

Ueber einige
physikalische und chemische Eigenschaften
der Gase.

Von

Prof. Dr. Ernst Ludwig.

Vortrag, gehalten am 12. und 19. November 1879.

Jeder uns bekannte Körper gehört einem der drei verschiedenen Aggregatzustände an, welche wir als den festen oder starren, als den tropfbar flüssigen oder flüssigen schlechtweg und endlich als den gasförmigen oder luftförmigen bezeichnen.

Die erfolgreichste Erforschung des letzteren, nämlich des gasförmigen Zustandes der Materie gehört zu meist unserem und dem Ende des vorigen Jahrhunderts an; die gewonnenen Resultate haben das Interesse der Naturforscher in hohem Grade erregt und in den beiden Schwesterwissenschaften Physik und Chemie sind durch sie ganz neue Bahnen eröffnet worden.

Was die Alten über die gasförmigen Körper wussten, muss als sehr dürftig bezeichnet werden. Ausser der atmosphärischen Luft werden bei Plinius (der von 23 bis 79 n. Chr. lebte) nur die aus der Erde hervorströmenden erstickenden und brennbaren Luftarten angeführt, mit denen offenbar die Kohlensäure und das Grubengas gemeint sind. Nicht viel besser stand es um die Kenntniss der Gasarten noch gegen die Mitte des 17. Jahrhunderts, denn

weder die Araber, welche vom 8. Jahrhunderte an sich mit dem Studium der Chemie beschäftigten, noch die Chemiker des Abendlandes, die damals Alchemisten genannt wurden, haben in der angeführten Zeit etwas Erhebliches in der Lehre von den Gasen geleistet.

Genauere Untersuchungen über die Gase hat zuerst um die Mitte des 17. Jahrhunderts van Helmont, ein brabantischer Edelmann und Arzt, angestellt. Er nannte zuerst die „luftartigen Flüssigkeiten“, welche andere Eigenschaften besitzen, als die atmosphärische Luft und welche nicht Dämpfe sind, die er also nicht verflüssigen konnte, Gase. Den Unterschied zwischen Dampf und Gas betont er als der Erste ganz besonders und an verschiedenen Stellen seiner Werke. Man weiss nicht mit voller Sicherheit, woher das Wort Gas genommen ist, es wird vielfach behauptet, dass es aus dem Worte Gäscht abgeleitet sei, womit man den bei der Gährung entstehenden Schaum bezeichnete. Van Helmont kannte schon mehrere Gase und wiewohl er noch verschiedene Gase mit demselben Namen bezeichnete, so kannte er für manche derselben doch schon charakteristische Merkmale, durch die er sie von anderen unterschied; ganz besonders aber studirte er eine Reihe wichtiger Vorgänge, bei denen sich besondere Gase bilden; als solche Vorgänge hebt er hervor: die Verbrennung, die Gährung, die Fäulniss, die Einwirkung von Säuren auf Metalle und kalkartige Körper.

Höchst bemerkenswerth sind die Untersuchungen von Toricelli über die physikalischen Eigenschaften der Luft, durch welche im Jahre 1643 die Schwere der Gase ausser Zweifel gesetzt wurde. Durch die Resultate der Forschungen Toricelli's wurden zahlreiche andere Naturforscher angeregt, sich mit dem Studium der gasförmigen Körper zu beschäftigen; unter diesen muss besonders der Engländer Robert Boyle hervorgehoben werden, der um die Mitte des 17. Jahrhunderts zuerst Apparate construirte, durch welche man im Stande war, die bei chemischen Processen sich entwickelnden Gase aufzufangen und der weiteren Beobachtung zugänglich zu machen. Unmittelbar nach Boyle haben noch verschiedene Physiker und Chemiker, wie Wren, Mayow, Joh. Bernoulli, Beiträge zur Kenntniss der Gase geliefert, die aber nicht von besonderer Bedeutung sind; dagegen hat Hales, ein englischer Geistlicher, der von 1677 bis 1761 lebte, sich grosse Verdienste erworben, indem er die Apparate zur Erzeugung und Aufsammlung der Gase wesentlich verbesserte und die ersten Untersuchungen anstellte über die Quantitäten der Gase, welche sich bei den verschiedenen von ihm zur Gaserzeugung angewendeten Processen entwickeln und über die Quantitäten der Gase, welche vom Wasser verschluckt (absorbirt) werden. In der Erkenntniss der chemischen Verschiedenheit der Gase hat Hales gegenüber seinen Vorgängern allerdings keine Fortschritte gemacht.

