkalten. Entzünde ein wenig von der fester werdenden Masse auf dem Deckel eines Marmeladenglases!

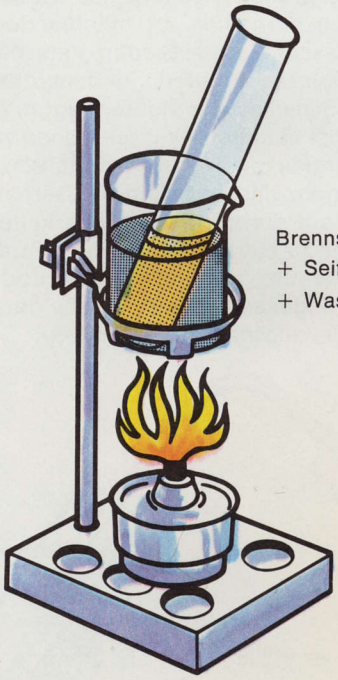


Abb. 63

Nach dem Abkühlen wird das Gemisch immer fester. Es läßt sich leicht entzünden. Du hast Brennspiritus in fester Form erhalten, der unter dem Namen H a r t s p i r i t u s im Handel erhältlich ist. Er kann z. B. bei kleinen Campingkochern Verwendung finden, weil er als Feststoff leicht zu transportieren ist.

7.10. **Ein Zaubertuch**

Mit einem einfachen Trick kannst du deine Freunde verblüffen: Feuchte einen Streifen Leinengewebe gut mit Wasser an und tränke in anschließend in Brennspiritus.

Wenn du das Tuch mit einer Pinzette festhältst, so kannst du es über einer Wasserschüssel entzünden. Achte auf das Leinen!

Der Alkohol verbrennt, nicht aber das Tuch. Es wird durch das Wasser vor dem Entflammen geschützt.

Du kannst vielleicht deine Freunde oder deine Eltern überlisten, wenn du sie anschließend selbst ein Tuch verbrennen läßt, das aber nicht in Wasser getränkt wurde. Du wirst ihnen als ein trickreicher Zauberer erscheinen.

7.11. **Alkohol – selbst hergestellt**

Löse in dem Erlenmeyerkolben, der zu Dreiviertel mit Wasser gefüllt ist, etwa 3–4 Löffel Traubenzucker. Gib zu der Zuckerlösung ein etwa erbsengroßes Stück Hefe, die du dir beim Bäcker kaufen kannst (Abb. 64). Stelle dann den Erlenmeyerkolben etwa 10 Minuten in eine Schale mit handwarmem Wasser. Anschließend muß der Kolben an einen warmen Platz gestellt werden, vielleicht in die Nähe der Heizung oder des Ofens. Verschließe nach etwa einer halben Stunde das Gefäß mit dem durchbohrten Stopfen, in dem das gebogene Glasrohr steckt. Tauche den freien Schenkel des Rohres für kurze Zeit in ein Reagenzglas mit Kalkwasser. Was stellst du fest?

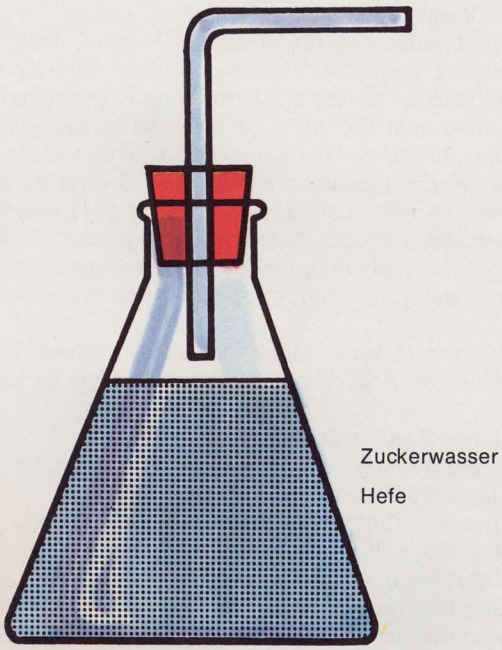


Abb. 64

Die Zuckerlösung wird trübe und beginnt nach der Hefezugabe zu schäumen. Dabei entsteht ein Gas, das Kalkwasser trübt, nämlich Kohlendioxid. Die Hefe besteht aus winzig kleinen Hefepilzen oder Hefezellen. Sie vermehren sich in der warmen Zuckerlösung sehr schnell und bewirken dabei eine chemische Umsetzung, bei der u. a. Kohlendioxid entsteht.

Nach etwa 5 Tagen ist die Reaktion beendet. Dann kannst du den Ansatz weiter untersuchen.

7.12. **Alkoholdestillation**

Wenn nach etwa 5 Tagen die Reaktion aus Vers. 7.11. beendet ist, so gieße vorsichtig die Flüssigkeit, die sich über dem Bodensatz gesammelt hat, in das saubere Becherglas. Fülle einen Teil der Flüssigkeit in ein Reagenzglas und destilliere sie, wie in Versuch 7.8. beschrieben. Prüfe den Geruch der entstandenen Flüssigkeit! Entzünde einige Tropfen des Destillats in der Porzellanschale!

Bei der Destillation sammelt sich in der Vorlage eine wasserklare Flüssigkeit, die sich entzünden läßt und mit schwach-blauer Flamme verbrennt. Du hast Alkohol erhalten. Durch die Einwirkung der Hefezellen wird der Traubenzucker in Alkohol und Kohlendioxid umgewandelt.

$$C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{\text{Hefe}} 2\,C_2H_5OH + CO_2$$

Traubenzucker $\xrightarrow{\text{Hefe}}$ *Alkohol + Kohlendioxid*

Diesen Vorgang bezeichnet man als a l k o h o l i s c h e G ä r u n g. Man kann auf diese Art aus einem Kilo Traubenzucker fast 500 g Alkohol erhalten.

7.13. **Alkohol aus Weintrauben**

Du kannst zur Zeit der Weinernte auch leicht aus Weintrauben Alkohol herstellen. Presse **ungewaschene** Weintrauben aus (durch ein Leintuch) und fülle den Saft wieder in den Erlenmeyerkolben. Für diesen Versuch brauchst du keine Hefe zuzugeben. Verfahre wieder wie in Vers. 7.11. und destilliere anschließend den gewonnenen Alkohol wie in Vers. 7.12. ab.

Es entsteht auch aus Weintrauben Alkohol. Wie du in Vers. 1.6. erfahren hast, enthalten Weintrauben Traubenzucker. Er wird durch die alkoholische Gärung in Alkohol und Kohlendioxid umgewandelt. Hefe braucht dem Saft nicht beigegeben zu werden, da sich auf den Früchten während der Reifezeit Hefepilze ansiedeln. Deshalb dürfen die Trauben nicht gewaschen werden. Zur Herstellung bestimmter Weinsorten verläßt man sich jedoch nicht auf diese Hefepilze, da sie dem Wein keinen guten Geschmack verleihen. Es werden Hefesorten „gezüchtet", die in jedem großen Weinort verschieden sind. Sie tragen mit dazu bei, daß jeder berühmte Wein seinen Geschmack erhält.

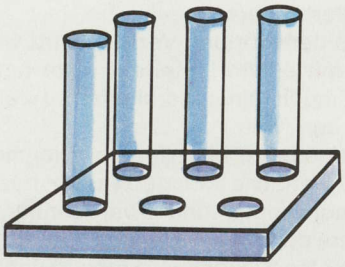
Alkohol kannst du auch herstellen, wenn du Honig mit Hefe vergären läßt. Falls es dir Freude macht, kannst du diesen Versuch auch ausprobieren.

7.14. **Alkoholische Gärung nicht immer gleich**

Du sollst die günstigsten Versuchsbedingungen für die alkoholische Gärung herausfinden.

Stelle dir eine Traubenzuckerlösung wie in Vers. 7.11. her und verteile sie gleichmäßig auf 4 Reagenzgläser (Abb. 65). Erhitze zwei große kurzzeitig bis zum Sieden. Verschließe dann eines (Glas 1) mit einem Stopfen, das andere (Glas 2) nicht, und stelle beide Gläser nebeneinander an einen warmen Platz. Ein drittes Glas (Glas 3) soll im Kühlschrank aufbewahrt werden, und das vierte (Glas 4) wird zu den beiden gestellt, die erhitzt worden sind. Vergleiche die 4 Gläser nach etwa einer Stunde, einem Tag und nach 5 Tagen miteinander. Versuche auch, den entstandenen Alkohol abzudestillieren!

Nach einer Stunde ist die Gärung in Glas 4 am stärksten zu beobachten, nur schwach dagegen in Glas 3. Lösung 1 und 2 gärt nicht. Nach einem Tag gärt zusätzlich noch Lösung 2, schwächere Kohlendioxidentwicklung ist im Gefäß 3 zu beobachten. Die Hefepilze, aus der die Bäckerhefe besteht, vermehren sich am besten bei Temperaturen zwischen 30 und 40° C. Im Kühlschrank erfolgt darum die



Glas 1 Glas 2 Glas 3 Glas 4 **Abb. 65**

Gärung nur sehr langsam. Durch das Kochen werden die Pilze abgetötet. Wenn trotzdem im Glas 2 die Gärung aussetzte, dann nur deshalb, weil sich Hefepilze aus der Luft („wilde" Hefe) in der Zuckerlösung vermehrt haben.

7.15. **Hefepilze im Alkohol**

Stelle dir noch einmal ein wenig Zuckerlösung mit Hefe her und fülle sie in zwei Reagenzgläser. Zu der einen Lösung gib die gleiche Menge Brennspiritus, die andere wird ohne Zusatz vergoren. Beobachte wieder nach etwa 1 Stunde und dann nach einigen Tagen!

In der alkoholischen Lösung ist keine Gärung zu beobachten, der Inhalt des anderen Glases ist wieder vergoren. Durch die Zugabe des Alkohols werden die Hefepilze abgetötet, so daß die Gärung nicht einsetzt. Aus diesem Grunde kann man bei der alkoholischen Gärung nie einen höheren Alkoholgehalt als 18 % erzielen. Bei dieser Menge hört die Vermehrung der Hefezellen auf.

Neben den Hefepilzen werden auch andere Kleinlebewesen durch Alkohol abgetötet. Er wird deshalb häufig bei der Wundbehandlung zum Desinfizieren verwendet.

7.16. **Malz — Ausgangsprodukt des Bieres**

Du kannst nun auch selbst als Bierbrauer tätig werden, wenn dir Gerste oder Malz zur Verfügung stehen. Gerste erhältst du vielleicht beim Bauern oder in einer Futtermittelhandlung, Malz kannst du u. U. in einer Brauerei bekommen. Bereitet dir die Beschaffung von Malz Schwierigkeiten, so mußt du es aus Gerste herstellen.

Verteile dafür Gerstenkörner auf einen Teller, übergieße sie mit Wasser und warte einige Tage, bis die Keimlinge etwa die Länge des Gerstenkornes haben. Diese gekeimte Gerste bezeichnet der Bierbrauer als Malz.

Fülle das Malz in das Becherglas und erwärme es leicht über der Spiritusflamme. Dabei mußt du immer gut rühren, damit das Malz nicht verbrennt.

In dem Gerstenkorn ist Stärke enthalten (vgl. Vers. 1.16.). Sie soll dem Keimling so lange als Nahrung dienen, bis er Wurzeln ausgebildet hat. Die Stärke kann aber von dem Keimling nicht direkt aufgenommen werden, sondern sie muß erst in Malzzucker umgewandelt werden. Dieser Vorgang vollzieht sich durch die Einwirkung des Fermentes D i a s t a s e, das in den Zellen des Gerstenkeimlings gebildet wird.

Wenn genügend Diastase entstanden ist, werden die Keimlinge durch das Erhitzen (= Darren) abgetötet. Das Ferment bleibt unverändert erhalten.

Das D a r r m a l z, das du hergestellt hast, wird im nächsten Versuch direkt weiterverarbeitet. In Bierbrauereien mischt man es mit Wasser und ungekeimter Gerste und erwärmt diese M a i s c h e mehrere Stunden lang. Dabei wird auch die Stärke der ungekeimten Gerste durch die Diastase des Malzes in Zucker umgewandelt. Es entsteht dabei die W ü r z e.

7.17. **Eine kleine Bierbrauerei**

Das Malz aus dem vorigen Versuch wird weiterverarbeitet. Du mußt es zunächst mit einem Löffel auf einer harten Unterlage oder zwischen zwei Ziegelsteinen zerkleinern. (Vielleicht darfst du auch die Kaffeemühle benutzen.)

Fülle das zerkleinerte Malz in den Erlenmeyerkolben und gib etwa die drei- bis vierfache Menge Wasser dazu. Nun ist nur noch der Hefezusatz notwendig, und zwar genügt ein etwa erbsengroßes Stück. Verfahre dann wieder wie in Vers. 7.11.!

Wenn die Kohlendioxidentwicklung aufgehört hat, ist die Gärung beendet. Du mußt nun sehr vorsichtig die Flüssigkeit von dem Bodensatz abgießen. Falls du den Satz doch aufgerührt hast, so mußt du filtrieren. Probiere einen **kleinen** Schluß von deinem selbstgebrauten Bier!

Braukessel in einer Bierbrauerei **Abb. 66**

Der Geschmack deines Bieres erinnert nur entfernt an den des im Handel erhältlichen. So wird in Bierbrauereien die Würze erst noch mit H o p f e n bis zum Sieden erhitzt. Dabei werden Bakterien und andere Kleinlebewesen abgetötet, gleichzeitig aber erhält die Würze durch den Hopfen einen charakteristischen Geschmack. Nach dem Abkühlen wird die gehopfte Würze auch mit Hefe versetzt. Allerdings entwickeln sich die Pilze dieser Bierhefe am günstigsten bei Temperaturen zwischen 2° und 8° C. Deshalb wird auch bei dieser Temperatur vergoren (Abb. 66). Wenn eine längere Nachgärung beendet ist, kann das Bier in den Handel gebracht werden.

7.18. **Absoluter Alkohol**

Häufig benötigt der Chemiker Alkohol, der kein Wasser mehr enthält. Du sollst mit einfachen Mitteln versuchen, dem Alkohol so viel Wasser wie möglich zu entziehen. Fülle ein trockenes Reagenzglas zu einem Viertel mit Brennspiritus und gib wasserfreies Kupfersulfat aus Vers. 7.4. hinzu. Filtriere mit einem Filter das Kupfersulfat ab, wenn es sich blau gefärbt hat. Erhitze es dann wieder in der Porzellanschale, bis das Kristallwasser abgegeben ist, und gib es nach dem Abkühlen wieder zu dem Brennspiritus. Diesen Vorgang kannst du so lange wiederholen, bis sich das Kupfersulfat nicht mehr blau färbt.

Auf diese Weise kann wasserfreier Alkohol hergestellt werden. Er wird a b s o l u t e r A l k o h o l genannt.
Diese Methode ist jedoch sehr umständlich. Daher werden in der Technik andere Verfahren angewendet.

7.19. **Schlechtes Lösungsmittel**

Fülle ein Reagenzglas zur Hälfte mit Wasser, ein anderes etwa mit der gleichen Menge Brennspiritus. Setze jedem Glas eine Löffelspitze Haushaltszucker hinzu. Verschließe die Gläser mit dem Daumen und schüttle mehrmals kräftig um. Achte dann auf den Zucker!

Im Wasser löst sich der Zucker nach sehr kurzer Zeit völlig auf, im Brennspiritus dagegen nicht, auch wenn du lange schüttelst. Alkohol ist also nicht als Lösungsmittel für die vielen chemischen Verbindungen zu verwenden, die sich im Wasser ohne weiteres lösen.

7.20. **Eine kleine Destille**

Versuche, reinen Alkohol aus Spirituosen zu gewinnen. Für dieses Experiment kannst du Wein, Likör oder andere Spirituosen verwenden. Bitte deine Eltern um eine kleine Probe. Verfahre wie in Vers. 7.8. Rieche an dem Destillat. Beweise wieder die Gewinnung hochprozentigen Alkohols durch das Entzünden in der Porzellanschale!
Ein kleiner Hinweis: Wenn du Wein verwendest, so benötigst du mehr und mußt länger destillieren, bevor sich genügend in der Vorlage sammelt.

Die Brennprobe beweist, daß sich in der Vorlage hochprozentiger Alkohol gesammelt hat. Der Geruch dieser Probe ist typisch für reinen Alkohol.

Die folgende Tabelle gibt die Volumprozente Alkohol in einigen Getränken an:

Getränk	Alkoholgehalt (Vol. %)
Bier	3,5– 5 %
Weißwein	7 –11 %
Rotwein	8 –14 %
Liköre	20 –35 %
Kornbranntwein	32 –42 %
Weinbrand	38 –42 %
Rum	50 –80 %

7.21. **Feuergefährliches Parfüm**

Sicherlich bist du überrascht, in einem Kapitel über Alkohol plötzlich etwas über Parfüms zu erfahren. Du wirst den Zusammenhang aber schnell erkennen.

Bitte deine Mutter um etwas Kölnisch Wasser (wenige Tropfen genügen). Entzünde das Eau de Cologne in der Porzellanschale!

Das Kölnisch Wasser läßt sich ohne weiteres entzünden. Es enthält nämlich mindestens 70 % Alkohol, dem wohlriechende Öle und Wasser beigemischt werden.

Du darfst nun aber nicht annehmen, daß du den Alkohol aus dem Kölnisch Wasser durch Destillation gewinnen kannst. Auch ihm wurde ein Vergällungsmittel beigemischt, das zwar nicht riecht, dafür aber äußerst unangenehm schmeckt.

7.22. **Angenehme Frische**

Laß dir noch einmal einen oder zwei Tropfen Kölnisch Wasser geben. Tupfe sie auf den Handrücken und blase leicht über den feuchten Fleck. Was stellst du fest?

Das Eau de Cologne kühlt auf der Hand, wenn du darüberbläst. Nach kurzer Zeit ist es verdunstet. Die Kühlung wird durch das Verdunsten hervorgerufen. Dafür ist nämlich Wärme notwendig, und diese Wärme wird der Haut entzogen, so daß sie kalt erscheint. Diese physikalische Erscheinung heißt Verdunstungskälte. Ähnliches kannst du im Sommer beim Baden beobachten: Selbst bei großer Hitze überzieht sich der feuchte Körper nach dem Bad mit einer Gänsehaut, weil dem Körper für die Verdunstung des Wassers auf der Haut Wärme entzogen wird.

