

UNSERE WELT
GRUPPE 2

CHEMIE

VON DER NATUR UND
IHREN GESETZEN

DR. FRITZ DONNER

AUS DER CHEMIE DER LÖSUNGEN

EINFACHE VERSUCHE MIT PHYSIKALISCHEN UND CHEMISCHEN LÖSUNGEN



DER KINDERBUCHVERLAG

BERLIN

DR. FRITZ DONNER

AUS DER CHEMIE DER LÖSUNGEN

EINFACHE VERSUCHE MIT PHYSIKALISCHEN
UND CHEMISCHEN LÖSUNGEN



DER KINDERBUCHVERLAG BERLIN

Umschlagbild und Textillustrationen von Helmut Kloss nach
Skizzen des Autors

Alle Rechte vorbehalten

Copyright 1952 by Der Kinderbuchverlag Berlin

Lizenz-Nr. 304-270/53/52

Satz und Druck: (III/9/1) Sächsische Zeitung, Dresden 9559

Preis: 0,60 DM

B e s t e l l - N r. 13521

1.—20. Tausend 1952. Für Leser von etwa 13 Jahren an

Was dieses Heft will

Zwei Erscheinungen sind es, die dem Schwimmer auffallen, wenn er zum ersten Male anstatt im Teiche der Heimat in den Fluten der Ostsee oder gar in den Wogen des blauen Mittelmeeres badet: die größere Tragfähigkeit des Meerwassers und sein eigenartiger Geschmack. Jeder weiß, daß diese Überraschungen ihre Ursachen im Salzgehalt des Meeres haben. Das Meerwasser ist eine andere Lösung als das Süßwasser. Trinken wir Meerwasser, quält uns bald ein großer Durst. Und doch kann uns der Arzt bei hohem Blutverlust mit Salz das Leben retten, wenn er eine abgestimmte Salzlösung in das Blut einführt. Eine Lösung von Traubenzucker, direkt ins Blut gespritzt, stillt unseren Hunger, auch wenn der Magen leer bleibt. Nur in gelöster Form vermag unser Körper aus dem Darminhalt die Stoffe auszuwählen, die er für sein Bestehen und Wachstum braucht. Es ist ähnlich wie bei den Pflanzen: Auch diesen wird im Boden ein vielfältiges Gemisch von brauchbaren und unbrauchbaren Stoffen angeboten — doch können sie mit den Wurzeln nur dasjenige aufnehmen, was ihnen in Form einer Lösung geboten wird.

Das Leben der Tiere und Pflanzen ist ohne die Lösungsvorgänge nicht denkbar. Denn der so verwickelte Stoffwechsel der Organismen ist ein fortwährendes Lösen und Ausscheiden von Stoffen, und die kleinste Hemmung der Lösungsvorgänge bringt den Körper in Gefahr.

Im Boden unserer Erde sickern ununterbrochen Ströme von Lösungen umher. Die Bergleute können sehr viel davon erzählen. An der einen Stelle löst das Wasser die Gesteine auf und schafft mächtige Höhlen, an einer anderen Stelle scheidet die Lösung wieder funkelnde Kristalle aus, und wir wissen nicht, was wir mehr bewundern sollen, die zauberhaften riesigen Höhlen oder die glitzernden Kristalle an ihren Wänden. Ohne Verständnis dafür, was beim Lösen und Ausscheiden der Stoffe geschieht, sind wir blind für viele Vorgänge in der Natur. Deshalb soll in diesem Heft die Rede sein von den Lösungen und ihrem physikalischen und chemischen Verhalten. Dabei wollen wir immer an die Bedeutung der Lösungen für die Technik und für den Kreislauf der Stoffe in der Natur denken.

Allgemeine Regeln für chemische Versuche

1. Studiere zuerst jede Versuchsanweisung gründlich von Anfang bis Ende!
2. Lege vor Versuchsbeginn alle nötigen Geräte und Chemikalien bereit!
3. Führe über jeden Versuch bis in alle Einzelheiten genau Buch!
4. Wenn ein Versuch nicht gelingt, so suche die Ursache des Versagens!
5. Beim Erhitzen der Proben im Reagenzglas muß das Reagenzglas geschüttelt werden, sonst besteht „Spritzgefahr“!
6. Halte das Reagenzglas beim Erhitzen stets so, daß sein Inhalt weder dich noch einen Mitarbeiter treffen kann, wenn er herausspritzen sollte!
7. Benutze beim Einschütten pulverisierter Substanzen in die Reagenzgläser ein zusammengekniffenes Kartonblatt (Abb. 1)!
8. Kannst du Geräte und Arbeitsplatz nicht sauberhalten, dann überlaß das Experimentieren anderen!

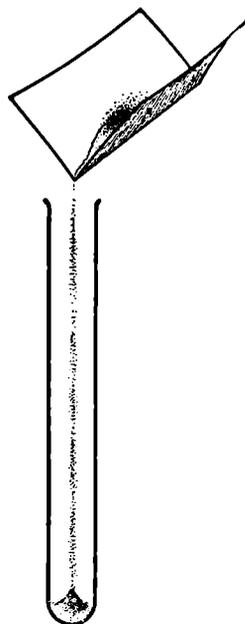


Abb. 1 Wie man ein Pulver in ein Reagenzglas schüttet

I. LÖSEN UND KRISTALLISIEREN

1. Wir stellen Lösungen her

Versuch: Laß in ein mit Wasser gefülltes Glas einen Tropfen Tinte fallen oder wirf einen Kristall von Kupfersulfat in ein Glas voll Wasser und laß die Gläser ein paar Tage lang ruhig stehen!

Wir beobachten, daß ein jeder Tintentropfen im Wasser auseinanderfließt (Abb. 2). Ist der Tropfen sehr dick, so setzt er sich wohl unter Bildung von Wolken und Schlieren zu Boden — nach einiger Zeit, mitunter erst nach Tagen, ist das Wasser in unserem Glase aber ganz gleichmäßig gefärbt, ohne daß wir umgerührt haben. Und beim Versuch mit dem Kupfersulfatkristall geschieht dasselbe wie bei der Tasse Tee, in die wir ein Stück Zucker geben. Vergessen wir dabei das Umrühren und trinken erst später von dem abgestandenen Tee, so merken wir sofort am süßen Geschmack des ersten Schluckes, daß sich der Zucker in der Tasse von selbst gleichmäßig verteilt haben muß. Auch unser Kupfersulfat löst sich ohne Umrühren auf, durchdringt ohne unser Zutun im Laufe von Tagen die ganze Flüssigkeit und färbt sie hellblau.

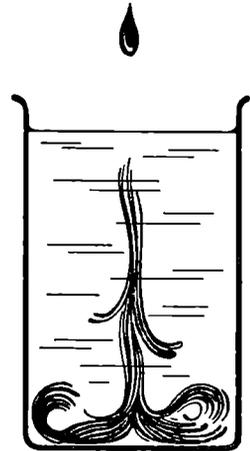


Abb. 2 Tintentropfen im Wasser

Was ist nach diesen Beobachtungen in den Flüssigkeiten geschehen? Das ursprünglich reine Wasser ist von der Tinte, vom Kupfersulfat oder vom Zucker durchdrungen worden. An jeder Stelle des Glases — einerlei ob oben oder unten — befindet sich jetzt eine gleiche Menge des hineingebrachten Stoffes. Wir sagen, die Lösung hat am Ende

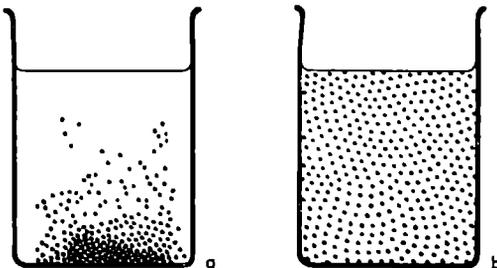


Abb. 3 Die Verteilung des gelösten Stoffes im Lösungsmittel

- a) Beginn
- b) Ende des Lösungsvorganges

unserer Versuche überall die gleiche Konzentration (Abb.3). Wie ist es aber möglich, daß Tinte oder Zucker vom Boden des Glases bis zur Wasseroberfläche wandern können? Wir wissen, daß das Wasser, unser Lösungsmittel, aus vielen unsichtbaren Teilchen, den Molekülen, besteht, ebenso aber auch der Tintenfarbstoff und der Zucker, also die gelösten Stoffe. Sobald ein Zuckerkristall ins Wasser fällt, geht der Zusammenhang der Zuckermoleküle untereinander verloren. Die Zuckermoleküle entfernen sich soweit wie möglich voneinander und lassen Wassermoleküle dazwischentreten. Wenn in den oberen Wasserschichten Zuckermoleküle erscheinen, so mußten sich diese mit eigener Kraft zwischen den Wassermolekülen hindurchbewegt haben. Dasselbe gilt natürlich auch von den Teilchen des Tintenfarbstoffes und des Kupfersulfates. Am Ende des Vorganges, den wir als Diffusion bezeichnen, sind alle Teilchen des gelösten Stoffes gleichmäßig innerhalb des Lösungsmittels verteilt. Dabei ist die Geschwindigkeit, mit der die Teilchen diffundieren, verschieden groß: Die kleinsten Teilchen wandern am schnellsten, die größten am langsamsten.

2. Wie sich Kristalle bilden

Versuch: Erwärme über einer kleinen Flamme ein paar Tropfen Zucker-, Kochsalz- oder Alaunlösung vorsichtig auf einem Objektträger (oder auf einem Stückchen Fensterglas). Du kannst auch eine konzentrierte Zucker- oder Alaunlösung in einer flachen, offenen Schale an der Luft stehenlassen!

Mit bloßem Auge, noch besser aber mit der Lupe, sehen wir, wie sich auf unserer Glasscheibe oder in unserer Schale kleine, funkelnde Kristalle bilden, während das Wasser verdunstet. Je langsamer das Wasser verdunstet, desto größer werden die Kristalle. Beim Verdunsten des Wassers verlassen nach und nach immer mehr Wassermoleküle die Lösung und fliegen als gasförmiger, unsichtbarer Wasserdampf davon. Je mehr Wassermoleküle sich aus der Lösung entfernen, um so enger müssen die gelösten Zuckermoleküle, die nicht verdunsten können, aneinanderrücken. Schließlich ist die Lösung so sehr an Zuckermolekülen gesättigt, daß erst einige und dann immer mehr von ihnen aus Wassermangel auskristallisieren (Abb.4). Eine solche gesättigte, Kristalle abscheidende Lösung nennt der Chemiker „Mutterlauge“. Dabei lagern sich die Moleküle der einzelnen Stoffe stets nach bestimmten Gesetzen aneinander, so daß jede Molekülart immer in gleicher Weise in der ihr eigenen Form auskristallisiert. Daher kommt es, daß die Wissenschaftler die vielfältigen Erscheinungsformen der Kristalle, die sich aus natürlichen oder künstlichen Lösungen bilden, in ganz bestimmte Kristallsysteme einteilen können.

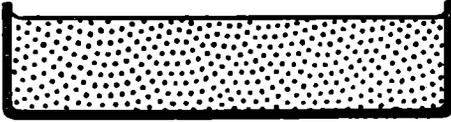


Abb. 4 Die Kristallbildung

a) Verdünnte Lösung



b) Beginn der Kristallisation



c) Ende der Kristallisation

Das Lösen und die Kristallbildung sind entgegengesetzte Vorgänge. Beim Lösen verteilen sich im Diffusionsvorgang die Teilchen eines Stoffes über das ganze Lösungsmittel. Bei der Kristallbildung dagegen werden sie wieder auf engerem Raume zusammengedrängt, bis sie als feste Kristalle aus der Lösung ausfallen.

3. Von kalten und heißen Lösungen

Wenn sich Salzkristalle im Wasser oder auch in einem anderen Lösungsmittel nur in geringer Menge lösen, so hält der Chemiker das Glas mit dem Lösungsmittel und den Kristallen zum Erhitzen über die Flamme. In den meisten Fällen hat er Erfolg: Die Kristalle lösen sich auf.

1. Versuch: Gib in ein mit kaltem Wasser halb gefülltes Reagenzglas nach und nach so viel Kaliumnitrat (Kalisalpeter), wie sich gerade darin löst. Denselben Versuch wiederhole dann mit der gleichen Menge heißen Wassers!

In jedem Falle entsteht eine „gesättigte“ Lösung. Aber das kalte Wasser nimmt viel weniger Salz auf als das heiße. Denn eine kalt gesättigte Lösung enthält in der Regel weniger vom gelösten Stoff als eine heiß gesättigte.

2. Versuch: Kühle die heiß gesättigte Lösung von Kalisalpeter ab, indem du sie in ein Becherglas mit kaltem Wasser stellst!

Während des Abkühlens fallen die überzähligen Kristalle wie die Schneeflocken aus der Lösung nieder. Es bleibt gerade nur so viel Salz gelöst, daß die kalte Lösung gesättigt ist.

3. Versuch: Erwärme im Wasserbad ein Kölbchen oder ein weites Reagenzglas mit 20 cm³ Wasser nach und nach jedesmal um 10° bis auf 80° und stelle fest, wieviel Kalisalpeter sich bei 10°, 20° und so weiter in dem Wasser des Glases lösen läßt (Abb. 5)!

Am besten löst sich das Salz, wenn du es vorher im Mörser pulverisierst. Du wiegst von dem pulverisierten Salz eine bestimmte Menge ab (vielleicht 50 g) und gibst davon auf jeder Temperaturstufe allmählich unter Umschütteln oder Rühren mit dem Glasstab so viel Salz ins Wasser, wie sich gerade noch löst. Daß die Lösung gesättigt ist, siehst du daran, daß bei der betreffenden Temperatur einige wenige Körnchen ungelöst bleiben. Mit Hilfe der Waage stellst du fest, wieviel Salz du jedesmal zugeben konntest. Du schreibst auf, welche Salzmenge auf der einzelnen Temperaturstufe in der Lösung insgesamt enthalten ist, und rechnest diese Menge auf 100 g Wasser um. Den Versuch wiederholst du mit Alaun (Kaliumaluminiumsulfat), Salmiak (Ammoniumchlorid) und Kochsalz (Natriumchlorid).

