

Über den
Zusammenhang des gasförmigen
und flüssigen Zustandes.

Von

Dr. Gustav Jäger.

Vortrag, gehalten den 23. Januar 1895.

(Mit Demonstrationen.)

Natura non facit saltus, sagten die alten Gelehrten, „die Natur macht keine Sprünge“, womit sie andeuten wollten, dass alles Werden in der Natur stetig, ohne Unterbrechung, ohne unvermittelten Übergang vor sich geht. Freilich hat dieser Satz scheinbar sehr viele Ausnahmen. Bedenken Sie, dass ein Lichtstrahl, welcher auf einen Spiegel fällt, zurückgeworfen wird, dass er also plötzlich seine Richtung ändert und nicht allmählich von einer Richtung in die nächste übergeht. Aber thatsächlich ist diese Meinung irrig. Es haben vielmehr genaue Untersuchungen gezeigt, dass der Lichtstrahl theilweise in den Spiegel eindringt, einen kleinen Bogen beschreibt und dann erst wieder austritt, um sich nach dem Gesetze der Reflexion weiter fortzupflanzen. Einen derartig scheinbaren Widerspruch gegen den eingangs erwähnten Satz zu beseitigen, ist unsere heutige Aufgabe.

Sie alle wissen, was ein Dampfkessel ist. Es ist Ihnen bekannt, dass derselbe beim Gebrauche nur Wasser in zweierlei Form enthält, nämlich in flüssiger und dampfförmiger. Unten befindet sich das Wasser; darüber der Dampf. Zwei gänzlich verschiedene Formen

ein und desselben Stoffes stoßen hier unmittelbar an einander. Aber wiederum ist dieser Sprung, den sozusagen die Natur hier macht, nur ein scheinbarer. Wir werden im Verlaufe unserer Auseinandersetzung vielmehr erfahren, dass der Übergang vom flüssigen zum dampfförmigen Zustande ganz allmählich vonstatten geht. Zu dem Zwecke müssen wir jedoch vorerst auf die Natur des flüssigen und dampf-, beziehungsweise gasförmigen Zustandes etwas näher eingehen.

Zur Zeit, als man noch nicht allgemein annahm, dass die Wärme in nichts anderem als in der Bewegung der kleinsten Theilchen der Körper bestehe, stellte man sich den gasförmigen Zustand folgendermaßen vor. Man glaubte, dass die kleinsten Theilchen, die sogenannten Molekeln, eines Gases auf einander Kräfte ausüben können, und zwar sollten diese Kräfte lediglich von der gegenseitigen Entfernung der Molekeln abhängen. Man entlehnte diese Anschauungsweise der Astronomie. Für die Himmelskörper hat ja bekanntlich Newton das Gesetz gefunden, dass sich zwei Körper mit einer Kraft anziehen, welche umso kleiner wird, je weiter die Körper von einander entfernt sind, und zwar derart, dass bei doppelter Entfernung die Kraft nur noch ein Viertel, bei dreifacher nur noch ein Neuntel u. s. w. ist. Man pflegt dies allgemein so auszudrücken: Die Himmelskörper üben auf einander Kräfte aus, welche verkehrt proportional dem Quadrate ihrer Entfernung sind. Eine ganz ähnliche Anschauungsweise führte man nun auch bei den Molekeln

ein. Für diese nahm man an, dass sie, wenn sie sich ganz nahe aneinander befinden, anziehen. Diese Anziehungskräfte nehmen aber mit der Entfernung der Molekeln ab, um zu verschwinden und bei noch größerer Entfernung in Abstoßungskräfte überzugehen. Aus dieser Anschauungsweise können wir leicht folgenden Schluss ziehen. Sind die Molekeln weit genug von einander entfernt, so werden sie sich abstoßen. Wenn wir sie deshalb nicht in ein Gefäß einsperren, werden sie sich immer weiter zerstreuen. Befinden sie sich jedoch in einem allseits geschlossenen Gefäße, so werden sie auf die Wände desselben einen Druck ausüben. Wir haben also damit das Verhalten der Gase gekennzeichnet. Drücken wir nun unser Gas zusammen, so wird die Entfernung zwischen den Molekeln immer kleiner werden. Die Abstoßungskräfte werden schließlich in Anziehungskräfte übergehen. Die Molekeln werden sich sodann ganz dicht an einander legen, d. h. einen neuen Aggregatzustand bilden. Wir haben eine Flüssigkeit vor uns. Nimmt man schließlich noch an, dass die Kräfte, welche die Molekeln auf einander ausüben, auch noch von der Temperatur abhängig sind, so können wir, allerdings in etwas gezwungener Weise, so ziemlich die meisten Eigenschaften des flüssigen und gasförmigen Zustandes daraus ableiten.