Von der zweiten Hälfte des 18. Jahrhunderts an mehren sich die Entdeckungen über die gasförmigen Körper ausserordentlich, und es beschäftigen sich mit dem Studium der letzteren zahlreiche Forscher, so dass man die nun folgende Periode die der „pneumatischen Chemie“ bezeichnet hat. Besonders hervorzuheben sind wegen ihrer bedeutenden Leistungen aus der Zeit von der zweiten Hälfte des vorigen bis in die ersten Jahre unseres Jahrhunderts die Engländer Priestley und Cavendish, der Schwede Scheele und der Franzose Lavoisier. In diese Zeit fallen die wichtigen Entdeckungen des Sauerstoffes und anderer Gase, die Entdeckungen über die Zusammensetzung der Luft und des Wassers, die Erforschung des Verbrennungs- und Athmungsprocesses.

Auf Grund der wahrhaft grossen Entdeckungen dieser Männer und mit Beibehaltung des Wesentlichen ihrer Untersuchungsmethoden wurde in der folgenden Zeit bis auf unsere Tage mit stetig sich verbessernden Apparaten und Methoden von Chemikern und Physikern unablässig über den gasförmigen Zustand weiter nachgeforscht und als Früchte dieser Studien sind vor Allem die „kinetische Gastheorie“ und fast sämtliche wichtigen Grundlagen der theoretischen Chemie zu verzeichnen, durch welche uns ein tiefer Einblick in das Wesen der Materie gestattet ist.

Als nächstliegendes Beispiel für die Betrachtung der drei Aggregatzustände kann uns sehr gut das Wasser dienen, das wir bei niederen Temperaturen im starren Zustande als Eis, bei gewöhnlicher Temperatur im flüssigen Zustande als Wasser und bei hohen Temperaturen im gasförmigen Zustande als Dampf kennen.

Wir haben es beim Wasser, sowie bei vielen anderen Körpern ganz in der Hand, den durch die äusseren Verhältnisse bedingten Aggregatzustand durch Modification dieser äusseren Verhältnisse zu ändern. Wenn wir Gase abkühlen oder zusammendrücken, so werden sie in Flüssigkeiten verwandelt, wenn wir Flüssigkeiten erhitzen, werden sie gasförmig, wenn wir sie abkühlen, werden sie fest; starre Körper schmelzen beim Erhitzen, sie gehen also dadurch in den flüssigen Zustand über. Die Ueberführung aus einem Aggregatzustand in den anderen gelingt indess bei manchen Körpern nicht, indem bei ihnen Veränderungen (chemische Zersetzungen) eintreten, sobald wir die Mittel in Anwendung bringen, welche uns für die Ueberführung aus einem Aggregatzustande in den anderen zu Gebote stehen.

Die festen Körper besitzen eine selbstständige Gestalt und ein nahezu unveränderliches Volumen (denn die durch Wärme und Druck hervorzubringenden Volumsänderungen sind nur gering); zur Trennung ihrer Theilchen ist eine mehr oder weniger bedeutende Kraft erforderlich.

Den Flüssigkeiten kommt auch, wie den festen Körpern, bis auf wenige Ausnahmen ein nur wenig veränderliches Volumen zu, die Flüssigkeiten haben aber keine selbstständige Gestalt, sondern dieselbe ist bedingt durch die Gestalt des Gefäßes, in welchem sie sich befinden; in einem oben offenen Gefäße ist die darin enthaltene Flüssigkeit von einer horizontalen Fläche begrenzt. Die Trennung der Theilchen ist bei den Flüssigkeiten schon durch sehr geringe Kraft zu bewerkstelligen.

Die Gase haben weder selbstständige Form noch ein unveränderliches Volumen; der Raum, den sie einnehmen, ist von dem äusseren Drucke und der Temperatur der Umgebung ganz und gar abhängig. Man kann eine gegebene Luftmasse mit Leichtigkeit auf ein Zehntel ihres Volumens durch Druck zusammendrücken, andererseits kann man dieselbe Luftmasse durch entsprechende Verminderung des Druckes leicht auf das Zehnfache ihres ursprünglichen Volumens ausdehnen; auch durch Temperaturveränderungen lassen sich bei den Gasen bedeutende Aenderungen im Volumen herbeiführen. Die Gase besitzen das Bestreben, sich möglichst stark auszudehnen, sie haben mit den Flüssigkeiten die leichte Theilbarkeit gemein.