Die Ergebnisse — Temperaturen und dazu gehörende Salzmenge — trägst du in unser Schaubild ein (Abb. 6). Dadurch erhältst du die Löslichkeitskurven der einzelnen Stoffe. Du mußt, um gute Ergebnisse zu erzielen, mit einer sehr genauen Waage arbeiten und die Messungen sorgfältig durchführen. Mache jeden Versuch zwei- bis dreimal und vergleiche die Ergebnisse.

Aus unseren Versuchen erkennen wir, daß die Löslichkeit der meisten Salze mit steigender Temperatur sehr stark zunimmt. Unser vielgebrauchtes Kochsalz aber löst sich bei 100° nicht viel besser als bei 0°.

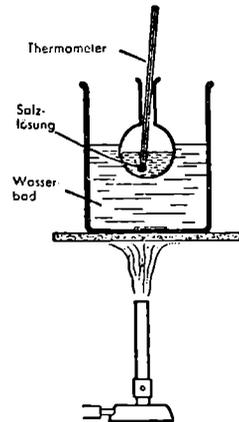


Abb. 5 Salzauflösung auf dem Wasserbad

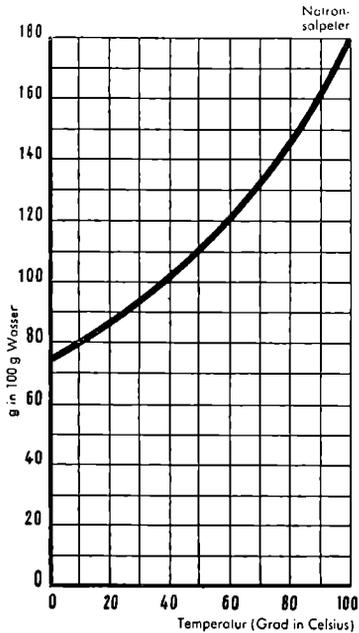


Abb. 6
Schaubild der Löslichkeitskurven

Im Haushalt und in der Technik benutzen wir die Wärme bei den verschiedensten Lösungsvorgängen: Die Hausfrauen haben warmes Wasser im Scheuereimer und waschen die schmutzige Wäsche so heiß, wie sie es verträgt. Und ihr könnt viele Flecke in euren Hosen und Kleidern mit warmem Wasser leichter entfernen als mit kaltem, denn viele Verbindungen sind im warmen Lösungsmittel leichter löslich als im kalten. Kochend brühen wir Kaffee und Tee, um aus ihnen die „Geschmacksstoffe“ herauszuziehen, und mit heißem Wasser wird in der Zuckerfabrik der Zucker aus den Rübenschnitzeln gelöst. Heißes Öl ist das Lösungsmittel für Pech bei der Herstellung der Dachpappe, und mit siedendem Wasser oder heißem Alkohol gewinnt der Apotheker viele Stoffe aus den Heilpflanzen. Denn Wärme hilft lösen!

4. Von hartem und weichem Wasser

Viele Schwimmer werden lachen, wenn sie hören, das Wasser sei hart. Und doch unterscheidet der Chemiker hartes und weiches Wasser. Auch eine Gruppe junger Freunde lernte diesen Unterschied einmal gründlich kennen. Sie radelte von Gotha nach Würzburg. In Gotha gab ihre Kernseife beim Waschen sofort einen wunderbaren Schaum — an den Quellen der Würzburger Umgebung aber mußte die Seife erst sehr lange mit Wasser verrieben werden, ehe sie schäumte. Denn das Gothaer Wasser kommt aus Sandsteinschichten und ist sehr weich, das Würzburger Wasser dagegen hat seinen Ursprung im Kalkboden und ist sehr hart.

1. Versuch: Dampfe auf einem Stückchen Glas oder auf einem Objektträger vorsichtig über einer kleinen Flamme gleichgroße Tropfen destilliertes Wasser, Regenwasser, Leitungs- und Quellenwasser ein!

Destilliertes und frisches Regenwasser hinterlassen keinen Rückstand, vom Leitungs- und Quellenwasser aber bleiben auf dem Glase winzige Kristalle löslicher Stoffe zurück (Lupe!). Die meisten der Kristalle bestehen aus Kalk und Gips, manche aber auch aus Kochsalz und Eisensalzen. Sie alle machen das Wasser „hart“.

2. Versuch: Kostet etwas destilliertes Wasser und vergleiche seinen Geschmack mit dem Leitungswasser!

Das destillierte Wasser schmeckt fade. Der frische Geschmack des Leitungswassers rührt von den gelösten Salzen her.

3. Versuch: Fülle gleich große Reagenzgläser halbvoll mit destilliertem, Regen- oder Schneewasser und frischem Leitungswasser! Stelle außerdem eine Seifenlösung her, indem du 0,5 g echter Seife (Kern-, Rasier- oder Schmierseife in 100 cm³ warmen Wassers auflöst. Mit einem Tropf- fläschchen oder einer Pipette bringst du tropfenweise Seifenlösung in die Reagenzgläser. Dabei stellst du fest, wieviel Tropfen du in jedes Glas geben mußt, bis eine 2 cm hohe, bleibende Schaumschicht entsteht, wenn du nach jedem Zufügen der Tropfen das Reagenzglas mit dem Daumen verschließt und genau fünfzehnmal kräftig schüttelst.

Am ehesten tritt die Schaumbildung bei destilliertem Wasser ein, viel später erst bei frischem Leitungswasser. Denn jenes ist weich, dieses dagegen hart. Im Reagenzglas mit Leitungswasser schwimmt eine weißliche Masse oben auf, wie sie sich beim Waschen auch immer am Rande der Waschschüssel absetzt. Es ist Kalkseife. Erst wenn unsere Seife den ganzen im

Leitungswasser gelösten Kalk zur unlöslichen Kalkseife verwandelt hat, beginnt die Schaumbildung. Die Kalkseife des harten Wassers macht schlecht gespülte Wäsche allmählich grau. Regenwasser ist weich und deshalb gutes Waschwasser.

4. Versuch: Löse in einem Reagenzglas mit frischem Leitungswasser eine Messerspitze Soda auf und laß das Glas einen Tag lang stehen! Stelle einen Kontrollversuch mit destilliertem Wasser an!

Die Soda schlägt den Kalk aus dem Wasser nieder; sie „enthärtet“ das Wasser. Dann wird beim Waschen keine Kalkseife gebildet, sondern das Schäumen beginnt sofort. Durch Waschen mit hartem Wasser werden in Deutschland jährlich für viele Millionen Mark Seife nutzlos vertan!

5. Versuch: Sieh dir einmal einen oft gebrauchten Wasserkessel in der Küche an!

Am Rande des Kessels sitzen bräunliche, harte Krusten. Denn beim Kochen wird aus dem Leitungswasser ein Teil der gelösten Salze abgeschieden. Das Wasser wird dadurch weicher. Die Salze setzen sich als „Kesselstein“ fest. In den großen Kesseln der Fabriken kann abgesetzter Kesselstein zu Explosionen führen. Deshalb wird das Kesselspeisewasser immer enthärtet. Trinkwasser aber soll hart sein. In Landstrichen mit hartem Trinkwasser haben die Menschen festere Knochen und sind gesünder als in Gegenden mit weichem Wasser.

5. Gelöste Gase

In einem schlecht gepflegten Aquarium kommen die Fische an die Wasseroberfläche und schnappen nach Luft. Denn das Wasser des Aquariums enthält nicht genügend Luft, die alle Lebewesen zur Atmung brauchen.

1. Versuch: Laß ein mit Wasser gefülltes Becherglas einige Stunden in der Zimmerwärme stehen oder erwärme es auf der Kochplatte oder mit einer Flamme!

An der Wand des Glases setzen sich Gasblasen an. Sie bestehen aus der Luft, die im Wasser gelöst war. Durch Erwärmen werden die Gase aus ihren Lösungen ausgetrieben. Bei Gasen hemmt die Wärme also den Lösungsvorgang, während sie ihn bei Salzen im allgemeinen fördert. Kaltes Wasser enthält deshalb mehr Sauerstoff als warmes. Daher sind unsere Teiche im

Winter sauerstoffreicher als im Sommer. Wir verstehen jetzt auch, weshalb die Fische im Teich an gewitterschwülen Tagen an der Wasseroberfläche nach Luft schnappen, und können uns jetzt erklären, weshalb beim Öffnen einer Flasche voll Selterswasser das gelöste Kohlendioxydgas (meist „Kohlensäure“ genannt) im Sommer schneller und heftiger herauszischt als im kalten Winter.

2. Versuch: Fülle ein Wasserglas halb voll mit Leitungswasser und ein anderes mit Selterswasser. Bringe ein brennendes Streichholz oder eine brennende Kerze bis dicht über den Wasserspiegel der Gläser (Abb.7)!

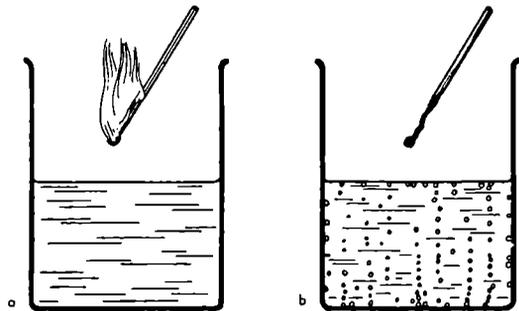


Abb. 7 Abgabe von Kohlendioxydgas durch Selterswasser

- a) Über Leitungswasser brennt die Flamme weiter
- b) Über Selterswasser erlischt die Flamme

Im Glas mit Selterswasser verlischt die Flamme. Sie wird vom Kohlendioxyd erstickt, das aus dem Wasser entwichen ist. Da das Kohlendioxyd schwerer als die Luft ist, bleibt es über dem Wasserspiegel im Glase.

6. Rückblick: Physikalische Lösungen

Wir wissen jetzt, was eine Lösung ist. Sie besteht aus dem Lösungsmittel und dem darin gelösten Stoff. Dieser ist ganz gleichmäßig im Lösungsmittel verteilt. Bei unseren Versuchen kamen die gelösten Zucker- oder Salzteilchen nach dem Verdampfen des Lösungsmittels als ebensolche Kristalle zum Vorschein, wie wir ursprünglich aufgelöst hatten. Man sagt, daß die Stoffe physikalisch gelöst wurden. Wir werden jedoch auch Lösungen kennenlernen, aus denen wir die gelösten Stoffe nicht unverändert wiedergewinnen können.

II. DIE CHEMISCHE ZEICHENSPRACHE

Ein Kristall von Kandiszucker löst sich im Wasser auf. Das heißt, er zerfällt in Millionen kleiner Teile, die Moleküle. Weder beim Lösen noch beim Kristallisieren wird deren innerer Aufbau verändert. Zucker bleibt Zucker, ganz gleich, ob gelöst oder kristallisiert.

Versuch: Erhitze etwas Zucker auf einer Eisenplatte oder auf einem Blechlöffel!

Der Zucker schmilzt. Bei höherer Temperatur entweichen Gase und zurück bleibt eine schwarze Masse. Bei diesem Vorgang haben wir — im Gegensatz zu unseren Lösungsversuchen — die Zuckermoleküle gründlich verändert, denn jedes Zuckermolekül zerfällt bei großer Hitze in seine Bestandteile: in die beiden unsichtbare Gase Wasserstoff und Sauerstoff und in den schwarzen Kohlenstoff. Die Wasserstoff-, Sauerstoff- und Kohlenstoffteilchen, aus denen sich ein Zuckermolekül zusammensetzt, nennen wir Atome. Es gibt 92 Arten von Atomen in der Natur. Das sind so viele, wie uns Elemente bekannt sind. Der Mensch hat bei den Versuchen zur Gewinnung der Atomenergie noch ein 93., 94., 95. und 96. Element künstlich hergestellt und damit neue Atomarten geschaffen.

Die einzelnen Atome bezeichnen wir mit den Anfangsbuchstaben ihrer griechischen oder lateinischen Namen. Für Wasserstoff schreiben wir H und für Sauerstoff O und für Kohlenstoff C. Die Zeichen für die Atome der häufigsten Elemente finden wir am Schluß dieses Heftes. Das Zeichen O bedeutet ein einzelnes Atom Sauerstoff. Wenn wir nun 2 O schreiben, so meinen wir damit zwei Sauerstoffatome, also zwei Atome, die sich getrennt voneinander bewegen. Schreiben wir aber O_2 , so heißt das: Die beiden Atome des Sauerstoffes haben sich jetzt zu einer Einheit, also einem Molekül, vereinigt. O_3 bedeutet, daß drei Atome zu einem Molekül zusammengetreten sind; es ist das Molekül des Ozons.

Für Kochsalz schreiben wir NaCl; dieses Molekül besteht also aus einem Natrium- und einem Chloratom. Das Kohlendioxidmolekül (CO_2) setzt sich aus drei Atomen zusammen: einem Atom Kohlenstoff und zwei Atomen Sauerstoff. Das Molekül des Kalisalpers (KNO_3) besitzt fünf Atome: ein Atom Kalium, ein Atom Stickstoff und drei Atome Sauerstoff.

Ein Traubenzuckermolekül setzt sich aus 24 Atomen zusammen, aus 6 Kohlenstoff-, 12 Wasserstoff- und 6 Sauerstoffatomen. Wir schreiben es: $C_6H_{12}O_6$. Rübenzucker aber hat 45 Atome zu einem Molekül vereinigt: $C_{12}H_{22}O_{11}$. Wollen wir drei Moleküle Rübenzucker „zu Papier bringen“, so müssen wir die Anzahl der Moleküle vor die Formel setzen: $3 C_{12}H_{22}O_{11}$.