Heutzutage ist man nun ganz anderer Ansicht. Wir nehmen jetzt an, dass die Molekeln eines Gases als kleine, vollkommen elastische Kugeln aufzufassen sind, welche sich in der lebhaftesten Bewegung befinden.

Sie fliegen mit großer Geschwindigkeit im Raume umher, stoßen dabei sowohl auf einander als auch auf die Wände des Gefäßes und prallen nach jedem Stoß derart zurück, dass sich ihre Geschwindigkeit im Mittel durch die Stöße nicht ändert. Diese vielen Stöße auf die Gefäßwände haben nun die Wirkung, als würde auf dieselben ein beständiger Druck ausgeübt.

Dass eine beständige Kraft als eine Wirkung rasch auf einander folgender Stöße aufgefasst werden kann, geht in einfacher Weise aus folgender Überlegung hervor. Denken Sie sich, Sie würden eine große elastische Kugel fallen lassen, so wird dieselbe eine immer größere Geschwindigkeit erlangen. Es soll nun von unten eine kleine, ebenfalls elastische Kugel gegen die große fliegen. Die Geschwindigkeit der kleinen Kugel sei so groß, dass sie die große zurückwirft. Natürlich prallt dabei die kleine Kugel von der großen ebenfalls ab und fliegt nun wieder nach unten. Erreicht die kleine Kugel den Erdboden, so soll sie von demselben wieder abspringen und in die Höhe gehen. Unterdessen wird die große Kugel auch ihren höchsten Stand erreicht haben und wieder zu fallen beginnen. Unterwegs stoßen nun beide Kugeln wieder zusammen, und das Spiel kann von neuem beginnen. Je kleiner wir die untere Kugel wählen, desto größer muss ihre Geschwindigkeit sein, damit sie die große Kugel in der Luft schwebend erhält. Wir können daher die untere Kugel immer so klein wählen, dass wir sie im Fluge gar nicht mehr sehen. Wir werden dann

nur noch wahrnehmen, wie die große Kugel frei schwebt, und wir müssen sagen, dass auf die große Kugel nach oben eine Kraft wirkt, welche die Schwerkraft aufhebt. Wir wissen aber, dass diese Kraft nur eine Folge sehr vieler rasch auf einander folgender Stöße der kleinen Kugel ist. Auf diese Weise kann man sich auch das Schweben einer leichten Kugel auf einem Wasserstrahle oder auf einem Luftgebläse erklären. Es haben da die rasch auf einander folgenden Stöße der einzelnen Wasser-, bezüglich Lufttheilchen dieselbe Wirkung, als wäre eine continuierliche Kraft vorhanden.

Auf ähnliche Weise kann die Entstehung des Druckes eines Gases durch folgenden Vergleich veranschaulicht werden. Denken Sie sich, Sie gehen bei einem starken Hagelwetter mit einem aufgespannten Regenschirme spazieren. Eine Unzahl von Hagelkörnern wird den Schirm treffen. Sie sind nicht im Stande, den Stoß eines jeden Hagelkornes mit der Hand, welche den Schirm hält, wahrzunehmen, aber Sie haben die Empfindung, dass der Schirm bedeutend schwerer geworden ist, das heißt, Sie nehmen eine Druckkraft wahr, welche auf den Schirm ausgeübt wird. Diese Kraft ist aber nichts anderes als das Resultat einer großen Zahl von einzelnen Stößen, die so rasch auf einander folgen, dass wir sie einzeln nicht mehr wahrnehmen können, sondern die Empfindung eines stetigen Druckes empfangen. Je größer die Hagelkörner sind, je zahlreicher und mit je größerer

Geschwindigkeit sie auf unseren Schirm treffen, desto fester müssen wir halten, d. h. desto größer wird der Druck. Ganz dasselbe gilt von den Gasmolekeln. Je größer die Zahl derselben in einem Gefäße ist, also je größer die Dichte des Gases ist, desto größer ist der Druck, welchen das Gas auf die Gefäßwände ausübt. Wir können daher den Druck eines Gases durch Zusammendrücken steigern.

