

Die  
**Eigenschaften der Lösungen.**

Von

**Dr. Gustav Jäger.**

---

Vortrag, gehalten den 8. Jänner 1896.

*(Mit Experimenten.)*

Mit 1 Abbildung im Texte.



Was können wir von den Lösungen Interessantes lernen? wird sich so mancher denken. Ich weiß, dass sich das Salz in der Suppe, der Zucker im Kaffee auflöst, doch habe ich nie bemerkt, dass etwas Besonderes dabei geschieht. Sollte man also wirklich eine volle Stunde mit der Besprechung dieses Gegenstandes ausfüllen können? Verehrte Anwesende, ich hoffe, Sie im Laufe des Vortrages zu überzeugen, dass uns die zehnfache Zeit, welche uns heute zu Gebote steht, noch lange nicht ausreichen würde, um nur einigermaßen erschöpfend anzuführen, was wir über die Lösungen wissen. Wir wollen uns daher heute nur mit einem ganz bestimmten, eng umgrenzten Gebiete beschäftigen, nämlich den sogenannten verdünnten Lösungen.

Geben wir in eine reine Flüssigkeit eine kleine Menge eines anderen Körpers und es vertheilt sich dieser gleichförmig über die ganze Flüssigkeit, so nennen wir die so erhaltene neue Flüssigkeit eine verdünnte Lösung. Die ursprünglich reine Flüssigkeit führt den Namen Lösungsmittel, der darin vertheilte Körper ist die gelöste Substanz. Eine verdünnte Lösung erhalten wir z. B., wenn wir in 1 l Wasser 1 g Zucker

geben. Der Zucker vertheilt sich über das ganze Wasser, und es entsteht eine verdünnte Zuckerlösung. Das Wasser ist das Lösungsmittel und der Zucker die gelöste Substanz. Würden wir anstatt 1 g 100 g Zucker auflösen, so hätten wir es nicht mehr mit einer verdünnten, sondern mit einer concentrirten Lösung zu thun. Solche Lösungen wollen wir aber außer Betracht lassen.

Die Zahl, welche uns angibt, wieviel gelöste Substanz auf eine bestimmte Menge des Lösungsmittels kommt, nennen wir die Concentration der Lösung. Die Concentration ist also das Verhältniß der gelösten Substanz zum Lösungsmittel. Wenn wir also 20 g Zucker in 10 l Wasser lösen, so erhalten wir dieselbe Concentration, als wenn wir 4 g Zucker in 2 l oder 2 g Zucker in 1 l Wasser u. s. w. lösen.

Wir haben bisher gesprochen, als wäre es etwas Selbstverständliches, dass sich irgend ein Körper in einer Flüssigkeit löst. Aber das ist durchaus nicht der Fall; denn wir wissen z. B., dass sehr viele Körper, welche wir ins Wasser werfen, nicht gelöst werden, und das ist sehr gut. Wie stünde es sonst mit unserer Schifffahrt, wenn das Wasser alle Körper auflösen würde? Ja, wir dürften uns gar nicht ins Wasser wagen, ohne befürchten zu müssen, dass wir selbst flüssig würden.

Daraus können wir schon schließen, dass jedenfalls ein sich lösender Körper eine ganz bestimmte Beschaffenheit gegenüber dem Lösungsmittel besitzen

muss, und wir werden erkennen, dass der Vorgang der Lösung durch den Zusammenhalt der kleinsten Theilchen eines Körpers bedingt wird.