Alkohol verdunstet allerdings schneller als Wasser, weil sein Siedepunkt niedriger liegt (vgl. Vers. 7.8.).

7.23. **Alkohol in Toilettenartikeln**

Nicht nur Kölnisch Wasser enthält Alkohol. Stelle durch die Brennprobe fest, welche anderen Toilettenartikel auf der Grundlage des Alkohols zusammengesetzt sind. Untersuche u. a. Haarwasser, Rasierwasser usw. (Abb. 67).

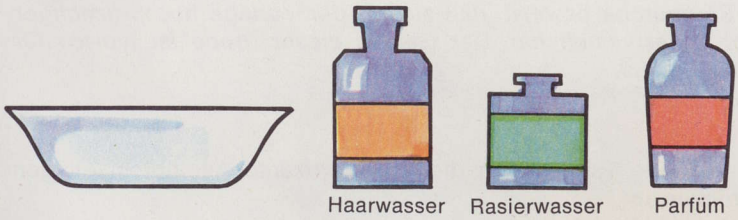
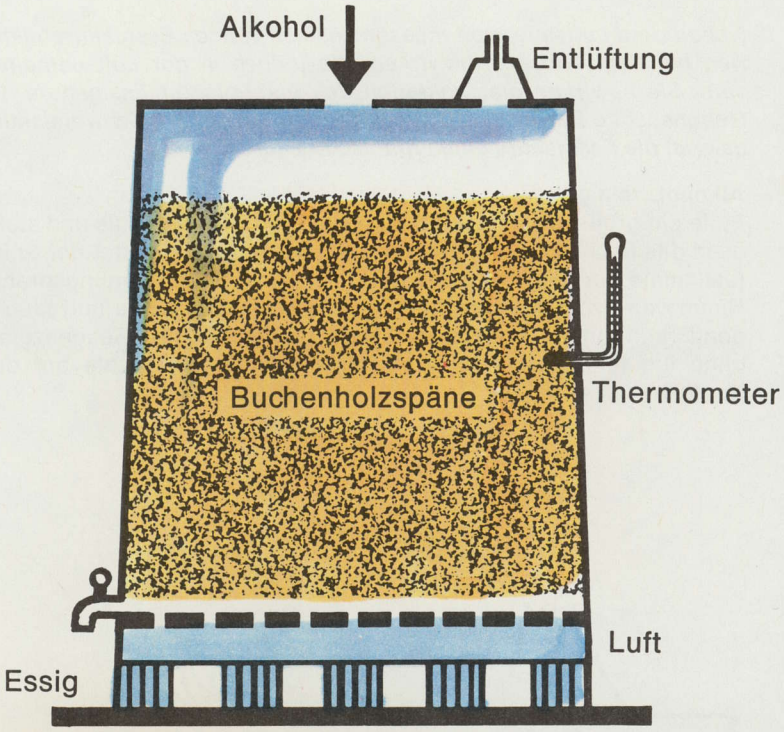


Abb. 67

Immer dann, wenn sich ein kosmetischer Artikel entzünden läßt, so enthält er mindestens 50 % Alkohol. Bei der Herstellung von Haarwasser z. B. werden dem Alkohol wohlriechende und den Haarwuchs fördernde Verbindungen beigegeben. Billige Haarmittel lassen sich manchmal nicht entzünden. Ihr Alkoholgehalt liegt dann unter 50 %. In einem solchen Haarwasser kannst du den Alkohol nachweisen, indem du ihn wie in Vers. 7.8. abdestillierst.

8. Essig – eine organische Säure

Neben den bekannten anorganischen Säuren wie Salz-, Schwefel-, Salpeter- und Kohlensäure gibt es eine Vielzahl solcher Säuren, die in der Natur gebildet werden und deshalb als organisch bezeichnet werden. Du kennst sicherlich die Zitronensäure, die sich auf natürlichem Wege in jeder Zitronenfrucht bildet. Sie ist jedoch nur eine von vielen. Der saure Geschmack unreifer Früchte z. B. wird auch durch organische Säuren hervorgerufen.
In diesem Kapitel sollst du eine dieser Säuren herstellen und sie darauf untersuchen, ob sie die gleichen Reaktionen zeigt wie die anorganischen Verbindungen.



Schematische Darstellung der Essiggewinnung **Abb. 68**

8.1. **Aus Wein entsteht eine Säure**

Laß dir von deinen Eltern etwas Wein geben. (Bier kannst du zur Not auch verwenden.) Prüfe den Geschmack des Weines. Gib einen Tropfen auf einen Streifen blaues Lackmuspapier. Stelle eine Probe des Weines in der Porzellanschale an einen warmen Ort (Heizungs- oder Ofennähe). Prüfe nach etwa 2 Tagen erneut den Geschmack, dieses Mal aber, indem du den Finger befeuchtest und diese geringe Menge probierst. Tauche auch wieder Lackmuspapier in die Flüssigkeit!

Der Geschmack des Weines verändert sich in den 2 Tagen erheblich. Er schmeckt sehr sauer, und das Lackmuspapier färbt sich intensiver rot.

Durch die Einwirkung des Luftsauerstoffs spielt sich eine chemische Reaktion ab, die äußerlich kaum zu erkennen ist. Aus dem Alkohol, der im Wein enthalten ist, entsteht nämlich eine Säure, die Essigsäure.

$C_2H_5OH + O_2 \longrightarrow CH_3COOH + H_2O$

Alkohol + Sauerstoff ⟶ Essigsäure + Wasser

Neben dem Luftsauerstoff müssen zusätzlich noch Essigsäurebakterien bei dem Vorgang mitwirken, die jedoch in der Luft enthalten sind. Sie bewirken die Oxydation des Alkohols zur Essigsäure. Im Gegensatz zu den anorganischen Säuren Salzsäure, Schwefelsäure usw. ist die Essigsäure eine organische Säure.

8.2. **Alkohol „reinigt“**

Fülle ein großes Reagenzglas zur Hälfte mit Brennspiritus und stelle es in das Becherglas mit heißem Wasser. Erhitze nun über der Spiritusflamme ein Stück Kupferdraht (aus einem elektr. Leitungsdraht). Nimm den Draht aus der Flamme. Betrachte ihn genau und tauche den Draht dann noch heiß, aber nicht glühend, in das Reagenzglas, ohne ihn in den Alkohol einzutauchen (Abb. 69). Achte auf das Kupfer!

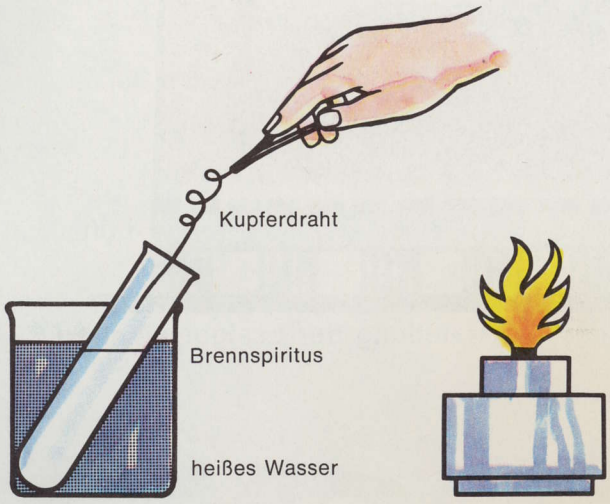


Abb. 69

Nach dem Erhitzen wird der Kupferdraht schwarz. Er hat sich mit einer Schicht aus Kupferoxid überzogen.

$2\,Cu + O_2 \longrightarrow 2\,CuO$

Kupfer + Sauerstoff ⟶ Kupferoxid

In dem Alkoholdampf, der über der Flüssigkeit das Glas ausfüllt, wird dem Kupferoxid der Sauerstoff entzogen. Dadurch erscheint wieder das rote Kupfer. Während das Kupferoxid zu Kupfer reduziert wird, oxidiert der Alkoholdampf zu Essigsäure.

$C_2H_5OH + O_2 \longrightarrow CH_3COOH + H_2O$

An diesem Versuch wird sichtbar, daß sich der Alkohol relativ leicht mit Sauerstoff verbindet. Die chemischen Vorgänge sind die gleichen, wie sie durch die Gleichungen im vorigen Versuch dargestellt worden sind.

8.3. **Speiseessig**

Untersuche den Geschmack einer Probe Speise- oder Haushaltsessig. Tauche einen Streifen blaues Lackmuspapier in den Essig!

Der Haushaltsessig hat – wie alle Säuren – den typischen sauren Geschmack, der ihnen den Namen verliehen hat. Blaues Lackmuspapier wird rot gefärbt.

Speiseessig enthält etwa 5 % Essigsäure. Wird er durch die Oxydation aus Alkohol hergestellt, so heißt er Weinessig.

In großen Mengen kann er hergestellt werden, indem man verdünnten Alkohol über Buchenholzspäne tropfen läßt. Luft, die dem Alkohol entgegenströmt, bewirkt bei Temperaturen um 30° C die Oxydation.

Neben dem Speiseessig gibt es die Essigsäure auch noch als Essigessenz und als Eisessig. Beide wirken sehr stark ätzend und sind daher gefährlich. Eisessig besteht zu 99 % aus Essigsäure. Er hat die Eigenschaft, schon bei +16° C zu einer festen, eisartigen Masse zu erstarren. Daher erhielt er auch seinen Namen. Der Essig ist die einzige Säure, die schon im Altertum bekannt war. Essigsäure ist nur eine aus einer langen Reihe organischer Säuren, die chemisch miteinander verwandt sind. Die einfachste davon ist die Ameisensäure – mit der Formel HCOOH. Zwei andere in dieser Kette sind die Palmitinsäure ($C_{15}H_{31}COOH$) und die Stearinsäure ($C_{17}H_{35}COOH$). Sie sind beide ein wesentlicher Bestandteil der Speisefette. Darum heißen alle Säuren dieser Reihe Fettsäuren. Auch die Buttersäure (C_3H_7COOH), die sich in ranziger Butter bildet, gehört zu dieser Reihe.

8.4. **Acetate – Salze der Essigsäure**

Fülle ein Reagenzglas zu einem Viertel mit Speiseessig. Gib nach und nach Soda dazu, bis kein Aufschäumen mehr zu beobachten ist. Gieße nun die Flüssigkeit in die Porzellanschale und erhitze sie über der Spiritusflamme. Wenn so viel Wasser verdampft ist, daß nur noch der Boden bedeckt ist, nimm die Schale von der Flamme (Abb. 70). Warte, bis der Rest verdunstet ist. Was beobachtest du?

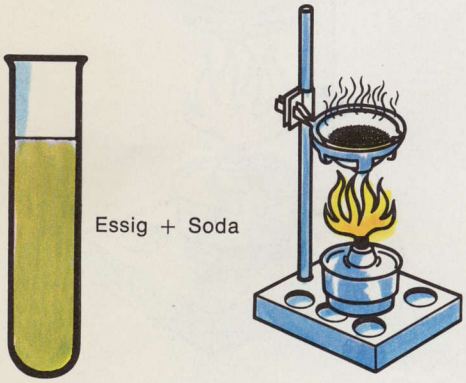


Abb. 70

Nach dem Verdunsten verbleibt in der Porzellanschale ein weißer Rückstand, der den chemischen Namen Natriumacetat führt. Die Essigsäure hat sich mit der Soda (Na_2CO_3) zum Natriumsalz der Essigsäure, dem Natriumacetat umgesetzt.

$$2\,CH_3COOH + Na_2CO_3 \longrightarrow 2\,CH_3COONa + CO_2 + H_2O$$

Essigsäure + Soda ⟶ Natriumacetat + Kohlendioxid + Wasser

Im Gegensatz zu den anorganischen Säuren (Salzsäure, Schwefelsäure usw.), bei denen der Säurewasserstoff in der Formel vor dem Rest genannt wird (HCl, H_2SO_4 usw.), steht er bei der organischen Essigsäure am Schluß der Formel. Aber auch er bewirkt die Eigenschaften der Säure. Der Rest der Essigsäure hat die Formel CH_3COO^- und führt den Namen A c e t a t. Alle Salze der Essigsäure heißen darum Acetate.

8.5. **Seifenleim aus Wachs**

Im Vers. 8.3. hast du etwas über zwei Säuren erfahren, die mit der Essigsäure chemisch verwandt sind. Es waren die Palmitin- und die Stearinsäure. Sie sind beide im Kerzenwachs enthalten. Daraus sollst du Seife gewinnen.

Fülle das Becherglas zur Hälfte mit Wasser und erhitze bis zum Sieden. Zerkleinere in der Zwischenzeit Reste einer Kerze* und fülle davon zwei Löffel in das siedende Wasser. Gib nach dem Schmelzen des Wachses einige Tropfen Natronlauge hinzu und laß weitersieden (Abb. 71). Tauche nach etwa zehn Minuten das Glasrohr in die Flüssigkeit und achte darauf, wie sie sich verhält! (Die Flüssigkeit benötigst du noch für den nächsten Versuch.)

* Sollte der Versuch nicht gelingen, mußt du ihn mit Resten einer anderen Kerze wiederholen. Heute werden Kerzen nämlich oft aus anderen Ausgangsstoffen hergestellt.

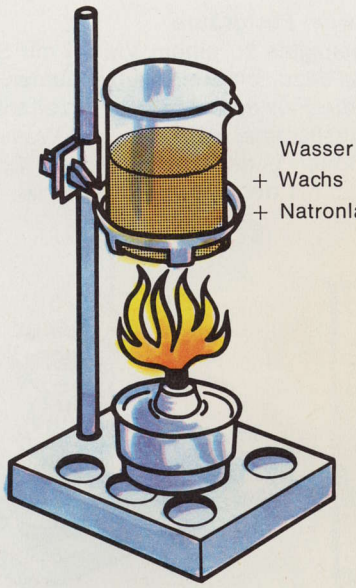


Abb. 71

In dem Becherglas bildet sich zunächst Schaum, mit Seifenschaum vergleichbar. Nach längerem Sieden entsteht eine fast farblose Masse, die auf dem Wasser schwimmt und sehr zähflüssig ist, denn am Glasstab zieht sie Fäden. Diese Masse wird S e i f e n l e i m genannt, weil daraus Seife gewonnen werden kann.
Für die chemischen Vorgänge müssen zwei Gleichungen geschrieben werden, da Palmitin- und Stearinsäure an der Umsetzung beteiligt waren.

$C_{15}H_{31}COOH$	+	$NaOH$	$\longrightarrow$	$C_{15}H_{31}COONa$	+	H_2O
Palmitinsäure	+	*Natronlauge*	$\longrightarrow$	*Natriumpalmitat*	+	*Wasser*
$C_{17}H_{35}COOH$	+	$NaOH$	$\longrightarrow$	$C_{17}H_{35}COONa$	+	H_2O
Stearinsäure	+	*Natronlauge*	$\longrightarrow$	*Natriumstearat*	+	*Wasser*

Die Salze dieser beiden Säuren heißen Palmitate bzw. Stearate. Die Natriumsalze ergeben nach weiteren Verarbeitungsgängen K e r n s e i f e. Verwendet man dagegen für die Umsetzung Kalilauge, so entsteht S c h m i e r s e i f e.

8.6. **Kernseife – selbst hergestellt**

Der Seifenleim aus dem vorigen Versuch muß noch „ausgesalzen" werden. Erhitze ihn dazu wieder über der Spiritusflamme und gib dann 3–4 Löffel Kochsalz zu dem Leim. Rühre dann gut um. Achte auf die Seife!

Beim Aussalzen bildet sich eine feste Masse, die auf der Flüssigkeit schwimmt. Sie wird S e i f e n k e r n genannt. Die Flüssigkeit darunter heißt Unterlauge.
Deine Seife unterscheidet sich natürlich von der käuflichen Fein- oder Toilettenseife. Sie wird aus den reinsten Fetten gewonnen und durch Zusatz von Parfüms auf die Wünsche der Käufer abgestimmt.

In der Technik wird Seife aus pflanzlichen oder tierischen Fetten (Palmfett, Kokosöl, Kokosfett) oder aus billigen Pflanzenölen (Leinöl, Sojaöl) hergestellt. Man unterscheidet dabei zwei Methoden, das Laugenverfahren, nach dem du gearbeitet hast, und das Carbonatverfahren. Das erste wird heute allerdings nicht mehr allzu oft angewandt.

8.7. **Essigsäure – chemisch nachgewiesen**

Fülle in ein Reagenzglas so viel Speiseessig, daß gerade der Boden bedeckt ist. Ergänze mit der drei- bis vierfachen Menge Wasser und setze so viel Soda hinzu, bis kein Schäumen mehr zu beobachten ist. Stelle dir dann eine Eisenchloridlösung her. Gib anschließend etwas von dieser Lösung zu dem verdünnten Speiseessig. Was beobachtest du?

Bei der Zugabe der Eisenchloridlösung bildet sich ein gelbbrauner Niederschlag, der sich bei längerem Stehen am Boden des Reagenzglases absetzt. Er färbt sich noch dunkler, wenn mehr Eisenchloridlösung zugefügt wird.
Durch diesen Farbumschlag kann Essigsäure in den meisten Fällen mit Eisen-III-chlorid nachgewiesen werden.

8.8. **Essig im Wein**

Mit Hilfe des Nachweises aus Vers. 8.7. kannst du die Essigsäure nachweisen, die sich beim Stehenlassen von Wein (oder Bier) bildet (vgl. Vers. 8.1.). Laß wieder eine Probe einige Tage stehen und prüfe dann wieder wie im vorigen Versuch. Du darfst aber nicht vergessen, Soda zuzufügen, da sonst der Nachweis nicht gelingt.

Die abgestandenen Bier- oder Weinproben färben sich auch braungelb bei der Zugabe der Eisenchloridlösung. Damit hast du die Essigsäure nachgewiesen.

Vielleicht untersuchst du einmal andere Erfrischungsgetränke darauf, ob sie Essigsäure enthalten. Auch die Flüssigkeit, in der Gewürzgurken eingelegt werden, läßt sich darauf untersuchen.

8.9. **Ein Pfennig verändert sich**

Lege einen alten Kupferpfennig in die Porzellanschale und übergieße ihn mit Speiseessig. Der Pfennig soll dann so liegen, daß die eine Hälfte in den Essig taucht, die andere aber frei ist (Abb. 72). Betrachte nach etwa 2–3 Tagen das Geldstück!

