

Die Gefrierpunktsbestimmung und ihre Bedeutung für die Biologie.

Von

Dr. Rudolf Rosemann,

Privatdocent und Assistent am physiologischen Institut zu Greifswald.

Vortrag, gehalten in der Sitzung des Greifswalder
Naturwissenschaftlichen Vereins am 4. December 1901.

Die Gefrierpunktsbestimmung ist eine Methode, die zunächst von den physikalischen Chemikern für ihre speciellen Zwecke ausgearbeitet wurde, weiterhin aber auch für andere Wissensgebiete eine sehr grosse Bedeutung erlangt hat. Nicht am wenigsten trifft das zu für die biologische Forschung, die dieser Methode, wie überhaupt der physikalischen Chemie bereits wesentliche Aufschlüsse zu verdanken hat. Dabei stehen wir jetzt erst im Anfang dieser Entwicklung, und es ist zu hoffen, dass der biologischen Wissenschaft gerade auf diesem Wege noch viele und bedeutende Fortschritte bevorstehen. Gleichwohl ist schon jetzt die Anwendung jener Methode, wie der ihr zu Grunde liegenden Thatsachen in der Biologie eine so vielseitige, dass ich mich in meiner Darstellung nur auf die wichtigsten Punkte beschränken müssen.

Ich möchte zunächst die wichtigsten Thatsachen aus der Lehre vom osmotischen Druck, die bei der Anwendung der Gefrierpunktsbestimmung in Betracht kommen, kurz zusammenfassen. Wenn wir in ein Gefäss eine concentrirte Rohrzuckerlösung giessen und auf diese destillirtes Wasser schichten, so sehen wir, wie nunmehr die Rohrzuckermolecüle — der Wirkung der Schwere entgegen — in das destillirte Wasser empor wandern, so dass schliesslich nach einiger Zeit in dem Gefäss sich nur noch eine gleichmässig zusammengesetzte,

verdünnte Rohrzuckerlösung befindet. Denken wir uns nun die beiden Flüssigkeiten durch eine Membran von einander getrennt, so wird das weitere Verhalten von den Eigenschaften dieser Membran abhängen. Ist dieselbe für Wasser und Rohrzucker undurchgängig, so wird sie eben die beiden Flüssigkeiten vollständig von einander trennen und dieselben werden überhaupt in keine Beziehung zu einander treten können. Ist die Membran dagegen für Wasser und Rohrzucker in gleichem Maasse durchgängig, so werden sich die beiden Flüssigkeiten so verhalten, als ob überhaupt keine Membran vorhanden wäre, da sie ja ungehindert durch dieselbe hindurch passiren können. Anders dagegen, wenn wir es mit einer „halbdurchlässigen“ Membran zu thun haben, d. h. einer solchen, die nur für das Wasser, aber nicht für den Rohrzucker durchdringbar ist. Solche Membranen giebt es, und man kann sie zu experimentellen Zwecken künstlich herstellen, worauf ich hier nicht weiter eingehen will. Durch eine solche Membran hindurch werden offenbar die beiden Flüssigkeiten in gegenseitiger Berührung stehen, da ja das Wasser hindurch dringen kann. Die Rohrzuckermolecüle werden daher ebenfalls das Bestreben haben, in das destillirte Wasser hineinzudringen, aber auf ihrem Wege dahin werden sie durch die für sie undurchdringbare Membran aufgehalten werden. Sie werden daher auf die Membran einen gewissen Druck ausüben, und diesen Druck nennt man den osmotischen Druck. Diesen osmotischen Druck kann man direkt messen. Man erzeugt auf der Innenfläche einer Thonzelle eine „halbdurchlässige Membran“, füllt in dieselbe die zu untersuchende Lösung, und verschliesst dann die Öffnung der Thonzelle mit einem geeigneten Verschluss, der aber den Inhalt der Zelle mit einem Manometer in Verbindung setzt. Taucht man nunmehr die Thonzelle in destillirtes Wasser, so wird der osmotische Druck die Quecksilbersäule des Manometers um eine bestimmte Strecke in die Höhe treiben und so direkt gemessen werden können. Nach diesem Princip sind in der That Messungen des osmotischen Drucks ausgeführt worden, und auf Grund dieser Beobachtungen hat van't Hoff seine berühmte Theorie der Lösungen aufgestellt, die alle Erscheinungen des osmotischen Druckes in befriedi-