Bei den festen Körpern müssen wir annehmen, dass die kleinsten Theilchen, die sogenannten Molekeln, einen sehr festen Zusammenhalt haben, sodass eine große Kraft dazu gehört, um dieselben von einander zu trennen. Diese kleinsten Theilchen sind aber alle in zitternder Bewegung, und die Ursache dieser Bewegung ist die Wärme des Körpers. Je mehr wir einen Körper erwärmen, desto lebhafter wird die Bewegung seiner kleinsten Theilchen. Infolge dessen kann es natürlich vorkommen, dass hie und da auf der Oberfläche eines festen Körpers ein Theilchen in so lebhafteste Bewegung geräth, dass dadurch der Zusammenhalt mit den übrigen Molekeln aufgehoben wird und das Theilchen davonfliegt. Wiederholt sich dies öfter, so muss der Körper allmählich verschwinden. Wir kennen thatsächlich verschiedene feste Körper, die sich im Laufe der Zeit, wie z. B. der Kampfer, wenn er offen liegen bleibt, verflüchtigen. Bei den meisten festen Körpern lässt sich jedoch dieses Verflüchtigen nur schwer oder auch gar nicht nachweisen, sondern es tritt der Fall ein, dass bei fortgesetzter Zufuhr von Wärme der feste Körper in einen flüssigen übergeht, das heißt er schmilzt. Je lebhafter nämlich die Bewegung der Molekeln wird, desto leichter lassen sie sich auch an einander verschieben, und diese leichte Verschiebbarkeit ist eben die Ursache des flüssigen

Zustandes. Jene Temperatur, bei welcher der feste Körper in den flüssigen übergeht, nennen wir den Schmelzpunkt. Machen wir den Process umgekehrt, kühlen wir nämlich eine Flüssigkeit ab, so wird sie bei derselben Temperatur wieder fest, bei welcher früher der feste Körper flüssig wurde. Man nennt daher den Schmelzpunkt auch den Erstarrungs- oder Gefrierpunkt.

Was wir bei festen Körpern bereits kennen gelernt haben, dass nämlich die Möglichkeit vorhanden ist, dass er sich verflüchtigt, das ist natürlich aus ganz denselben Gründen, nur noch in viel stärkerem Maße bei den Flüssigkeiten der Fall, da ja die Bewegung der Molekeln im flüssigen Zustande eine viel lebhaftere ist. Wollen wir daher eine Flüssigkeit dauernd aufbewahren, so geht es nur in verschlossenen Gefäßen, was uns allen ja sehr wohl bekannt ist.

Befindet sich nun eine Flüssigkeit in einem verschlossenen Gefäße, welches sie nur theilweise ausfüllt, so werden sich natürlich auch Flüssigkeitstheilchen von der Oberfläche losreißen, und zwar wiederum um so mehr, je wärmer die Flüssigkeit ist. Diese Molekeln erfüllen dann den Gefäßraum oberhalb der Flüssigkeit, und zwar als Dampf.

Im Dampfe haben wir uns also die Molekeln vollständig getrennt von einander und in heftiger Bewegung begriffen vorzustellen. Infolge dessen üben die Dampfmolekeln zahlreiche Stöße auf die Gefäßwand aus und erzeugen dadurch den Dampfdruck oder die Dampfspannung.

Natürlich fliegen auch Dampfmolekeln wieder in die Flüssigkeit zurück, und wenn ebensoviel zurückfliegen, als aus der Flüssigkeit hinaus, dann bleiben im Dampfraume immer gleich viel Molekeln. Wir haben dann dort auch einen ganz bestimmten Dampfdruck. Zu jeder Temperatur gehört nun ein solcher ganz bestimmter Dampfdruck, und zwar wird derselbe umso größer, je höher die Temperatur wird. Für eine bestimmte Temperatur ist aber auch der Dampfdruck einer jeden Flüssigkeit ein ganz bestimmter.

Da auf alle Körper, welche uns umgeben, wie ja auf uns selbst auch, beständig ein sehr großer Druck lastet, nämlich der Luftdruck, so ist es auch nicht immer möglich, dass eine Flüssigkeit in einem offenen Gefäße rasch verdampft. Erst wenn der Dampfdruck größer als der Luftdruck wird, dann beginnt das Verdampfen mit größerer Heftigkeit, und wir nennen diesen Vorgang das Sieden der Flüssigkeit. Eine Flüssigkeit beginnt demnach zu sieden, wenn ihr Dampfdruck gleich dem äußeren Drucke wird, welcher gewöhnlich der Luftdruck ist. Je größer der Luftdruck wird, desto höher wird auch der Siedepunkt, das ist jene Temperatur, bei welcher das Sieden beginnt, ausfallen müssen.