Abb. 72

Die eingetauchte Hälfte des Pfennigs ist blank geworden, die andere dagegen überzieht sich, besonders stark in der Nähe der Flüssigkeit, mit einer grünlichen Schicht. Auch der Essig hat sich grün gefärbt. Der Überzug ist unter dem Namen Grünspan bekannt und ist ein Gemisch aus verschiedenen Kupferacetaten. Grünspan ist giftig, und darum dürfen Speisen nicht längere Zeit in Kupfergeschirr aufbewahrt werden.

9. Chromatographie

In diesem Kapitel sollst du etwas über eine chemische Untersuchungsmethode erfahren, die, im Gegensatz zu vielen anderen, erst seit dem Beginn dieses Jahrhunderts bekannt ist. Es ist die Chromatographie, genauer gesagt, ein Teil dieses Gebietes, die **Papierchromatographie.**

Dem Chemiker stellt sich immer wieder die Aufgabe, unbekannte Stoffe zu analysieren, d. h., sie durch Zerlegung zu untersuchen. Manche dieser Untersuchungen sind leicht durchzuführen – du erinnerst dich: Stärke kann mit Jodlösung, Traubenzucker mit Fehlingscher Lösung nachgewiesen werden – andere erfordern einen beträchtlichen experimentellen Aufwand. Die Papierchromatographie nun bietet dem Chemiker eine relativ einfache Möglichkeit, ein Gemisch verschiedener Stoffe so zu trennen, daß das Vorhandensein der einzelnen Bestandteile sichtbar wird.

Die folgenden Versuche werden dir zwar noch nicht alle Feinheiten des neuen Nachweisverfahrens verdeutlichen können, aber auf jeden Fall wirst du die Grundzüge dieser Untersuchungsmethode erkennen und anwenden können.

Chemiker im Labor **Abb. 73**

9.1. **Der wandernde Tintenfleck**

Fülle das Becherglas etwa einen Finger breit mit Wasser. Schneide dir nun aus der Mitte eines Filterpapierblattes einen 10 mm breiten Streifen heraus. Tupfe mit einem Füllfederhalter 5 mm vom Rand entfernt einen Tintenklecks auf den Papierstreifen. Es genügt, wenn der Fleck einen Durchmesser von 2–3 mm hat. Hänge dann das Papier an einer aufgebogenen Büroklammer so in das Becherglas, daß es etwa 2–3 mm in das Wasser eintaucht. Der Tintenfleck darf aber nicht im Wasser sein (Abb. 74). Betrachte einige Minuten den Papierstreifen und dann wieder nach ca. 30 Minuten!

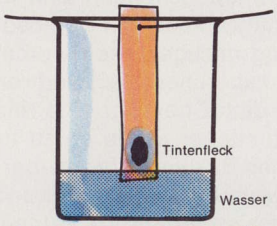


Abb. 74

Der Tintenfleck verbleibt nicht an der Stelle, wohin du ihn getupft hast. Nach etwa 30 Minuten befindet er sich etliche Zentimeter über dem Wasserspiegel.

Wenn der Papierstreifen in das Wasser taucht, so steigt es in winzigen Röhrchen, den K a p i l l a r e n , in dem Blatt auf. Dabei löst das Wasser die Tinte, und der blaue Farbstoff steigt mit auf. Nach etwa 30 Minuten ist der Vorgang beendet, und die Farbe bildet auf dem Papier nun einen breiten Streifen.

9.2. **Ein neues Laufmittel**

Wiederhole Vers. 9.1. mit einem neuen Streifen Filtrierpapier und tupfe auch wieder einen Tintenfleck auf den Streifen. Verwende aber bei diesem Versuch statt des Wassers Brennspiritus. Beobachte das Wandern des Farbpunktes!

Die Farbe steigt zwar auch mit dem Alkohol auf, doch eignet sich der Brennspiritus nicht so gut, wenn Tinte untersucht werden soll. Das Wasser ist dafür ein besseres F l i e ß m i t t e l oder L a u f m i t t e l.

Bei Untersuchungen mittels der Papierchromatographie ist es also immer wichtig, das richtige Fließmittel zu wählen.

9.3. **Ein farbiges Wettrennen**

Tupfe auf einen Streifen Filtrierpapier einen großen Fleck mit einem grünen Filzstift und befestige das Papier wieder an einer aufgebogenen Büroklammer, daß das untere Ende in den Brennspiritus taucht, der für diesen Versuch als Fließmittel benutzt werden soll. Betrachte **genau** nach etwa 20 Minuten den Papierstreifen!

Wenn der Farbfleck etwa 4–5 mm mit dem Fließmittel aufgestiegen ist, so ist er plötzlich nicht mehr einheitlich grün, sondern zwei neue Farbstoffe werden sichtbar. Die ursprüngliche Farbe grün ist gar nicht mehr zu erkennen. Dafür bemerkst du im unteren Teil einen blauen Farbstreifen und darüber einen gelben.

Du hast jetzt deine erste Untersuchung mit Hilfe der Papierchromatographie durchgeführt. Die Farbe des grünen Filzschreibers besteht nicht aus e i n e r chemischen Verbindung, sondern aus zwei verschiedenen. Das wird sichtbar durch die neuen Farben blau und gelb, die gemischt grün ergeben.

Damit hast du den Vorteil der Papierchromatographie entdeckt: Durch dieses einfache Verfahren können verschiedene chemische Substanzen aufgetrennt werden. Die Trennung wird deshalb sichtbar, weil jeder der beiden Farbstoffe eine andere Fließgeschwindigkeit hat.

9.4. **Ein Trick vervollständigt die Untersuchung**

Trage für diese Untersuchung einen Tropfen einer Eisen-III-chlorid-Lösung auf einen Streifen Filtrierpapier auf. Verwende als Fließmittel Wasser. Stelle dir in der Zeit, in der das Fließmittel aufsteigt, eine Lösung von gelbem Blutlaugensalz in Wasser her. Betrachte nach etwa 20 Minuten das Ergebnis des Versuches. Tränke einen Wattebausch mit der Blutlaugensalzlösung und streiche damit über das Filtrierpapier! (Die beiden verwendeten Lösungen benötigst du noch für den nächsten Versuch.)

Das Papier färbst sich im obersten Teil intensiver, darunter aber nur schwach blau. Es entsteht, wie du schon gelernt hast, die Verbindung Berlinerblau.

Viele Untersuchungssubstanzen sind farblos, so daß sie auf dem Papier nicht erkannt werden. Nach der Beendigung des Versuches muß deshalb eine geeignete chemische Verbindung verwendet werden, die die Fließmittelfront sichtbar macht. Da diese Verbindung meistens mit einem Zerstäuber aufgesprüht wird, nennt man sie S p r ü h m i t t e l. Als Sprühmittel eignen sich u. a. die Verbindungen mit den wohlklingenden Namen Bromphenolblau, Bromkresolgrün und Chlorphenolrot.

9.5. **Eine Fingerabdruckkartei**

Nach der anstrengenden Arbeit der Untersuchungen sollst du dich nun für einen Augenblick bei einem interessanten Versuch erholen. Du benötigst dafür einen Bogen weißes Schreibpapier.

Feuchte deinen Daumen und danach auch die anderen Finger mit einem Wattebausch an, der mit Eisen-III-chlorid-Lösung getränkt ist. Drücke die Finger nacheinander auf den weißen Bogen und laß die feuchten Flecke trocknen. Reibe anschließend mit einem anderen Wattebausch, der mit Blutlaugensalzlösung getränkt worden ist, über das Papier (Abb. 75)!

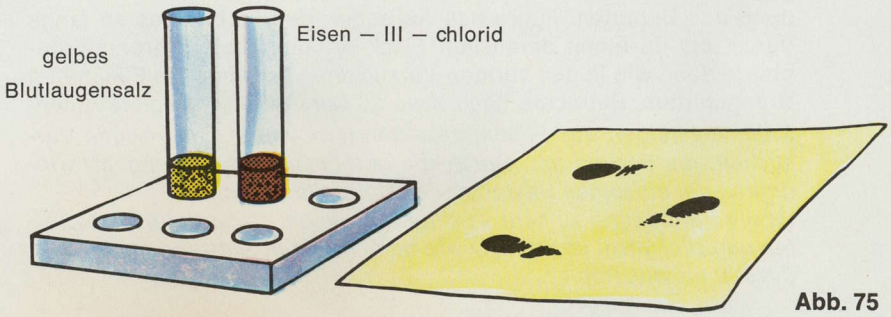


Abb. 75

Nach dem Bestreichen werden die Fingerabdrücke sichtbar, die vorher nicht mehr zu erkennen waren. Dort, wo die Eisen-III-chlorid-Lösung eingetrocknet ist, bildet sich Berlinerblau, wenn gelbes Blutlaugensalz hinzu kommt.

Auf diese Weise kannst du dir leicht eine Kartei der Fingerabdrücke deiner Freunde und Bekannten herstellen, ohne daß irgend jemand blaue Finger bekommt.

9.6. **Entscheidung durch ein Wettrennen**

Die Erkenntnisse, daß verschiedene Farben durch die Papierchromatographie getrennt werden können, sollst du in diesem Versuch anwenden.

Trage auf einen Streifen Filtrierpapier **übereinander** starke Punkte mit verschiedenen Farbstiften auf, so daß nur ein dunkler Fleck entsteht. Tauche dann den Streifen wie bei den anderen Versuchen in das Fließmittel. Für diesen Versuch muß es wieder Brennspiritus sein. Beobachte nach etwa 25 Minuten!

Der ursprünglich dunkle Fleck fächert sich in immer mehr Farben auf, je weiter das Fließmittel aufsteigt. Schließlich erkennst du alle Bestandteile der einzelnen Farbstifte wieder. Auch bei diesem Versuch führt die unterschiedliche Fließgeschwindigkeit der einzelnen chemischen Verbindungen zu einer Trennung.

9.7. **Farbschweif im Becherglas**

Verwende für diesen Versuch einen Streifen Filtrierpapier von etwa 2–3 cm Breite. Trage jetzt Punkte der verschiedenen Farbstifte nicht auf einen Fleck wie im vorigen Versuch, sondern nebeneinander, so daß alle Farben zur gleichen Zeit mit dem Fließmittel Brennspiritus aufsteigen. Der Abstand zwischen den einzelnen Farbpunkten soll etwa 5 mm betragen.

Nach etwa einer halben Stunde haben alle Farben fast den oberen Rand des Filterpapiers erreicht. Die Bestandteile der einzelnen Stifte sind zum Teil schon auf dem Weg zurückgeblieben, so daß sich das Filtrierpapier mit einem ganzen Bündel farbiger Streifen überzogen hat.

9.8. **Gelöste Farben zerlegt**

Auch in einer Lösung kannst du einzelne Bestandteile bestimmen. Gib in die Porzellanschale einige Tropfen Brennspiritus und tauche dann verschiedene Filzschreiber in den Alkohol, bis du eine tiefdunkle Lösung hergestellt hast. Tauche das Glasrohr in diese Lösung und tupfe einen sehr kleinen Tropfen an den unteren Rand des Filtrierpapiers. Warte, bis er eingetrocknet ist, und wiederhole dann das Betupfen. Führe das Auftragen des Farbstoffes so lange durch, bis du einen deutlichen Fleck erhalten hast. Chromatographiere dann wie in den vorigen Versuchen. Verwende als Fließmittel Brennspiritus. Betrachte nach etwa 20 Minuten den Papierstreifen!

Beim Aufsteigen des Fließmittels wandern, wie in den vorigen Versuchen, die Farben mit. Durch die unterschiedliche Fließgeschwindigkeit der einzelnen Bestandteile erfolgt die Trennung.

Ist die Farblösung zu sehr verdünnt gewesen, so sind die Farbstreifen natürlich nicht so intensiv wie beim direkten Auftragen mit einem Filzstift auf das Papier.

9.9. **Blattgrün chromatographiert**

In Vers. 6.28. hast du bereits das Blattgrün in Chlorophyll, Carotin und Xanthophyll zerlegt. Auch durch die Papierchromatographie ist diese Trennung möglich.

Ziehe wie in Vers. 6.27. und 6.28. das Blattgrün mit Spiritus aus einem Blatt und laß wieder den größten Teil des Alkohols verdampfen. Tupfe nun wie im vorigen Versuch die Farblösung auf einen Streifen Filtrierpapier und tauche das Papier in das Fließmittel Alkohol!

Schon nach etwa zehn Minuten ist die Trennung des Blattgrüns in Chlorophyll und die beiden anderen Verbindungen sichtbar geworden. Das Chlorophyll hat eine geringere Fließgeschwindigkeit als die anderen Farbstoffe. Es verbleibt deshalb als grüner Streifen unter dem gelbbraunen, der aus Carotin und Xanthophyll besteht.

9.10. **Farbstoff der Karotten**

In der Chromatographie bedient sich der Chemiker zur Bestimmung einer unbekannten Substanz oft einer bekannten Vergleichsverbindung. Eine solchen Vergleich kannst du auch durchführen, wenn du den Saft einer Karotte bis auf wenige Tropfen verdampfen läßt. Tupfe nun auf einen Papierstreifen Blattgrünlösung aus dem vorigen Versuch, auf den anderen Wurzelsaft (Karottensaft). Tauche dann beide Streifen gleichzeitig so weit in das Fließmittel ein, daß der Farbfleck in der gleichen Höhe über dem Alkohol steht. Betrachte dann nach 20 Minuten!

Der Farbstoff des Karottensaftes ist in der gleichen Zeit ebenso hoch gestiegen wie die gelbe Farbe aus dem Blattgrün. Damit ist der Beweis erbracht, daß es sich nun um dieselben Verbindungen handelt. Tatsächlich ist in den Karotten die chemische Verbindung Carotin zu einem großen Teil enthalten. Dadurch wird auch die gelbrote Farbe hervorgerufen.

10. Kunststoffe

Kein anderer Werkstoff hat das Leben in unserer Zeit so nachhaltig beeinflußt wie die Kunststoffe. Man könnte deshalb schon fast von einem „Zeitalter der Kunststoffe“ sprechen. Was wir auch ansehen oder anfassen, ob im Haushalt, auf der Straße, in Verkehrsmitteln oder in Bürohäusern: Mehr oder weniger deutlich treten die Kunststoffe in Erscheinung, und fast überall haben sie ihre Bedeutung erlangt. Was heute üblicherweise „Kunststoff“ genannt wird, muß in drei große Gruppen eingeteilt werden:

Kunststoffe: Der Chemiker bezeichnet als Kunststoffe jene künstlich hergestellten chemischen Verbindungen, die häufig die „klassischen“ Werkstoffe Metall, Holz, Stein, Glas und Porzellan ersetzen.

Kunstfasern: Sie entsprechen in ihrem chemischen Aufbau den Kunststoffen, aus denen sie zu Fasern versponnen werden. Es sind allerdings nicht alle Kunststoffe zum Verspinnen geeignet.

„Ungeformte“ Kunststoffe: Diese chemischen Verbindungen machen auch einen beträchtlichen Anteil der Kunststoffe aus, doch treten sie kaum als solche hervor. Zu dieser Gruppe gehören Klebstoffe, Lacke, Leime und viele Hilfsstoffe zur Veredelung von Papier, Textilien usw.

Dieses Kapitel beschäftigt sich im wesentlichen mit den Kunststoffen im engeren Sinne, also denen, die in der ersten Gruppe genannt wurden.

Eigentlich ist der Begriff „Kunststoffe“ irreführend, wenn er als Gegensatz zu den natürlichen Stoffen angesehen wird. Denn typische „Naturstoffe“ sind eigentlich gar nicht so „natürlich“. Eisen, Messing, Aluminium, Porzellan und Leder, um nur einige zu nennen, werden stets als „Naturstoffe“ bezeichnet. Sie kommen aber in der Natur in dieser Form nicht vor, sondern sie müssen erst durch künstliche Verfahren aus den Grundstoffen hergestellt werden.

Auf Grund einer speziellen Eigenschaft der Kunststoffe, sich plastisch formen zu lassen, geht man allmählich dazu über, den Begriff der „Plaste“ anstelle der Bezeichnung Kunststoffe zu verwenden. (Das Wort „Plastik“ ist dir bestimmt bekannt.) Doch es wird sicherlich noch lange dauern, bis sich „Plaste“ durchgesetzt hat.

Formteile aus Kunststoffen

10.1. Gemeinsame Grundstoffe

Halte mit einer Pinzette nacheinander ein Stück Würfelzucker und etwas Watte für einen Augenblick in die Flamme des Teelichts. Achte auf die Veränderung der beiden Stoffe!
Streue dann etwas Zigarren- oder Zigarettenasche auf den Zucker und verbrenne ihn. Die Watte brennt auch ohne Asche.

Halte über die verbrennenden Stoffe ein mit kaltem Wasser gefülltes Reagenzglas. Es muß trocken sein. Achte auf das Glas!

Der Zucker und die Watte verkohlen zunächst in der Flamme, später verbrennen sie. An der Außenwand des Reagenzglases bildet sich ein feiner Wasserniederschlag. Der schwarze Verbrennungsrückstand ist Kohlenstoff. Damit hast du nachgewiesen, daß beide Stoffe das chemische Element (Grundstoff) Kohlenstoff enthalten. Der Wasserniederschlag soll als Beweis gelten, daß in beiden Verbindungen Wasserstoff und Sauerstoff enthalten sind. Denn Wasser mit der Formel H_2O besteht ja aus diesen beiden Elementen. Aus der Analyse dieser beiden Stoffe erkennen wir also, daß Watte und Zucker aus den gleichen Stoffen aufgebaut sind. Welche chemischen Unterschiede aber bestehen, erfährst du im nächsten Versuch.

10.2. Makromoleküle

Löse in einem Reagenzglas mit Wasser ein Stück Zucker. Versuche dasselbe mit etwas Watte im anderen Reagenzglas. Vergleiche die beiden chemischen Verbindungen miteinander.

Der Zucker löst sich nach kurzer Zeit völlig im Wasser. Man erkennt sein Vorhandensein nur noch am süßlichen Geschmack der Lösung. Die Watte dagegen ist völlig unlöslich, auch wenn du Wochen warten würdest.

Rohrzucker, den du verwendest, hat die Formel $C_{12}H_{22}O_{11}$. Er kann aus zwei Molekülen Traubenzucker – auch Glukose mit der Formel $C_6H_{12}O_6$ genannt – gebildet werden. Dabei wird Wasser abgespalten.

$$2\,C_6H_{12}O_6 \longrightarrow C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O$$

Da der entstandene Zucker aus zwei Molekülen Glukose gebildet wurde, kann man ihn auch als „zweifachen" Zucker bezeichnen. Das griechische Wort für zweifach heißt „dimer".