gendster Weise zu erklären vermag. Danach verhält sich in einer Lösung der gelöste Stoff wie ein Gas. Es übt ein in einem bestimmten Raumtheile Wasser gelöster Stoff denselben osmotischen Druck aus, den er als Gasdruck ausüben würde, wenn er bei Abwesenheit des Wassers den gleichen Raum als ein Gas erfüllte. Es gelten also für die Lösungen die Gasgesetze, in denen nur an Stelle des gewöhnlichen Gasdruckes der osmotische Druck zu setzen ist. Nach dem Mariotte'schen Gesetz ist bekanntlich der Druck eines Gases bei constanter Temperatur der Dichtigkeit desselben proportional; ebenso ist der osmotische Druck einer Lösung bei constanter Temperatur der Concentration derselben proportional. Nach dem Gay-Lussac'schen Gesetz wächst der Gasdruck mit der Temperatur, und zwar nimmt derselbe bei Erwärmung um je 1°C um $\frac{1}{273}$ des Druckes bei 0° zu; er ist der absoluten Temperatur proportional. Ebenso nimmt der osmotische Druck einer Lösung bei Erwärmung um je 1°C um $\frac{1}{273}$ des Druckes bei 0° zu; auch der osmotische Druck ist der absoluten Temperatur proportional. Und schliesslich ist nach der Avogadro'schen Regel der Gasdruck unabhängig von der chemischen Natur des Gases und allein bedingt von der Zahl der in dem betr. Raum befindlichen Molecüle. Ebenso ist auch der osmotische Druck unabhängig von der Natur der gelösten Substanz und wird allein bedingt von der Zahl der in der Lösung befindlichen Molecüle. Diese Thatsache ist für uns hier von ganz besonderer Bedeutung. Das Moleculargewicht des Rohrzuckers z. B. ist gleich 342, das des Harnstoffs gleich 60. Würden wir daher einmal 342 g Rohrzucker mit Wasser zu 1 Liter lösen und andererseits 60 g Harnstoff ebenfalls zu einem Liter, so würden die beiden Lösungen denselben osmotischen Druck besitzen. Und ebenso natürlich, wenn wir die gleichen Bruchtheile des Moleculargewichtes zu einem Liter lösten, also etwa 3,42 g Rohrzucker oder 0,6 g Harnstoff: die Lösungen würden wieder den gleichen osmotischen Druck besitzen, und zwar würde derselbe in diesem Falle $\frac{1}{100}$ des Druckes im ersten Beispiele betragen u. s. w. Man sieht daraus, welche Bedeutung die Bestimmung des osmotischen Druckes für die Moleculargewichtsbestimmung besitzt.