Nachdem wir nun den ersten Schrecken vor der chemischen Zeichensprache verloren haben, sehen wir ein, daß uns diese Zeichen trotz ihrer Kürze sehr viel sagen können. So bedeutet der Ausdruck H_2O ein Molekül, das aus drei Atomen besteht, und zwar aus zwei Wasserstoff- und einem Sauerstoffatom. Mit H_2O meinen wir nichts anderes als ein Wassermolekül. Wir können dieses Molekül auch einmal bildlich darstellen (Abb. 8). Hinter der Formel $CaCO_3$ verbirgt sich ein Stoff, bei dem jedes Molekül aus einem Kalzium-, einem Kohlenstoff- und drei Sauerstoffatomen besteht. Es ist das

Abb. 8 Molekül des Wassers



Molekül des kohlensauren Kalkes, des Kalksteins, des Marmors oder der Kreide — sie alle haben die gleiche chemische Zusammensetzung. Eine schematische Darstellung zeigt Abbildung 9.

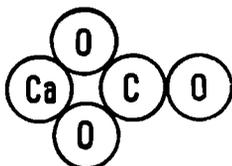
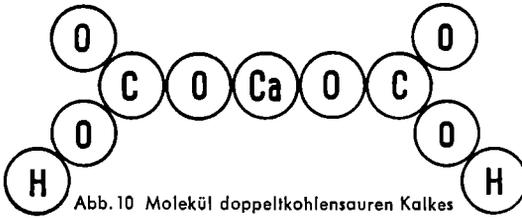


Abb. 9 Molekül des kohlensauren Kalkes (Kalziumkarbonat)

Schwieriger ist schon der Ausdruck $Ca(HCO_3)_2$ zu verstehen! Das Molekül enthält ein Atom Kalzium. Dazu besitzt es noch zweimal die Atomgruppe, die in der Klammer steht, also außer dem einen Kalziumatom im ganzen noch zwei Wasserstoff-, zwei Kohlenstoff- und sechs Sauerstoffatome. So ist das Molekül des doppelkohlensauren Kalkes gebaut (Abb. 10).

Solche Stoffe, deren Moleküle aus Atomen verschiedener Grundstoffe bestehen, nennt der Chemiker Verbindungen. Wasser mit seiner Formel H_2O ist also eine Verbindung und kein Element oder unzersetzbare Grundstoff, wie die alten Philosophen und auch oft noch unsere Großeltern meinten.

Die chemischen Formeln stehen oft auch auf unseren Flaschen im Laboratorium. Dann bedeutet „ H_2O “ natürlich nicht nur ein einziges Molekül Wasser, sondern überhaupt „Wasser“; ebenso meinen wir zum Beispiel mit



„Ca(OH)₂“ auf dem Glase nicht nur ein einzelnes Molekül des gelöschten Kalkes, sondern überhaupt „gelöschten Kalk“ oder „Kalziumhydroxyd“ oder wohl auch „Kalkwasser“.

III. UNLÖSLICHES WIRD LÖSLICH

Als wir unsere physikalischen Lösungen herstellten, lösten sich die Moleküle der Stoffe unverändert auf. Im folgenden aber machen wir Versuche mit Stoffen, die sich beim Lösen chemisch verändern. Ihre Lösungen bezeichnen wir als chemische Lösungen.

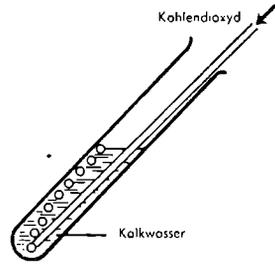
1. Wie Höhlen entstehen

Wer eine Fahrt in den Harz gemacht hat, weiß von prächtigen Tropfsteinhöhlen zu erzählen. Noch viel größere Höhlen sind im Karstgebirge zu finden. Dort fährt uns eine kleine elektrische Bahn in der zauberhaften Tropfsteinwelt umher, und mit leisem Schauer hören wir in den dunklen Spalten geheimnisvolle unterirdische Flüsse rauschen. Wir wollen uns über den Naturvorgang der Höhlenbildung durch Versuche Klarheit verschaffen:

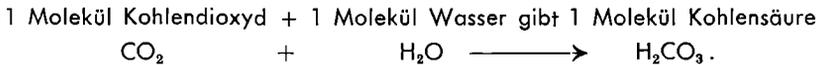
1. Versuch: Fülle ein Reagenzglas mit Kalkwasser halb voll, und blase durch einen Gummischlauch oder ein Glasrohr deine kohlendioxydhaltige Ausatmungsluft in das Kalkwasser hinein (Abb. 11)!

Du kannst auch das aus einer offenen Flasche mit Selterswasser entweichende Kohlendioxyd in das Kalkwasser leiten (Versuch im Heft „Einfache chemische Versuche“ S. 30).

Abb. 11 Einleiten von Kohlendioxyd in Kalkwasser



In jedem Fall trübt sich das Kalkwasser. Wollen wir diese Erscheinung richtig verstehen, müssen wir uns allerdings ein wenig anstrengen! Kalkwasser ist eine klare Lösung von gelöschtem Kalk, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, in Wasser. Mit den Wassermolekülen dieses Kalkwassers verbindet sich zunächst das Kohlendioxyd unserer Ausatemluft zu Kohlensäure:



Beachte, daß in unserer Reaktionsgleichung alle Atome auf der linken Seite des Pfeiles auch auf der rechten Seite vorhanden sind, allerdings in ganz anderer Anordnung! Die entstandene Kohlensäure verbindet sich nun mit dem gelösten gelöschten Kalk des Kalkwassers. Diese neue Verbindung heißt kohlsaure Kalk und ist unlöslich. Deshalb schlägt sie sich als weiße Masse nieder. Wir formulieren:

1 Mol. Kohlensäure + 1 Mol. gelöschter Kalk gibt 1 Mol. kohlsauren Kalk + 2 Mol. Wasser.



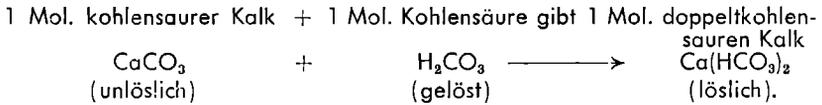
Der Niederschlag aus kohlsaurem Kalk ist der gleiche chemische Stoff, aus dem der Marmor, der Kalkstein und die weißen Kreidefelsen Rügens bestehen.

Kohlsaure Kalk ist im Wasser unlöslich; und doch werden in sehr langen Zeiten die Kreidefelsen ebenso wie die Berge der Kalkalpen oder die Kalksteine unserer Häuser durch Lösungsvorgänge allmählich abgebaut:

2. Versuch: Fahre mit dem Einleiten von Ausatemluft in das Reagenzglas so lange fort, bis du eine Veränderung an dem weißen Niederschlag des kohlsauren Kalkes beobachtest!

Der Niederschlag verschwindet wieder. Unter dem Überfluß von Kohlensäure wird der unlösliche kohlsaure Kalk tatsächlich löslich! Er wird in doppelt-

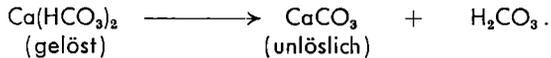
kohlensauen Kalk verwandelt, und dieser löst sich im Wasser unsichtbar wie Zucker auf. Wir können schreiben:



Mit Hilfe dieser chemischen Vorgänge können wir uns die Bildung von Höhlen in Kalkgebirgen und die Verwitterung an den Kalkfelsen erklären. Das Regenwasser und besonders das in die Erde sickende Wasser enthält immer etwas Kohlensäure, wie wir sie vom Selterswasser her kennen. Besonders kohlensäurehaltig sind die Quellen der „Sauerbrunnen“, aus denen „natürliches Selterswasser“ hervorsprudelt. Diese kohlensäurehaltigen Wasser verwandeln den unlöslichen Kalkstein der Gebirge in löslichen doppeltkohlensauen Kalk. Sie graben sich auf chemischem Wege unterirdische Flußbetten, die zu gewaltigen Hohlräumen werden können.

3. Versuch: Erhitze die Lösung des doppeltkohlensauen Kalkes, die du zuletzt beim Einblasen des überschüssigen Kohlendioxydes erhalten hast!

Beim Erhitzen erscheint erneut ein weißer Niederschlag; denn durch das Erwärmen ist der gelöste doppeltkohlensauer Kalk ($\text{Ca(HCO}_3)_2$) in unlöslichen, einfachen kohlensauen Kalk zurückverwandelt worden. Dabei ist außerdem Kohlensäure entstanden:



Auf gleichem Wege entstehen die Tropfsteine in unseren Höhlen. Denn an den Decken der Höhlen wird das sehr stark mit gelöstem doppeltkohlensauen Kalk angereicherte Sickerwasser als Tropfen ausgeschieden. Dabei erwärmt es sich. Infolgedessen scheiden sich aus jedem hängenden und niederfallenden Tropfen Spuren von kohlensauem Kalk aus, die nach Tausenden von Jahren zu baumgroßen, prächtigen Tropfsteinen heranwachsen können.

2. Wir prüfen den Kalkgehalt des Erdbodens

Es ist für den Landwirt und den Gärtner sehr wichtig, über den Kalkgehalt ihres Bodens Bescheid zu wissen. Wir wollen auf einfache Weise den Kalk im Boden nachweisen:

Versuch: Bringe auf Uhrschälchen, Porzellanscherven oder auch auf einen Ziegelstein kleine Proben von Gartenerde, Sand, altem Wandputz sowie ein wenig Marmorpulver! Dann läßt du vorsichtig einige Tropfen verdünnte Salzsäure auf die einzelnen Proben fallen (Abb. 12).

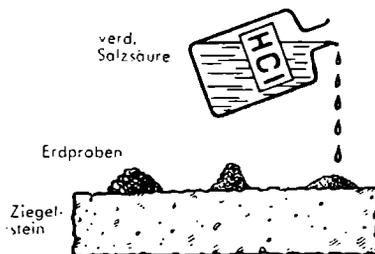


Abb. 12 Die Kalkprobe

Je nach dem Kalkgehalt der Proben brausen die Tropfen der Salzsäure mehr oder weniger stark auf. Nur die Sandprobe bleibt unverändert. Sie enthält keinen Kalk. Bei den übrigen Proben treibt die Salzsäure aus dem kohlen-sauren Kalk das gasförmige Kohlendioxyd aus und bildet mit dem restlichen Kalzium eine neue, leicht lösliche Verbindung, das Kalziumchlorid. Außerdem entsteht dabei Wasser:



Du kannst auf diese Weise den Boden eures Gartens an verschiedenen Stellen prüfen und je nach der Stärke des Aufbrausens folgende Grade des Kalkgehaltes feststellen:

- | | | |
|--|-------------------------------------|---------------------------------------|
| 1. kein Aufbrausen: | Der Boden ist kalkfrei | Kalkgehalt: unter 1 %
oder kalkarm |
| 2. schwaches, kurzes
Aufbrausen: | Der Boden ist schwach
kalkhaltig | Kalkgehalt: 1 bis 2 % |
| 3. kräftiges, kurzes
Aufbrausen: | Der Boden ist kalk-
haltig | Kalkgehalt: 3 bis 4 % |
| 4. kräftiges, anhalten-
des Aufbrausen: | Der Boden ist stark
kalkhaltig | Kalkgehalt: über 5 % |

Bei einer Verarmung des Bodens an Basen, besonders Kalk, wird der Boden sauer. Der Landwirt sagt, die Bodenazidität (lat. acidus = sauer) nimmt zu. Das kann zum Beispiel durch einseitige chemische Düngung mit Kalisalzen geschehen. Die Bodenazidität wird von einem bestimmten Grade ab schädlich für viele Kulturpflanzen, wie Weizen und Rüben. Darum muß der Landwirt dem Boden alle zwei bis drei Jahre (je nach Bedarf) 1000 bis 2000 kg Düngekalk auf 1 ha zuführen.

Den Kalkgehalt des Bodens kann man auch ungefähr nach der Menge der wildwachsenden kalkliebenden Pflanzen abschätzen.

Kalkanzeigende Pflanzen sind Wundklee, Sumpfwurz, Küchenschelle, Huf-lattich, Sonnenwolfsmilch, während Hederich, Kleiner Sauerampfer, Heidekraut, Wollgras, Ackerspörgel typisch saure Böden anzeigen.

3. Pflanzen ätzen Steine

Pflanzen und Tiere brauchen Kalk zu ihrem Aufbau. Sie können den Kalk aber nur in gelöster Form in sich aufnehmen. Die Pflanzen vermögen mit Hilfe ihrer Wurzeln den ungelösten Kalk des Bodens aufzulösen; sie „schließen ihn auf“.

Versuch: Ein Stück einer blankpolierten Marmorplatte legst du in einen Blumentopf (Abb. 13). Dann füllst du den Topf dreiviertel mit Erde voll und steckst etwa 30 Getreidekörner oder 3 Bohnen hinein. Die keimenden Pflanzen pflegst du gut. Nach einigen Wochen nimmst du das Marmorstück aus dem Topf, reinigst es und betrachtest es genau.



Abb. 13 Die Marmorplatte im Blumentopf

In die polierte Marmorfläche sind feine Risse eingezätzt; denn die Wurzeln scheiden Spuren von Kohlendioxyd aus, das mit dem Wasser des Bodens Kohlensäure bildet. Unter deren Einfluß löst sich der kohlensaure Kalk des Marmors auf. Wir sehen: Pflanzen „lösen“ Steine!

4. Knochen werden weich

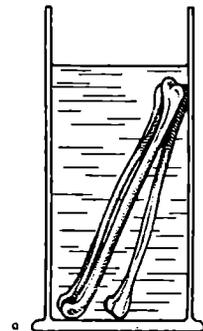
Aus dem Boden wandert der Kalk in die Pflanzen und aus den Pflanzen in die Tiere. In deren Körper kreist er in gelöster Form mit dem Blut in den Adern. Das Blut bringt den Kalk zu den Knochen, die sich aus ihm aufbauen.