Es gibt aber noch ein anderes Mittel, den Druck zu erhöhen. Da wir bereits wissen, dass die Wärme, welche in einem Gase steckt, nichts anderes ist als eine Bewegung der Molekeln, so muss die Geschwindigkeit derselben umso größer werden, je mehr die Temperatur des Gases steigt. Wie wir aber bereits von den Hagelkörnern her wissen, wird der Druck ein umso größerer, je größer die Geschwindigkeit der Körner. Also wird auch der Gasdruck mit der Temperatur steigen, wovon wir uns unmittelbar überzeugen können, wenn wir eine nur theilweise mit Luft gefüllte Blase auf den warmen Ofen legen. Sie bläht sich dann bekanntlich auf.

So lange wir es mit Gasen zu thun haben, welche unter verhältnismäßig geringem Drucke stehen, also etwa unter dem Drucke einer Atmosphäre, wie es bei der uns umgebenden Luft der Fall ist, so reichen wir mit den bisher gemachten Annahmen bei vielen Gasen zur Erklärung aller Vorgänge aus, welche sich auf die Beziehung zwischen Druck, Volumen und Temperatur des Gases erstrecken. Drücken wir jedoch unser

Gas sehr stark zusammen, so kann zweierlei eintreten.

Der erste Fall ist der, dass das Gas selbst bei den stärksten Druckkräften seinen Zustand nicht ändert, d. h. immer gasförmig bleibt. Dieser Fall würde unserer Theorie vollkommen entsprechen; denn nach derselben wird der Druck des Gases mit abnehmendem Volumen beständig wachsen, da dann die Stöße der Molekeln immer zahlreicher auftreten. Könnte man den Druck ins Unendliche steigern, so würden schließlich in unserem Gase die Molekeln vollständig aneinander liegen. Es wäre dann das Gefäß vollständig mit Materie ausgefüllt, und es müsste ein Volumen besitzen, welches gleich dem wirklichen Volumen der Gasmolekeln ist, das wir deshalb das Molecularvolumen des Gases nennen können. Das Molecularvolumen hat demnach die Eigenschaft, dass es das kleinste Volumen ist, auf welches ein Gas überhaupt gebracht werden kann.

Wir müssen jedoch bezüglich des Verhaltens der Gase auch noch einen zweiten Fall in Betracht ziehen. Wir können nämlich beim Zusammendrücken schließlich auf einen Druck kommen, bei welchem das Gas aufhört, ein Gas zu sein, und sich theilweise als Flüssigkeit ausscheidet. Drücken wir es nun noch mehr zusammen, so wird dadurch der Druck vorläufig nicht erhöht. Erst wenn alles Gas in Flüssigkeit verwandelt ist, können wir den Druck weiter steigern. Nun zeigt sich aber, dass jede weitere Verminderung

des Volumens sehr bedeutende Druckerhöhungen erfordert. Wir ziehen daraus den Schluss, dass im flüssigen Zustande die Molekeln schon sehr nahe an einander liegen müssen; denn man hat beobachtet, dass man das Volumen der Flüssigkeiten, selbst wenn man Druckkräfte bis zu tausend Atmosphären anwendet, nicht erheblich verkleinern kann, was nur dadurch erklärt werden kann, dass die Molekeln im flüssigen Zustande den Raum fast vollständig mit Materie ausfüllen.

Wir fragen nun nach den Ursachen dieses verschiedenen Verhaltens der Gase. Die Antwort darauf lässt sich nur dadurch geben, dass wir annehmen, die Molekeln üben Abstößungskräfte auf einander aus. Und zwar haben wir uns das so zu denken, dass die Kräfte umso größer werden, je näher zwei Molekeln einander kommen, während sie bei verhältnismäßig größerer Entfernung gar nicht wahrnehmbar sind. Das hat nun zur Folge, dass die Geschwindigkeit zweier Molekeln, welche gegen einander fliegen, kleiner werden muss, da ja die Abstößungskräfte der Bewegung entgegengesetzt wirken. Wenn wir daher ein Gas zusammendrücken, so wird die Geschwindigkeit der Molekeln dadurch verringert, indem wir durch das Zusammendrücken die Molekeln einander näher bringen. Wenn aber die Geschwindigkeit der Molekeln kleiner wird, so ist der Druck, welchen sie auf die Gefäßwände ausüben, nicht mehr so groß, als er bei ungeänderter Geschwindigkeit ausfallen würde. Setzen wir die

Verkleinerung des Volumens fort, so kann schließlich der Fall eintreten, dass dies ohne eine weitere Druckerhöhung möglich ist. Es tritt dann die Verflüssigung des Gases ein, welche also nur dann statthat, wenn die Geschwindigkeit der Molekeln durch Zusammendrücken unter eine gewisse Größe herabgesunken ist.