Allerdings giebt es von diesem Gesetz eine, freilich nur scheinbare, Ausnahme. Die wässerigen Lösungen der Säuren, Basen und Salze geben nämlich für den osmotischen Druck viel höhere Werthe, als ihrem Moleculargewicht entsprechen würde. Das Moleculargewicht des Kochsalzes z. B. ist 58,5; eine wässrige Lösung von 58,5 g Kochsalz im Liter sollte daher zunächst denselben osmotischen Druck geben wie eine solche von 342 g Rohrzucker oder 60 g Harnstoff. Thatsächlich besitzt dieselbe aber einen viel höheren, fast doppelt so hohen osmotischen Druck. Dieses Verhalten erklärt sich aber einfach auf Grund der allseitig bestätigten Theorie der electrolytischen Dissociation von Arrhenius. Danach geht beim Lösen das Kochsalzmolecül NaCl z. B. nicht als solches in Lösung, sondern es wird dissociirt in die beiden sog. „Jonen“ Na und Cl . Und ganz entsprechend werden auch die Molecüle anderer Salze, wie auch der Säuren und Basen in wässriger Lösung dissociirt. Diese Ionen verhalten sich nun hinsichtlich des osmotischen Druckes ganz wie Molecüle. Wenn wir daher 58,5 g Kochsalz mit Wasser zu 1 Liter lösen, so haben wir in der Lösung nicht ebenso viele Molecüle, wie wenn wir 60 g Harnstoff lösen, denn Kochsalz wird dabei dissociirt und Harnstoff nicht. Würden alle Kochsalzmolecüle dissociirt, so würden wir offenbar doppelt so viel Molecüle in Lösung haben, als bei der Harnstofflösung. Doch geht die Dissociation nicht so weit; es hängt der Grad der Dissociation von der Verdünnung ab. In unserm Falle würde etwa nur der grössere Theil der Kochsalzmolecüle dissociirt werden; wir hätten also nicht ganz doppelt so viel Molecüle in Lösung. Dem entsprechend ist nun auch der osmotische Druck der Lösung nicht ganz doppelt so gross wie der einer 6% Harnstoff-Lösung. Unter Berücksichtigung der electrolytischen Dissociation stimmt daher auch der osmotische Druck der wässerigen Lösungen von Basen, Säuren und Salzen mit den allgemeinen Gesetzen überein.

Ich habe oben gezeigt, wie man den osmotischen Druck direkt bestimmen kann. Diese Methode würde aber ziemlich umständlich und auch nur für wenige Stoffe anwendbar sein, denn es giebt nur für verhältnissmässig wenige Stoffe Membranen, die wirklich völlig undurchgängig für dieselben, für

Wasser dagegen durchgängig sind. Sehr viel bequemer und ganz allgemein anwendbar dagegen sind die indirekten Methoden der Bestimmung des osmotischen Druckes, unter denen wieder die Methode der Gefrierpunktsbestimmung bei Weitem die geeignetste ist. Kehren wir noch einmal zu unserm ersten Beispiel zurück. Es sei in einem cylindrischen Gefäss eine Rohrzuckerlösung vorhanden, auf derselben befinde sich, wie ein Stempel in dem Gefäss verschiebbar, eine halbdurchlässige Membran und über dieser wieder destillirtes Wasser. Dann wird offenbar der osmotische Druck der Rohrzuckerlösung auf den Stempel wirken und diesen nach oben bewegen, wobei natürlich durch die Membran destillirtes Wasser hindurchtreten und die Rohrzuckerlösung verdünnen würde. Es würde hier also durch den osmotischen Druck eine Arbeit geleistet, die in der Bewegung des Stempels zum Ausdruck kommt. Nun könnten wir den Vorgang aber auch in der umgekehrten Weise sich vollziehen lassen. Wir könnten unter Aufwand einer bestimmten Arbeit den Stempel nach unten drücken; dann würde wieder durch die Membran Wasser nach oben hin austreten, während die Rohrzuckermoleküle zurückgedrängt, also die Lösung concentrirt werden würde. Natürlich würde die hierzu aufzuwendende Arbeit von der Grösse des osmotischen Druckes abhängen, also auch ein Maass desselben darstellen. Immer also, wenn wir eine Lösung concentriren, d. h. das Lösungsmittel von dem gelösten Stoff trennen, muss eine bestimmte Arbeit aufgewandt werden, die dem osmotischen Drucke entspricht. Ein derartiger Vorgang vollzieht sich aber beim Gefrieren. Wenn eine Lösung irgend eines Stoffes gefriert, so scheidet sich im Allgemeinen zunächst nur ein Theil des Lösungsmittels, also in unserm Falle des Wassers aus und eine concentrirtere Lösung bleibt zurück. Dass zu diesem Zwecke Arbeit aufgewendet werden muss, ersehen wir daraus, dass die Temperatur, bei der eine Lösung gefriert, niedriger liegt als der Gefrierpunkt des reinen Wassers. Diese Gefrierpunktserniedrigung ist uns also ein Maass des osmotischen Druckes, und alle Gesetze, die für den letzteren gelten, gelten ebenso für die Gefrierpunktserniedrigung. So ist z. B. die Grösse der letzteren direkt proportional der Concentration. Eine 1% Kochsalzlösung friert