Wenn sich nun Glukose zu Doppelmolekülen zusammenschließen läßt, so kannst du dir vorstellen, daß auch noch mehrere davon zusammentreten zu einem viel größeren Molekül. Das ist bei der Watte geschehen. Dort haben sich ca. 1000 Glukosemoleküle zu einem riesigen Z e l l u l o s e m o l e k ü l zusammengeschlossen; dabei wurde jeweils ein Molekül Wasser abgespalten.

Den Zusammenschluß von Molekülen unter Wasserabspaltung bezeichnet man als K o n d e n s a t i o n.

Da Watte chemisch nichts anderes ist als Zellulose, wissen wir, daß diese aus riesigen Molekülen besteht. Man spricht in der Chemie allerdings nicht von Riesenmolekülen, sondern man nennt sie Makromoleküle. Die Formel für ein Makromolekül Zellulose lautet:

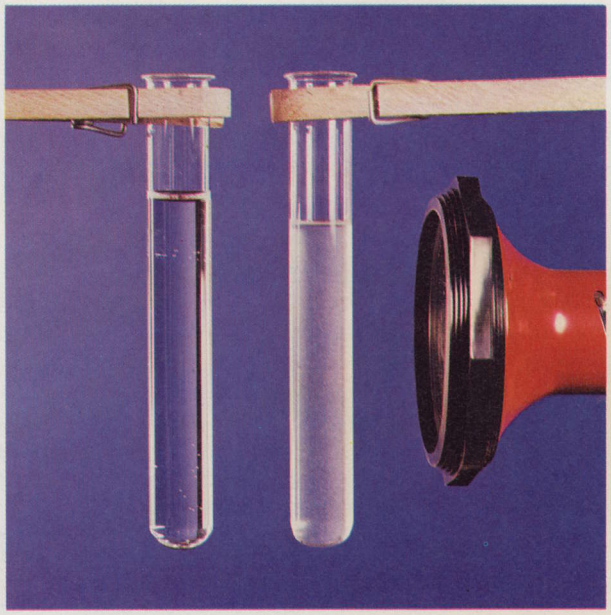
$$(-C_6H_{10}O_5-)_{1000}$$

Aus dieser Formel kannst du ablesen, daß der Grundbaustein Glukose 1000mal aneinandergereiht ist.
Wenn wir vorher bei dem Zucker von einer zweifachen oder dimeren Verbindung gesprochen haben, so müssen wir bei der Zellulose von einer „vielfachen" sprechen. Die griechische Übersetzung dafür lautet „polymer".
Verbindungen, die durch den Zusammenschluß sehr vieler Grundeinheiten entstanden sind, bezeichnet man als Polymere.
Die Silbe „poly" in vielen Kunststoffnamen deutet auf die polymeren Verbindungen hin.

10.3. Tyndall-Effekt

Löse etwas Papierkleber (Tapetenkleister) in Wasser. Unter Umständen mußt du eine Zeitlang schütteln. Laß dann den Strahl einer Taschenlampe, den du vorher mit einer Lochblende verkleinerst, in einem verdunkelten Raum auf das Reagenzglas fallen. Führe diesen Versuch auch mit Zuckerlösung durch.

Der Kleister löst sich nach einiger Zeit vollständig im Wasser auf. Der feine Lichtstrahl der Taschenlampe ist im Glas als dünner, heller Streifen zu erkennen. Die Zuckerlösung zeigt diesen Effekt nicht.
Der Kleister ist chemisch eine verwandte Verbindung der Zellulose. Sie heißt Methylzellulose. Die Makromoleküle der Methylzellulose lassen das Licht in der Lösung sichtbar werden. Diese Erscheinung bezeichnet man als Tyndall-Effekt. Die Zuckermoleküle sind dazu zu klein.



Je größer ein Makromolekül ist, desto stärker ist der Tyndall-Effekt. Mit dem Wissen, das du dir durch diese Versuche mit Naturstoffen erworben hast, kann nun die Erklärung des Begriffs „Kunststoffe" noch erweitert werden. Für sie treffen nämlich dieselben Molekül-eigenschaften zu.

Kunststoffe sind makromolekulare Verbindungen.

10.4. **Schwimmprobe**

Fülle in einen Topf oder eine kleine Schüssel etwa 1 Liter Wasser. Lege dann alle 6 Kunststoffstäbe in das Wasser, die diesem Experimentierkasten beigegeben sind. Was beobachtest du?

5 der Stäbe gehen in Leitungswasser unter, und nur einer schwimmt auf der Oberfläche. Dieser eine Stab ist sehr leicht.

Das spezifische Gewicht (Dichte) dieses Stabes ist kleiner als das des Wassers. Falls du es noch nicht kennst: Mit der Dichte gibt man an, wie schwer ein cm^3 eines Stoffes ist. Wasser von 4° C hat die Dichte 1,0, das bedeutet, daß ein cm^3 1 g wiegt. Da dieser Stab schwimmt, muß seine Dichte geringer sein als 1. Sie beträgt 0,918, ein cm^3 wiegt also 0,918 g.
Der Stoff besteht aus dem Kunststoff P o l y ä t h y l e n. Er ist einer der leichtesten Kunststoffe.

Kennzeichne den Stab, z. B. durch einen Aufkleber, mit dem Namen des Kunststoffs. Nimm ihn dann aus dem Wasser, laß aber die anderen darin. Ihr spezifisches Gewicht sollst du im nächsten Versuch bestimmen.

10.5. **Schweres Salzwasser**

Gib in das Wasser, in dem die 5 Stäbe liegen, mit einem Eßlöffel nach und nach Kochsalz (Haushaltssalz). Rühre nach jedem Löffel voll gut um, damit kein Salz am Boden liegenbleibt.
Die zunehmende Trübung des Wassers rührt vom Kochsalz her. Unterbrich nach der Zugabe von ca. 4 Eßlöffeln voll Salz den Versuch. Was fällt dir auf?

Während jetzt ein Stab auf der Oberfläche des Wassers schwimmt, bleiben die übrigen noch am Boden liegen. Der weiße Stab, der jetzt schwimmt, besteht aus P o l y s t y r o l. Nimm diesen Kunststoff aus dem Wasser und kennzeichne ihn.

Wenn Salz in Leitungswasser gelöst wird, so erhöht sich das spezifische Gewicht des Wassers oder, genauer gesagt, das der Lösung. Der griechische Mathematiker und Physiker Archimedes (287 bis 212 v. Chr.) hat schon herausgefunden, daß ein Körper im Wasser schwebt, wenn er ebenso schwer ist wie das Gewicht des Wassers, das er verdrängt. Er schwimmt, wenn sein Gewicht kleiner ist als das Gewicht des Wassers, das er verdrängt.

Da jetzt der Stab in der schweren Kochsalzlösung schwimmt, muß sein Gewicht geringer sein als das des verdrängten Wassers. Und so ist es auch: Das Polystyrol hat ein spezifisches Gewicht von 1,04, das Salzwasser etwa von 1,045.

10.6. Dichtebestimmung mit Salzlösung

Verfahre nun mit den restlichen Stäben wie im vorigen Versuch. Sowie ein Stab nach weiterer Kochsalzzugabe schwimmt, unterbrich wieder den Versuch.

Nach ca. 5 Eßlöffeln voll Kochsalz zu dem Leitungswasser schwimmt ein durchsichtiger, glasklarer Kunststoffstab mit dem spezifischen Gewicht 1,05 auf der Salzlösung. Er besteht ebenfalls aus Polystyrol wie der vorige. Zum Unterschied solltest du diesen Stab mit der Aufschrift „Polystyrol II" kennzeichnen, beim vorigen solltest du entsprechend eine „I" hinter den Namen des Kunststoffs schreiben. Warum diese beiden Stäbe, die beide aus Polystyrol bestehen, so verschieden aussehen, und welche weiteren Eigenschaften sie besitzen, erfährst du in den späteren Versuchen.
Der andere durchsichtige Stab schwimmt nach etwa 6 Löffeln voll Salz oben. Dieser Stab besteht aus dem Kunststoff mit dem schwierigen Namen Styrol-Acrylnitril-Copolimerisat. Eine international gebräuchliche Abkürzung für diese chemische Verbindung lautet SAN, abgeleitet von den Anfangsbuchstaben der Wörter **S**tyrol-**A**cryl**n**itril. *Dieser Kunststoff hat das spezifische Gewicht 1,08. Kennzeichne auch diesen Stab.*
Die beiden letzten Stäbe, die auch nach weiterer Zugabe von Kochsalz nicht schwimmen, haben ein verhältnismäßig hohes spezfisches Gewicht. Der eine davon, gelblich mit glänzender Oberfläche, besteht aus Polyamid 6. Dieser Kunststoff besitzt ein spezifisches Gewicht von etwa 1,13–1,15.
Der letzte Stab – er ist sehr biegsam – ist aus Polyvinylchlorid gefertigt, das bekannter ist unter der Abkürzung PVC. Er hat das spezifische Gewicht 1,38.

Kunststoff	Dichte $\frac{g}{cm^3}$
Polyäthylen	0,918
Polystyrol I	1,04
Polystyrol II	1,05
Styrol-Acrylnitril-Copolimerisat	1,08
Polyamid 6	1,13–1,15
Polyvinylchlorid	1,38
Polypropylen	0,896
Ungesättigte Polyester	1,219

Durch diese Versuchsreihe hast du die Dichte einiger Kunststoffe erfahren. In der Tabelle findest du sie noch einmal mit einigen anderen Kunststoffen zusammengestellt.
Wenn man neben diese Werte die Dichten einiger Metalle stellt, so wird gleich deutlich, daß die Kunststoffe den Metallen gegenüber einen großen Vorteil besitzen: Sie sind nämlich sehr viel leichter.

Metall	Dichte $\frac{g}{cm^3}$
Aluminium	2,7
Zink	7,1
Eisen	7,8
Kupfer	8,9
Silber	10,5
Blei	11,3

Du kannst dir nun sicherlich vorstellen, warum ein Eimer aus Polyäthylen im Haushalt lieber verwendet wird als einer z. B. aus Zink: Der Zinkeimer ist leer etwa 8 mal schwerer als der Kunststoffeimer. Daneben spielen natürlich noch andere Vorzüge der Kunststoffe eine entscheidende Rolle. Eine solche Eigenschaft ist z. B. die Korrosionsbeständigkeit. Doch über weitere Eigenschaften später mehr.

10.7. Oberflächenhärte

Besorge dir einen Nagel. Ritze dann mit der Spitze nacheinander über alle Stäbe. Versuche möglichst mit dem gleichen Druck über alle Kunststoffe zu kratzen. Was stellst du fest? Probiere dann umgekehrt mit der Spitze eines Stabes (oder mehrerer) ein Stück Blech einer Dose zu ritzen.

Alle Kunststoffe erhalten mehr oder weniger tiefe Kerben. Am leichtesten scheint sich Polyäthylen ritzen zu lassen, am schwersten das Polyamid 6.

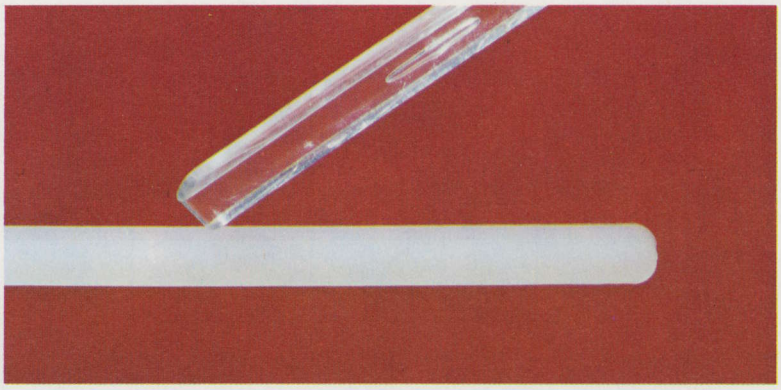
Das Metall läßt sich von den Kunststoffen gar nicht ritzen. Es ist also im Vergleich zu den Kunststoffen sehr viel kratzfester. Anders ausgedrückt kann man sagen, daß die Oberflächengüte der Metalle größer ist. Trotzdem sind Kunststoffe im täglichen Gebrauch den Metallen in vielen Fällen überlegen: Sie lassen sich zwar verhältnismäßig leicht zerkratzen, doch die Kratzer verwischen sich allmählich wieder, so daß bald keine Spur davon zu erkennen ist.

10.8. Harte und weiche Kunststoffe

Versuche nun etwas über die Härte der Kunststoffstäbe zu erfahren. Ritze mit einer Kante des Polystyrol I-Stabes den Polyäthylen-Stab und untersuche, ob ein Kratzer zurückbleibt. Verfahre dann in umgekehrter Weise.

Das Polystyrol I hinterläßt auf dem Polyäthylen einen Kratzer, umgekehrt ist aber nichts zu erkennen. Daraus kannst du schließen, daß Polyäthylen weicher ist als Polystyrol.
Versuche anschließend durch gegenseitiges Kratzen aller Stäbe herauszufinden, welcher Kunststoff der weichste und welcher der härteste ist. Trage das Ergebnis in die Tabelle ein.

2



sehr weich

sehr hart

Die technischen Verfahren zur Härtebestimmung sind wesentlich komplizierter. Doch mit dieser einfachen Untersuchung kannst du schon einige deutliche Unterschiede zwischen den einzelnen Kunststofftypen herausfinden.

10.9. **Elastische Kunststoffe**

Halte den Polyäthylenstab so an der Tischkante fest, daß etwa die Hälfte des Stabes über die Kante hinausragt. Drücke nun mit der anderen Hand mehrere Male fest auf das freie Ende. Beobachte jedes Mal, wie sich der Stab verhält.

Verfahre mit den anderen Stäben ebenso wie mit dem Polyäthylen. Vergleiche die Elastizität der Stäbe untereinander.

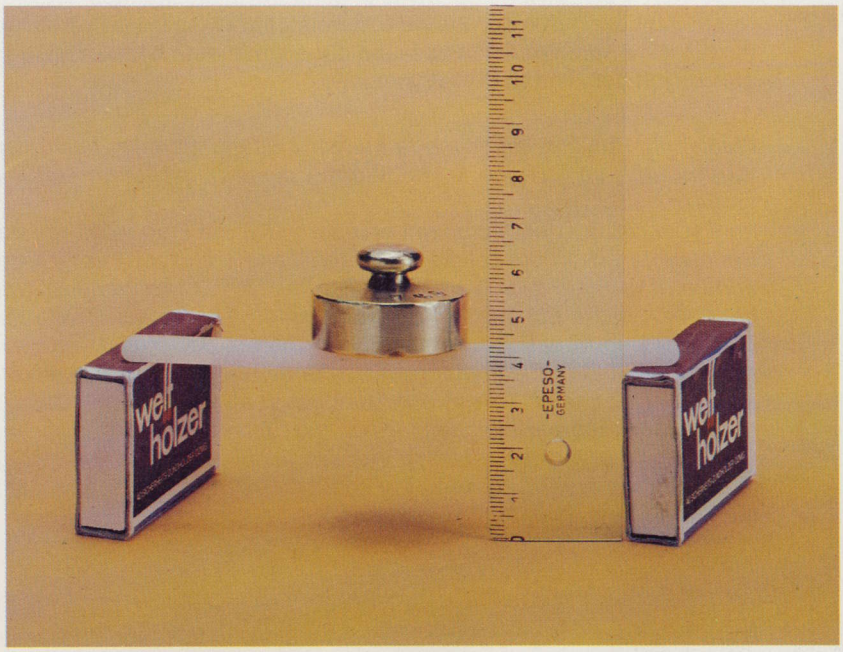
Der Stab aus Polyäthylen läßt sich ziemlich leicht verbiegen. Er nimmt aber zunächst wieder die ursprüngliche Form an, d. h., er streckt sich wieder. Erst nach etlichen Versuchen verformt („verbiegt") er sich etwas. Die Eigenschaft eines Stoffes, nach dem Verformen durch eigene Kraft wieder in den alten Zustand zurückzukehren, bezeichnet man als Elastizität. Das Polyäthylen ist also bis zu einer bestimmten Krafteinwirkung elastisch. Ideal wäre es aber, wenn der Kunststoff immer wieder, wenn die Kraft nicht mehr wirkt, seine alte Form einnimmt.

Das Gegenteil von elastisch ist übrigens plastisch. Knetgummi z. B. ist sehr plastisch, weil es bei dem Einwirken einer Kraft seine Form bleibend verändert.

Alle anderen Stäbe lassen sich nur sehr wenig „verbiegen". Im täglichen Sprachgebrauch würde man sagen, sie sind „härter" als Polyäthylen. Doch richtig mußt du nun sagen, daß sie elastischer sind. Denn nach dem Fortfall der einwirkenden Kraft nehmen sie vollständig die alte Form wieder ein.

10.10. **Elastizität im Vergleich**

Ein genaueres Verfahren zur Untersuchung der Elastizität dieser Kunststoffe kannst du selbst ausprobieren. Lege nacheinander alle Stäbe zwischen zwei Klötze. Du mußt aber darauf achten, daß der Abstand zwischen beiden Unterlagen immer gleich groß ist. Miß nun mit einem Lineal möglichst genau, wie hoch die Stabunterkante vom Tisch entfernt ist. Belaste dann die Stäbe mit einem Gewicht (Stein o. ä.). Stelle durch Ablesen am Lineal fest, ob und wie weit sich ein Stab durchbiegen läßt. Nimm dann nach einer bestimmten Zeit (ca. 3 Min.) das Gewicht ab. Miß nun genau, wie weit sich der Stab nach einer festgelegten Zeit (wieder 3 Min.) zurückbiegt. So erhältst du einen recht genauen Vergleich der verwendeten Kunststoffe untereinander.



Die Elastizität eines Kunststoffes sagt natürlich nichts über die Qualität aus. Wenn z. B. für die Herstellung von Waschschüsseln und Eimern Polyäthylen verwendet wird, so kommt es nur darauf an, für diesen Zweck ein geeignetes Material zu finden, das sonst allen Anforderungen genügt. Stellt man aber ein Zahnrad für einen Motor aus Polyamid her, so werden an diesen Gegenstand ganz andere Anforderungen gestellt. Er muß also für diesen Zweck aus einem dafür geeigneten Material produziert werden.

In der folgenden Tabelle sind einige Stoffe (zum Vergleich auch Metalle) nach der zunehmenden Elastizität geordnet.