Versuch: Lege möglichst langgestreckte Knochen, etwa aus dem Bein eines Kaninchens oder vom Flügel eines Vogels, ein paar Tage lang in verdünnte Salzsäure und wasche sie dann mit Wasser gründlich ab (Abb. 14)!



Abb. 14 Entkalkung der Knochen

a) Knochen in verdünnter Salzsäure b) Entkalkter Knochen



Die Knochen sind elastisch geworden. Ist ein Knochen lang genug, so können wir einen Knoten daraus schlingen! Denn die Salzsäure hat aus dem Knochen den phosphorsäuren und kohlensäuren Kalk herausgelöst, der dem Knochen die Härte gibt. Übriggeblieben ist nur die elastische Knorpelmasse des Knochens.

5. Ein Verdauungsversuch

Aus dem Darm vermag unser Körper nur gelöste Stoffe aufzunehmen. Deshalb ist es die Aufgabe der Verdauungsorgane, die festen Nahrungsstoffe in die gelöste Form zu verwandeln.

1. Versuch: Kaut einen Bissen Semmel etwa dreißigmal und prüfe den Geschmack, den du dann im Munde hast!

Nach langem Kauen empfinden wir einen schwach süßlichen Geschmack; denn unter dem Einfluß des Speichels hat sich das Mehl der Semmel, das der Chemiker als Stärke bezeichnet, in Zucker verwandelt. Wir wollen diese „Verdauung im Munde“ einmal im Reagenzglas vor sich gehen lassen:

2. Versuch, Vorproben: Gib im Reagenzglas zu ein wenig Zuckerwasser ein paar Tropfen Jodlösung! Mache dasselbe mit einer Stärkeaufschwemmung, die aber sehr dünn sein muß! Du erhältst diese am besten, wenn du eine kleine Messerspitze Mehl in 100 cm³ Wasser auf etwa 70° erhitzt und wieder abkühlen läßt.

Die Stärke färbt sich blau, sobald sie mit Jodlösung versetzt wird. Diese blaue Farbe ist stets das Zeichen der Anwesenheit von Stärke. Die Zuckerlösung nimmt lediglich die gelbliche Farbe der zugesetzten Jodlösung an.

2. Versuch: Versetze in einem kleinen Kolben oder in einem Becherglas etwa 50 cm³ der dünnen Stärkeaufschwemmung reichlich mit Speichel und erwärme sie im Wasserbad auf 37° (Abb. 15)! Gieße alle fünf Minuten eine kleine Probe der Stärkeaufschwemmung in ein Reagenzglas und prüfe sie mit ein paar Tropfen Jodlösung!

Die zuerst entnommenen Proben färben sich blau, die späteren dagegen zeigen keine Stärkereaktion mehr. Die unlöslichen Stärkekörnchen, die anfangs das Wasser trübten und durch Jod blau gefärbt werden, sind durch die Speichelstoffe erst in Malzzucker und dann in Traubenzucker umgewan-

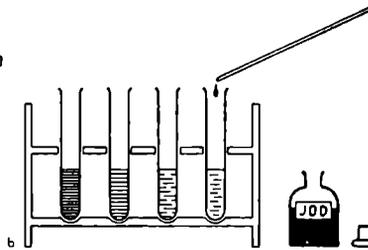
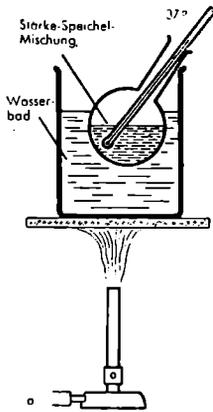


Abb. 15 Umwandlung von Stärke in Zucker

- a) Stärke-Speichel-Mischung im Wasserbad
b) Die Jodprobe

delt worden. Beide Zuckerarten sind löslich. Solche Verdauungsvorgänge, bei denen unlösliche Stoffe löslich gemacht werden, spielen sich ununterbrochen in Magen und Darm ab. Die vom Körper abgeschiedenen Verdauungsstoffe, welche das Auflösen bewirken, heißen Verdauungsfermente.

6. Metalle werden gelöst

Wenn wir mit unserem blanken Taschenmesser einen unreifen Apfel zerschneiden und die Klinge nicht abwischen, wird sie dunkel. Die farblose Gerbsäure des Apfels greift das Eisen an, das heißt, sie löst Spuren der Messerklinge auf und bildet mit dem Eisen „Tinte“ oder „gerbsaures Eisen“. An alten Bretterwänden sehen wir, daß sich dunkle Streifen von den Nagelköpfen aus abwärts ziehen. Die Gerbsäure des Holzes löst das Eisen des Nagels auf; dadurch entsteht im Holz ebenfalls eine Art Tinte. In unsere Fahrräder gräbt der Rost seine Spuren ein. Ähnlich wie den Kalkstein löst die Kohlensäure, die sich aus dem Kohlendioxyd der Luft und dem Wasser bildet, auch das Eisen auf, und zwar als kohlen-saures und doppelkohlensaures Eisen. Aus diesem gelösten Eisen entsteht dann der feste, rote Rost. Deshalb schützen wir das Eisen durch Einfetten oder Lacküberzüge vor der Berührung mit Wasser und Kohlendioxyd.

Den Einfluß der Säuren auf die Metalle wollen wir im Versuch studieren:

1. Versuch: In ein mit verdünnter Salzsäure halb gefülltes Reagenzglas gibst du nach und nach so lange Eisenfeilspäne, wie eine Reaktion zu beobachten ist. Durch Erwärmen kannst du die Reaktion beschleunigen.

Die Flüssigkeit im Reagenzglas braust auf, da ein Gas entweicht. Hältst du

mit dem Reagenzglashalter die Mündung des Glases an eine Flamme, so brennt das Gas mit ganz schwach leuchtender Flamme. Es ist Wasserstoff.

2. Versuch: Du kannst das mit verdünnter Salzsäure und Eisen beschickte Reagenzglas auch mit einem Ableitungsrohr versehen und das entstehende Gas „unter Wasser“ in einem zweiten Reagenzglas auffangen. Ist dieses mit dem Gas gefüllt, verschließt du es unter Wasser mit dem Daumen und öffnest es — mit der Mündung nach unten — ganz dicht an einer Flamme (Abb. 16).

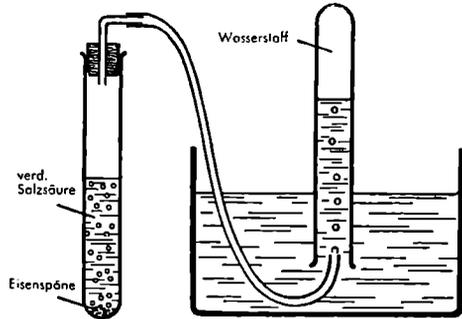


Abb. 16 Auffangen von Wasserstoff

Der aufgefangene Wasserstoff verpufft mit einem leichten Knall. Vom Eisen ist am Ende der Reaktion nichts mehr zu sehen. Die Salzsäure hat es gelöst.

3. Versuch: Erwärme ein paar Tropfen dieser entstandenen Eisenlösung auf einer Glas- oder Porzellanscherbe!

Beim Eindampfen der Eisenlösung bleibt ein Salz zurück. Es hat sich aus dem Eisen und der Salzsäure gebildet und heißt Eisenchlorid. Bei der Bildung des Eisenchlorides und Wasserstoffes reagiert ein Atom Eisen mit zwei Molekülen Salzsäure:

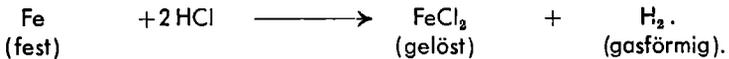


Abbildung 17 zeigt uns den Vorgang in einem schematischen Bilde.

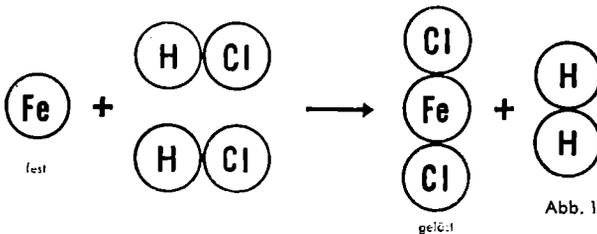


Abb. 17 „Eisen geht in Lösung.“

4. Versuch: Wiederhole den ersten Versuch mit Zinkschnitzeln oder einem Stück Magnesiumband! Nimm anstelle von Salzsäure auch einmal Essigsäure oder verdünnte Schwefelsäure (Vorsicht!!) Beim Verdünnen der konzentrierten Schwefelsäure stets die Säure ins Wasser gießen! Niemals umgekehrt!).

Alle „unedlen“ Metalle werden von den Säuren gelöst. Deshalb dürfen Früchte und Gemüse mit ihrem Gehalt an Apfel-, Zitronen- oder Oxalsäure nicht in bloßen Eisen- oder Zinkgefäßen aufbewahrt werden.

5. Versuch: Gib ein Stück blankes Kupfer in verdünnte Salz- oder Schwefelsäure!

Kupfer als „Halbedelmetall“ löst sich nicht in diesen Säuren.

6. Versuch: Reibe einen Wasserhahn aus Messing (kupferhaltig!) oder eine alte Kupfermünze mit einem durch Essig oder durch verdünnte Salzsäure getränkten Lappen ab!

Das Metall wird blank. Der „schmutzige“ Metallüberzug aus Kupferoxyd ist im Gegensatz zum Kupfer selbst in Säuren löslich. Dabei entsteht essigsaures Kupfer oder salzsaures Kupfer (Kupferchlorid). Außerdem bildet sich Wasser:



Abbildung 18 zeigt uns den Vorgang schematisch.

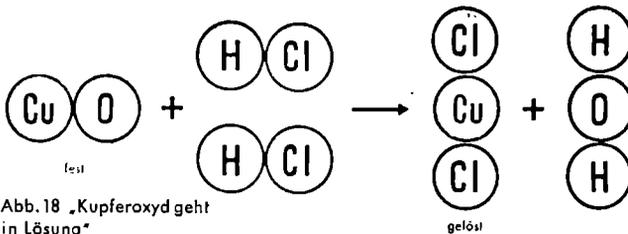


Abb. 18 „Kupferoxyd geht in Lösung“

Mit Hilfe von verdünnten Säuren reinigt man Kupfer- und Messinggegenstände von ihren Oxydüberzügen. Die aufgebrauchte Säure muß aber durch Waschen wieder gründlich entfernt werden.

Hätten wir Gold, könnten wir zeigen, daß dieses Edelmetall ebensowenig wie reines Kupfer von Säuren gelöst wird. Erst wenn man konzentrierte Salzsäure mit konzentrierter Salpetersäure zu „Königswasser“ mischt, zwingt

man auch das Gold, den „König“ der Metalle, sich klar aufzulösen. Es ist dann beim Gold wie bei den anderen Metallen und wie bei den Steinen: Sie sind nur in Lösung zu bringen, wenn wir sie erst in solche Stoffe verwandeln, die löslich sind. Wir können uns nicht wie beim Salz oder Zucker mit physikalischen Lösungsvorgängen begnügen, sondern müssen chemische Lösungen herstellen, um unser Ziel zu erreichen.

IV. DIE OSMOSE

1. Der „klassische“ Schweinsblasenversuch

Versuch: Vielleicht kannst du von einem Fleischer eine Schweinsblase erhalten, so wie sie unsere Großeltern bei ihren ersten Schwimmversuchen benutzten. Die Blase füllst du mit konzentrierter Zuckerlösung und schnürst sie fest zu. Du kannst auch einen Beutel aus Cellophan machen und ihn dann fest zubinden nach Art eines Kleinkinderschnullers. Die Schweinsblase oder den Cellophanbeutel hängst du an einem Faden in ein Gefäß mit Wasser (Abb. 19).

Nach einiger Zeit fühlen wir beim Anfassen der Blase oder des Cellophanbeutels, daß sie praller geworden sind, als sie zu Versuchsbeginn waren. Wenn du sorgfältig und mit sehr konzentrierter Lösung gearbeitet hast, platzen Blasen und Beutel vor Prallheit.

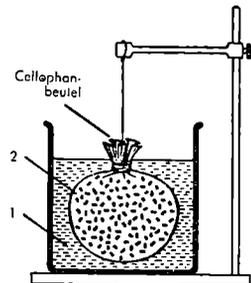


Abb. 19 Der Cellophanbeutel
1 Wassermoleküle
2 Zuckermoleküle

Wie kann das geschehen? Wenn die Blase prall wird, muß sie sich immer mehr gefüllt haben. Wir wissen, daß die Zuckermoleküle bestrebt sind, in ihrer Lösung möglichst großen Abstand voneinander zu wahren. Deshalb lagern sie Wassermoleküle zwischen sich ein, sobald diese vorhanden sind. Und das ist in reichem Maße außerhalb der Blase der Fall. Da nun Blase und Beutel durchlässig für Wassermoleküle sind, können die Zuckermoleküle

immer mehr Wasser in die Blase hineinziehen und zwischen sich einlagern, bis die Blase dem in ihrem Inneren entstandenen Druck nicht mehr standhalten kann. Dieser Vorgang der Aufnahme einer Molekularart durch eine Membran hindurch wird als **Osmose** und der von innen auf die Membran ausgeübte Druck als **osmotischer Druck** bezeichnet. Unser Versuch ist nur möglich, wenn die Membran einseitig durchlässig (**semipermeabel**) ist, in unserem Falle also Wassermoleküle durchläßt, die Zuckermoleküle aber in ihrem Innern zurückhält.