Daraus können wir aber weiter schließen, dass, wenn von vornherein die Geschwindigkeit der Molekeln groß genug ist, man nicht im Stande sein wird, das Gas bloß durch Druck flüssig zu machen, da ja die Molekeln selbst eine gewisse Ausdehnung haben und infolge dessen selbst durch die größten Druckkräfte unter ein gewisses Volumen nicht zusammengedrückt werden können. Die Geschwindigkeit der Molekeln im gasförmigen Zustande ist nun umso größer, je höher die Temperatur der Gase ist, also je wärmer die Gase sind. Folglich wird es für jedes Gas eine ganz bestimmte Temperatur geben, welche uns die Grenze angibt, ob das Gas noch verflüssigt werden kann oder nicht. Diese Temperatur nennen wir daher auch die kritische Temperatur des Gases. Ist die Temperatur unter der kritischen, so lässt sich das Gas durch Zusammendrücken verflüssigen, ist sie höher, so wird das Gas selbst bei den größten Druckkräften nicht flüssig. Erwärmen wir daher in einem allseits geschlossenen Gefäße eine Flüssigkeit allmählich, so muss bei der kritischen Temperatur die Trennungsfläche zwischen Flüssigkeit und Gas verschwinden, da dann keine Flüssigkeit mehr existieren kann. Beim Abkühlen

wird dann, sowie die Temperatur unter die kritische fällt, die Trennungsfläche wieder an der Stelle auftreten, wo sie früher verschwunden ist. Es lässt sich dies leicht an flüssiger Kohlensäure zeigen, die sich in einer an beiden Enden zugeschmolzenen Glasröhre befindet. Gibt man dieselbe in ein Wasserbad, dessen Temperatur über 31° C. liegt — das ist nämlich die kritische Temperatur der Kohlensäure — so verschwindet die Trennungsfläche zwischen Flüssigkeit und Gas, und man sieht in der Röhre gar nichts mehr. Taucht man sie dann in ein Bad von tieferer Temperatur, so kommt die Trennungsfläche wieder zum Vorschein.

Wir haben bereits gehört, dass wir die Wärme als nichts anderes als eine Bewegung der kleinsten Theilchen eines Körpers auffassen müssen. Wollen wir die Bewegung dieser kleinsten Theilchen lebhafter machen, so haben wir natürlich eine Arbeit zu leisten. Da diese Arbeit aber an den kleinsten Theilchen geleistet wird, so tritt sie wieder in Form von Wärme auf. Das heißt: Um die Geschwindigkeit der Molekeln zu vergrößern, haben wir einem Körper Wärme zuzuführen. Nun wissen wir, dass im gas- oder dampfförmigen Zustande die Geschwindigkeit der Molekeln größer ist als im flüssigen. Wenn wir daher eine Flüssigkeit verdampfen, so brauchen wir dazu eine gewisse Wärmemenge, welche wir die Verdampfungswärme nennen.

Nun haben wir bereits eingangs erwähnt, dass nichts in der Natur sprungweise geschieht. Wenn wir

daher ein Gefäß theilweise mit Flüssigkeit und Dampf gefüllt haben und es geht eine Flüssigkeitsmolekel in den Dampf über, so ändert sie ihre Geschwindigkeit an der Oberfläche der Flüssigkeit nicht plötzlich, sondern diese Änderung beginnt bereits, wenn die Molekel in die Nähe der Oberfläche kommt, und die Geschwindigkeit erreicht erst ihren größten Wert, wenn die Molekel bereits eine gewisse Strecke über die Flüssigkeitsoberfläche hinaus in den Dampf eingedrungen ist. In der Oberfläche selbst wird daher die Molekel eine Geschwindigkeit besitzen, welche größer als die im Inneren der Flüssigkeit, aber kleiner als die im Dampfe ist. Wir müssen also bereits eine Arbeit leisten, wenn wir Molekeln aus dem Inneren der Flüssigkeit an die Oberfläche bringen, d. h. wenn wir die Oberfläche vergrößern.