bei $-0,6^{\circ}$, eine 2% bei $-1,2^{\circ}$, eine 3% bei $-1,8^{\circ}$ u. s. w. Und ebenso ist die Grösse der Gefrierpunktserniedrigung unabhängig von der chemischen Natur des gelösten Stoffes, sondern einzig und allein bedingt von der Zahl der in Lösung befindlichen Moleküle. Eine $3,42\%$ Rohrzuckerlösung friert also bei derselben Temperatur, wie eine $0,6\%$ Harnstoff-Lösung.

Die Gefrierpunktserniedrigung einer Lösung kann nun sehr leicht bestimmt werden; der dazu allgemein angewandte Apparat ist der Beckmann'sche. (Folgt Demonstration des Apparates).

Dass nun die Gesetze des osmotischen Druckes nicht etwa nur bei Gegenständen der unbelebten Natur beobachtet werden können, sondern auch bei belebten Wesen in Erscheinung treten, das geht bereits aus Versuchen hervor, die der Botaniker de Vries vor längerer Zeit an Pflanzenzellen angestellt hat. Diese Versuche fallen in die Zeit vor der van't Hoff'schen Theorie der Lösungen; wenn wir die Resultate de Vries' von unserm heutigen Standpunkte betrachten, so ergibt sich kurz Folgendes. Lässt man Salzlösungen von verschiedener Concentration auf Pflanzenzellen einwirken, so findet man für jede Salzlösung eine bestimmte Concentration, bei der das Protoplasma der Zelle gerade beginnt, sich von der Zellmembran zurückzuziehen, bei der, wie de Vries es nannte, Plasmolyse eintritt. Bestimmt man für eine Reihe von Salzlösungen die Concentration, die jedesmal gerade genügt, um Plasmolyse herbeizuführen, so ergibt sich, dass all diese Lösungen denselben Gefrierpunkt, also denselben osmotischen Druck haben. Die Verhältnisse liegen damit für uns völlig klar. Das Protoplasma der Zelle ist durchtränkt von einer Flüssigkeit von bestimmtem osmotischen Druck; wirkt nun von aussen eine Salzlösung von höherem osmotischen Druck auf die Zelle ein, so wird durch die Membran hindurch Wasser nach aussen so lange austreten, bis wieder auf beiden Seiten der Membran derselbe osmotische Druck herrscht. Infolge dieses Wasseraustritts schrumpft die Zelle und zieht sich daher von der Zellmembran zurück. Und diese Erscheinung der Plasmolyse muss natürlich immer dann beginnen, wenn der Druck der einwirkenden Salzlösung eben anfängt, den Druck im Innern der Zelle zu übersteigen.

Salzlösungen, die daher gerade anfangen, Plasmolyse zu bewirken, müssen unter sich denselben osmotischen Druck haben, sind mit einander isotonisch.