Es wurde schon hervorgehoben, dass das Volumen eines Gases von dem auf ihm lastenden Drucke und der Temperatur so beeinflusst wird, dass jeder Aenderung des Druckes oder der Temperatur auch eine Aenderung des Volumens folgt. Robert Boyle hat

schon im Jahre 1662 nachgewiesen, dass das Volumen eines Gases sich umgekehrt verhält; wie der Druck, dem es ausgesetzt ist; eine Gasmenge V , welche unter dem Drucke P steht, wird bei einem anderen Drucke p in v übergehen und diese vier Grössen werden nach Boyle folgende Formel geben:

$$V : v = p : P.$$

Wenn ich z. B. 1 Liter eines Gases, das unter dem Drucke einer Atmosphäre steht, einem Drucke von 2 Atmosphären aussetze, so wird das Gas auf $\frac{1}{2}$ Liter zusammengedrückt werden, beim Drucke von 3 Atmosphären auf $\frac{1}{3}$ Liter u. s. w. Bringe ich dagegen dieselbe Gasmenge unter einen geringeren Druck, z. B. von $\frac{1}{2}$ Atmosphäre, so wird sie sich auf 2 Liter ausdehnen, beim Drucke von $\frac{1}{3}$ Atmosphäre auf 3 Liter u. s. w. Dieses Gesetz, welches die Beziehungen der Gasvolumina zu den auf ihnen lastenden Drucken behandelt, wird nach seinem Entdecker das Boyle'sche Gesetz genannt, viel häufiger auch das Mariotte'sche Gesetz, obwohl mit Unrecht, denn Mariotte, ein französischer Physiker, hat das Gesetz nicht entdeckt, sondern dasselbe nur zufällig an die Spitze eines seiner Werke gestellt, das 1679 erschien, also 17 Jahre nach der Entdeckung Boyle's.

Wir können demnach das Volumen eines Gases durch Abänderung des Druckes beliebig ändern und wir können mit Zuhilfenahme des Boyle'schen Gesetzes jede durch Druckänderung bedingte Volums-

änderung im Voraus berechnen, wenn uns die Druckänderung bekannt ist.

In Bezug auf das Verhalten der Gase gegen Wärme hat der englische Physiker und Chemiker Dalton 1801 den Satz veröffentlicht, dass alle Gase sich gleichförmig ausdehnen, wenn sie einer gleichen Temperaturänderung ausgesetzt werden. 1802 gelangte Gay-Lussac unabhängig von Dalton zu demselben Satze, den übrigens der Franzose Charles (der Entdecker des Wasserstoff-Luftballons) schon im Jahre 1787 gefunden haben soll; gewöhnlich wird das Gesetz, welches die Beziehungen der Gasvolumina zur Temperaturänderung behandelt, das Gay-Lussac'sche Gesetz genannt. Die sorgfältigsten und genauesten Experimente über die Ausdehnung der Gase durch Wärme hat der französische Physiker Regnault angestellt; er hat durch dieselben ermittelt, dass die meisten Gase durch Erwärmung um 1° C. ihr Volumen um den 273. Theil vergrößern, so dass also z. B. 1 Liter Luft von 0° sich auf 2 Liter ausdehnt, wenn wir diese Luft bis auf 273° C. erwärmen. Also auch durch Erwärmung und Abkühlung vermögen wir das Volumen eines Gases zu verändern und wir sind im Stande, mit Hilfe des Gay-Lussac'schen Gesetzes im Vorhinein die einer jeden Temperatur-Veränderung folgende Volumsänderung zu berechnen.

Verschiedene Gase zeigen ebenso, wie verschiedene starre und flüssige Körper verschiedene spezifische Gewichte; wenn wir also ein und dasselbe

Gefäß bei gleichbleibender Temperatur und gleichbleibendem Drucke nach einander mit verschiedenen Gasen füllen und jedesmal wägen, so werden wir verschiedene Gewichte finden. Bei 0° und einem Barometerstande von 760 Millimeter hat

1 Liter Luft ein Gewicht von . . .	1.29366 Gr.
1 „ Sauerstoff ein Gewicht von .	1.43028 „
1 „ Wasserstoff ein Gewicht von	0.08961 „
1 „ Kohlensäure ein Gewicht von	1.96664 „