Wir haben gehört, dass sich die Molekeln im flüssigen Zustande zwar leicht an einander vorbeischieben lassen, dass es aber eine gewisse Arbeit erfordert, eine Molekel von den übrigen zu trennen. Befindet sich eine Molekel im Innern der Flüssigkeit, so ist sie

natürlich vollständig von gleichartigen Molekeln eingehüllt, während eine Molekel in der Oberfläche der Flüssigkeit nur noch einseitig von gleichartigen Molekeln umgeben wird. Wenn wir also eine Molekel aus dem Innern der Flüssigkeit in die Oberfläche bringen, muss eine gewisse Anzahl von Molekeln von ihr losgetrennt werden. Dies erfordert nach unserer Anschauung natürlich eine gewisse Arbeit, und wir sagen: Es ist das die zur Überwindung der Capillarkräfte nöthige Arbeit. Wollen wir die Oberfläche einer Flüssigkeit vergrößern, so brauchen wir bloß Molekeln aus dem Innern der Flüssigkeit an die Oberfläche zu schaffen. Für jeden Quadratcentimeter, um welchen wir die Flüssigkeitsoberfläche vergrößern, haben wir nun eine ganz bestimmte Arbeit zu leisten. Die Zahl, welche die Größe dieser Arbeit angibt, nennen wir dann die Capillaritätsconstante der Flüssigkeit.

Wir haben bis jetzt eine Reihe von Begriffen kennen gelernt, welche uns für die Theorie der verdünnten Lösungen sehr zustatten kommen sollen. Wir können uns nun leicht vorstellen, unter welchen Bedingungen sich ein Körper in einer Flüssigkeit lösen wird. Wir wissen, die Molekeln des Körpers sind alle in Bewegung begriffen. Je heftiger diese Bewegung ist, desto leichter trennen sich die Theilchen von einander. Bringe ich nun einen Körper in eine Flüssigkeit, so müssen die Theilchen an der Oberfläche des Körpers und die der umgebenden Flüssigkeit auf einander einwirken, denn sämtliche Flüssigkeitsmolekeln

sind ja ebenfalls in beständiger Bewegung begriffen. Sind nun die Flüssigkeitsmolekeln imstande, die Bewegung der Molekeln des eingetauchten Körpers so lebhaft zu gestalten, dass sie sich leicht von einander trennen, so werden wir sagen: der Körper ist in der Flüssigkeit löslich. Darnach können wir uns auch sofort vorstellen, dass es leicht und schwer lösliche Körper geben wird, dass die Löslichkeit im Zusammenhange mit der Temperatur stehen muss, u. s. w. Doch wollen wir auf all diese Sachen heute nicht weiter eingehen, sondern wir wollen gleich einige der wichtigsten Eigenschaften der verdünnten Lösungen kennen lernen, die Gesetze des osmotischen Druckes.

Denken wir uns, wir hätten eine Lösung, etwa von Zucker in Wasser, vor uns. Über diese Lösung wollen wir vorsichtig reines Wasser gießen, so können wir die Beobachtung machen, dass nicht für alle Zeit die Zuckerpflösung unten und das reine Wasser oben bleibt, sondern es wandert entgegen der Schwerkraft der Zucker zum Theil nach oben in das reine Wasser, bis er gleichmäßig in der ganzen Flüssigkeit vertheilt ist. Es ist das genau so, als wenn wir zwei Gase über einander schieben, das schwerere, etwa Luft, unten und das leichtere, vielleicht Leuchtgas, oben. Die beiden Gase bleiben nicht getrennt, sondern vermischen sich ziemlich rasch mit einander, bis im ganzen Gefäße ein gleichförmiges Gemisch vorhanden ist. Diese Mischung tritt auch dann ein, wenn wir die beiden Gase durch eine poröse Wand trennen. Doch wird das leichtere