Ganz entsprechendes Verhalten zeigen animale Zellen. Besonders deutlich lässt sich das bei den rothen Blutkörperchen nachweisen. Bringt man diese in Lösungen von verschiedener Concentration, so ändern sie ihr Volumen, indem sie entweder quellen, also Wasser aufnehmen, oder schrumpfen, d. h. Wasser abgeben. Nun besitzen die rothen Blutkörperchen allerdings keine Membran, wie die Pflanzenzellen, die sie von der umgebenden Flüssigkeit trennt; sie verhalten sich aber durchaus so, als ob sie von einer derartigen „halbdurchlässigen“ Membran umgeben wären, die Wasser ungehindert ein- und austreten lässt, dagegen gewisse Salze am Ein- und Austreten verhindert. Diese Eigenschaft, die eben bei den Pflanzenzellen an die Membran gebunden war, kommt hier der ganzen Zelle als solcher zu. Dieses Verhalten geht schon aus der Thatsache hervor, dass die rothen Blutkörperchen z. B. kein Chlornatrium enthalten, aber in einer 0,55% Chlornatrium enthaltenden Salzlösung, dem Plasma schwimmen. Und andererseits enthält die Flüssigkeit in den rothen Blutkörperchen 0,54% Chlorkalium, das Plasma dagegen nur 0,039%. Und ähnlich ist der Gehalt an anderen Salzen in Zellen und Plasma verschieden. Was aber gleich ist, das ist der osmotische Druck einerseits in den Blutkörperchen, andererseits im Plasma. Der Gefrierpunkt des menschlichen Blutplasmas beträgt etwa $-0,57^{\circ}$. Bringen wir nun rothe Blutkörperchen in irgend eine Salzlösung von gleichem Gefrierpunkt, das heisst gleichem osmotischen Druck, so sehen wir keine Volumensänderung eintreten: der osmotische Druck in den rothen Blutkörperchen ist eben der gleiche. Wirkt dagegen eine Salzlösung von niedrigerem Gefrierpunkte, d. h. höherem osmotischen Drucke ein, so werden die rothen Blutkörperchen so lange Wasser abgeben, bis der osmotische Druck in ihrem Innern ebenso hoch ist, wie in der umgebenden Salzlösung, sie werden also schrumpfen. Und umgekehrt: in einer Salzlösung von höherem Gefrierpunkte, also niedrigerem osmotischen Druck werden die rothen Blutkörperchen Wasser aufnehmen, quellen, so lange, bis

durch Verdünnung ihres Inhaltes der osmotische Druck in ihnen auf den Werth der umgebenden Salzlösung gesunken ist.

Das Volumen der rothen Blutkörperchen lässt sich mit Hilfe des sog. Hämatokriten bestimmen (Demonstration des Apparates), und die Versuche, die mit demselben, besonders von H. Koeppel, angestellt worden sind, haben ergeben, dass in der That für eine Reihe von Salzen das Verhalten der rothen Blutkörperchen in den Lösungen derselben sich ganz nach den Gesetzen des osmotischen Drucks regelt. Allerdings giebt es auch Ausnahmen. Ich erwähne hier nur eine, die bemerkenswertheste; das ist der Harnstoff. In Harnstofflösungen beliebiger Concentration quellen die rothen Blutkörperchen unter allen Umständen und lösen sich schliesslich ganz auf, also gerade so, wie etwa in destillirtem Wasser. Selbst in Harnstofflösungen, deren osmotischer Druck viel höher als der des Blutplasmas ist, in denen wir also gerade Schrumpfung erwarten würden, beobachtet man dieses entgegengesetzte Verhalten. Die Erklärung ist aber eine sehr einfache. Natürlich können die Gesetze des osmotischen Drucks hier nur gelten für Körper, für welche die rothen Blutkörperchen undurchlässig sind, die also auf dieselben einen Druck ausüben. Nun hat der Harnstoff aber, wie Schöndorff gezeigt hat, die Eigenschaft, die rothen Blutkörperchen ungehindert zu durchdringen: Harnstofflösungen, zum Blute gesetzt, vertheilen sich ganz gleichmässig auf Plasma und rothe Blutkörperchen. Infolge dessen kann offenbar der Harnstoff in seinen Lösungen überhaupt keinen Druck auf die rothen Blutkörperchen ausüben, da diese ja seinem Eindringen keinen Widerstand entgegensetzen. Harnstofflösungen von noch so hoher Concentration werden sich daher den Blutkörperchen gegenüber, hinsichtlich des osmotischen Druckes, ebenso verhalten müssen, wie reines Wasser: es wird daher immer hochgradige Quellung der rothen Blutkörperchen bis zur völligen Auflösung derselben eintreten müssen.