Blei	geringe Elastizität
Aluminium	↓
Polyäthylen	
Kupfer	
Polystyrol I	
Polyamid	
Stahl	
Polyvinylchlorid	
Polystyrol II	
Unverstärktes Polyesterharz	
Verstärktes Polyesterharz	sehr hohe Elastizität

Du ersiehst aus der Tabelle, daß es inzwischen Kunststoffe gibt, die elastischer sind als Stahl.

10.11. **Temperaturabhängige Eigenschaften**

Lege den Polyäthylenstab etwa 3 Minuten in kochendes Wasser. Nimm ihn dann mit einer Zange o. ä. aus dem Wasser und versuche, ihn hin- und herzubiegen. Fasse ihn dabei mit einem Lappen an. Vergleiche mit dem kalten Polyäthylen.

Wenn sich Polyäthylen schon in kaltem Zustand ziemlich leicht verformen läßt, so ist dies in der Wärme in noch größerem Umfang möglich.
Im Gegensatz zu den Metallen verändern sich die Eigenschaften der Kunststoffe schon bei relativ niedrigen Temperaturen. Kupfer, Aluminium und Stahl z. B. verhalten sich bei 100° C fast genauso wie bei 20° C. Diese Eigenschaft der Kunststoffe liegt in der Größe der Moleküle begründet: Du hast bereits erfahren, daß Kunststoffe aus Makromolekülen zusammengesetzt sind. Diese Riesenmoleküle liegen bei normaler Temperatur ziemlich fest aneinander. Bei zunehmender Temperatur aber wird der Zusammenhalt zwischen ihnen geringer. Dadurch lassen sie sich leicht „verschieben", wenn in der Wärme eine Kraft darauf ausgeübt wird. Das macht sich dann als Verformung des Stabes bemerkbar.

10.11.1.

Lege auch die übrigen Stäbe etwa 3 Minuten in kochendes Wasser und biege sie ebenso wie das Polyäthylen. Vergleiche.

Das Polyamid 6 läßt sich nach dem Polyäthylen am besten verformen, dann, etwas schlechter, das Polystyrol II. Bei den anderen Stäben ist auf diese Art keine Änderung festzustellen. Das bedeutet allerdings nicht, daß sich bei ihnen die Eigenschaften in der Wärme nicht ändern. Sie müßten nur auf etwa 120° C–150° C erwärmt werden, bevor sie sich leichter verformen lassen.
Dir wird jetzt sicher klar, daß sich aus diesem Verhalten der Kunststoffe in der Wärme ein engerer Verwendungsbereich ergibt. Sie können also nur dort eingesetzt werden, wo Temperaturen von 80° C bis 100° C nicht überschritten werden. Doch auch das ist häufig schon zu hoch. Dir leuchtet sicher ein, daß man Abflußrohre aus Polyäthylen im Haushalt nicht verwenden kann. Sie könnten sich, wenn heißes Wasser ausgegossen wird, leicht verformen. Polyvinchlorid eignet sich für diese Zwecke erheblich besser.

Neben dem Polyäthylen, das sich beim Erwärmen leicht verformt, gibt es aber auch solche Kunststoffe, die erheblich höheren Temperaturen ausgesetzt werden können, ohne ihre speziellen Eigenschaften zu verlieren. Dazu gehört z. B. das Polytetrafluoräthylen, das bekannter ist unter dem Namen Teflon® Es kann immerhin bis zu einer Temperatur von ca. 300° C verwendet werden, ohne daß nennenswerte Änderungen der speziellen Eigenschaften auftreten.

10.11.2.

Wie sich Kunststoffe in der Wärme verhalten, hast du nun zum Teil erfahren. Auch in der Kälte ändern sich die Eigenschaften. Um das zu untersuchen, lege den Polyäthylenstab etwa 1 Stunde in das Eisfach eines Kühlschranks. Versuche danach, den Kunststoff mit den Händen zu biegen.

Das Polyäthylen läßt sich im kalten Zustand nicht so gut verformen wie im warmen. Die Erklärung dafür fällt dir sicher selbst ein, wenn du noch einmal Versuch 10.11.1. durchliest. Mit zunehmender Kälte wird nämlich der Zusammenhang zwischen den Makromolekülen immer größer. Dadurch wird auch die Verformungsmöglichkeit geringer. Bei tiefen Temperaturen werden Kunststoffe „spröde", eine Erscheinung, die man auch vom Stahl kennt. Dort tritt diese Eigenschaft aber erst um –50° C auf.

10.11.3.

Wenn du eine genaue Übersicht über das Verhalten der Kunststoffe bei verschiedenen Temperaturen gewinnen willst, so kannst du die Stäbe wie in Vers 10.11.1. einmal bei Zimmertemperatur, dann nach dem Erhitzen und schließlich nach dem Abkühlen im Eisfach untersuchen. Auf diese Art erhältst du – in Form einer Tabelle – das Verhalten einiger Kunststoffe bei unterschiedlichen Temperaturen.

10.11.4.

Noch einmal sollst du eine spezielle Eigenschaft der Kunststoffe erproben. Lege den Polyäthylenstab etwa 3 Minuten in kochendes Wasser. Nimm ihn dann heraus (Vorsicht, nicht verbrennen) und biege ihn soweit, daß die beiden Enden aneinanderliegen. Laß ihn dann in dieser Stellung abkühlen. Das kannst du beschleunigen, indem du kaltes Wasser darüberlaufen läßt.

In der Hitze läßt sich Polyäthylen, wie du bereits gelernt hast, sehr gut verformen. Läßt beim Abkühlen die einwirkende Kraft aber nicht nach, so bleibt der Kunststoff in diesem Zustand. Er streckt sich nicht mehr. Beim Erwärmen lassen sich die Moleküle leicht verschieben. Kühlen sie dann in dieser „verschobenen" Stellung ab, so bleiben die Moleküle in diesem Zustand liegen. Sie „frieren ein".

10.11.5.

Wirf den gebogenen Polyäthylenstab wieder in heißes Wasser. Achte darauf, wie er sich verhält.

Beim erneuten Erhitzen streckt sich der Stab wieder, er nimmt also seine alte Form wieder ein. Diese Eigenschaft bezeichnet man als Rückerinnerungsvermögen.
Die Moleküle, die nach dem Abkühlen in einem „unnormalen" Zustand verharrten, haben beim Erhitzen das Bestreben, den alten Zustand wiederherzustellen. Deshalb wird der Stab durch die Kräfte, die die Moleküle im Innern ausüben, wieder weitgehend in die alte Form zurückgebogen.
Wie du leicht mit dem Polyamidstab nachprüfen kannst, ist dieses Verhalten auch bei anderen Kunststoffen festzustellen.

10.12. **Wärmeleitfähigkeit**

Besorge dir eine lange Nadel oder, noch besser, eine Stricknadel. Halte dann die Nadel und einen der Stäbe so in heißes Wasser, daß deine Hände an beiden Gegenständen gleich weit vom Wasser entfernt sind. Was fällt dir auf?

Nach kurzer Zeit wird die Stahlnadel warm und schließlich so heiß, daß du sie aus der Hand legen mußt. Am Kunststoffstab dagegen ist fast keine Temperaturerhöhung festzustellen. Mit diesem einfachen Versuch hast du noch eine spezielle Eigenschaft der Kunststoffe erkannt, nämlich ihre sehr geringe Wärmeleitfähigkeit. Metalle sind dagegen sehr viel bessere Wärmeleiter, wie du an deiner eigenen Hand gespürt hast.
An der folgenden Tabelle kannst du eine Rangfolge der Wärmeleitfähigkeit ablesen. Um dir einen zahlenmäßigen Vergleich anzugeben, zusätzlich noch einige genaue Daten: Kupfer, ein sehr guter Wärmeleiter, „überträgt" die Wärme ca. 2400mal schneller als z. B. Polystyrol.

Wärmeleitfähigkeit	
Kupfer	gut
Aluminium	↓
Blei	
Quarzglas	
Wasser	
Polystyrol	
Luft	schlecht

10.13. **Reibung erzeugt Elektrizität**

Sicherlich hast du schon einmal davon gehört, daß Kunststoffe besonders viel und schnell Staub „anziehen". Worauf das zurückzuführen ist, sollst du nun untersuchen.
Reibe den Polystyrol II-Stab kräftig mit einem alten Damenstrumpf oder einem trockenen Fensterleder. Du kannst aber auch einige Male über Teppichboden streichen. Halte dann den Stab dicht über kleine Papierstückchen.

Das Papier wird von dem Stab angezogen und bleibt etliche Minuten daran „hängen". Eine ähnliche Erscheinung kennst du sicherlich von einem Magneten, der einen Nagel anzieht. Bei dem Kunststoff ist die Ursache für die Anziehung allerdings eine andere.
Durch das Reiben werden an der Oberfläche des Stabes und an dem Gegenstand, mit dem gerieben wird, Elektronen aus den Atomen ungleichmäßig verteilt. Auf der einen Seite entsteht ein Elektronenüberschuß, auf der anderen ein Elektronenmangel. Beide elektrischen Ladungen sind imstande, kleine Teilchen – Papier, Staub o. ä. – anzuziehen.

10.14. Gleiche und ungleiche Ladungen

Untersuche, ob sich verschiedene Kunststoffe unterschiedlich oder gleich elektrisch aufladen. Befestige dazu den Stab aus Styrol-Acrylnitril-Copolymerisat (SAN) so an einem Zwirnsfaden, daß er waagerecht liegt. Hänge ihn frei auf. (Mit Klebeband an einer Tischkante o. ä.). Reibe dann eine Hälfte mit dem Lappen und sorge anschließend dafür, daß dieser Stab möglichst schnell still hängt. Reibe dann den Stab aus Polystyrol II und nähere ihn langsam dem Ende des freihängenden Stabes, das du aufgeladen hast. Wie verhält sich der schwebende Stab?

Wenn du bis etwa 5 mm an den aufgehängten Stab herankommst, so dreht er sich in die andere Richtung.
Vom Magneten kennst du, daß sich gleiche Pole abstoßen, ungleiche aber anziehen. Ebenso verhält es sich mit den elektrischen Ladungen, die sich auf den Kunststoffen durch das Reiben bilden. Aus dem gegenseitigen Abstoßen kannst du also erkennen, daß auf den Stäben gleiche Ladungen entstehen.
Die Größe der elektrostatischen Aufladung ist für den Menschen ungefährlich, wenn auch manchmal unangenehm. Du kannst z. B. einen elektrischen Schlag bekommen, wenn du über den kunststoffbezogegenen Handlauf eines Geländers streichst und anschließend einen Metallgegenstand berührst.

10.15. Kunststoffe isolieren

Wenn du eine Glühlampe (4,5 V), eine Fassung und eine Batterie besitzt, kannst du nach dem Ausführen eines kleinen Versuchs noch etwas über die elektrische Leitfähigkeit aussagen.
Prüfe verschiedene Gegenstände (Geldstücke, Holz und die Kunststoffstäbe) auf ihre Leitfähigkeit. Schalte sie dazu in einen einfachen Stromkreis. Prüfe, wann die Lampe leuchtet.

Bei allen Metallen leuchtet die Lampe, bei den anderen Stoffen, auch bei den Stäben, leuchtet sie nicht. Kunststoffe sind für den elektrischen Strom Nichtleiter. Sie besitzen einen so hohen D u r c h g a n g s w i d e r s t a n d, daß kein Strom fließen kann. Weil dieser Widerstand so groß ist, entstehen auch die elektrostatischen Aufladungen an den Kunststoffen, von denen du im vorigen Versuch gehört hast.
Da Kunststoffe den elektrischen Strom nicht leiten, werden sie sehr viel als I s o l a t o r e n verwendet. Deshalb werden für Haushaltsgeräte gern Kunststoffgehäuse gewählt. Manchmal aber setzt man den verschiedenen Kunststoffen F ü l l s t o f f e zu, um die Leitfähigkeit zu verbessern. Fügt man z. B. zu Polyäthylen 30–35 % Ruß, Graphit oder Metallpulver hinzu, so wird aus dem Nichtleiter ein recht guter Leiter für den elektrischen Strom.

10.16. Kunststoffe und Säuren

Gib in ein Reagenzglas ein paar Körnchen Polyäthylen, in das andere einen Eisennagel. Gieße nun in beide Gläser etwas verdünnte Salzsäure. Beobachte den Inhalt etwa 5 Minuten nach dem Übergießen und dann noch einmal nach ca. 1 Stunde. Fällt dir ein Unterschied auf?

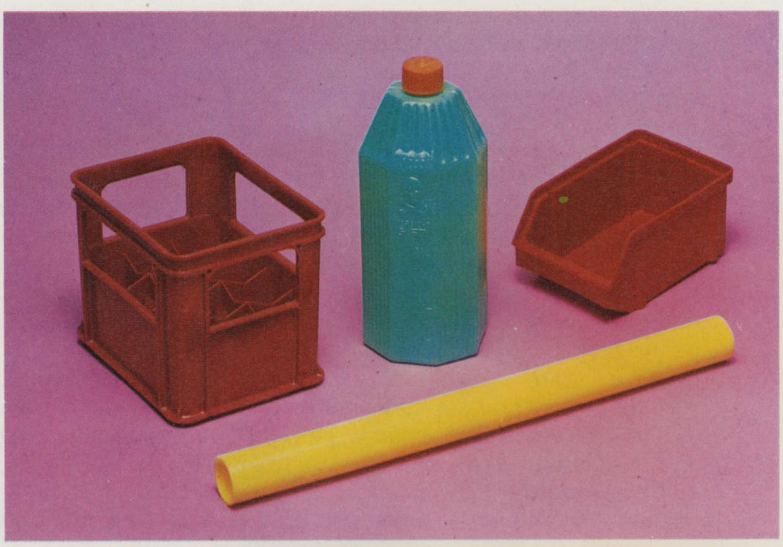
An dem Polyäthylen sind gar keine Veränderungen festzustellen. Vom Eisennagel dagegen steigen kleine Bläschen auf, und nach ca. einer Stunde kann sich ein kleiner Nagel völlig mit der Salzsäure umgesetzt haben, ein großer wird auf jeden Fall stark angegriffen.

Im Gegensatz zu den Metallen werden Kunststoffe von verdünnten Säuren gar nicht angegriffen. Höchstens heiße konzentrierte Säuren (z. B. Schwefelsäure) bewirken eine Veränderung. Die Widerstandsfähigkeit der Kunststoffe gegen verdünnte Säuren bedingen die hervorragende Verwendung als Material für Haushaltsgeräte.

10.17. Kunststoffe und Laugen

Wiederhole den vorigen Versuch (mit einem neuen Nagel), übergieße die Proben jedoch mit verdünnter Natronlauge. Vergleiche wieder die Wirkungen.

Wie gegen verdünnte Säuren sind die Kunststoffe auch gegen verdünnte Laugen sehr widerstandsfähig. Metalle dagegen werden auch von Laugen angegriffen.
Diese Eigenschaft der Kunststoffe, von verdünnten Säuren und Laugen nicht angegriffen zu werden, zeichnet sie vor den Metallen aus und erschließt ihnen weite Anwendungsbereiche.
Du hast nun in diesem Kapitel vieles über Eigenschaften gehört, die allen Kunststoffen gemeinsam sind. In den nächsten Kapiteln erhältst du Informationen über spezielle Eigenschaften einiger Kunststoffe, ihre chemische Zusammensetzung und ihre Anwendung.



Formteile aus Polyäthylen

10.18. Polyäthylen (PE)

Polyäthylen – die Abkürzung dafür lautet PE – wird von vielen in- und ausländischen Firmen unter verschiedenen Handelsnamen hergestellt. Sie sind für die betreffenden Firmen gesetzlich geschützt. In der folgenden Tabelle findest du einige dieser Handelsprodukte und die Herstellerfirmen.

Polyäthylen (PE)	
Handelsname	Hersteller
Alathon® *	Du Pont
Alkathene®	ICI
Hostalen®	Farbwerke Höchst
Lupolen®	BASF
Suprathen®	Kalle
Polythene®	Union Carbide

* Dieses Zeichen bedeutet, daß der Name des Handelsproduktes für die genannte Firma gesetzlich geschützt ist.

Der Anwendungsbereich für Polyäthylen ist sehr groß. Du hast schon erfahren, daß z. B. Eimer und Schüsseln für den Hausgebrauch aus diesem Kunststoff hergestellt werden. Doch das ist nur ein kleiner Teil. Daneben findet es Verwendung zur Herstellung von Folien, die zu Tragetaschen oder Säcken weiterverarbeitet werden. Drahtisolierungen und Kabelummantelungen werden ebenso aus Polyäthylen gefertigt wie Rohre für bestimmte Zwecke. Auch Papier wird manchmal dünn mit Polyäthylen beschichtet.
Polyäthylen gehört wie Polystyrol, Polyvinylchlorid und andere Kunststoffe zu den Thermoplasten. Sie lassen sich mehrfach neu verformen im Gegensatz zu den Duroplasten, die nur einmal geformt werden können.

10.18.1.

Vergleiche die Oberfläche des Polyäthylenstabes mit denen der anderen. Streiche über alle mit den Fingerspitzen. Vergleiche miteinander.
Die Oberfläche des Kunststoffes Polyäthylen fühlt sich etwa an wie eine Wachskerze, die anderen Stäbe dagegen sind glatt. Diese Oberflächenbeschaffenheit ist typisch für Polyäthylen. Du kannst Haushaltsgegenstände darauf untersuchen, und du wirst mit ziemlicher Genauigkeit angeben können, ob der Gegenstand aus Polyäthylen besteht oder nicht.
Im Vergleich zu einigen anderen Kunststoffen ist das Polyäthylen nie durchsichtig und klar, sondern immer trübe.

10.18.2.

Im Versuch 10.4. hast du die Dichte des Polyäthylenstabes ermittelt. Diesem Experimentierkasten liegt derselbe Kunststoff auch in Form von Granulat (Körnchen) bei. Weise über die Schwimmprobe nach, daß beide chemisch identisch sein können. Lege dazu den Stab und ein paar Körnchen in Leitungswasser.

Wie der Stab schwimmen auch die Körnchen im Wasser. Damit hast du zwar keinen exakten Beweis erhalten, jedoch du kannst immerhin davon ausgehen, daß die Dichten gleich sind. Genauere Beweise wirst du in den nächsten Versuchen finden.

10.18.3.

Halte auf einem alten Teelöffel ein paar Körnchen des roten Polyäthylens in die Kerzenflamme. Die Körnchen müssen an der Spitze des Löffels liegen. (Du kannst aber auch eine Probe mit der Pinzette in die Flamme halten.) Vorher mußt du auf den Tisch, auf dem du arbeitest, eine Unterlage – z. B. ein Holzbrett oder mehrere Lagen Zeitung – legen. Das ist sehr wichtig! Beobachte nun, ob und wie die Probe brennt.