Gas rascher durch die Wand dringen als das schwerere. Es wird daher auf jener Seite des Gefäßes, wo das leichtere Gas eindringt, anfangs ein Überdruck entstehen, wie wir leicht an folgendem Versuche sehen können. Wir bringen eine poröse Thonzelle mit einem Wassermanometer in Verbindung, welches uns erkennen lässt, ob der Luftdruck im Innern der Thonzelle größer oder kleiner als in der äußeren Umgebung ist. Diese Thonzelle, welche also vorläufig nur mit gewöhnlicher Luft gefüllt ist, bringen wir in einen Cylinder, welcher Leuchtgas enthält. Sofort bemerken wir ein Steigen der Flüssigkeit im Manometer, was uns beweist, dass das Leuchtgas rascher in den Thoncylinder eindringt, als die Luft heraus kann. Ganz dasselbe würde sich nun zeigen, wenn wir den Thoncylinder mit unserer Zuckerlösung anfüllen und in reines Wasser tauchen würden. Das Wasser würde rascher in den Cylinder eintreten, als der Zucker hinaus kann, was eine Erhöhung des Druckes im Innern der Thonzelle zur Folge hätte. Wir können hier aber noch einen Schritt weiter gehen. Wir können nämlich unsere Thonzelle so präparieren, dass sie zwar das Wasser durchlässt, nicht aber den Zucker. Dann kann das Wasser in die Zelle hinein, der Zucker aber nicht heraus. Man nennt dann eine so präparierte Thonzelle eine halbdurchlässige Wand. Man erhält z. B. eine solche, wenn man in den Poren der Thonwand Kupferferrocyanid niederschlägt, etwa auf die Weise, dass man sie zuerst mit einer Kupfersulphatlösung tränkt und dann in eine

Lösung von Kaliumferrocyanid bringt, wodurch eben der oben erwähnte Niederschlag entsteht. Wir wollen uns diesen chemischen Vorgang in der Weise vor Augen führen, dass wir eine Lösung in die andere gießen; sofort sehen wir den braunen Niederschlag, welcher zur Herstellung halbdurchlässiger Wände benützt werden kann.

Bringen wir nun unsere halbdurchlässige Thonzelle, angefüllt mit Zuckerlösung, in reines Wasser, so wächst natürlich der Druck im Innern dieser Thonzelle beständig, da zwar Wasser hinein, aber der Zucker nicht heraus kann. Schließlich gelangen wir aber zu einer ganz bestimmten Druckgrenze, bei welcher kein Wasser mehr eintritt. Dieser Druck kann mit einem Manometer gemessen werden, und man nennt ihn den osmotischen Druck der Lösung, da man den Vorgang des Durchganges einer Flüssigkeit durch eine poröse Wand von jeher mit dem Namen Osmose bezeichnet hat.

Dieser osmotische Druck befolgt nun ganz auffällige Gesetze, nämlich genau dieselben wie der Gasdruck. Wir wissen, dass der Druck eines Gases in einem allseits geschlossenen Gefäße immer proportional der Gasmenge ist. Bringen wir in das Gefäß die doppelte Gasmenge, so erhalten wir auch den doppelten Druck, für die dreifache Menge den dreifachen Druck u. s. w. Dieser Druck ist von der Natur des Gases vollständig unabhängig, wenn wir die Gasmenge durch Molekelzahlen ausdrücken, das heißt für eine bestimmte Zahl

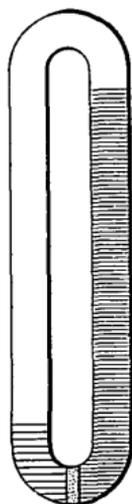
von Gasmolekeln, welche wir in dem Gefäße haben, erhalten wir immer denselben Druck, welcher Art das Gas auch sei.