Ähnliche Beziehungen, wie wir sie hier zwischen den rothen Blutkörperchen und der sie umgebenden Flüssigkeit finden, bestehen nun auch zwischen der Blutflüssigkeit im Ganzen und den Säften der Gewebe. Diese beiden Flüssig-

keiten sind von einander getrennt durch die Wände der Blutgefäße. Bei den grösseren Blutgefässen, Arterien und Venen, handelt es sich um Wände, die einen völligen Abschluss der Flüssigkeiten von einander bedingen. Bei den Capillaren dagegen haben wir eine ausserordentlich feine Wand, die einen Austausch zwischen den durch sie getrennten Flüssigkeiten erlaubt. Dabei ist die Capillarwand aber nicht nur für Wasser durchgängig, sondern auch für andere Substanzen, wie z. B. Traubenzucker, Kochsalz, Harnstoff, wenn auch nicht für alle in gleichem Maasse. Die Bedingungen für einen Ausgleich der getrennten Flüssigkeiten gegen einander sind hier daher besonders günstige, da nicht nur das Lösungsmittel, sondern auch manche gelösten Substanzen die Membran zu durchdringen vermögen. Dadurch gewinnen wir nun ein volles Verständniss für eine Gruppe von Erscheinungen, die zwar schon ziemlich lange bekannt sind, deren Erklärung aber bisher zu wünschen übrig liess. Das Blut zeigt nämlich beim lebenden Thiere unter allen Umständen eine ziemlich constante Zusammensetzung, und es gelingt nicht, diese Zusammensetzung durch irgend welche Eingriffe auf längere Zeit erheblich zu ändern. Transfundirt man z. B. einem Thiere eine Kochsalz- oder Traubenzuckerlösung direkt in eine Vene und entnimmt dann Blut aus einer Arterie zur Untersuchung, so zeigt das Blut keineswegs eine so starke Steigerung seines Kochsalz- resp. Traubenzuckergehaltes, wie man zunächst annehmen sollte, ja nach einiger Zeit ist der Überschuss der fremden Substanzen so gut wie verschwunden. Und zwar wird diese Constanz der Blutzusammensetzung dadurch bewirkt, dass sofort Wasser aus den Gewebssäften in das Blut hinein und die fremden, injicirten Substanzen aus dem Blut in die Gewebssäfte hinaustreten. Dieser Vorgang wird durchaus verständlich, wenn wir ihn nach den Gesetzen des osmotischen Druckes betrachten. Durch die Einführung von Kochsalz oder Traubenzucker in das Blut würde ja natürlich der osmotische Druck desselben wesentlich erhöht werden. Nun stehen aber die Gewebssäfte durch die Wand der Capillaren mit dem Blute in inniger Berührung, und so wird natürlich sofort durch die Capillarwand hindurch ein Ausgleich des osmotischen Druckes

stattfinden müssen, und da die Capillarwand für Wasser und die betr. fremden Substanzen durchgängig ist, wird dieser Ausgleich in der oben erwähnten Weise stattfinden durch gleichzeitigen Austritt der fremden Substanzen in die Gewebe und Eintritt von Wasser ins Blut. So wird der experimentell erhöhte osmotische Druck des Blutes nach Möglichkeit rasch herabgesetzt werden, selbstverständlich unter gleichzeitiger Steigerung des osmotischen Druckes der Gewebssäfte. Ich habe in derartigen Versuchen den osmotischen Druck des Blutes und der Gewebssäfte durch Gefrierpunktsbestimmung gemessen und dabei durchaus das zu erwartende Resultat gefunden. Ich transfundirte bei Kaninchen (nach vorhergehender Exstirpation beider Nieren, um eine Ausscheidung durch diese auszuschalten) 50—72 ccm einer 5% Kochsalzlösung in die Jugularis. Dadurch würde der Gefrierpunkt des Blutes, der normaler Weise $-0,56^{\circ}$ beträgt, bis auf $-1,2^{\circ}$ herabgesetzt worden sein, wenn sich einfach die transfundirte Kochsalzlösung mit dem Blute des Thieres gemischt hätte. Thatsächlich betrug der Gefrierpunkt des Blutes schon wenige Minuten nach Beendigung der Transfusion nur $-0,7$ — $0,8^{\circ}$. Dafür war aber auch der Gefrierpunkt der Gewebssäfte erniedrigt, der Gefrierpunkt des Muskelgewebssaftes betrug statt wie normal $-0,8$ jetzt $-1,0$.