Das Polyäthylen entzündet sich und brennt mit einer blau gesäumten Flamme. Dabei fallen brennende Tropfen ab. Vor dem Entzünden schmilzt das Polyäthylen. Der Rauch hat eine graublaue Farbe und riecht etwa wie bei brennendem Wachs.
Im Gegensatz zu dem weißen, undurchsichtigen Stab sind die Granulate gefärbt. Das normale Polyäthylen ist weiß, es kann jedoch gut eingefärbt werden, wie du an den leuchtenden Farben der Granulate erkennen kannst. Gegenstände aus Polyäthylen werden also aus dem gefärbten Kunststoff hergestellt und nicht erst nach der Fertigung mit einem Farbüberzug versehen.

10.18.4.

Halte den Stab aus Polyäthylen in die Flamme und vergleiche, ob du dieselben Merkmale wahrnehmen kannst wie beim Verbrennen des Granulats. Blase nach kurzer Zeit die Flamme wieder aus.
Auch der Stab brennt mit einer blau geränderten Flamme. Dabei fallen ebenfalls Tropfen ab, weil der Kunststoff beim Entzünden schmilzt. Auch der Rauch weist dieselben Merkmale auf.
Der Kunststoff Polyäthylen wurde zum ersten Male im Jahre 1936 hergestellt. Das Ausgangsprodukt ist die chemische Verbindung Äthylen mit der Formel C_2H_4.

Im Äthylen sind die Atome in folgender Weise angeordnet

$$\begin{matrix} H & & H \\ C & = & C \\ H & & H \end{matrix}$$

Du findest auch diese Darstellung: $CH_2 = CH_2$

Bei der Anwesenheit von K a t a l y s a t o r e n – das sind Stoffe, die eine chemische Reaktion beschleunigen, ohne selbst an der Umsetzung beteiligt zu sein – lagern sich viele (griech. = poly) Äthylenmoleküle zu einem Makromolekül aneinander. Dabei entsteht das Polyäthylen.

$$CH_2{=}CH_2 + CH_2{=}CH_2 + CH_2{=}CH_2 + \ldots \longrightarrow (-CH_2-CH_2-)_n$$

Die Zahl n bedeutet wieder, daß sich eine große Zahl von Einzelmolekülen zusammengeschlossen hat, in diesem Fall können es einige 1000 sein.

Den Zusammenschluß sehr vieler einzelner Moleküle zu einem Makromolekül bezeichnet man als P o l y m e r i s a t i o n.

Nun läßt sich der Zusammenschluß der Äthylenmoleküle nicht ohne weiteres durchführen. Man muß nämlich unter einem Druck von ca. 1500 at und bei einer Temperatur von ca. 200° C arbeiten. Dabei entsteht das H o c h d r u c k p o l y ä t h y l e n. Erst später konnte ein Verfahren entwickelt werden, bei dem die Polymerisation (Zusammenschluß) von Äthylenmolekülen bei einer Temperatur von 100° C und einem Druck von nur 50–100 at ablief. Dieses Produkt nennt man N i e d e r d r u c k p o l y ä t h y l e n.

10.18.5.

Versuche, einige Körnchen Polyäthylen mit einem Alleskleber zusammenzukleben. Prüfe nach dem Härten, ob die Verbindung sehr fest ist.

Dieser Kunststoff läßt sich nicht besonders gut kleben. Dazu muß die Oberfläche vorher besonders behandelt werden. Auch nimmt die Oberfläche keine Wasserfarben an, was du leicht nachprüfen kannst, da das Polyäthylen vom Wasser kaum benetzt wird; es läuft immer sofort wieder ab.

10.18.6.

Schneide dir aus einem Einkaufsbeutel aus Kunststoff (meistens Polyäthylen), die heute in fast jedem Geschäft mitgegeben werden, ein etwa 20 x 20 cm großes Stück Folie heraus. Falte es so zusammen, daß die Seiten genau übereinanderliegen.
Lege nun diese freien Seiten so zwischen zwei Stahllineale, daß etwa 2–3 mm der Folie hervorstehen. (Falls du keine Stahllineale besitzt, kannst du auch zwei Holzleisten verwenden. Es dürfen aber keine Kunststofflineale sein!) Fahre dann mit der Kerzenflamme unter der hervorstehenden Folie entlang. Nachdem die Folie nicht mehr brennt, warte noch einen Moment und nimm die Stahlschienen fort. Untersuche die Folie.

Der überstehende Rest der Folie verbrennt. Dabei schmelzen beide Seiten und verbinden sich in der Schmelze fest miteinander. Diese Art der Verbindung von Kunststoffen wird als S c h w e i ß e n bezeichnet, in diesem speziellen Verfahren spricht man vom A b s c h m e l z s c h w e i ß e n. Daneben gibt es noch einige andere Möglichkeiten, um Polyäthylen zu verschweißen. Alle Verfahren haben aber eines gemeinsam: Die Kunststoffteile werden unter Anwendung von Wärme und Druck miteinander verbunden.

10.18.7.

Schneide dir aus dem Einkaufsbeutel einen Streifen von etwa 20 cm Länge und 3 cm Breite heraus. Versuche nun, diesen Streifen sehr langsam auseinanderzuziehen.
Der Streifen läßt sich nicht ohne weiteres strecken. Du mußt schon eine bestimmte Kraft aufwenden, aber dann läßt er sich sehr plötzlich auf ein Vielfaches dehnen. Dabei wird der Streifen allerdings schmaler. Wenn du langsam gezogen hast, so merkst du nach einer bestimmten Dehnung, daß sich die Folie nicht mehr strecken läßt. Ziehst du trotzdem weiter, so reißt der Streifen. Diese Weiterreißfestigkeit ist eine Größe, mit der einige mechanische Eigenschaften einer Folie angegeben werden können.

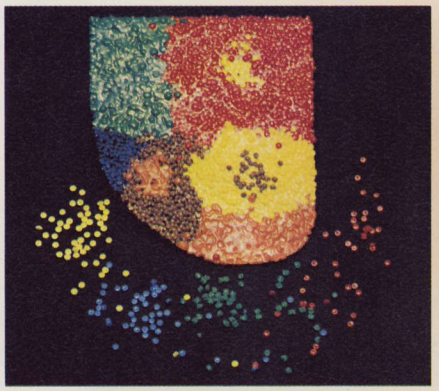
10.18.8.

Besorge dir ein Eisen- oder Aluminiumblech von etwa 15 x 20 cm Größe. Falls dir das schwerfällt, kannst du auch eine Konservendose verwenden, von der du den Deckel abgeschnitten hast.
Schmiere dieses Blech mit Seife ein und streue dann ein paar farbige Polyäthylen-Körner auf das Blech. Erhitze dann das Blech bei etwa 150° C etwa eine halbe Stunde im Backofen. Löse das Polyäthylen von dem Blech. Was beobachtest du?

Das Polyäthylen erweicht bei dieser Temperatur, und das Granulat verläuft. Dort, wo die Körner dicht beieinanderlagen, haben sie sich fest verbunden. Sie lassen sich auch durch kräftiges Ziehen kaum voneinander trennen.
Kunststoffe, wie in diesem Falle das Polyäthylen, lassen sich zum Beschichten von Metallen verwenden. Diese sind dann gegen Witterungseinflüsse weitgehend geschützt.

10.18.9.

Aus dem farbigen Polyäthylen-Granulat kannst du dir sehr bunte Tafeln (Plastarelle) oder sogar Kunststoff-Bilder herstellen. Schmiere das Blech wieder mit Seife ein und lege dann am Rand entlang einen starken Draht (sonst fällt das Granulat zu leicht herunter). Streue nun die gewünschten Farben nach deinen Vorstellungen auf das Blech. Die Körner müssen aber s e h r dicht beieinanderliegen, damit du eine zusammenhängende Fläche bekommst. Erhitze das Blech dann etwa eine Stunde bei 150° C. Anschließend kannst du die Platte leicht ablösen und die Ränder mit einem scharfen Messer beschneiden. Wäre das nicht ein Wandschmuck für dein Zimmer?



10.19. Styrolpolymerisate

Wenn dieser Abschnitt „Styrolpolymerisate“ heißt und nicht „Polystyrol“ wie der Kunststoff, mit dem du schon einige Untersuchungen durchgeführt hast, so wird dich das sicherlich überraschen. Doch das Polystyrol ist nur ein kleiner Teil aus einer großen Kunststoffgruppe, die alle chemisch ähnlich sind. Du wirst also in diesem Abschnitt einiges über das Polystyrol und die abgewandelten Produkte erfahren.

Formteile aus Polystyrol

10.19.1.

Laß den Polystyrol II-Stab aus geringer Höhe auf eine Tischplatte fallen. Wiederhole diese Probe mit den anderen Stäben. Vergleiche den Klang der einzelnen Stäbe beim Aufprall miteinander. Wenn du nicht sicher bist, versuche es noch einmal.

Der Stab aus Polystyrol II hat einen wesentlich helleren Klang beim Aufprall als die anderen. Man könnte fast von einem Metallklang sprechen. Dieses Geräusch verursacht aber nur das Polystyrol II, nicht der Stab, den du mit Polystyrol I bezeichnet hast.

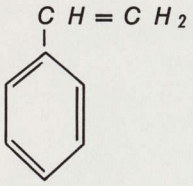
So einfach dieser Versuch auch sein mag, so kann man bei einiger Übung jedoch mit ziemlicher Sicherheit erkennen, ob es sich um dieses bestimmte Polystyrol handelt oder nicht. Dieser Kunststoff ist unter dem Namen S t a n d a r d p o l y s t y r o l bekannt.

10.19.2.

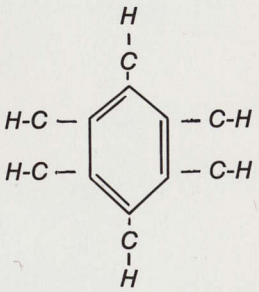
Entzünde den Stab aus Standardpolystyrol an der Kerzenflamme. Achte wieder darauf, daß die Tischplatte geschützt ist. Blase die Flamme wieder aus, wenn du ihre Merkmale erkannt hast.

Das Polystyrol entzündet sich und brennt mit leuchtend gelber Flamme, die man vielleicht sogar als gelbrot bezeichnen kann. Dabei ist eine sehr starke Rußentwicklung zu beobachten. Der Ruß ist ein Zeichen dafür, daß Kohlenstoff in der Verbindung enthalten ist. Der entstehende Rauch riecht etwas süßlich.

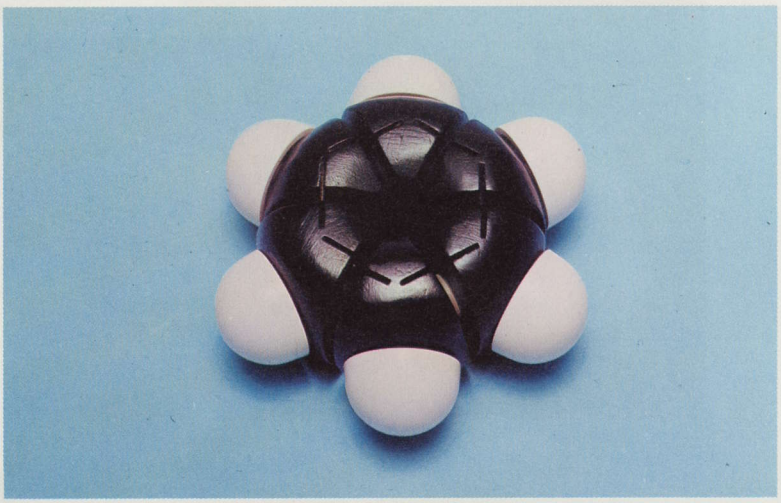
Polystyrol entsteht durch Polymerisation der chemischen Verbindung Styrol. Es hat die Formel



Dieser Ring, der an das erste Kohlenstoffatom gebunden ist, wird B e n z o l r i n g genannt. In der Verbindung Benzol sind die Kohlenstoffatome nämlich nicht in gerader Kette miteinander verbunden, sondern sie haben sich zu einem Ring verbunden. Dieser Ring müßte vollständig so gezeichnet sein:



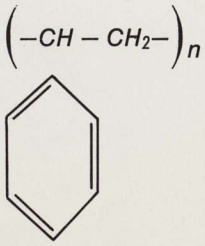
und hat die Formel C_6H_6.



Kalottenmodell eines Benzolringes

Der Einfachheit halber schreibt man jedoch die Kohlenstoffatome nicht mit, die an den Ecken sitzen, und die Wasserstoffatome läßt man völlig fort. Es wird dann nur dieser Ring gezeichnet:

In der Verbindung Styrol sind ein Wasserstoffatom des Ringes und eines des ersten Kohlenstoffatoms angespalten. So kann sich der Ring mit dem Kohlenstoffatom verbinden.
Polystyrol entsteht also durch den Zusammenschluß vieler Styrolmoleküle, nämlich einiger Tausend. Das bedeutet wieder das „n" hinter der Klammer



10.19.3.

Halte den Stab aus Polystyrol I in die Kerzenflamme. Achte darauf, wie der Kunststoff brennt, und vergleiche mit der vorigen Probe. Prüfe auch den Geruch des Rauches.

Auch dieser Stab aus Polystyrol brennt. Die Flamme hat dieselbe Farbe, und auch der Rauch erinnert an die andere Brennprobe mit Polystyrol. Trotz des völlig anderen Aussehens handelt es sich immer um die chemische Verbindung Polystyrol. Welcher Unterschied zwischen den beiden Stäben besteht, sollst du im nächsten Versuch erfahren.

10.19.4.

Wickle um beide Polystyrolstäbe einen alten Lappen und lege sie dann auf eine feste Unterlage (Ziegelstein o. ä.). Schlage dann mit einem Hammer einmal kräftig auf die Spitze jedes Stabes. Entferne den Lappen und vergleiche.

Von dem Stab aus Standardpolystyrol ist durch den Schlag ein Stück abgeplatzt, am anderen Stab ist höchstens ein kleiner Eindruck zu erkennen. Auf diesen Stab kannst du ruhig noch stärker schlagen, er wird nicht zerspringen. Du kennst nun den Unterschied zwischen den beiden Polystyrol-Sorten: Das Standardpolystyrol ist sehr schlagempfindlich und spröde. Es zerbricht daher leicht bei stärkerer Beanspruchung. Man hat deshalb dem Polystyrol eine Verbindung zugegeben, die gummiähnliche Eigenschaften hat. Das ist z. B. B u t a d i e n k a u t s c h u k mit der Formel*

$$[-CH_2-CH=CH-CH_2-]\ n$$

Dann erhält man kein R e i n p o l y m e r i s a t nur aus Styrol, sondern ein M i s c h p o l y m e r i s a t mit dem Namen Butadien-Styrol. Die Formel zeigt, daß sich zwischen zwei Styrolmolekülen immer ein Butadienmolekül anlagert (Butadien).

$$[-CH_2-CHC_6H_6-CH_2-CH=CH-CH_2-]\ n$$

10.19.5.

Schlage wie im vorigen Versuch mit einem Hammer auf den eingewickelten Stab aus Styrol-Acrylnitril-Copolymerisat (SAN). Vergleiche dann mit den beiden anderen Stäben.

Dieser glasklare Stab, der dem Standardpolystyrol ähnlich sieht, zerspringt nicht, sondern es ist allenfalls der Hammereindruck zu erkennen.
Wie du aus dem Namen dieses Kunststoffes erkennen kannst, ist auch er auf der Basis des Styrols aufgebaut. Allerdings wurde ein Mischpolymerisat, auch C o p o l y m e r i s a t genannt, mit der chemischen Verbindung Acrylnitril erzielt.
Acrylnitril hat folgende Formel:

$$CH_2=CHCN$$

Davon wird wieder je ein Molekül zwischen zwei Styrolmoleküle eingebaut.

10.19.6.

Mit der Brennprobe kannst du beweisen, daß das Styrol-Acrylnitril-Copolymerisat auch eine Styrolverbindung ist. Achte wieder auf die Flammenfärbung und den Geruch des Rauches. (Fächle dir nur geringe Mengen des Rauches mit der Hand zu!)

*) In der Silbe „dien" von Butadien spricht man das „i" und das „e" getrennt aus, also „di-en".

Die leuchtend gelbe Flamme und der Rauch lassen erkennen, daß es sich um ein Styrol-Polymerisat handelt.
Neben den beiden Styrol-Mischpolymerisaten, die du bisher kennengelernt hast, gibt es noch ein drittes, das durch ein Gemisch aus diesen beiden hergestellt wird. Du erkennst es am Namen Acrylnitril-Butadien-Styrol-Copolymerisat. Dieser Kunststoff ist noch schlagfester oder, wie man sagt, hochschlagfest. In der folgenden Übersicht findest du noch einmal die Styrolpolymerisate mit den gebräuchlichen Abkürzungen

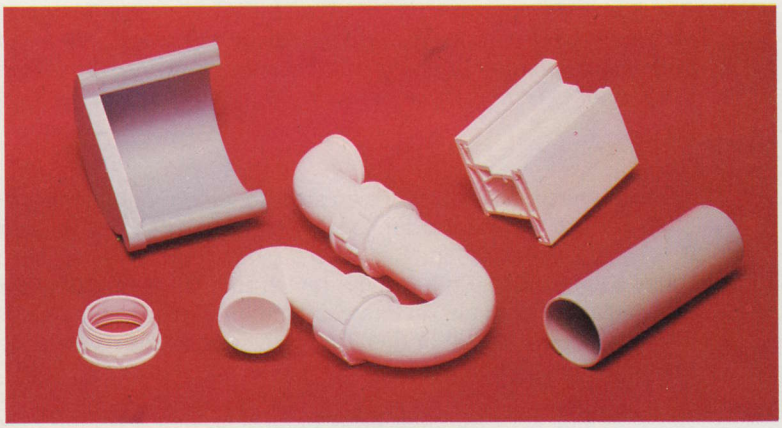
Standardpolystyrol	PS
Styrol-**A**cryl**n**itril-Copolymerisat	SAN
Acrylnitril-**B**utadien-**S**tyrol-Copolymerisat	ABS

Auf Grund der vielfältigen Eigenschaften, die die Styrolpolymerisate besitzen, ist auch der Anwendungsbereich äußerst breit. Angefangen von zahlreichem Kinderspielzeug aus Standardpolystyrol, über Gehäuse für Haushalts- und Küchengeräte, Gartenmöbel und Autozubehör aus schlagfestem Polystyrol reichen die Möglichkeiten der Verwendung bis zum Ziergitter und Kühlergrill am Kraftfahrzeug und Gehäusen für Verkehrsampeln aus Styrol-Acrylnitril-Copolymerisat. Doch damit ist nur ein winzig kleiner Teil der Gegenstände genannt, die aus dem Polystyrol und seinen Mischpolymerisaten gefertigt werden können.