2. Die osmotische Zelle

Versuch: Du kannst den Druck, der in dem Cellophanbeutel herrscht, auch sichtbar machen. Dazu brauchst du ein wenig Experimentiergeschick und eine sogenannte Diffusionshülse. Das ist eine einseitig geschlossene Pergamenthülse („Diffusionshülse“ von Schleicher und Schüll Nr. 579), wie man sie in Geschäften für Laborbedarf erhält. Diese im trockenen Zustand harte, reagenzglasförmige

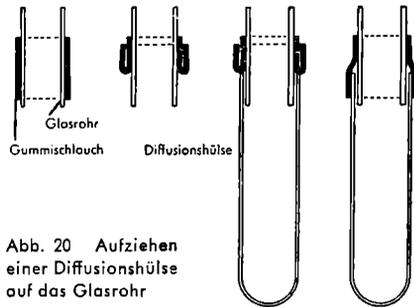
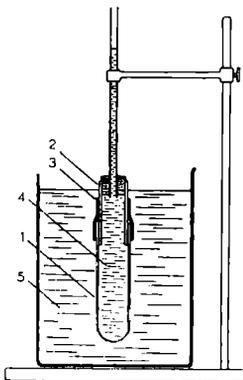


Abb. 20 Aufziehen einer Diffusionshülse auf das Glasrohr



Pergamenthülse legst du so lange ins Wasser, bis sie weich geworden ist. Dann schiebst du sie mit ihrem offenen Ende auf ein passendes Stück Glasrohr von etwa 10 cm Länge und dichtet die Verbindungsstelle zwischen Hülse und Glas mit festem Faden oder noch besser mit einem straff darübergeschobenen Stück Gummischlauch ab (Abb. 20). Endlich setzt du mit Hilfe eines durchbohrten Gummistopfens eine lange, dünne Glasröhre auf

Abb. 21 Osmotische Zelle mit Steigrohr
 1 Diffusionshülse 2 Glasrohr
 3 Gummischlauch 4 Zuckerlösung
 5 Wasser

das offene Ende des Glasrohres auf. Doch ehe dieses Steigrohr aufgesetzt wird, füllst du den Apparat bis zum Rande mit konzentrierter Zuckerlösung. Diese mit Zuckerwasser gefüllte „osmotische Zelle“ tauchst du in ein Einmach- oder Becherglas voll Wasser und befestigst sie an einem Stativ (Abb. 21).

Nach einiger Zeit sehen wir die Zuckerlösung in dem Steigrohr hochwandern, also der Schwerkraft entgegengesetzt sich bewegen. Sie wird, falls das Rohr nicht lang genug ist, am oberen Ende austreten. Das Gewicht der im Steigrohr hochgedrückten Flüssigkeit entspricht dem Druck, den die Zuckerlösung auf die Wandung ausüben würde, wenn sie nicht in dem Steigrohr nach oben entweichen könnte. Dieser osmotische Druck ist eine Eigenschaft jeder Lösung. Er richtet sich nach ihrer Konzentration, also nach der Anzahl der im Lösungsmittel (in unserem Falle Wasser) enthaltenen kleinsten Teile des gelösten Stoffes (in unserem Falle Zucker). Sind nur wenig Teilchen gelöst, so ist der osmotische Druck niedrig; in hochkonzentrierten Lösungen aber kann er sehr groß werden. Bei einer Rohrzuckerlösung mit 50 % Zuckergehalt hat man über 50 Atmosphären gemessen. Allmählich — oft erst nach Tagen — finden auch die im Vergleich zu den Wassermolekülen viel trägeren Zuckermoleküle den Weg durch die Pergamenthülle nach außen, da diese keine ideale semipermeable Membran ist. Dann fällt die Lösung im Steigrohr natürlich wieder, und die Konzentrationen der Flüssigkeiten innerhalb und außerhalb der Hülle gleichen sich wie bei einem gewöhnlichen Diffusionsvorgang aus.

3. Der künstliche „Garten“

Versuch: Fülle ein altes Konservenglas (das Glas wird durch den Versuch unbrauchbar) zur Hälfte mit Wasserglaslösung und verdünne diese mit der gleichen Menge Wasser! In diese Wasserglaslösung wirfst du einzelne kleine Kristalle von Schwermetallsalzen (zum Beispiel Eisenchlorid, Eisensulfat, Kupferchlorid oder -sulfat, Kobaltnitrat, Zinksulfat, Bleichlorid).

Nach einigen Minuten beginnt auf dem Boden des Glases ein seltsames Wachstum: Aus den Kristallen erheben sich feine Stengel, verzweigte Ästchen und phantastische Bäumchen (Abb. 22). Wenn du genau hinsiehst, bemerkst du, daß die bunten „Pflanzen“ ruckweise wachsen.

Wir erklären uns das „Wachstum“ der sonderbaren Figuren mit Hilfe der Osmose. Werfen wir einen Kristall in die Wasserglaslösung, so umgibt er sich sogleich mit einer semipermeablen Membran. Diese entsteht aus den Metallsalzteilen und dem umgebenden Wasserglas. Der Kristall liegt also dann in einer osmotischen Zelle (Abb. 23). Die dichtgepackten Moleküle des Kristalls haben das Bestreben, Wassermoleküle zwischen sich einzulagern, und ziehen diese aus der verdünnten Wasserglaslösung durch die semipermeable Membran, die sich um den

Kristall herum gebildet hat, in die osmotische Zelle hinein. Diese Membran ist aber nur sehr wenig elastisch. Da der Druck innerhalb der Membran durch die Wasseraufnahme immer größer wird, so platzt sie von Zeit zu Zeit — sie wird aber sofort wieder geschlossen. Denn an der Rißstelle trifft die innere Metallsalzlösung auf die äußere Wasserglaslösung, und sofort bildet sich aus beiden Substanzen ein neues Stück Membran. So wird jedes in der Membran entstandene Loch „von selbst“ wieder geflickt — der alte Wunsch eines jeden Radfahrers ist in unserem Modell erfüllt!

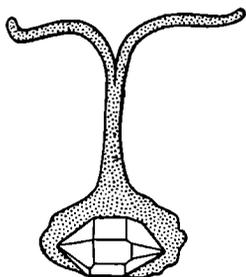


Abb. 23 Osmotische Zelle in verdünnter Wasserglaslösung

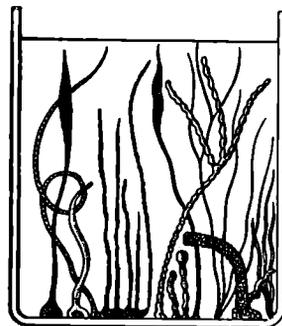


Abb. 22 „Wasserglasvegetation“

Unsere „Bäumchen“ sind also nichts anderes als langgestreckte osmotische Zellen, und das Platzen und Schließen dieser osmotischen Schläuche ruft den Eindruck hervor, als ob sie wüchsen. Dieses „Wachstum“ können wir natürlich nicht mit dem Wachstum der Organismen vergleichen. Mit ähnlichen künstlichen semipermeablen Membranen hat der Leipziger Professor für Botanik Wilhelm Pfeffer die Gesetzmäßigkeiten der osmotischen Vorgänge entdeckt und studiert.

4. Osmose bei Pflanzen und Tieren

a) Der geringelte Löwenzahnstengel

Versuch: Spalte den Stengel einer Löwenzahnblüte der Länge nach und lege die Spaltstücke in Leitungswasser! Nach einiger Zeit nimmst du die Stengelstücke aus dem Leitungswasser heraus und bringst sie in Zucker- oder Salzwasser. Der Versuch läßt sich auch sehr schön mit längsgespaltenen Stengelstücken von Rhabarberblättern machen. Sobald die Stengelstücke in Leitungswasser kommen, können wir zusehen, wie sie sich zu Löckchen oder Spiralen zusammenringeln, und zwar krümmen sie sich stets nach der ursprünglichen Stengelaußenseite (Abb. 24). Im Salzwasser aber strecken sich alle Stückchen wieder gerade.



Abb. 24 Längsgeschnittene Stengelstücke des Löwenzahns im Leitungswasser

Zur Erklärung dieses lustigen Wechselspieles zwischen Ringeln und Strecken verhilft uns wiederum unser Wissen über die Osmose. Die Stengel bestehen aus vielen mikroskopisch kleinen Zellen. Jede Zelle aber verhält sich wie eine kleine Schweinsblase. Sie ist eine osmotische Zelle, umschlossen von einer semipermeablen Membran.

Legen wir die Stengel in Wasser, so nimmt jede dieser Zellen Wasser von außen in sich auf, sie wird prall gefüllt und vergrößert sich dabei. Da die im Innern des Stengels befindlichen Zellen, die infolge des Längsschnittes jetzt bloßliegen, verhältnismäßig mehr Wasser aufnehmen als die Zellen der Außenschichten, so streckt sich eine jede von ihnen auch mehr in die Länge als jede der äußeren Zellen. Infolge dieser ungleichmäßigen Streckung, die innen größer ist als außen, muß sich das Stengelstück nach seiner Außenseite zu krümmen. Im Salz- oder Zuckerwasser wird den aufgeblähten Innenzellen das Wasser in verstärktem Maße entzogen, so daß sich die Stengel wieder geradestrecken.

b) Künstliches Welken

1. Versuch: Lege abgeschnittene Triebe oder Blätter krautartiger Pflanzen (Taubnessel, Stiefmütterchen, Farnwedel, Blätter der Zimmerlinde) in konzentriertes Salz- oder Zuckerwasser!

Nach einiger Zeit machen die Pflanzen einen recht erbärmlichen Eindruck. Sie sind welk, als hätten sie stundenlang in der Sonne gelegen. Uns fällt

dabei sofort das Bild welcher Salatblätter ein, die zu lange in essighaltiger Soße gelegen haben.

2. Versuch: Bringe die in der Salzlösung gewelkten Pflanzenteile in eine Schale mit Leitungswasser!

Haben unsere Pflanzen nicht allzulange in ihrer Salzlösung gelegen, so werden sie im Leitungswasser wieder frisch, als hätten wir sie eben erst abgeschnitten.

Welken und Frischwerden ist vom Wassergehalt der Zellen abhängig. Die äußere Salz- oder Zuckerlösung und die Zellsaftlösungen, die sich im Innern der Zellen befinden, verteilen unter sich die Wassermoleküle. Die an gelösten Stoffen reichere der beiden Lösungen hat einen höheren osmotischen Wert als die andere. Sie vermag daher der weniger konzentrierten Lösung einen Teil der Wassermoleküle zu entziehen. So holen unsere starken Außenlösungen das Wasser aus dem Zellsaft heraus. Die Pflanzenzellen werden daher kleiner, und die Pflanze welkt. Liegt die Pflanze aber im Leitungswasser, das ja nur eine äußerst schwache Lösung von Salzen ist, so zieht der Zellsaft die Wassermoleküle ins Innere der Zellen hinein. Diese werden prall gefüllt, und die ganze Pflanze steht wieder auf.

Alle krautigen Pflanzen, also alle Pflanzen, deren Stengel nicht verholzen, halten sich mit Hilfe ihrer prall gefüllten Zellen aufrecht. Wir nennen den Druck, der in den saftigen Zellen herrscht, den **Turgordruck** (lat. *turgor* = Anschwellung). Sinkt der Turgordruck, so welken die Pflanzen.

c) Pflanzenzellen unterm Mikroskop

Im Mikroskop kannst du mit eigenen Augen zusehen, wie die Pflanzen welken und wieder frisch werden.

1. Versuch: Du nimmst ein Blättchen Wasserpest oder ein dünnes Moosblättchen, legst es auf dem Objektträger in einen Wassertropfen und bedeckst es mit einem Deckglas.

Im Mikroskop sehen wir das schöne Bild gleichmäßiger Zellen. In ihnen liegt längs der Wand eine durchsichtige und deshalb kaum sichtbare Schicht Protoplasma. Das Protoplasma schließt den Saft Raum (die Vakuole) ein, die von der Zellsaftlösung erfüllt ist. Im Protoplasma befinden sich der in unserem Präparat kaum erkennbare Zellkern und die große Zahl deutlich sichtbarer Blattgrün- oder Chlorophyllkörner, die den grünen Pflanzen die Farbe verleihen (Abb. 25a).

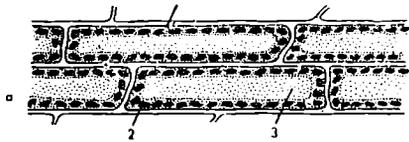


Abb. 25 Plasmolyse

a) Normale Wasserpestzellen

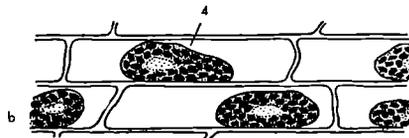
b) Plasmolyse der Wasserpestzellen in Salzlösung

1 Wandständiges Protoplasma

2 Chlorophyllkörner

3 Zellsaftraum

4 Äußere semipermeable Protoplasmaschicht



2. Versuch: Nun überträgst du das Wasserpestblättchen in einen Tropfen Salz- oder Zuckerlösung.

Sehr bald hebt sich der Inhalt der Zellen von der Wand ab, rundet sich ab und liegt schließlich als dunkles Gebilde irgendwo zwischen seinen sechs Wänden. Wir nennen dieses Zusammenballen des Zellinhaltes Plasmolyse (Abb. 25b).

3. Versuch: Bringe die Zellen nunmehr wieder zurück in frisches Leitungswasser!

In frischem Wasser legt sich innerhalb der Zellen alles wieder in alter Ordnung zurecht. Das Protoplasma mit den Chlorophyllkörnern schmiegt sich wieder an die Zellwand an, und der umschlossene Saft Raum ist wieder groß und prall gefüllt.