Man sieht daraus, dass unter normalen Verhältnissen bedeutende Unterschiede des osmotischen Druckes thierischer Flüssigkeiten im allgemeinen nicht vorkommen können. In der That zeigen die verschiedensten thierischen Flüssigkeiten, wie Lymphe, Milch, Fruchtwasser u. s. w. einen Gefrierpunkt, der von dem des Blutes wenig oder gar nicht abweicht, obwohl doch ihre chemische Zusammensetzung so ausserordentlich verschieden ist, dass sie grösser kaum gedacht werden könnte.

Es wäre aber gleichwohl nicht zutreffend, wenn man auf Grund der bisher mitgetheilten Thatsachen zu der Vorstellung gelangte, dass etwa im lebenden Körper in allen seinen Theilen ein vollständiges osmotisches Gleichgewicht bestände. Eine einfache Überlegung zeigt, dass das nicht möglich ist. Dazu muss man sich daran erinnern, dass die Höhe des osmotischen Drucks, den eine Substanz auszuüben vermag,

abhängt von ihrem Moleculargewicht. Wir sehen ja, dass erst 342 g Rohrzucker in einem Liter denselben osmotischen Druck besitzen, wie 60 g Harnstoff: eine 1% Rohrzuckerlösung wird daher viel weniger stark osmotisch wirksam sein, wie eine gleich starke, ebenfalls 1% Harnstofflösung. Viel eclatanter ist das noch für Körper mit besonders hohem Moleculargewicht, wie z. B. die Eiweissstoffe. Nehmen wir einmal das Moleculargewicht der Eiweisskörper, das uns ja genau nicht bekannt ist, auch nur zu etwa 10000 an, was sicher nicht zu hoch gegriffen ist, so müssten wir also 10000 g Eiweiss zu einem Liter lösen (wenn das überhaupt möglich wäre), um den gleichen osmotischen Druck zu erhalten, wie von 60 g Harnstoff. Unsere gewöhnlichen Eiweisslösungen von einigen Procenten Gehalt üben daher so gut wie gar keinen osmotischen Druck aus. Nun werden aber doch in den Geweben im Laufe des Stoffwechsels die Stoffe mit grossem Molecül, die Eiweissstoffe, Kohlehydrate und Fette gespalten und verbrannt; die dabei entstehenden Zersetzungsproducte haben ein viel kleineres Molecül. Durch diese Vorgänge muss daher offenbar eine Erhöhung des osmotischen Druckes in den Geweben bedingt werden. Ich habe versucht, den osmotischen Druck in den Geweben zu bestimmen, indem ich die zu untersuchenden Organe mit einer Hackmaschine zu einem Brei verwandelte und den Gefrierpunkt dieses Breies feststellte. Dabei fand ich für die Organe des Kaninchens folgende Werthe:

Blut	— 0,56 —	0,67°.
Leber	— 0,66 —	0,77°.
Gehirn	— 0,69 —	0,73°.
Muskeln	— 0,82 —	0,89°.