10.20. Polyvinylchlorid (PVC)

Ein sehr weit verbreiteter und in vielen verschiedenen Zuständen auftretender Kunststoff ist das Polyvinylchlorid. Die Abkürzung PVC ist dir sicher bekannter als der ausgeschriebene Name. Seit etwa 35 Jahren wird es großtechnisch hergestellt, und wie alle anderen Kunststoffe gewann es nach dem 2. Weltkrieg sehr schnell an Bedeutung.
Heute gibt es eine Reihe von Firmen, die das PVC unter folgenden Handelsnamen liefern:

Polyvinylchlorid (PVC)	
Handelsprodukt	Hersteller
Hostalit®	Farbwerke Höchst
Lutofan®	BASF
Mipolam®	Dynamit AG
Vestolit®	Chem. Werke Hüls
Vinidur®	Dynamit AG
Vinnol®	Wacker-Chemie
Vinoflex®	BASF



Formteile aus PVC

10.20.1.

Entzünde den PVC-Stab in der Flamme. Achte auf die Färbung und auf den Geruch des Rauches. Blase dann die Flamme aus. Untersuche das angebrannte Ende des Stabes, ob es sich noch biegen läßt.

Der Stab läßt sich entzünden, und er brennt außerhalb der Flamme eine Zeitlang weiter. Es tritt ein stechender Geruch auf. Nach dem Abkühlen ist das PVC hart geworden.
Reines PVC ist sehr hart und nicht weich und biegsam wie dein Stab. Da man es aber nicht so hart verwenden kann, wird es mit Zusätzen gemischt. Sie werden W e i c h m a c h e r genannt. Dadurch entsteht W e i c h - P V C. Bei deinem Stab brennt nur der Weichmacher. Ist er völlig verbrannt, so erlischt die Flamme. Gleichzeitig erhält das PVC die ursprüngliche Härte wieder.

Neben dem Weichmacher enthalten Gegenstände aus diesem Kunststoff meistens noch weitere Zusätze. PVC ist nämlich unter dem Einfluß von Licht und Wärme wenig stabil, es kann z. B. spröde werden. Es werden deshalb Stabilisatoren zugegeben, die die Beständigkeit erhöhen.

10.20.2.

Lege den Rest des PVC-Stabes für etwa eine Stunde in das Eiswürfelfach eines Kühlschranks. Untersuche dann, ob sich der Stab noch ebenso gut biegen läßt.

Nach dem Abkühlen unter den Gefrierpunkt verliert das Weich-PVC seine gummiähnlichen Eigenschaften und wird hart und spröde. Der Weichmacher behält also seine Eigenschaften nur in einem bestimmten Temperaturbereich. Bei sehr starkem Abkühlen läßt sich das weichmacherhaltige PVC leicht zerbrechen.

10.20.3.

Schlage mit einem Hammer auf das Weich-PVC, wenn es Zimmertemperatur hat. Lege es anschließend noch einmal für eine halbe Stunde in das Gefrierfach des Kühlschranks und schlage dann wieder mit einem Hammer darauf.

Bei Zimmertemperatur ist das Weich-PVC dank seiner gummiähnlichen Eigenschaften unempfindlich gegen Schläge. Wenn aber der Weichmacher seine Wirksamkeit in der Kälte verliert, so läßt sich der Stab leicht zerschlagen; er zerspringt.

10.20.4.

Wenn du nicht sicher bist, ob es sich bei einem unbekannten Kunststoff um PVC handelt oder nicht, kannst du das mit einer kleinen Probe leicht feststellen. Besorge dir dazu ein etwa 10 cm langes Stück Kupferdraht. Entferne die Isolierung. Halte den Draht nun mit einer Wäscheklammer in die Flamme und glühe ihn aus. Tauche dann das heiße Metall in das PVC-Pulver und halte es wieder in die Flamme. Was fällt dir auf?

Die Flamme wird deutlich grün gefärbt. Diese Färbung läßt allerdings nach einiger Zeit nach. Mit dem Stab aus PVC kannst du überprüfen, ob du in der Flamme auch diese Erscheinung erkennen kannst. Du mußt allerdings jedes Mal den Kupferdraht vorher ausglühen, damit etwas von der Untersuchungssubstanz daran hängen bleibt. Diesen kleinen Test nennt man B e i l s t e i n - P r o b e.

Verwendung des PVC:
Weil man dem PVC durch verschiedene Zusätze eine Vielzahl von Eigenschaften geben kann, zählt man es heute mit zu den am weitesten verbreiteten Kunststoffen. Allerdings wird es schon in manchen Bereichen durch das Polyäthylen verdrängt.
Heute werden aus PVC z. B. noch Rohrleitungen für die verschiedensten Zwecke gefertigt. Sie zeichnen sich aus durch ihr geringes Gewicht und ihre große Widerstandsfähigkeit gegenüber allen schädigenden Einflüssen. Daneben aber wird es ebenso für Kabelummantelungen verwendet wie für Kunststoffbezüge in Kraftfahrzeugen. Auch Tischtücher, Vorhänge und Folien können daraus hergestellt werden.

10.21. Polyamide (PA)

Der letzte Stab, den du noch näher untersuchen sollst, ist der aus Polyamid 6. Neben diesem PA 6 gibt es noch einige andere Polyamide. Sie werden dank besonderer Eigenschaften u. a. zu Zahnrädern, Gehäusen von Bohrmaschinen, Schiffsschrauben, Rollen und Lagern verarbeitet. Die Handelsnamen für einige Polyamide kannst du der folgenden Übersicht entnehmen.

Polyamide	
Handelsprodukt	Hersteller
Durethan®	Farbenfabrik Bayer
Enkalon®	Enkalon
Grilon®	Ems
Ultramid®	BASF

Formteile aus PA

10.21.1.

Halte den Stab aus PA 6 in die Kerzenflamme. Vergiß nicht, die Kerze auf eine Unterlage zu stellen.

Polyamid 6 läßt sich nicht entzünden. Es schmilzt nur und dabei fallen schwarze Tropfen herab. Im Gegensatz zu vielen anderen Thermoplasten, die keinen Schmelzpunkt haben, sondern in einem weiten Temperaturbereich allmählich flüssig werden, hat das Polyamid 6 einen sehr engen Schmelzbereich. Der Stab ändert in heißem Wasser z. B. überhaupt nicht seine Eigenschaften, weil der Schmelzbereich bei über 200° C liegt.

10.21.2.

Schlage mit einem Hammer kräftig auf den PA 6-Stab, der auf einer Steinunterlage liegt. Achte darauf, ob ein Abdruck des Hammers zu sehen ist.

Das Polyamid 6 zerspringt nicht, auch nicht bei sehr kräftigen Schlägen. Der Hammer hinterläßt so gut wie keine Spuren auf dem Stab. Durch diese sehr hohe Schlagfestigkeit und die Eigenschaft des PA 6, beim Erwärmen nicht langsam flüssig zu werden, ist der Kunststoff besonders geeignet für Maschinenteile. In einigen Kraftfahrzeugmotoren werden schon lange Zahnräder aus PA 6 verwendet.

10.21.3.

Erwärme noch einmal den Stab in der Kerzenflamme und nimm ihn heraus. Drücke dann schnell in die flüssige Masse ein Streichholz und ziehe es weit von dem Stab ab. Was fällt dir auf?

Vielleicht mußt du mehrmals probieren.

Aus der flüssigen Masse des PA 6-Stabes lassen sich leicht sehr lange und sehr dünne Fäden herausziehen, die allerdings bei dieser einfachen Herstellungsmethode nicht besonders haltbar sind. Trotzdem wird dieser Kunststoff sehr viel verwendet, um daraus Chemiefasern herzustellen. Du hast bestimmt schon davon gehört, denn sie werden als Perlon® entweder rein oder mit anderen Fasern in unzähligen Produkten im Handel angeboten. Die Fasern der Handelsprodukte sind natürlich sehr viel haltbarer. Dafür werden aber auch sehr viele dünne Fasern zu einem Faden versponnen. Dieser erst wird zu Stoffen verarbeitet.

11. Anhang: Grundlagen der Chemie

Überall in unserer Umgebung begegnen wir der Chemie, obwohl wir es meist nicht wahrnehmen. Sie ist die Wissenschaft von den natürlichen und künstlichen Stoffen, deren Eigenschaften, Zusammensetzung und Veränderungen sie erforscht. Die Chemie untersucht außerdem die Stoffe auf ihre Verwendung im praktischen Leben der Menschen.
Schon im Altertum beschäftigten sich die Griechen mit diesem Problem. Sie nahmen an, daß sich alle Dinge auf der Erde aus nur vier Stoffen zusammensetzen, nämlich Feuer, Wasser, Luft und Erde. Im Laufe der Jahrhunderte erkannte man, daß diese Auffassung falsch war. Die Forscher, die sich seitdem immer wieder Gedanken über den Aufbau der Stoffe gemacht haben, fanden schließlich heraus, daß es 104 Grundstoffe gibt, aus denen sich alle Dinge dieser Erde zusammensetzen.

Der Alchimist **Abb. 76**

11.1. Ein solcher Grundstoff, auch chemisches Element genannt, ist z. B. Zink, das in deinem Experimentierkasten enthalten ist. Betrachte die Zinkstückchen. Wenn man so ein Zinkplättchen zerkleinern würde, mußt du dir vorstellen, daß einmal ein so winziges Teilchen nachbleibt, das sich nicht mehr teilen läßt. Ein solches Teilchen bezeichnet man als Atom.

> Stoffe, die sich bis zum Atom zerlegen lassen und die nur aus einer Atomart bestehen, werden Grundstoffe oder Elemente genannt.

Um für die Chemiker in aller Welt eine Verständigung zu ermöglichen, hat man für jedes Element ein chemisches Zeichen, auch Symbol genannt, als Abkürzung festgelegt. Es leitet sich meistens von den Anfangsbuchstaben der lateinischen oder griechischen Namen ab. Es gibt also 104 chemische Symbole. Einige Elemente und ihre chemischen Zeichen kannst du in der folgenden Tabelle kennenlernen.

Name des Elements		chemisches Symbol
Aluminium		Al
Blei	(Plumbum)	Pb
Calcium		Ca
Eisen	(Ferrum)	Fe
Gold	(Aurum)	Au
Kalium		K
Kohlenstoff	(Carboneum)	C
Kupfer	(Cuprum)	Cu
Magnesium		Mg
Mangan		Mn
Natrium		Na
Nickel		Ni
Phosphor		P
Sauerstoff	(Oxygenium)	O
Schwefel	(Sulfur)	S
Silber	(Argentum)	Ag
Stickstoff	(Nitrogenium)	N
Wasserstoff	(Hydrogenium)	H
Zink	(Zinkum)	Zn
Zinn	(Stannum)	Sn

Unter den festen, flüssigen und gasförmigen Elementen haben einige Gase, zu denen auch der Sauerstoff gehört, eine besondere Eigenschaft. Sie enthalten nämlich unter normalen Bedingungen keine einzelnen Atome, sondern je zwei Atome haben sich zusammengeschlossen. Diese Teilchen nennt man Moleküle.
Bei der Verwendung der Symbolschreibweise drückt man diesen molekularen Zustand des Elements Sauerstoff dadurch aus, daß man die Zahl der zusammengeschlossenen Atome durch eine kleine Ziffer hinter dem Symbol angibt.
Für ein Molekül Sauerstoff schreibt man also: O_2

11.2.

Wie sich nun aus Grundstoffen andere Stoffe aufbauen, sollst du durch den folgenden Versuch erfahren. Gib 4–5 Zinkplättchen in die Porzellanschale und erhitze über der Spiritusflamme, bis das Zink schmilzt (Abb. 77). Beobachte dabei die Oberfläche des geschmolzenen Metalls. Bald bildet sich eine graue, stumpfe Haut, die die Zinkschmelze ganz bedeckt.

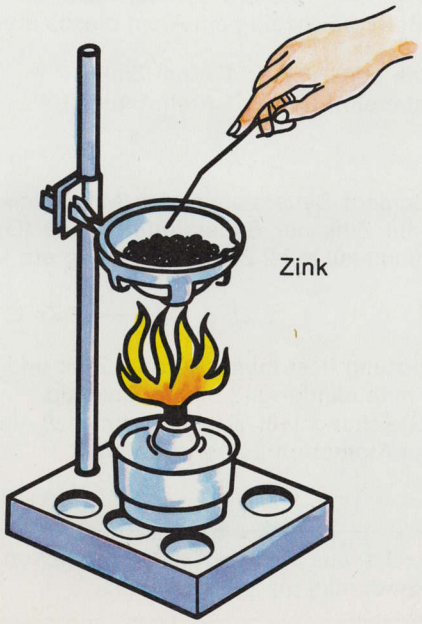


Abb. 77

Nimm jetzt eine aufgebogene Büroklammer oder eine alte Stricknadel und versuche, diese Haut vorsichtig zur Seite zu ziehen. Darunter kommt blankes Zink zum Vorschein. Hörst du auf, wirst du bald sehen, daß sich eine neue Schicht auf dem flüssigen Metall bildet. Wiederhole den Vorgang mehrmals, zum Schluß lösche gleichzeitig den Brenner. Nach dem Erkalten vergleiche das Restmetall mit dem Produkt, das du durch das Abziehen der grauen Schichten erhalten hast.

Das Zink wird beim Erkalten wieder fest, daneben bleibt eine graue Masse zurück. Das flüssige Metall verbindet sich beim Erhitzen mit dem Element Sauerstoff der Luft. Dabei entsteht ein neuer Stoff, nämlich diese graue Haut. Es ist Zinkoxid. Das Verbinden mit Sauerstoff nennt man Oxidation. Bei dieser chemischen Reaktion haben sich die Atome der beiden Elemente Zink und Sauerstoff fest miteinander verbunden. Der Chemiker nennt einen Stoff, der aus zwei verschiedenen Elementen zusammengesetzt ist, eine c h e m i s c h e V e r b i n d u n g. Eine solche Verbindung bildet eine feste Einheit. Sie kann nur durch einen anderen chemischen Umwandlungsprozeß aufgebrochen werden.

Chemische Verbindungen entstehen durch den Zusammenschluß zweier oder mehrerer Elemente. Sie haben andere Eigenschaften als die beteiligten Elemente.

Das Entstehen von Verbindungen läßt sich statt in Textform kürzer mit chemischen Gleichungen darstellen.
Für die Reaktion von Zink mit Sauerstoff lautet die Gleichung:

$$\text{Zink} + \text{Sauerstoff} \longrightarrow \text{Zinkoxid}$$

Das +-Zeichen und der Pfeil haben hier eine besondere Bedeutung. Man liest die Gleichung: Zink und Sauerstoff reagieren miteinander und bilden Zinkoxid. Noch weiter vereinfachen läßt sich die Darstellung durch Verwendung der chemischen Symbole. Man muß dazu wissen, daß ein Symbol nicht nur das betreffende Element, sondern gleichzeitig ein Atom dieses Elements bezeichnet.

Zn: Zink oder	1 Atom Zink
O : Sauerstoff oder	1 Atom Sauerstoff

Da das Element Sauerstoff nur in Molekülen auftritt, sind an der Reaktion mit Zink nur Sauerstoffmoleküle (O_2) beteiligt. Da jedes Sauerstoffmolekül mit 2 Zinkatomen reagiert, kann man also schreiben:

$$2\,Zn + O_2 \longrightarrow 2\,Zn\,O$$

Diese Gleichung liest man: 2 Atome Zink und 1 Molekül Sauerstoff reagieren miteinander und bilden Zinkoxid.
Aus der Gleichung läßt sich ablesen, daß Verbindungen aus verschiedenen Atomarten aufgebaut sind.

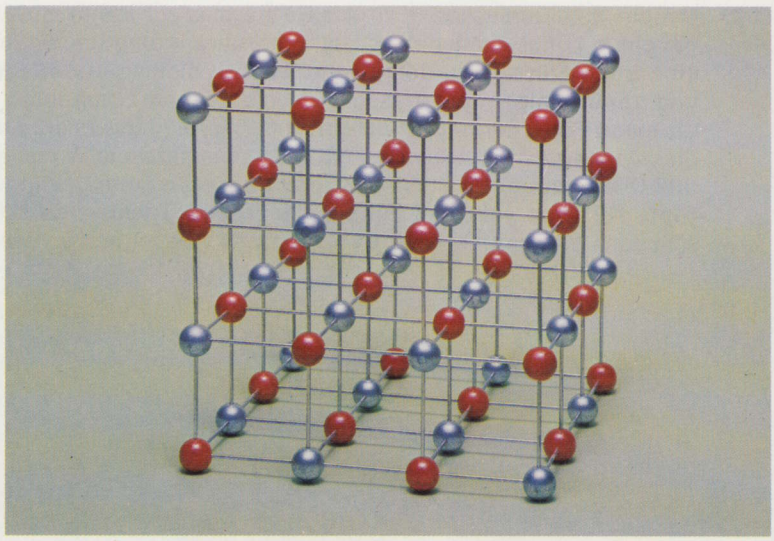
> Stoffe, die aus verschiedenen Atomarten aufgebaut sind, bezeichnet man als Verbindungen.

11.3. Nun zur Abwechslung wieder ein Versuch.

Hältst du einen blank geschmirgelten Eisennagel in die Flamme des Spiritusbrenners, so färbt er sich schwarz. Auch hier verbindet sich das Eisen in der Hitze mit dem Sauerstoff der Luft zu Eisenoxid. Die Oxidschicht läßt sich mit einem Messer abschaben, darunter kommt blankes Eisen zum Vorschein. Es ist der gleiche Vorgang, den du schon beim Schmelzen des Zinkmetalls beobachten konntest. Auch hier kann der chemische Umwandlungsprozeß wieder in einer chemischen Gleichung dargestellt werden.