Wir verstehen all die beobachteten Vorgänge, wenn wir uns klarmachen, daß die äußerste Schicht des Protoplasmas, also die Schicht, die der Zellwand anliegt, eine zarte, semipermeable Membran ist. Entzieht die äußere Salz- oder Zuckerlösung durch diese Membran hindurch dem Zellsaft die Wassermoleküle, so schrumpft der Saft Raum und mit ihm das umgebende Protoplasma zusammen. Liegt die Zelle aber im Leitungswasser, so kann die Lösung des Zellsaftes das Wasser von außen in den Saft Raum hineinziehen, so daß sich dieser füllt und das Protoplasma wieder an die Zellwand angedrückt wird. Man kann den Zuckergehalt der äußeren Lösung so regeln, daß sich das Protoplasma in den Zellen nur aus den alleräußersten Zellecken abhebt und die Plasmolyse nur angedeutet zu sehen ist (Grenz-

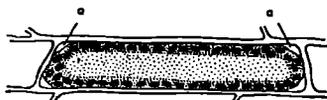


Abb. 26 Grenzplasmolyse

a) Protoplasmafreie Ecken

plasmolyse, Abb. 26). Bei solchen Lösungen sind dann die Konzentrationen der äußeren Lösung und der Zellsaftlösung nahezu gleich groß, und die beiden Lösungen haben den gleichen osmotischen Wert. Mit Hilfe dieser Grenzplasmolyse hat man den osmotischen Druck von Pflanzenzellen bestimmt und dabei erstaunlich hohe Werte festgestellt. In gewöhnlichen Zellen beträgt der osmotische Druck 5 bis 10 at, in den Grasknoten 40 und in den Zellen mancher Wüstenpflanzen sogar 100 at.

d) Gekochte Kirschen und Rüben

Es ist ein großer Unterschied, ob eine frische oder eine gekochte Kirsche aufs Tischtuch fällt. Die frische Kirsche ist schnell beseitigt — die gekochte Kirsche läßt einen häßlichen roten Saftfleck zurück. Woher kommt der rote Fruchtsaft?

Versuch: Lege in ein Becherglas mit kaltem Wasser ein paar frische Kirschen! Im Winter nimmst du einige vorher unter der Wasserleitung abgespülte Scheiben roter Rüben oder Stücke von Rotkrautblättern. Bringe dann das Wasser zum Kochen!

Die Kirschen und Rübenschnitzel verändern sich im kalten Wasser nicht. Das Wasser bleibt farblos. Das heiße Wasser dagegen färbt sich rot; denn durch das Kochen werden die Zellwände zerstört, und die Semipermeabilität des Protoplasmas geht verloren. Deshalb kann nun der rote Zellsaft aus dem Saftraum der Zelle durch das Protoplasma hindurch nach außen treten und das Wasser färben.

e) Wurzeln saugen Wasser

Ohne Wasser kein Leben! Wasser und Nährstoffe nimmt die Pflanze aus dem Boden mit ihren jüngsten Wurzelteilen auf. Wir wollen uns solche Saugwurzeln ansehen:

1. Versuch: Eine Glasscheibe, die in ein größeres Einmachglas paßt (Abb. 27), wird mit Fließpapier umwickelt. Das Fließpapier wird angefeuchtet und mit einigen Reihen Samenkörnern (Senf-, Kohl- oder Getreidesamen) belegt, die gut auf dem feuchten Papier haften. Dann gießen

wir ein wenig Wasser auf den Boden des Einmachglases, stellen die Scheibe mit den Samen hinein, decken das Glas zu und lassen es bei Zimmerwärme stehen.

Nach wenigen Tagen keimen die Samen. Die Wurzeln der Keimlinge (Abb. 28) tragen kurz hinter der Spitze feine weiße Wurzelhärchen. Jedes einzelne Wurzelhärchen ist eine einzige lebendige Zelle mit Protoplasma und Zellsaft (Mikroskop!). Diese langgestreckten Zellen schieben sich zwischen die Teilchen des Erdbodens (Abb. 29) und nehmen mit Hilfe ihrer osmotischen Kräfte das Wasser in sich auf, selbst wenn sich der Boden für unsere Finger ganz trocken anfühlt. Die letzten Wasserreste haften mit Riesenkräften an den Bodenkrümchen; deshalb muß der osmotische Wert des Zellsaftes bei Trockenlandpflanzen besonders hoch sein, um das Wasser in die Zelle hineinzuziehen.

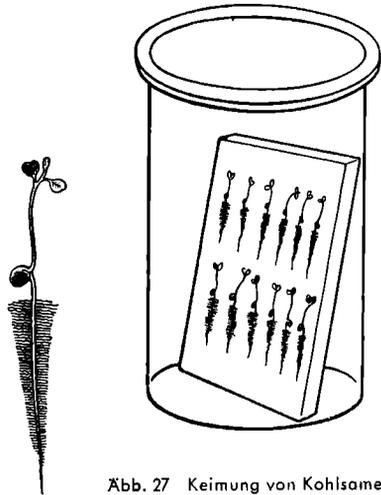


Abb. 27 Keimung von Kohlsamen

Abb. 28 Kohlkeimling

2. Versuch: Stelle eine Lösung eines käuflichen Unkrautvertilgungsmittels her („Wegrein“, „Unkrautex“), gieße damit eine mit Unkraut bewachsene Wegstelle und beobachte den Erfolg! Du kannst auch eine starke Kochsalzlösung oder verdünnte Schwefel- und Salzsäure nehmen. Im Winter machst du den Versuch im Blumentopf mit Getreidekeimlingen.

Nach kurzer Zeit gehen die begossenen Pflanzen ein. Die von uns in den Boden gebrachten Lösungen haben eine höhere Konzentration und damit eine größere osmotische Kraft als der Zellsaft in den Wurzelhärchen. Die Lösungen entziehen den Pflanzen das Wasser, und die Pflanzen müssen verdursten. Unter welchen Bedingungen wird aber das Unkraut auf dem Wege aufs neue zu wachsen beginnen?

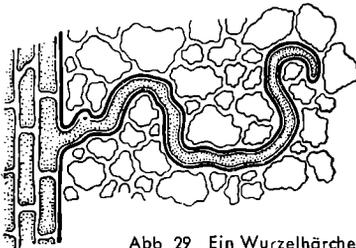


Abb. 29 Ein Wurzelhärchen — eine einzige Zelle!

f) Blut und Salz

Unsere Wasserpest oder die Fische aus dem Aquarium können niemals in einem Becken mit Seewasser leben; umgekehrt vermögen die Tiere und die Pflanzen des salzhaltigen Ozeans nicht im Süßwasser zu gedeihen. Jede Zelle dieser Lebewesen ist genau an eine bestimmte Wasserart angepaßt. Auch die Zellen unseres Körpers werden dauernd von einer Lösung umspült: vom Blut. Ja in der Blutflüssigkeit selbst, dem „Serum“, schwimmen Milliarden kleiner lebender Zellen umher. Es sind die roten Blutkörperchen, die dem Blut die rote Farbe geben. Die Blutflüssigkeit muß einen stets gleichbleibenden osmotischen Wert haben, wenn das Leben der Körperzellen nicht gestört werden soll. Mit dem Mikroskop können wir an den Blutkörperchen die osmotischen Vorgänge studieren:

Versuch: Ein Objektträger und ein Deckglas werden peinlich sauber gemacht. Auf den Objektträger kommt ein Tropfen einer 95%igen Kochsalzlösung. Man stellt diese Lösung her, indem man 0,95 g chemisch reines, wasserfreies Kochsalz in 99,05 g destilliertem Wasser auflöst. Dann reinigst du einen Finger ganz gründlich mit Seife und reibst ihn mit Alkohol ab. Mit einer Nadel, deren Spitze du mehrmals durch die Flamme gezogen hast, stichst du dich in die Fingerspitze und preßt einen Tropfen Blut hervor. Diesen tupfst du in den Tropfen der Kochsalzlösung, legst ein Deckglas darauf und betrachtest das Präparat unter dem Mikroskop mit möglichst starker Vergrößerung. Du wiederholst den Versuch anstatt mit 0,95%iger Kochsalzlösung mit Speichel (ohne Schaum) sowie mit 10%iger Kochsalzlösung und mit destilliertem Wasser.

In der 0,95%igen Kochsalzlösung bleiben die Blutkörperchen lange Zeit erhalten, ebenso im Speichel. In der 10%igen Salzlösung schrumpfen sie zusammen zu stacheligen Gebilden, und im destillierten Wasser quellen sie, zerplatzen und entschwinden unseren Blicken (Abb. 30).

Die Blutkörperchen sind osmotische Zellen. Die 10%ige Salzlösung entzieht ihnen das Wasser, da sie eine höhere Konzentration hat als der Saft im Innern der Blutkörperchen. Im destillierten Wasser aber vermögen die Blutkörperchen ihrerseits Wasser aufzunehmen, bis sie platzen. In der 0,95%igen Kochsalzlösung und im Speichel bleiben die Blutkörperchen erhalten, weil diese Lösungen dieselbe Konzentration wie der Zellsaft haben. Der osmotische Wert ist also innerhalb und außerhalb der Zelle derselbe. Man nennt die 0,95%ige Kochsalzlösung auch

Abb. 30 Rote Blutkörperchen



physiologische Kochsalzlösung. Ihr osmotischer Wert entspricht dem der Blutflüssigkeit.

Physiologische Kochsalzlösung, vom Arzt in die Adern eingeführt, hat schon manchem Menschen das Leben gerettet. Trinken wir aber sehr salzhaltiges Wasser oder essen wir eine versalzene Suppe, so bekommen wir großen Durst; denn das osmotische Gleichgewicht im Körper wird dadurch gestört. Der Durst zwingt uns, durch Wasserzufuhr den Schaden wiedergutzumachen. Uns ist jetzt auch verständlich, daß eine Schiffsmannschaft auf hoher See verdursten kann, wenn ihr der Süßwasservorrat ausgegangen ist. Salzwasser ist ebenso wie ganz salzfreies (also destilliertes Wasser) in größeren Mengen genommen, giftig. Beide Flüssigkeiten bringen unsere Körperzellen in abweichende osmotische Verhältnisse. Denen, die uns die Speisen in der Küche zubereiten, raten wir deshalb: Mild gesalzen — richtig gesalzen!

5. Das Gesetz der Osmose

a) Wir studieren ein Naturgesetz

Hinter all den Osmoseerscheinungen, vom Schweinsblasenversuch angefangen bis zum Versuch mit unserem eigenen Blut, verbirgt sich ein Naturgesetz, nach dem alle osmotischen Vorgänge ablaufen. Wir wollen dieses Gesetz kennenlernen.

Versuch: Du stellst vier Osmoseapparate her, wie du sie beim Versuch mit der „osmotischen Zelle“ benutzt hast (Abb. 21). Zwei Zellen füllst du mit Traubenzucker, und zwar eine mit einer 20%igen und die andere mit einer 40%igen Lösung. (Wieviel Traubenzucker mußt du auflösen, wenn du nicht unbedingt 100 g Lösung, sondern für eine Diffusionshülse zum Beispiel nur 30 g Lösung gebrauchen kannst? Spare mit dem Zucker!) Die beiden anderen Zellen füllst du mit einer 20- und 40%igen Rohrzuckerlösung. (Rohrzucker ist chemisch dasselbe wie Rübenzucker.) Nach drei Stunden und auch nach 24 Stunden mißt du die Höhe der Lösungen in den Steigröhren und notierst die Zahlen; diese sind uns jetzt die Hauptsache.

Bei sorgfältigem Arbeiten kannst du feststellen (Abb. 31), daß die stärkere Traubenzuckerlösung (40 %) eine doppelt so große Höhe aufweist als die schwächere (20 %). Ebenso verhält es sich bei den Rohrzuckerlösungen. Das leuchtet uns auch ein: Je konzentrierter die Lösung, desto größer ist ihr

osmotischer Druck, der uns durch die Steighöhe angezeigt wird. Der osmotische Druck einer Lösung ist also abhängig von der Anzahl der gelösten Teilchen. Wir können auch sagen: Haben Lösungen den gleichen osmotischen Druck, so enthalten sie die gleiche Anzahl gelöster Teilchen. Jetzt machen wir eine entscheidende Beobachtung: Vergleichen wir einmal die beiden Zuckerarten miteinander, also die Steighöhen der 20%igen Traubenzuckerlösung und der 20%igen Rohrzuckerlösung oder die Höhe der 40%igen Lösungen beider Zuckerarten! Jedesmal ist die Steighöhe beim Rohrzucker nur halb so hoch wie beim Traubenzucker. Widerspricht das nicht unserem eben aufgestellten Satz, daß Lösungen mit gleicher Zahl gelöster Teilchen, also hier 20 g und da 20 g oder hier 40 g und da 40 g, den gleichen osmotischen Druck haben? Wie lösen wir diesen Widerspruch? Schlaumeier unter euch werden sofort sagen: Ja, die Gewichtsmengen sind zwar gleich — aber deshalb braucht doch die Anzahl der abgewogenen Teilchen nicht gleich zu sein! Kaufe ich ein Kilogramm Äpfel, so kann ich kleine oder große, also viele oder wenige kaufen — ein Kilo bleibt trotzdem ein Kilo (Abb. 32).

Da haben wir also die Nuß geknackt: 20 g Rohrzucker erzeugen in 100 g Lösung den halben osmotischen Druck von 20 g Traubenzucker, also enthalten sie nur halb soviel kleine Teilchen. Dafür aber müssen natürlich die Rohrzuckerteilchen doppelt so groß sein, denn sie wiegen zusammen ja auch 20 g. (Denkt an das Kilo Äpfel!)