Für ein und dieselbe Gasmenge kann aber der Druck dennoch verschieden sein, wenn wir nämlich die Temperatur des Gases ändern, und zwar wächst der Druck bei einer Temperatursteigerung von  $1^{\circ}$  C. um den  $\frac{1}{273}$  Theil jenes Druckes, welchen das Gas bei  $0^{\circ}$  C. hat. Genau dieselben Gesetze befolgt nun auch der osmotische Druck. Je mehr Zucker wir in unsere Lösung bringen, desto größer wird der Druck, und zwar erhalten wir denselben Druck, wenn wir anstatt des Zuckers eben soviel Molekeln eines anderen Stoffes nehmen. Desgleichen wächst der osmotische Druck mit der Temperatur für je  $1^{\circ}$  Temperaturerhöhung um den  $\frac{1}{273}$  Theil seines Wertes bei  $0^{\circ}$ .

Der osmotische Druck steht nun im Zusammenhange mit verschiedenen anderen Eigenschaften der Lösungen. Wir haben gehört, dass eine Flüssigkeit dann siedet, wenn ihre Dampfspannung gleich dem äußeren Drucke wird. Je niedriger daher unter sonst gleichen Umständen die Dampfspannung ist, desto höher wird der Siedepunkt liegen, da ja mit zunehmender Temperatur die Dampfspannung auch zunimmt.

Wir wollen nun zeigen, dass aus dem osmotischen Drucke folgt, dass die Dampfspannung einer Lösung kleiner sein muss als die des reinen Lösungsmittels bei derselben Temperatur, dass aber infolge dessen auch der Siedepunkt der Lösung höher sein muss als jener des

reinen Lösungsmittels. Denken wir uns nämlich ein in sich selbst geschlossenes Rohr (s. die Figur). Unten befinde sich eine halbdurchlässige Wand, links davon sei reines Wasser, rechts eine Zuckerlösung. Damit nun Gleichgewicht herrscht, muss die Lösung viel höher stehen als das reine Wasser, bis der Druck, welchen die Lösung auf die durchlässige Wand ausübt, gleich dem osmotischen Drucke wird. Damit aber jetzt allseitiges Gleichgewicht besteht, ist noch nöthig, dass die Dampfspannung des reinen Wassers größer ist als jene der Lösung, da ja der Druck an der Oberfläche des Wassers um das Gewicht der Dampfsäule größer ist, welche den Höhenunterschied der Oberfläche des Wassers und jener der Lösung ausfüllt, als der Druck an der Oberfläche der Lösung. Je größer nun der osmotische Druck ist, desto größer wird der Höhenunterschied der beiden Oberflächen, desto größer wird also auch die Verminderung der Dampfspannung der Lösung werden. Wir gelangen also zu dem Gesetze, dass die Dampfspannungserniedrigung einer Lösung proportional dem osmotischen Drucke derselben ist. Und da dieser wiederum proportional der Concentration der Lösung, so können wir auch sagen: die Dampfspannungserniedrigung einer Lösung ist proportional ihrer Concentration, woraus unmittelbar folgt, dass auch die Siedepunktserhöhung proportional der Concen-



tration ist, was wir unmittelbar mit einem Thermometer nachweisen können. Diese Dampfspannungserniedrigung ist unabhängig von der Natur der gelösten Substanz, sobald wir die Concentration durch Molekelzahlen ausdrücken, d. h. sind gleich viel Molekeln in einer bestimmten Menge Flüssigkeit gelöst, so hat sie immer dieselbe Dampfspannung, vorausgesetzt natürlich, dass alle Beobachtungen bei derselben Temperatur vorgenommen werden. Damit ist uns aber auch eine Methode gegeben, die Molekelzahl, oder wie man sich gewöhnlich auszudrücken pflegt, das Moleculargewicht eines unbekanntes Stoffes, der sich in irgend einer Flüssigkeit lösen lässt, zu bestimmen, indem wir seine Dampfspannung bloß mit der einer bekannten Lösung zu vergleichen brauchen.