Eisen	+	Sauerstoff	$\longrightarrow$	Eisenoxid
2 Fe	+	O_2	$\longrightarrow$	2 Fe O

Wie bei gasförmigen Elementen bilden sich auch bei gasförmigen Verbindungen unabhängige Moleküle. In den meisten festen Verbindungen gibt es diese Form der unabhängigen Moleküle nicht. Dort sind die Atome der beteiligten Elemente in einem größeren Verband angeordnet, ohne daß eine eindeutige Zuordnung vorgenommen werden kann. Einen solchen Verband bezeichnet man als Kristallgitter (Abb. 77a). Die Mengenverhältnisse der am Aufbau des Kristallgitters beteiligten Elemente werden – ebenso wie bei Molekülen – durch eine Formel ausgedrückt.



Hier noch zwei Beispiele für Reaktionen, bei denen feste Verbindungen entstehen:

Magnesium	+ Sauerstoff	⟶	Magnesiumoxid
2 Mg	+ O_2	⟶	2 Mg O
Kupfer	+ Sauerstoff	⟶	Kupferoxid
2 Cu	+ O_2	⟶	2 Cu O

Bei chemischen Reaktionen reagieren die Elemente immer in festen Mengenverhältnissen miteinander. Die Reaktionen von Zink, Magnesium, Kupfer und Eisen mit Sauerstoff zeigen, daß sich diese Metalle und Sauerstoff im Verhältnis 1:1 miteinander verbinden.
Ein anderes Verhältnis ergibt sich bei der Reaktion von Kohlenstoff mit Sauerstoff zu Kohlendioxid.

Kohlenstoff	+ Sauerstoff	⟶	Kohlendioxid
C	+ O_2	⟶	CO_2

Aus der Gleichung erkennt man, daß Kohlenstoff und Sauerstoff sich im Verhältnis 1:2 miteinander verbinden.
Die Elemente haben also eine unterschiedliche Bindungsfähigkeit. Diese Bindungsfähigkeit eines Elements nennt man W e r t i g k e i t. Zink, Magnesium, Kupfer, Eisen und Sauerstoff sind zweiwertig, Kohlenstoff ist in der Verbindung Kohlendioxid vierwertig.
Da in Verbindungen die Wertigkeiten immer ausgeglichen sein müssen, kommt in der Verbindung Zinkoxid auf e i n zweiwertiges Zinkatom je e i n zweiwertiges Sauerstoffatom. Deshalb lautet die Formel für diese Verbindung ZnO, wobei man die Zahl 1 üblicherweise nicht mitschreibt. In der Verbindung Kohlendioxid dagegen reagiert e i n vierwertiges Kohlenstoffatom mit z w e i zweiwertigen Stauerstoffatomen. Die Formel lautet deshalb CO_2.
Bei der Reaktion von Wasserstoff mit Sauerstoff zu Wasser reagieren z w e i einwertige Wasserstoffatome und je e i n zweiwertiges Sauerstoffatom zu Wasser. Die Formel für Wasser ist deshalb H_2O.

Wasserstoff	+ Sauerstoff	⟶	Wasser
2 H_2	+ O_2	⟶	2 H_2O

11.4. Um das zu untersuchen, fülle das Becherglas zur Hälfte mit Wasser, gib einen Löffel Blumenerde dazu und rühre kräftig um. Es entsteht eine trübe Flüssigkeit, denn viele Teilchen bleiben in der Schwebe und verunreinigen das Wasser. Um die Lösung zu filtrieren, stelle dir einen Filter her, indem du ein Rundfilterblatt zweimal faltest, so daß ein Viertelkreis entsteht. Öffne dann das gefaltete Papier so, daß drei Blätter zur einen und ein Blatt zur anderen Seite gelegt werden (Abb. 78). Nun paßt das Filterpapier in den Trichter; es schmiegt sich noch besser an, wenn du es mit etwas Wasser anfeuchtest.

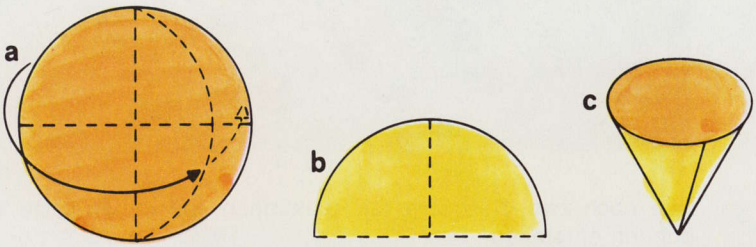


Abb. 78

Filtriere nun das „schmutzige Wasser", indem du es durch das vorbereitete Filter gießt. Das durchlaufende Wasser ist wieder völlig klar. Man bezeichnet es als Filtrat. Im Filter bleibt die Blumenerde zurück (Rückstand).
Zwischen Wasser und Blumenerde ist es nicht zu einer chemischen Verbindung gekommen, denn durch eine einfache physikalische Trennungsmethode, nämlich das Filtrieren, ließen sich beide Stoffe wieder voneinander trennen. Man spricht hierbei von einem Gemisch oder einem Gemenge.

11.5. In einem weiteren Experiment kannst du diese Untersuchung noch fortsetzen. Fülle das Becherglas wieder zur Hälfte mit Wasser, gib einen Löffel Kochsalz hinzu und rühre um. Du erhältst eine wasserklare Flüssigkeit. Wenn sich ein Stoff wie Kochsalz in einer Flüssigkeit auflöst, spricht man von einer Lösung.

11.6. Ob es sich hierbei um eine chemische Verbindung oder um ein Stoffgemisch handelt, kannst du herausfinden, wenn du etwas von der Salzlösung in das Porzellanschälchen gibst und über der Spiritusflamme bis zum Sieden erhitzt (Abb. 79).
Ist die Flüssigkeit verdampft, beende den Versuch und prüfe den Rückstand. Du darfst unbesorgt kosten.
Beim Sieden verdampft nur das Wasser, der gelöste Stoff, in diesem Falle das Kochsalz, bleibt zurück.
Eine Lösung ist also auch ein Gemisch, denn es entsteht kein neuer Stoff mit anderen Eigenschaften. Die Eigenschaften des gelösten Stoffes und des Lösungsmittels bleiben erhalten. Alle Salzlösungen sind nur Gemische.

Abb. 79

11.7. Auf diese Weise kannst du chemisch sehr reines Wasser, auch destilliertes Wasser genannt, gewinnen. Baue dir aus einem großen Reagenzglas, einem durchbohrten Stopfen und dem Winkelrohr einen kleinen Destillationsapparat nach Abb. 80 zusammen. Fülle das Reagenzglas zur Hälfte mit Wasser und gib einige Tropfen Tinte hinzu. Erhitze die Lösung mit dem Spiritusbrenner bis zum Sieden und fange das überdampfende Wasser in einem zweiten Reagenzglas auf, das in einem Gefäß (Marmeladenglas) mit kaltem Wasser steht.

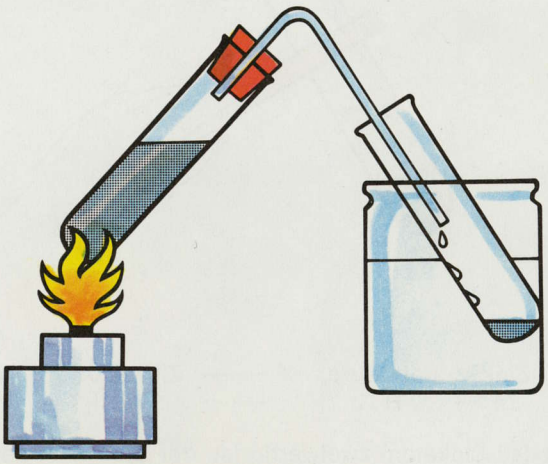


Abb. 80

Das aufgefangene Wasser ist farblos und schmeckt fade. Beim Verdampfen bleiben alle gelösten Bestandteile zurück, selbst die im Leitungswasser gelösten Salze. Beim Abkühlen kondensiert der Dampf wieder zu Wasser. Diesen Vorgang nennt man Destillation.

Zwei wichtige Stoffgruppen, von denen du auch einiges wissen mußt, sind Säuren und Laugen.
Säuren sind Verbindungen des Elements Wasserstoff und einer Atomgruppe, die man den Säurerest nennt. Die Eigenschaften aller Säuren werden durch einen gemeinsamen Bestandteil, den Wasserstoff, hervorgerufen, die besonderen Eigenschaften durch den jeweiligen Säurerest.
Eine gemeinsame Eigenschaft aller Säuren ist, daß sie mit Metallen reagieren und dabei durch chemische Umwandlungen neue Verbindungen entstehen.

11.8. Gib in ein großes Reagenzglas zwei bis drei Zinkplättchen und fülle bis zu einem Drittel mit verdünnter Salzsäure auf. Erwärme das Glas vorsichtig, indem du es über der Spiritusflamme einige Male hin und her bewegst (Vorsicht, nicht sieden lassen, die Säure spritzt sonst heraus!).

Sehr bald beobachtest du aufsteigende Gasblasen (Abb. 81). Das Zink wird in einem chemischen Umwandlungsprozeß zersetzt, dabei entweicht ein Gas. Es ist der Wasserstoff, der vorher mit dem Säurerest verbunden war. Gleichzeitig verbindet sich das Metall Zink mit dem Säurerest zu einem Salz. Es heißt Zinkchlorid (vgl. Tabelle der Säuren).

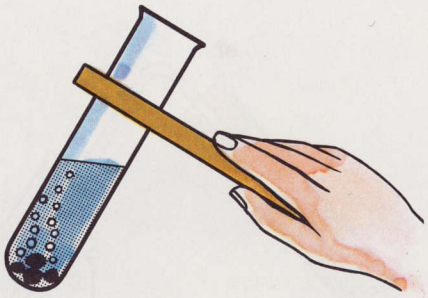


Abb. 81

Zink + Salzsäure ⟶ Zinkchlorid + Wasserstoff

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

Da jedes Zinkatom zweiwertig ist, der Säurerest der Salzsäure jedoch nur einwertig, bindet Zink bei dieser Reaktion zwei einwertige Säurereste der Salzsäure.
Die Formel ist deshalb $ZnCl_2$.

11.9. Eine leicht erkennbare gemeinsame Eigenschaft der Säure besteht darin, daß sie blaues Lackmuspapier rot färben.
Überprüfe diese Tatsache, indem du etwas verdünnte Salzsäure in ein Reagenzglas füllst und einen halben Streifen blaues Lackmuspapier hinzugibst. Die Rotfärbung ist immer ein sicheres Zeichen für die Anwesenheit von Säure.
In der nachstehenden Tabelle findest du die wichtigsten Säuren mit ihren chemischen Formeln.

Säurename	Formel	Säurerest	
Schwefelsäure	H_2SO_4	$-SO_4$	: Sulfat
Salzsäure	HCl	$-Cl$	: Chlorid
Salpetersäure	HNO_3	$-NO_3$	: Nitrat
Phosphorsäure	H_3PO_4	$-PO_4$	: Phosphat
Kohlensäure	H_2CO_3	$-CO_3$	: Carbonat
Essigsäure	CH_3COOH	$-CH_3COO$	: Acetat

Hinweis

Da man die Gefährlichkeit einer Säure nicht ohne weiteres erkennen kann, ist beim Umgang mit Säuren stets besondere Vorsicht geboten.

Trage zum Schutz deiner Kleidung einen Kittel oder eine Schürze! Günstig wäre es, wenn du zum Schutz deiner Augen eine Brille aufsetzen könntest.

Säurespritzer auf der Haut müssen mit reichlich Wasser sofort abgespült werden.

Auch Säure auf der Kleidung muß sofort durch kräftiges Spülen mit Wasser entfernt werden, da sonst Löcher entstehen.

Säuren dürfen niemals in Trinkgefäßen aufbewahrt werden!

11.10. Wie Säuren reagieren auch Hydroxide typisch mit Lackmus.
Fülle etwas Natronlauge in ein Reagenzglas und gib einen halben Streifen rotes Lackmuspapier hinzu. Diesmal erfolgt ein Farbumschlag von rot nach blau. Die Blaufärbung ist der Beweis für Laugen.

Wie Säuren haben auch Laugen gemeinsame chemische Eigenschaften, denn sie enthalten ebenfalls einen gleichartigen Bestandteil. Es ist eine besondere Atomgruppe, die der Chemiker als OH-Gruppe oder Hydroxidgruppe bezeichnet.

Diese Hydroxidgruppe bewirkt die gemeinsamen Eigenschaften aller Laugen. Deshalb nennt man diese Gruppe chemischer Verbindungen auch Hydroxide. Außerdem ist am Aufbau dieser Verbindungen immer ein Metall beteiligt, das die besonderen Eigenschaften bedingt. Die chemischen Namen werden aus dem Metall und dem Begriff Hydroxid gebildet.
In der nachstehenden Tabelle findest du die wichtigsten Hydroxide mit ihren chemischen Formeln

Chem. Bezeichnung	volkstüml. Name	Formel
Natriumhydroxid	Natronlauge	$NaOH$
Kaliumhydroxid	Kalilauge	KOH
Calciumhydroxid	Kalklauge	$Ca(OH)_2$
Ammoniumhydroxid	Salmiakgeist	NH_4OH

Hinweis

Für den Umgang mit Laugen gelten die gleichen Vorsichtsmaßregeln wie für Säuren.

11.11. Bringt man gleiche Mengen von Säuren und Hydroxiden zusammen, so heben sich ihre typischen Wirkungen auf. Der Chemiker sagt, die Stoffe neutralisieren sich.

Fülle ein Reagenzglas fingerbreit mit verdünnter Salzsäure und gib einen halben Streifen blaues Lackmuspapier hinein. Es färbt sich rot. Setze dann unter ständigem Schütteln der Säure tropfenweise so viel Natronlauge zu, bis das Lackmuspapier einen violetten Farbton annimmt.

Ist der violette Farbton erreicht, haben sich beide Stoffe neutralisiert. Die Eigenschaften von Säure und Hydroxid sind verlorengegangen.

Bei einer Neutralisation entstehen neue Stoffe. Das Natrium der Natronlauge verbindet sich mit dem Säurerest der Salzsäure zu Kochsalz (Natriumchlorid). Die Hydroxidgruppe der Lauge verbindet sich gleichzeitig mit dem Säurewasserstoff zu Wasser.

Natronlauge + Salzsäure ⟶ Kochsalz + Wasser

$\boxed{Na}$ OH + H $\boxed{Cl}$ ⟶ Na Cl + H_2O

Jede Neutralisation (Umsetzung zwischen Säure und Lauge) ergibt immer Salz und Wasser.

Säure + Lauge ⟶ Salz + Wasser

11.12. Das bei der Neutralisation von Salzsäure und Natronlauge entstandene Salz kannst du sichtbar machen, wenn du die Flüssigkeit in der Porzellanschale über der Spiritusflamme eindampfst. Eine Kostprobe (Finger anfeuchten und eintauchen) nach dem Erkalten beweist eindeutig: es ist Kochsalz entstanden.

Salze sind Verbindungen zwischen Metallen und Säureresten. Sie erhalten ihre Namen von den Säuren und den Metallen, aus denen sie sich gebildet haben.

Das Metall wird mit der lateinischen Bezeichnung des Säurerestes zusammengezogen: z. B. Natriumchlorid, Zinksulfat, Eisensulfat usw.

Die nachstehende Übersicht zeigt einige der ca. 15 000 Salze mit ihrer chemischen Formel (vgl. Tabelle der Säuren):

Salz	Formel
Zinkchlorid	$Zn\,Cl_2$
Eisensulfat	$Fe\,SO_4$
Kaliumnitrat	$K\,NO_3$
Natriumsulfat	$Na_2\,SO_4$
Bleisulfat	$Pb\,SO_4$
Natriumcarbonat	$Na_2\,CO_3$
Calciumphosphat	$Ca_3\,(PO_4)_2$

Eine wichtige Aufgabe für den Chemiker besteht darin, mit besonderen Prüfmitteln (Reagenzien) die Stoffe auf ihre Zusammensetzung zu untersuchen. Diese Tätigkeit nennt er A n a l y s e.
Ein Reagenz für eine solche Untersuchung hast du schon kennengelernt, nämlich Lackmuspapier. Mit blauem Papier lassen sich Säuren erkennen (Rotfärbung), mit rotem Laugen (Blaufärbung). Auch Eisen läßt sich, wie du erfahren hast, durch gelbes Blutlaugensalz nachweisen.

11.13. Aber nicht nur feste Stoffe und Flüssigkeiten, sondern auch Gase können chemisch erkannt werden. So kann z. B. das Gas Kohlendioxid, das in größeren Mengen in der ausgeatmeten Luft enthalten ist, mit dem Reagenz Kalkwasser nachgewiesen werden. Diese Analyse kannst du selbst leicht ausführen.

Dazu mußt du dir Kalkwasser herstellen, indem du den Erlenmeyerkolben zu dreiviertel mit Wasser füllst, dann nach und nach darin so viel gebrannten Kalk löst, bis er sich am Boden absetzt. Anschließend filtriere die Lösung und fülle das klare Filtrat in das Becherglas.

11.14. Fülle nun das Reagenzglas zur Hälfte mit Kalkwasser und blase deine Atemluft hindurch. Benutze dazu das rechtwinklig gebogene Glasrohr. Schon bald färbt sich das Kalkwasser milchig, man sagt, es trübt sich. Diese Trübung ist immer der Beweis für die Anwesenheit des Gases Kohlendioxid.
Die genannten Nachweismittel sind natürlich nur eine kleine Auswahl. Der Chemiker benötigt für seine vielfältigen Untersuchungen wesentlich mehr und erheblich kompliziertere.

Philips hat das große Programm

Experimentier- und Lehrbaukästen für Elektronik, Physik, Chemie und Computertechnik. Ergänzungsfähige Serien für jedes Alter: vom Grundschulwissen bis zum ernstzunehmenden Hobby. Zusammengestellt von Fachleuten aus den Philips Labors und Forschungsabteilungen und erfahrenen Pädagogen; vielfach ausgestattet mit Originalteilen aus der Industrie-Produktion.

Philips Experimentierkästen – das Programm, das aus der Praxis kommt.

Mit Deinem **Chemie-Experimentierkasten CE 1402** hast Du Dir die Welt der Naturwissenschaften eröffnet. Sicher interessieren Dich auch noch unser Elektronik-Programm und die Geheimnisse der Physik.

2

Unsere Anschrift lautet:

in Deutschland PHILIPS GMBH
Bereich Hobby-Technik
Postfach 10 14 20
2000 Hamburg 1

in Österreich Spiel-Sport-Stadlbauer Ges. m. b. H.
5027 Salzburg, Postfach 83

in der Schweiz Witeco-Spielwaren AG
Birsstraße 58
4052 Basel

D