Der Chemiker weiß, daß ein kleinstes Teilchen Traubenzucker, also ein Molekül, 180mal so schwer ist wie ein Atom Wasserstoff, der ja das leichteste Element ist. Wie schwer ist dann ein Molekül Rohrzucker? Natürlich doppelt

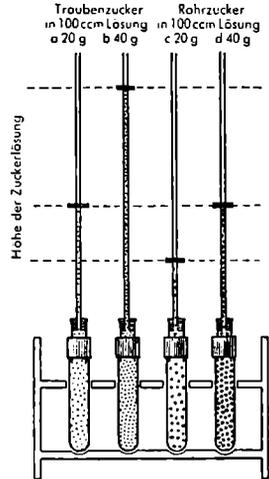
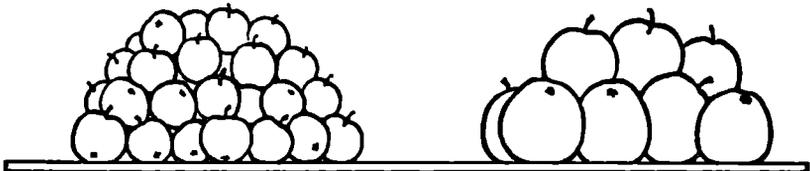


Abb. 31 Abhängigkeit des osmotischen Druckes von der Anzahl der Moleküle

Abb. 32 Zweimal ein Kilo Äpfel



so schwer als ein Molekül Traubenzucker und 360mal so schwer als ein Atom Wasserstoff. Die genaue Zahl weicht aus bestimmten Gründen etwas ab; sie beträgt 342. Diese Zahlen, die angeben, wievielmals so schwer ein Molekül ist als ein Atom Wasserstoff, nennen wir das Molekulargewicht des betreffenden Stoffes.

Jetzt wundern wir uns nicht mehr, daß 40 g Rohrzucker in der Lösung etwa den gleichen osmotischen Druck ausüben wie 20 g Traubenzucker, denn diese Mengen enthalten trotz verschiedenen Gewichtes eben nahezu eine gleiche Anzahl von Molekülen. Damit haben wir unsere Beobachtungen auf unser Naturgesetz zurückführen können, nach dem der osmotische Druck in Lösungen von der Anzahl der gelösten kleinen Teilchen abhängig ist.

Wenn wir in unsere Abbildungen kleine Punkte eingezeichnet haben, die Moleküle bedeuten sollen, so müssen wir freilich stets bedenken, daß in Wirklichkeit Milliarden von Molekülen gezeichnet werden müßten. Nehmen wir zum Beispiel einmal an, wir gießen einen Fingerhut voll Alkohol ins Meer und verteilen diesen dann auf sämtliche Meere der Erde, so könnten wir in 1 l Meerwasser immer zugleich 8 Moleküle Alkohol schöpfen, ganz gleich, ob wir das Wasser der Nordsee, dem Stillen Ozean oder irgendeinem anderen Meere entnehmen. Und wer Freude an großen Zahlen hat, dem sei gesagt, daß ein einziges Gramm Wasserstoff 301 100 000 000 000 000 000 000 Moleküle enthält!

b) Der Chemiker rechnet nach „Mol“

Wenn wir Äpfel kaufen, so erwerben wir sie nach Pfund oder Kilo. So wie wir fürs tägliche Leben, braucht auch der Chemiker ein Maß, mit dem er die Menge seiner Moleküle messen kann. Natürlich vermag er seine Stoffe nach allgemeinem Brauch in Kilo oder auch in Milligramm abzuwiegen, und bei der Produktion in den großen Werken werden den Arbeitern von ihren Chemikern auch die Mengen der Stoffe nach kg oder t angegeben. Aber wir sahen schon beim Apfelkauf, daß mit „1 kg“ noch lange nichts über die Anzahl oder die Größe der Früchte ausgemacht ist. Ebensowenig sagt dem Chemiker der Begriff „ein Gramm Zucker“ etwas über die Stärke der Kräfte, die in diesem Gramm schlummern, für den Fall, daß es aufgelöst wird. Deshalb wählt er für seine Arbeiten eine andere Einheit, nämlich das Mol. 1 Mol ist das Molekulargewicht eines Stoffes, in Gramm ausgedrückt. Für Traubenzucker ist das Molekulargewicht 180, 1 Mol wiegt also 180 g; Rohrzucker hat das Molekulargewicht 342, sein Mol beträgt dann 342 g. Löse ich von diesen Zuckern jedesmal 1 Mol in 1000 g Wasser, so enthalten beide Lösungen die gleiche Anzahl Moleküle und entfalten daher auch einen gleichen osmotischen Druck. Natürlich kann ich jedesmal auch 2 oder 3 Mol

oder auch nur $\frac{1}{2}$ oder $\frac{1}{10}$ Mol wählen. Ich muß nur immer die gleiche Anzahl „Mole“ der Stoffe nehmen, die ich vergleichen will, wenn sie die gleichen osmotischen Kräfte in sich bergen sollen. So ist das Mol das wichtigste Maß des Chemikers.

c) Brausewasser mit Berechnung

In Lösungen setzen sich zwei oder mehr Stoffe miteinander immer im Verhältnis ihrer Molekulargewichte um oder, wenn wir diese in Gramm abwägen, im Verhältnis ihrer Mole:

1. Versuch: Löse in einem Reagenzglas 1 g Soda in 10 g (= 10 cm³) Wasser! Färbe die Lösung mit ein paar Tropfen Rotkrautsaft oder Lackmuslösung, oder wirf ein Blättchen Lackmuspapier in die Lösung! Dann gibst du nach und nach die gleiche Gewichtsmenge (1 g) Weinsäurekristalle zur Sodalösung. (Vorsicht! Starkes Aufbrausen!)

Die Weinsäure löst sich unter Entwicklung von Kohlendioxydgas auf. Die Farbe der Lösung oder des Lackmuspapieres ist wie zu Anfang blauviolett.

2. Versuch: Gib nach und nach weitere 0,5 g Weinsäure zur Lösung! Die Gasentwicklung geht zunächst weiter; nach Zugabe von insgesamt 1,5 g Weinsäure hört sie auf. Dann färbt sich auch die Lösung oder das Lackmuspapier rot.

Eine weitere Zugabe von Weinsäure hat keinen Zweck mehr, da sich Soda und Weinsäure beim Mengenverhältnis 1 : 1,5 (genau 1,06 : 1,5) vollständig umgesetzt haben — und das ist das Verhältnis des Molekulargewichtes für Soda (106) zum Molekulargewicht der Weinsäure (150). Wir sehen:

Die Stoffe reagieren in der Lösung nicht nach irgendwelchen von uns angenommenen Gewichtsverhältnissen, sondern immer nur im Verhältnis ihrer Molekulargewichte oder — wenn wir diese Molekulargewichte in Gramm abwägen — im Verhältnis ihrer Mole.

Nur wer dieses Gesetz beachtet, nimmt weder zuviel noch zuwenig von seinen Chemikalien, sondern hat das richtige Maß.

VON DEN SIEDE- UND GEFRIERPUNKTEN

1. Der Siedepunkt steigt!

Wasser gefriert bei 0° und siedet bei 100° — allerdings eben nur „reines“ Wasser. Bei wässrigen Lösungen erleben wir Überraschungen:

Versuch: Gib in ein Becherglas 100 cm^3 Wasser, hänge ein Thermometer in das Wasser und prüfe den Thermometerstand, wenn das Wasser siedet! Füge nach und nach so viel Kochsalz zum siedenden Wasser, bis dieses an Kochsalz gesättigt ist, und beobachte dabei das Thermometer! Wiederhole den Versuch mit Kaliumkarbonat (Pottasche) oder Kalziumchlorid und mit Zucker!

Die Lösung hat immer einen höheren Siedepunkt als das Wasser, also das Lösungsmittel. Je mehr wir von den Stoffen in einer bestimmten Wassermenge auflösen, desto höher steigt der Siedepunkt der Lösung. Es kommt auch hier wie beim osmotischen Druck nicht auf die Größe, sondern auf die Anzahl der gelösten kleinen Teile an. Es gilt das Gesetz:

Da gleichmolare Lösungen (zum Beispiel 180 g Traubenzucker und 342 g Rohrzucker in 1000 cm^3 Wasser) gleich viele Moleküle enthalten, zeigen sie — wenn sich die Moleküle wie bei den Zuckerarten unzersetzt auflösen — eine gleich große Siedepunkterhöhung (Abb. 33).

Die Ursache für die Siedepunkterhöhung sind letzten Endes die osmotischen Kräfte in der Lösung. Sieden heißt Verdampfen, also beim Wasser Abgabe von gasförmig gewordenen Wassermolekülen an die Luft. In Lösungen aber setzen die gelösten Stoffe dem Entweichen der Wassermoleküle aus der Lösung einen großen Widerstand entgegen. Die gelösten Stoffe versuchen die zwischen ihnen befindlichen Wassermoleküle festzuhalten. Deshalb muß bei Lösungen eine größere Wärme (= Energie) aufgewandt werden als bei reinem Wasser, um die Wassermoleküle als gasförmigen Wasserdampf auszutreiben. „Größere“ Wärme aber wird durch einen höheren Thermometerstand angezeigt.

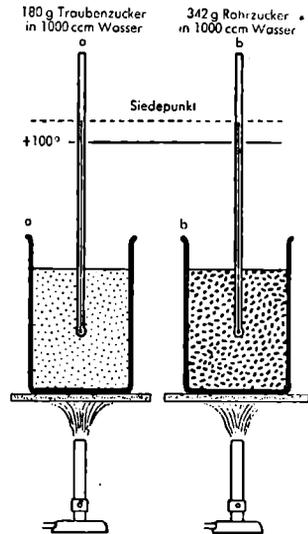


Abb. 33 Gleiche Moleküllzahl — gleiche Siedepunkterhöhung

2. Unter 0° — und noch kein Eis!

Wer hätte in Erwartung der Winterfreuden nicht schon sehnsüchtig nach dem Thermometer geguckt! Denn erst bei 0° gibt es Eis und Schnee! Aber auch mit dem Gefrierpunkt können wir allerhand Überraschungen erleben:

1. Versuch: Fülle in ein Reagenzglas 5 cm³ möglichst kaltes Leitungswasser und stelle seine Temperatur fest! Rühre darauf schnell 5 g pulverisiertes Ammoniumnitrat dazu und miß wiederum die Temperatur! Du darfst das Reagenzglas aber nur mit der Klammer halten oder am oberen Rande anfassen, damit es nicht durch die Hand erwärmt wird.

Die Lösung im Reagenzglas bleibt flüssig, obgleich das Thermometer weit unter 0 steht. Der Gefrierpunkt der Lösung liegt also tiefer als der des Wassers; er ist nach unten verschoben worden.

2. Versuch: Du kannst dir eine „Kältemischung“ herstellen, wenn du im Becherglas — noch besser in einer Thermosflasche — Schnee oder Eisstückchen reichlich mit Kochsalz untermischst. Unter Rühren mit dem Thermometer stellst du die Temperatur der Kältemischung fest (Abb. 34).

Die Salzmoleküle bringen Eis und Schnee zum Schmelzen. Dabei kann die Temperatur bis auf —21° fallen.

3. Versuch: Stelle fest, wie groß die durch 1 Mol Rohrucker (342 g) in 1000 cm³ Wasser hervorgerufene Gefrierpunktsherabsetzung ist (Abb. 35)! Arbeite aber mit kleinen Mengen, das heißt, nimm statt 342 g nur 3,42 g Zucker und statt 1000 cm³ nur 10 cm³ Wasser! Diese Lösung bringst du im Reagenzglas in ein Gefäß mit Kältemischung (Eis und Kochsalz oder 60 g Ammoniumnitrat und 100 g Wasser oder 50 g Salmiak und 75 g Soda und 150 g Wasser). Beobachte am Thermometer, mit dem du die Zuckerlösung umrührst, bei welcher Temperatur diese zu erstarren beginnt. Das Thermometer zeigt diesen Punkt dadurch an, daß das Quecksilber beim Absinken eine Zeitlang auf dem Gefrierpunkt der Zuckerlösung stehenbleibt, ehe es bis auf die Temperatur der äußeren Kältemischung zurückgeht.

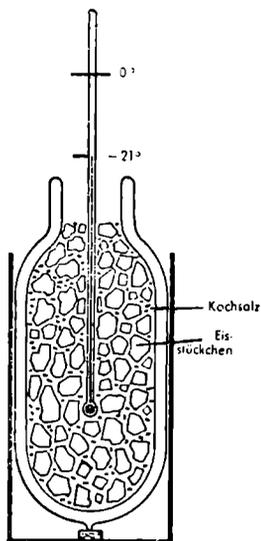


Abb. 34 Kältemischung

Wir finden keinen überwältigenden Wert: Die „molare“ Zuckerlösung gefriert bei $-1,85^\circ$, vorausgesetzt, daß wir ein genaues Thermometer haben! Wir werden uns später überzeugen müssen, daß diese Zahl $-1,85$ von größter Bedeutung für den Chemiker ist. Die Mole aller in Wasser unzersetzt löslichen Stoffe zeigen den Wert $-1,85^\circ$, 1 Mol Traubenzucker (180 g) in 1000 cm^3 Wasser ebenso wie 1 Mol Rohrzucker (342 g) oder 1 Mol Harnstoff (60 g) oder 1 Mol Alkohol (46 g). Wir finden das Gesetz:

Die Mole aller unzersetzt löslichen Stoffe rufen in gleichen Mengen desselben Lösungsmittels (zum Beispiel Wasser) immer die gleiche Gefrierpunktsherabsetzung hervor.

In der Technik benutzen wir die Herabsetzung des Gefrierpunktes beim Streuen von Tausalz auf die Weichen der Gleise. Durch das Beimengen des Salzes zu Eis oder Schnee wird der Gefrierpunkt des

Wassers herabgesetzt — das Eis muß also schmelzen, und die Weiche kann nicht einfrieren. Erst unterhalb von -21° gefriert auch die stärkste Kochsalzlösung. Dann scheiden sich Kochsalzkristalle und Eis getrennt voneinander ab; denn Gefrieren einer Lösung heißt Freigabe von Wassermolekülen aus der Lösung, so daß diese Wassermoleküle zu Eiskristallen zusammentreten können. Diesem Ausscheiden von Wasser in Kristallform setzen — ganz wie bei der Siedepunkterhöhung — die Moleküle des aufgelösten Stoffes einen großen Widerstand entgegen: Sie halten das Wasser in der Lösung mit starker Kraft fest. Dieser uns bekannten osmotischen Kraft entgegen wirken diejenigen Kräfte, welche die Wassermoleküle zu Kristallen zusammenzwingen wollen. Die Kristallisationskräfte werden um so stärker, je tiefer die Temperatur sinkt. Und einmal kommt dann doch der Augenblick, in dem sich Wasserkristalle aus der Lösung ausscheiden, wenn auch bei tieferem Thermometerstand als bei reinem Wasser: Die Lösung gefriert also unter 0° ! Wenn Meeresteile nicht so leicht zufrieren wie unsere Süßwasserteiche, so liegt das an der Gefrierpunktsherabsetzung. Denn die Meere sind Salzlösungen.