Das geringste spezifische Gewicht unter allen Gasen besitzt der Wasserstoff; es beträgt ungefähr den vierzehnten Theil von dem der atmosphärischen Luft. Auf dieser Eigenschaft des Wasserstoffes beruht dessen Anwendung zum Füllen der Luftballone. Ein schon von dem Griechen Archimedes aufgefundenes Gesetz sagt aus, dass jeder Körper beim Eintauchen in eine Flüssigkeit so viel von seinem Gewichte verliert, als die verdrängte Flüssigkeit wiegt. Ist nun das Gewicht des einzutauchenden Körpers kleiner, als das Gewicht eines gleichen Volumens der Flüssigkeit, d. h. ist das spezifische Gewicht des einzutauchenden Körpers kleiner als das der Flüssigkeit, so steigt der Körper in der Flüssigkeit empor. Genau dasselbe gilt auch für die Gase. Wenn man ein sehr dünnwandiges Gefäß von geringem Gewichte anfertigt und dasselbe mit Wasserstoff füllt, so ist es bei genügender Leichtigkeit der Gefäßwandung zu erreichen, dass das Gewicht dieses mit Wasserstoffgas gefüllten Gefäßes geringer ist, als das Ge-

wicht eines gleich grossen Volumens atmosphärischer Luft, und es wird in diesem Falle nach dem Archimedischem Principe das mit Wasserstoff gefüllte Gefäss in der Luft aufsteigen, wie ein Oeltropfen im Wasser. Für die Luftballone fertigt man dünnwandige Hüllen, welche das specifisch leichte Wasserstoffgas umschliessen sollen, aus feinen Seidenstoffen, welche durch einen Firnisstrich gasdicht gemacht sind, für kleine Ballone aus Collodium oder Kautschuk; aus dem letzteren Materiale sind die kleinen Ballone verfertigt, welche den Kindern als beliebtes Spielzeug dienen. Der Physiker Charles zu Paris war der erste, der zur Füllung der Luftballone Wasserstoffgas anwendete; den ersten mit diesem Gase gefüllten Ballon liess er am 27. August 1783 zu Paris steigen, am 1. December 1783 stieg er mit einem solchen 500 Cubikmeter Wasserstoffgas enthaltenden Ballone vor einer riesigen Anzahl von Zuschauern in den Tuilerien auf. In wenigen Minuten hatte er eine Höhe von 3000 Fuss erreicht und legte in diesen Regionen einen Weg von fünf Meilen in zwei Stunden zurück.

Das specifische Gewicht der Kohlensäure ist nahezu anderthalbmal so gross, als das der atmosphärischen Luft; deshalb sinkt die Kohlensäure momentan in der Luft unter und in den Räumen, in denen sich Kohlensäure entwickelt, sammelt sich dieselbe vorzüglich in den unteren Schichten an, zunächst dem Boden. In der bekannten Hundsgrotte

bei Neapel strömt Kohlensäure aus dem Erdinnern hervor; Menschen können in der Grotte ohne Gefahr aufrecht umhergehen, weil die Kohlensäureschicht nicht bis an deren Mund hinaufreicht, während z. B. kleine Hunde in der Grotte ersticken, indem die specifisch schwerere Kohlensäure, in der das Athmen der Thiere nicht möglich ist, bis zum Kopfe der Hunde und selbst darüber sich nach aufwärts erstreckt.

Leitet man in einen oben offenen Cylinder, der mit Luft gefüllt ist, durch ein Rohr Kohlensäure ein, so fällt diese letztere vermöge ihres grösseren specifischen Gewichtes zu Boden und füllt den unteren Theil des Cylinders an, indem sie durch das obere offene Ende eine entsprechende Luftquantität verdrängt. In einem so gefüllten Cylinder werden also Kohlensäure und Luft übereinander geschichtet sein, wie zwei Flüssigkeiten von verschiedenem specifischen Gewichte, z. B. Wasser und Weingeist. Allein diese Absonderung der beiden Gase von einander wird nicht lange dauern, vermöge einer Eigenschaft, die allen Gasen zukommt, die wir das Diffusionsvermögen derselben nennen und zu deren Betrachtung wir uns nun wenden wollen.