Ebenso wichtig für die physikalische Chemie wie die Dampfspannungserniedrigung ist die Gefrierpunktserniedrigung einer Lösung. Wir wissen, dass das schmelzende Eis die Temperatur  $0^{\circ}$  hat, sowie wir aber Salz darauf werfen, wird die Temperatur eine niedrigere. Das ist nur möglich, wenn der Gefrierpunkt der Lösung ein tieferer ist als jener des reinen Wassers; denn man könnte ja sagen, dass das Salz Wärme zum Auflösen braucht und infolge dessen die Temperatur sinkt, aber wir wissen, dass bei einem Gemenge von Wasser und Eis die Zufuhr oder Entziehung von Wärme auf die Temperatur gar keinen Einfluss hat; denn entziehen wir Wärme, so entspricht dem eine Zunahme von Eis, führen wir hingegen Wärme

zu, so wird sie zum Schmelzen des Eises verwendet. Eine Änderung der Temperatur kann also nur dann eintreten, wenn die Gefriertemperatur eine andere wird.

Dass wir es in der That mit einer Gefrierpunkts-erniedrigung zu thun haben, zeigt sich am besten dann, wenn wir ein Salz nehmen, welches bei der Auflösung Wärme erzeugt, wie es z. B. beim wasserfreien Chlorcalcium der Fall ist. Werfen wir dasselbe in reines Wasser, so steigt die Temperatur, vermischen wir es hingegen mit schmelzendem Eis, so sinkt die Temperatur, indem hier die bei der Auflösung erzeugte Wärme lediglich zum Schmelzen des Eises verwendet wird und dieses Schmelzen natürlich bei der Gefriertemperatur der Lösung vor sich geht, die aber tiefer als die des reinen Wassers ist.

Die Erniedrigung des Gefrierpunktes können wir uns auf folgende Weise klarmachen. Soll eine Flüssigkeit in den festen Zustand übergehen, so muss ihr soviel Wärme entzogen werden, dass die Molekeln nicht mehr in der Lage sind, ihren Ort wesentlich zu verändern. Dies ist nach unserer Anschauungsweise leicht begreiflich, da wir ja annehmen, dass die Molekeln in um so heftigerer Bewegung sind, je höher die Temperatur ist. Erniedrigen wir daher die Temperatur, so werden die Molekeln immer ruhiger, bis schließlich ein Punkt eintritt, wo sie ihren Ort gar nicht mehr verlassen. Es ist das jene Temperatur, bei welcher die Flüssigkeit in den festen Zustand übergeht, d. h. die Gefriertemperatur.

Dass thatsächlich durch die Kälte alle Molecularbewegung verlangsammt wird, sehen wir daraus, dass kein chemischer Process möglich ist, sobald wir ihn in großer Kälte erzeugen wollen. Wir wollen als Beispiel nur Folgendes betrachten. Werfen wir ein Stück Kreide in Salzsäure, so haben wir sofort eine chemische Reaction. Es wird die Kohlensäure der Kreide von der Salzsäure verdrängt. Nun kühlen wir aber die Salzsäure erst in einem Gemenge von fester Kohlensäure und Äther stark ab. Werfen wir jetzt die Kreide hinein, so sehen wir gar keine Reaction. Sowie sich aber die Salzsäure allmählich erwärmt, merken wir auch, wie erst vereinzelt, dann immer zahlreicher die Kohlensäureblasen aufsteigen.

Sehen wir nun, dass der Gefrierpunkt einer Lösung tiefer ist als jener des Lösungsmittels, so können wir daraus schließen, dass in der Lösung die Flüssigkeitsmolekeln in heftigerer Bewegung sind als bei derselben Temperatur im reinen Lösungsmittel, d. h. lösen wir in einer Flüssigkeit einen Körper auf, so hat das für sie dieselbe Wirkung, als würden wir ihre Temperatur erhöhen. Es kann daher eine Lösung nur dann zum Gefrieren gebracht werden, wenn wir unter die Temperatur des Gefrierpunktes des reinen Lösungsmittels herabgehen.