Auch das Leben mancher Organismen hängt von der Gefrierpunktsherabsetzung ab. Viele Tiere und Pflanzen überstehen nur deshalb die Winter-

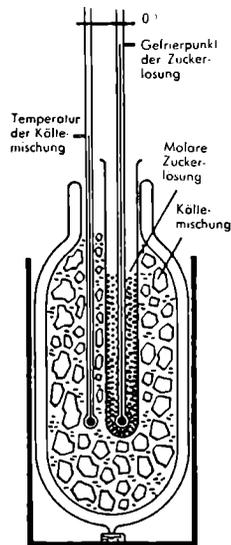


Abb. 35 Molare Gefrierpunktsherabsetzung

kälte, weil ihre Zellen kein reines Wasser, sondern starke Lösungen enthalten. Dadurch wird der Gefrierpunkt des Zellsaftes herabgesetzt. Samenkörner konzentrieren ihre Säfte, indem sie bei ihrer Reife sehr viel Wasser abgeben. Manche Insekten bereiten sich auf den Winter auf die Weise vor, daß sie keine Nahrung, also auch kein Wasser, mehr aufnehmen, sondern „eintrocknen“. Dann werden auch ihre Körpersäfte zu konzentrierten Lösungen und können nicht gefrieren.

3. Wir bestimmen ein Molekulargewicht

Mit Hilfe der Gefrierpunktsherabsetzung findet der Chemiker für viele lösliche Stoffe das Molekulargewicht. Er braucht es, um einen ihm unbekanntem Stoff zu bestimmen oder um Fälschungen wertvoller Stoffe durch Beimischungen von wertlosen nachzuweisen. Die Zerlegung bekannter Stoffe und der Aufbau neuer Verbindungen sind ohne die Zahlen der Molekulargewichte undenkbar.

Wollen wir mit Hilfe der Gefrierpunktsherabsetzung das Molekulargewicht eines in Wasser unzerstört löslichen Stoffes — etwa des Harnstoffes — bestimmen, so müssen wir nur feststellen, wieviel wir von diesem Stoff in 1000 cm³ Wasser auflösen müssen, um den Gefrierpunkt auf $-1,85^{\circ}$ zu senken, also um die „molare Gefrierpunktsherabsetzung“ zu erreichen. Diese gelöste Menge entspricht dem Molekulargewicht.

Praktisch machen wir das so, daß wir zum Beispiel eine bestimmte Menge Harnstoff abwägen, sie in einer bestimmten Menge Wasser lösen und die dadurch erzielte Gefrierpunktsherabsetzung feststellen. Aus diesen drei Zahlen können wir leicht diejenige Menge Harnstoff errechnen, die im Wasser eine Gefrierpunktsherabsetzung von $-1,85^{\circ}$ hervorruft und dem Molekulargewicht entspricht.

Versuch: Bestimme das Molekulargewicht des Harnstoffes! Im Reagenzglas löst du 1 g Harnstoff in 10 g (= 10 cm³) Wasser. Das Reagenzglas steckst du in eine Thermosflasche oder ein Becherglas mit einer Kältemischung. Das Becherglas kannst du in ein zweites, etwas größeres hängen, um es besser zu isolieren (Abb. 36). Mit einem Thermometer beobachtest du

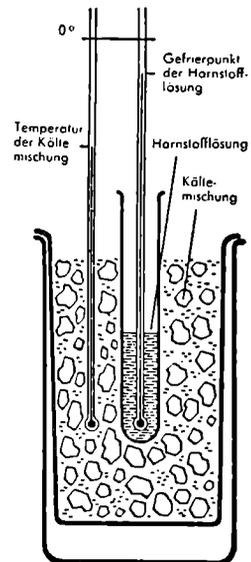


Abb. 36 Molekulargewichtsbestimmungen von Harnstoff

die Temperatur der Kältemischung. Mit einem zweiten rührst du die Harnstofflösung um und beobachtest, auf welchem Grade das Quecksilber beim Absinken längere Zeit stehenbleibt, ehe es noch tiefer sinkt. Dieser Ruhepunkt während des Absinkens ist der Gefrierpunkt der Harnstofflösung.

Du wirst für den Gefrierpunkt der Harnstofflösung etwa denselben Wert finden wie schon andere junge Chemiefreunde, nämlich etwa $-3,1^{\circ}$. Nun kannst du diejenige Harnstoffmenge berechnen, die in 1000 g Wasser eine Gefrierpunktsherabsetzung von $-1,85^{\circ}$ hervorrufen würde: Unsere Gefrierpunktsherabsetzung von $-3,1^{\circ}$ bezog sich auf 10 g Wasser mit einem Gehalt von 1 g Harnstoff. Auf 1000 g Wasser umgerechnet, müßten wir also 100 g Harnstoff lösen. Nun rechnen wir nach dem Dreisatz:

Bei Herabsetzung um	$-3,1^{\circ}$	enthalten	1000 g Wasser	100 g Harnstoff,
" " "	$-1,0^{\circ}$	" "	1000 g	" $\frac{100}{3,1}$ g "
" " "	$-1,85^{\circ}$	" "	1000 g	" $\frac{100 \cdot 1,85}{3,1} = 59,6$ g Harnstoff

Diese gefundene Menge ist 1 „Mol“. Das Molekulargewicht ist also 59,6. Nach zahlreichen, sehr genauen Messungen, wie wir sie mit unseren Geräten nicht ausführen können, beträgt das Molekulargewicht für Harnstoff 60. Unermüdet sind die Chemiker der ganzen Welt bemüht, die Molekulargewichte möglichst aller chemischen Stoffe zu bestimmen. Denn ohne Kenntnis der Molekulargewichte wäre es unmöglich, die verwickelten chemischen Vorgänge in den Laboratorien und Fabriken zu lenken.

NACHWORT

Wir haben unsere Versuche immer nur mit Wasser als Lösungsmittel durchgeführt, da es unser billigstes Lösungsmittel ist. Doch wenn es gilt, Heilstoffe und Lackfarben, Zelluloid und Kunstharze, Gummi oder Riechstoffe aufzulösen, so stehen der chemischen Technik zahlreiche andere Lösungsmittel zur Verfügung. Für alle Lösungen gelten die gleichen Gesetze, wie wir sie bei unseren Versuchen fanden. Mit dem Wissen von den osmotischen Kräften in den Lösungen verstehen wir daher nicht nur viele Erscheinungen in der Natur, sondern beherrschen auch unzählige Vorgänge in der Technik. „Nur“ ein wenig Leitungs-, Zucker- oder Salzwasser war der Gegenstand unserer Versuche — und doch verhalfen sie uns zu neuem Wissen und zur schönen Freude am Entdecken und Erkennen.

TABELLE DER HÄUFIGSTEN ELEMENTE

Name	Zeichen	Atomgewicht	Name	Zeichen	Atomgewicht
Aluminium	Al	27,0	Neon	Ne	20,2
Barium	Ba	137,4	Nickel	Ni	58,7
Blei	Pb	207,2	Phosphor	P	31,0
Brom	Br	79,9	Platin	Pt	195,2
Chlor	Cl	35,5	Quecksilber	Hg	200,6
Chrom	Cr	52,0	Radium	Ra	226,1
Eisen	Fe	55,9	Sauerstoff	O	16,0
Fluor	F	19,0	Schwefel	S	32,1
Gold	Au	197,2	Silber	Ag	107,9
Helium	He	4,0	Silizium	Si	28,1
Jod	J	126,9	Stickstoff	N	14,0
Kalium	K	39,1	Uran	U	238,1
Kalzium	Ca	40,1	Wasserstoff	H	1,008
Kobalt	Co	58,9	Wismut	Bi	209,0
Kohlenstoff	C	12,0	Wolfram	W	183,9
Kupfer	Cu	63,6	Zink	Zn	65,4
Magnesium	Mg	24,3	Zinn	Sn	118,7
Mangan	Mn	54,9			
Natrium	Na	23,0	Die Atomgewichte sind abgerundet		

VERZEICHNIS DER BENUTZTEN CHEMIKALIEN

Alaun, Kaliumaluminiumsulfat	$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$	Kobaltnitrat	$\text{Co}(\text{NO}_3)_3$
Ammoniumnitrat, Ammonsalpeter	NH_4NO_3	Kochsalz, Natriumchlorid	NaCl
Bleichlorid	PbCl_2	Kohlendioxyd	CO_2
Eisenchlorid	FeCl_3	Oxalsäure	$(\text{COOH})_2$
Eisen, kohlensaures, Eisenkarbonat	FeCO_3	Pottasche, Kaliumkarbonat	K_2CO_3
Eisen, doppeltkohlensaures, Eisenhydrokarbonat	$\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$	Rohrzucker = Rübenzucker	$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$
Eisensulfat, schwefelsaures Eisen	FeSO_4	Salmiak, Ammoniumchlorid	NH_4Cl
Essigsäure	CH_3COOH	Salzsäure	HCl
Harnstoff	$\text{CO}(\text{NH}_2)_2$	Schwefelsäure	H_2SO_4
Jodlösung — Jod gelöst in Alkohol oder in Jodkaliumlösung		Soda, Natriumkarbonat	Na_2CO_3
Kaliumnitrat, Kalisalpeter	KNO_3	Tinte = gerbsaures Eisen	
Kalkseife = fettsaures Kalzium		Traubenzucker	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
Kalkwasser, gelöster gelöschter Kalk	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	Wasserglas, Natriumsilikat	Na_2SiO_3
Kalziumchlorid, Chlorkalzium	CaCl_2	Weinsäure	$\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_8$
		Zinksulfat, schwefelsaures Zink	ZnSO_4

INHALTSVERZEICHNIS

Was dieses Heft will	3
Allgemeine Regeln für chemische Versuche	4
I. LÖSEN UND KRISTALLISIEREN	5
1. Wir stellen Lösungen her	5
2. Wie sich Kristalle bilden	6
3. Von kalten und heißen Lösungen	7
4. Von hartem und weichem Wasser	10
5. Gelöste Gase	11
6. Rückblick: Physikalische Lösungen	12
II. DIE CHEMISCHE ZEICHENSPRACHE	13
III. UNLÖSLICHES WIRD LÖSLICH	15
1. Wie Höhlen entstehen	15
2. Wir prüfen den Kalkgehalt des Erdbodens	17
3. Pflanzen ätzen Steine	19
4. Knochen werden weich	19
5. Ein Verdauungsversuch	20
6. Metalle werden gelöst	21
IV. DIE OSMOSE	24
1. Der „klassische“ Schweinsblasenversuch	24
2. Die osmotische Zelle	25
3. Der künstliche „Garten“	26
4. Osmose bei Pflanzen und Tieren	28
a) Der geringelte Löwenzahnstengel	28

b) Künstliches Welken	28
c) Pflanzenzellen unterm Mikroskop	29
d) Gekochte Kirschen und Rüben	31
e) Wurzeln saugen Wasser	31
f) Blut und Salz	33
5. Das Gesetz der Osmose	34
a) Wir studieren ein Naturgesetz	34
b) Der Chemiker rechnet nach „Mol“	36
c) Brausewasser mit Berechnung	37
V. VON DEN SIEDE- UND GEFRIERPUNKTEN	38
1. Der Siedepunkt steigt!	38
2. Unter 0° — und noch kein Eis!	39
3. Wir bestimmen ein Molekulargewicht	41
NACHWORT	43
Tabelle der häufigsten Elemente	44
Verzeichnis der benutzten Chemikalien	45
Inhaltsverzeichnis	46



**KENNT IHR
DIESE HEFTE
DER SCHRIFTENREIHE**

„UNSERE WELT“?

GRUPPE 2 VON DER NATUR UND IHREN GESETZEN

Edgar Mädlow · Wir besuchen eine Sternwarte

Dr. H. J. Müller · Was Tiere erleben

Thieke/Klee · Einfache chemische Versuche

Karl Friedel · Unsere ersten Versuche mit Pflanzen

Dr. W. Rammner · Tiere als Bestäuber der Pflanzen

Walter Hellwig · Einfache Versuche mit Bakterien und
Pilzen

Herbert Pfaffe · Aus der Physik des Weltalls

Sigmar Spauszus · Aus Salz wird Brot

Wolfgang Büttner · Licht von den Sternen

Preis je Heft – ,60 DM



DER KINDERBUCHVERLAG BERLIN



UNSERE WELT

GRUPPE 1

Märchen und Geschichten

Fahrten und Abenteuer

Menschen und Tiere

Singen und Musizieren

Aus fernen Ländern

Dichtung und Wahrheit

Unsere Schule

Bilder und Bauten

Wir diskutieren

Für die gerechte Sache

Zeitgenossen erzählen

Der Vorhang geht auf

Spiel und Sport

Unsere Heimat

GRUPPE 2

Mathematik

Physik und Geophysik

Chemie

Biologie

Geographie und Geologie

Astronomie und Astrophysik

Aus der Geschichte
der Naturwissenschaften

GRUPPE 3

Wie wir uns nähren und kleiden

In Werkstatt und Betrieb

Mit Werkzeug und Maschine

Wir bauen Häuser, Dörfer, Städte

Auf Wegen, Straßen, Brücken

Wie der Mensch die Erde verändert

Aus der Geschichte
der Arbeit und Technik