Es ist nun ein allgemeines Naturgesetz, dass, so oft wir bei der Bewegung eines Körpers eine Arbeit leisten müssen, die entgegengesetzte Bewegung eintritt, sobald wir den Körper sich frei überlassen. Heben wir z. B. einen Stein in die Höhe, so müssen wir Arbeit leisten. Lassen wir den Stein jedoch frei, so fällt er von selbst zu Boden. Während wir also durch Arbeitsleistung eine Bewegung des Steines von unten nach oben bewerkstelligt haben, macht er beim Freiwerden die Bewegung von oben nach unten, also entgegengesetzt.

Wenn wir daher Arbeit leisten müssen bei der Vergrößerung der Oberfläche einer Flüssigkeit, so

muss eine Flüssigkeit, auf welche von außen gar keine Kräfte wirken, jene Gestalt annehmen, bei welcher sie die kleinste Oberfläche hat, und das ist bekanntlich die Kugelgestalt. Das lässt sich z. B. zeigen, wenn man Öl in ein gleich schweres Gemisch von Wasser und Alkohol bringt. Dadurch wird nämlich das Öl vom Einflusse der Schwere befreit, und es nimmt thatsächlich die Gestalt einer Kugel an.

Das Bestreben der Flüssigkeit, eine möglichst kleine Oberfläche anzunehmen, kann man auch als eine Spannung der Oberfläche auffassen. Ja man bezeichnet sehr häufig diese Eigenschaft direct als Oberflächenspannung der Flüssigkeit. Denken wir uns jetzt, wir hätten eine ebene Oberfläche einer Flüssigkeit, und wir geben derselben durch irgend welche äußere Kräfte eine Wellenform, so wird sich, sobald die äußeren Kräfte zu wirken aufhören, die Ebene wieder herstellen. Es wird also jeder Berg fallen, jedes Thal wird steigen. Dies ist nur möglich, wenn die Oberflächenspannung des Berges größer, die des Thales kleiner als jene der Ebene ist. Wird daher irgend ein Theil einer ebenen Flüssigkeitsoberfläche gezwungen, eine einwärts gerichtete Wölbung anzunehmen, so wird sich dieser Theil höher stellen als die ebene Flüssigkeit, da er eine geringere Oberflächenspannung hat; erhält er hingegen eine auswärts gerichtete Wölbung, so wird er sich tiefer stellen. Das ist z. B. der Fall, wenn wir eine dünne Röhre, ein sogenanntes Haarröhrchen, in eine Flüssigkeit stecken. Benetzt

die Flüssigkeit die Röhre, so ist die Flüssigkeitsoberfläche in der Röhre einwärts gewölbt, sie wird daher bis zu einer gewissen Höhe steigen. Wird die Röhre nicht benetzt, so bildet sich eine erhabene Wölbung, die Oberflächenspannung wird größer als in der Ebene, die Flüssigkeit muss sinken. Es wird daher Wasser in einer engen Glasröhre aufsteigen, Quecksilber sinken. Bei einer Seifenblase wird die Oberflächenspannung der Flüssigkeit außen größer sein als innen, weil wir außen eine erhabene, innen eine hohle Wölbung haben. Die Seifenblase wird daher auf die Luft im Innern einen Druck ausüben und wird sich zusammenziehen, sobald die Luft durch ein Rohr entweichen kann.

Infolge des Umstandes, dass die Flüssigkeit eine möglichst kleine Oberfläche einzunehmen sucht, hat es den Anschein, als würden sich die kleinsten Flüssigkeitstheilchen direct anziehen. Wenn wir z. B. zwei Tropfen an einander bringen, so laufen dieselben zusammen, während wir doch behauptet haben, dass sich die kleinsten Theilchen, nämlich die Molekeln, abstoßen. Nun müssen wir aber überlegen, dass selbst verhältnismäßig sehr kleine Tropfen noch sehr große Flüssigkeitsmassen gegenüber den Molekeln sind, und dass sich dieselben infolge dessen auch ganz anders verhalten können als die Molekeln selbst. In der That können wir zeigen, dass sehr dünne Flüssigkeitshäute bei der Berührung nicht ohneweiters zusammenfließen. Wenn wir z. B. dünne Seifenblasen auf einander fallen lassen, so prallen sie von einander ab wie elastische

Bälle. Sie verhalten sich also ganz entgegengesetzt als gewöhnliche Flüssigkeitstropfen, welche in einander fließen.