Wenn man zwei verschiedene Flüssigkeiten mit einander durch heftiges Schütteln innig mengt, so kann, je nach deren Beschaffenheit, zweierlei eintreten: Entweder entsteht eine vollkommen gleichartige Flüssigkeit, aus der sich die zusammengemischten

Bestandtheile selbst dann nicht mehr von einander absondern, wenn man die Mischung sehr lange Zeit der Ruhe überlässt, wie dies z. B. beim Mischen von Weingeist und Wasser oder von Schwefelsäure und Wasser der Fall ist, oder es trennen sich aus der Mischung in kürzerer oder längerer Zeit die zusammengemengten Bestandtheile wieder und schichten sich nach ihren specifischen Gewichten übereinander, wenn man die Mischung der Ruhe überlässt; der letztere Fall findet z. B. zwischen Olivenöl und Wasser oder zwischen Petroleum und Wasser statt.

Wenn man zwei Gase in ein Gefäss bringt, so werden sie sich, wie das schon für den Fall der Kohlensäure und Luft erörtert wurde, zunächst nach ihren specifischen Gewichten über einander lagern, diese Trennung wird aber nicht lange währen; je nach der Beschaffenheit der beiden Gase wird in kürzerer oder längerer Zeit an allen Stellen des Gefässes eine gleichförmige Mischung beider Gase vorhanden sein. (Nur in dem Falle, wenn die beiden Gase chemische Wirkungen auf einander ausüben und die Bedingungen für einen chemischen Vorgang günstig sind, wird nicht eine solche Mischung stattfinden, sondern das Resultat eines chemischen Processes erfolgen.)

Die Gase strömen nämlich, wenn sie sich direct berühren, also nicht etwa durch eine undurchdringliche Scheidewand von einander getrennt sind, gegenseitig in einander, wodurch eine vollkommen

gleichförmige Mischung erzeugt wird. Dieser Vorgang wird Gasdiffusion genannt; dieselbe findet auch statt, wenn die Gase durch poröse Scheidewände, z. B. aus Gyps, aus porösem gebranntem Thon u. dgl., von einander getrennt sind.

Schon Dalton hatte 1803 die Eigenschaft der Gasdiffusion ermittelt, Thomas Graham hat dieselbe genauer studirt und insbesondere das wichtige Resultat herausgebracht, dass nicht alle Gase gleich rasch diffundiren, sondern dass die Diffusions-Geschwindigkeit abhängig ist von dem specifischen Gewichte des Gases. Je geringer nämlich das specifische Gewicht eines Gases, desto grösser ist dessen Diffusions-Geschwindigkeit, und nach Graham sollen sich die Diffusions-Geschwindigkeiten zweier Gase umgekehrt verhalten, wie die Quadratwurzeln aus ihren specifischen Gewichten.

Auf der Gasdiffusion beruht die nahezu gleichförmige Zusammensetzung der atmosphärischen Luft an allen Orten der Erde. Die unseren Erdball umgebende Gashülle, welche wir als atmosphärische Luft bezeichnen, ist im Wesentlichen ein Gemenge von Sauerstoff und Stickstoff, sie enthält wechselnde Mengen von Wasserdampf und geringe Mengen von Kohlensäure. Dieses Gasgemenge erstreckt sich mit stetig abnehmender Dichte etwa 10 Meilen von der Erdoberfläche aufwärts, dort dürfte die Grenze der merklichen Dichte sein. Dieses ganze immense Luftmeer zeigt nach zahlreichen Untersuchungen an allen

Stellen nahezu gleiche Zusammensetzung*). Wenn auch an einem Orte durch irgend welche Prozesse ein Bestandtheil der Luft in grosser Menge verbraucht wird und dabei eine gasförmige Verbindung des Sauerstoffes gebildet wird, so kann, da ja keine Absperzung gegen die übrige Luftmasse stattfindet, doch in einer der Diffusions-Geschwindigkeit entsprechenden Zeit wieder die gleichförmige Mischung hergestellt werden. Solche merkliche locale Veränderungen der Luft können eingeleitet werden z. B. durch den Process der Verbrennung und der Verwesung; dabei werden an dem Orte, wo diese Prozesse sich vollziehen, grosse Sauerstoffmengen verbraucht und es wird diesen entsprechend Kohlensäure gebildet; die Diffusion gleicht aber die Differenzen in der Zusammensetzung der Luft bald wieder aus.