Wie man sieht, liegen die Gefrierpunkte durchweg unter dem des Blutes, besonders bei den Muskeln, in denen wir ja besonders lebhaftere Zersetzungs Vorgänge anzunehmen haben. Natürlich muss dieser erhöhte osmotische Druck in den Geweben zur Folge haben einmal ein Zuströmen von Wasser resp. einer Flüssigkeit von niederem osmotischen Druck und andererseits ein Abströmen der Zersetzungsproducte nach den Orten niedrigeren osmotischen Druckes hin. Das beobachten wir aber auch fortgesetzt beim Lebenden: den Austritt der

Ernährungsflüssigkeit aus den Blutcapillaren in die Gewebe und die Entfernung der Stoffwechselendproducte aus den Geweben. Hier wäre also die Möglichkeit gegeben, Prozesse, die so innig mit den Lebensvorgängen verknüpft sind, auf rein physikalischem Wege zu verstehen.

Von der allgemeinen Regel, dass der Gefrierpunkt der thierischen Flüssigkeiten nicht wesentlich von dem des Blutes differirt, macht eine sehr bemerkenswerthe Ausnahme der Harn. Der Gefrierpunkt des menschlichen Harns kann in sehr weiten Grenzen schwanken: unter gewöhnlichen Verhältnissen beträgt er $-1,3$ $-2,2^{\circ}$. Die Niere bereitet also aus dem Blute (Gefrierpunkt $-0,56^{\circ}$) eine Flüssigkeit von viel höherem osmotischen Druck. Dazu ist natürlich ein gewisser Arbeitsaufwand nothwendig, und Dreser hat den Versuch gemacht, aus dem Unterschiede zwischen Gefrierpunkt des Harns und des Blutes die von der Niere geleistete Arbeit zu berechnen. Auch von praktischer Bedeutung sind diese Überlegungen geworden. In Fällen, in denen wegen bösartiger Erkrankung einer Niere diese exstirpirt werden soll, kann dies natürlich nur dann geschehen, wenn die andere Niere durchaus funktionsfähig ist, so dass sie nach der Operation die Aufgabe beider Nieren übernehmen kann. Für die Entscheidung dieser überaus wichtigen Frage, ob die zweite Niere noch gesund ist, hat man ebenfalls die Methode der Gefrierpunktsbestimmung bestens verwerthen können.

Zum Schluss will ich noch eine der interessantesten Fragen, bei deren Erörterung die Lehre vom osmotischen Druck in Betracht zu ziehen ist, wenigstens kurz erwähnen: das ist die Resorption im Darmkanal. Auch hier haben wir es ja mit einem Durchtritt gelöster Stoffe durch eine Membran zu thun, und es ist wohl kein Zweifel, dass auch hier osmotische Vorgänge mit eine Rolle spielen. Im Einzelnen liegen die Verhältnisse dabei allerdings ganz besonders complicirt, so dass ich hier nicht weiter darauf eingehen kann. Auf dem Wege einer rein physikalischen Auffassung auch dieser Vorgänge sind bereits sehr wesentliche Fortschritte gemacht, und es steht zu hoffen, dass gerade hier die Anwendung der Lehre vom osmotischen Druck auch noch weitere Aufschlüsse zeitigen wird.

Ich habe aus der grossen Fülle von Thatsachen, welche schon heute durch die Lehre vom osmotischen Druck geklärt sind, nur eine kleine Auswahl geben können. Ich hoffe, dass aber schon diese gezeigt hat, von wie grosser Bedeutung die Anwendung dieser Gesetze und die Methode der Gefrierpunktsbestimmung für die biologische Forschung ist. Die Resultate, die bisher auf diesem Wege gewonnen worden sind, geben uns jedenfalls ein Recht dazu, für die Zukunft noch weitere Fortschritte nach dieser Richtung hin zu erwarten.

ZOBODAT - www.zobodat.at

Zoologisch-Botanische Datenbank/Zoological-Botanical Database

Digitale Literatur/Digital Literature

Zeitschrift/Journal: [Mittheilungen aus dem naturwissenschaftlichen Vereine von Neu-Vorpommern und Rügen](#)

Jahr/Year: 1901

Band/Volume: [33](#)

Autor(en)/Author(s): Rosemann Rudolf

Artikel/Article: [Die Gefrierpunktsbestimmung und ihre Bedeutung für die Biologie 132-144](#)