Wir wissen bereits, dass wir bei der Vergrößerung der Oberfläche einer Flüssigkeit Arbeit zu leisten haben, weil wir Molekeln aus dem Inneren der Flüssigkeit an die Oberfläche schaffen müssen. Eine ähnliche Arbeit ist bei der Verdampfung zu leisten, indem ja im dampfförmigen Zustande alle Molekeln von einander getrennt sind. Mit der Trennung der Molekeln ist aber direct eine Oberflächenvergrößerung verbunden. Die bei der Verdampfung zu leistende Arbeit ist, wie bekannt, gleich der Verdampfungswärme, welche wir der Flüssigkeit zuführen müssen, und die man direct messen kann. Aus der zu leistenden Arbeit können wir uns wiederum eine Vorstellung machen, um wie viel durch die Trennung der Molekeln die Oberfläche der Flüssigkeit vergrößert wird.

Ich will Ihnen nun zeigen, wie man aus dieser Kenntnis der Vergrößerung der Oberfläche einen Schluss auf den Durchmesser einer Molekel selbst machen kann. Zu dem Zwecke sei mir folgende Abschweifung vergönnt. Sie wissen, dass das Gold sehr dehnbar ist, so dass man z. B. mit einem Ducaten einen Reiter sammt seinem Rosse vergolden kann. Was geschieht nun mit der Dicke des Ducaten, wenn wir ihn auf eine solche Größe auswalzen? Machen wir die Fläche des Ducaten doppelt so groß, so wird er nur noch halb so dick sein können, machen wir sie zehnmal

so groß, so wird die Dicke nur noch ein Zehntel der ursprünglichen sein u. s. f. Ganz dieselbe Überlegung können wir bei einer Flüssigkeit anstellen. Denken wir uns eine bestimmte Menge einer Flüssigkeit in eine so feine Haut ausgezogen, dass die Dicke derselben nur noch dem Durchmesser einer Molekel gleichkommt, so haben wir jene Oberfläche erreicht, welche wir bei der Verdampfung erhalten, und welche wir aus der Bestimmung der Verdampfungswärme berechnen können. Kennen wir aber die Größe der Oberfläche, so kennen wir auch die Dicke der Schicht, d. h. wir können die Größe einer Molekel bestimmen.

Auf diese Weise hat man gefunden, dass der Durchmesser einer Wassermolekel so klein ist, dass man

2 Millionen

neben einander legen muss, um die Länge eines Millimeters zu erhalten.

Um uns eine Vorstellung zu machen, wie klein der Durchmesser einer Wassermolekel ist, wollen wir noch folgende Aufgabe lösen. Wir fragen uns: Wie lang ist der Wasserfaden, welchen wir erhalten, wenn wir die Molekeln, die in einem Tropfen von 1 mm^3 , d. i. ungefähr von der Größe eines Stecknadelkopfes, enthalten sind, in eine Reihe neben einander legen? Wenn 2 Millionen Molekeln die Länge von 1 mm ausmachen, so gehen auf 1 mm^2

$2\text{ Millionen} \times 2\text{ Millionen} = 4\text{ Billionen}$
und auf 1 mm^3

$2\text{ Millionen} \times 2\text{ Millionen} \times 2\text{ Millionen} = 8\text{ Trillionen.}$

Dividieren wir demnach 8 Trillionen durch 2 Millionen, so erhalten wir die Länge unseres Fadens in *mm*. Das wären 4 Billionen. Da ein Kilometer 1 Million *mm* hat, so sind das 4 Millionen *km*. Nun ist der Umfang der Erde 40.000 *km*. Multiplicieren wir diese Länge mit 100, so erhalten wir ebenfalls 4 Millionen *km*. Unser Wasserfaden ist daher so lang, dass er hundertmal um die Erde herumgeht. Und dieser Faden von so ungeheurer Länge ist hergestellt aus einem Wassertropfen von der Größe eines Stecknadelkopfes.

Mit Staunen unterbrechen wir vor solchen Resultaten unser Denken, um uns dem Gefühle der Bewunderung hinzugeben sowohl der Natur, welche sich so unendlich feiner Mittel zum Aufbaue der Körperwelt bedient, als auch des menschlichen Geistes, welcher den Spuren der Natur in solche Tiefen zu folgen vermag.

ZOBODAT - 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: 1895

Band/Volume: [35](#)

Autor(en)/Author(s): Jäger Gustav

Artikel/Article: [Über den Zusammenhang des gasförmigen und flüssigen Zustandes. 181-198](#)