Wie bei der Dampfspannungserniedrigung zeigt es sich auch bei der Gefrierpunktserniedrigung, dass dieselbe lediglich von der Zahl der gelösten Molekeln abhängig ist und durchaus nicht von der

Natur der gelösten Substanz. Und zwar ist wiederum die Erniedrigung der gelösten Molekelzahl proportional, so dass wir auch hier eine einfache Methode zur Bestimmung des Moleculargewichts lösbarer Körper haben.

Die Erscheinung der Gefrierpunktserniedrigung der Lösungen wird praktisch in den sogenannten Kältemischungen verwertet. So benützen z. B. die Zuckerbäcker eine Mischung von Eis und Salz zur Herstellung des Gefrorenen. Wir können uns auch überzeugen, dass thatsächlich, wenn wir ein Probiergläschen mit Wasser in eine Mischung von Eis und Salz stecken, das Wasser im Gläschen gefriert. Stecken wir aber unser Gläschen in reines Eis, kommt das Wasser nie zum Gefrieren.

Nun wollen wir nochmals auf unsern Apparat zurückkommen, der uns den osmotischen Druck kennen lehrte. Da das Wasser durch die Thonzelle mit einer gewissen Kraft in die Lösung einzudringen sucht, so können wir natürlich das Wasser aus der Lösung durch die poröse Wand nur mit Aufwand einer gewissen Arbeit wieder hinauspressen. Genau so wie nun bei der Verdampfung die halbe Arbeit schon geleistet ist, wenn die Flüssigkeitsmolekeln aus dem Innern in die Oberfläche der Flüssigkeit gebracht sind, so auch hier, wenn wir die Flüssigkeitsmolekeln aus dem Inneren der Lösung bis an die Grenze zwischen Lösung und reinem Wasser gebracht haben. Wollen wir daher die Oberfläche der Lösung um  $1 \text{ cm}^2$  vergrößern, so haben wir eine größere Arbeit zu leisten, als wenn wir

dies mit der Oberfläche der reinen Flüssigkeit vornehmen. Daraus folgt aber dann sofort, dass die Capillaritätsconstante oder die Oberflächenspannung einer Lösung immer größer ist als die des reinen Lösungsmittels. Natürlich muss diese Vergrößerung der Oberflächenspannung wiederum proportional dem osmotischen Druck oder, was dasselbe ist, proportional der Concentration sein. In der That haben die Beobachtungen an vielen Lösungen diese Folgerung bestätigt.

Wir kennen die Arbeit, welche wir zu leisten haben, wenn wir eine gewisse Menge Flüssigkeit aus einer Lösung herauspressen wollen. Mit Zuhilfenahme der Capillaritätsconstanten können wir dann berechnen, welche Fläche diese Flüssigkeitsmenge einnehmen würde, wenn wir daraus eine Flüssigkeitshaut von der Dicke einer Molekel bilden würden. Somit ist uns also auch die Möglichkeit gegeben, die Größe einer Molekel selbst zu berechnen. Wir finden auf diesem Wege z. B. für die Größe einer Wassermolekel die Hälfte von einem Milliontel Millimeter, d. h., wenn wir zwei Millionen Molekeln aneinander legen, so erhalten wir erst die Länge von 1 *mm*. Genau dieselbe Größe wurde auch auf verschiedenen anderen Wegen gefunden, so dass wir dadurch zur Genüge erkennen, dass uns die Naturforschung nicht nur Wege zur Erkenntnis hochinteressanter Größen ebnet, sondern uns auch eine sichere Garantie für die Wahrheit des Erforschten gibt.

---

# ZOBODAT - [www.zobodat.at](http://www.zobodat.at)

Zoologisch-Botanische Datenbank/Zoological-Botanical Database

Digitale Literatur/Digital Literature

Zeitschrift/Journal: [Schriften des Vereins zur Verbreitung naturwissenschaftlicher Kenntnisse Wien](#)

Jahr/Year: 1896

Band/Volume: [36](#)

Autor(en)/Author(s): Jäger Gustav

Artikel/Article: [Die Eigenschaften der Lösungen. 143-160](#)