Dass die Gasdiffusion auch durch poröse Scheidewände stattfindet, ist bereits erwähnt worden; dieser Vorgang ist für unsere Wohnungen von nicht zu unterschätzender Wichtigkeit; Pettenkofer hat darauf aufmerksam gemacht, dass in unseren Wohnungen selbst bei dicht geschlossenen Thüren und Fenstern

*) Früher war man geneigt, die Zusammensetzung der Luft als aller Orten ganz gleich anzusehen, vor Kurzem hat aber Jolly durch sehr sorgfältig ausgeführte Experimente nachgewiesen, dass selbst an ein und demselben Orte zu verschiedener Zeit sich geringe, aber doch deutlich erkennbare Unterschiede in der Zusammensetzung der Luft zeigen.

eine fortwährende Communication der Innenluft mit der Luft ausserhalb der Häuser auf der Strasse stattfindet, indem unsere Mauern poröse, die Diffusion der Gase gestattende Platten repräsentiren.

Von Flüssigkeiten, sowie von festen Körpern, besonders wenn die letzteren fein vertheilt sind, werden die Gase aufgenommen, man nennt diesen Vorgang Absorption, und die Flüssigkeit oder den festen Körper, welche das Gas aufnehmen (absorbiren), das Absorptionsmittel. Man kann sich über diese Absorption leicht auf folgende Weise unterrichten: Irgend ein Gas, z. B. Kohlensäure, wird in ein an einem Ende geschlossenes Rohr eingeleitet, hierauf das offene Ende in eine mit Quecksilber gefüllte Wanne gestellt, so dass das Gas durch Quecksilber abgesperrt ist. Bringt man nun durch eine entsprechende Vorrichtung Wasser in das Rohr, so beobachtet man sehr bald eine Verringerung des Gasvolumens, während Wasser und Quecksilber im Rohre emporsteigen, und hat man genug Wasser in das Rohr eingeführt, so wird endlich nichts von der gasförmigen Kohlensäure zurückbleiben, sie wird vollkommen vom Wasser absorbirt sein und die wässrige Flüssigkeit und das Quecksilber werden das Rohr vollständig anfüllen. Eine solche durch Absorption verursachte Volumsverminderung der gasförmigen Kohlensäure würden wir in demselben Apparate beobachten, wenn wir statt des Wassers als Absorptions-

mittel einige Stücke frisch ausgeglühter Holzkohle in das Rohr gebracht hätten.

Die Erscheinung der Gasabsorption ist schon seit dem vorigen Jahrhundert bekannt; es wurde schon Eingangs erwähnt, dass Hales Versuche über Gasabsorption angestellt hat, im Jahre 1803 fand Henry ein auf diesen Vorgang bezügliches Gesetz; die genauesten Untersuchungen über die Absorption verdanken wir aber Bunsen.

Eine Flüssigkeit kann bei einer bestimmten Temperatur und bei bestimmtem Drucke nicht beliebige Quantitäten von einem Gase aufnehmen, sondern nur eine begrenzte Menge; hat die Flüssigkeit diese Gasmenge absorbiert, so ist sie, wie wir uns auszudrücken pflegen, mit dem Gase gesättigt. Bunsen bezeichnet die Zahl der Gasvolumina, welche von einem Volumen einer Flüssigkeit absorbiert werden, als Absorptions-Coëfficienten des betreffenden Gases, wobei festgesetzt ist, dass das Gasvolumen bei 0° und dem Drucke einer Atmosphäre (760 Millimeter Barometerstand) gemessen ist.

Der Absorptions-Coëfficient ist abhängig: 1. von der substantiellen Natur des Gases und der absorbirenden Flüssigkeit, 2. von der Temperatur, 3. von dem Drucke.

1. Ein und dasselbe Gas wird in verschiedenen Mengen von verschiedenen Flüssigkeiten absorbiert, wenn auch alle anderen Verhältnisse gleich sind, z. B. absorbiert bei 20° ein Liter Wasser 901 Cubikcenti-

meter Kohlensäure, ein Liter Alkohol absorbiert bei derselben Temperatur 2946 Cubikcentimeter Kohlensäure. Quecksilber absorbiert von der Kohlensäure sowie von fast allen Gasen, welche nicht chemisch auf dasselbe einwirken, fast nichts, weshalb wir bei Gasuntersuchungen als Sperrflüssigkeit allgemein Quecksilber anwenden. Verschiedene Gase werden von derselben Flüssigkeit in sehr verschiedenen Mengen absorbiert, so z. B. absorbiert ein Liter Wasser bei 20° C. nur 28 Cubikcentimeter Sauerstoff, dagegen 654 Liter, also 654.000 Cubikcentimeter Ammoniakgas unter denselben Bedingungen.

2. Der Absorptions-Coëfficient wird im Allgemeinen mit der Zunahme der Temperatur kleiner, so dass also in der Wärme weniger Gas absorbiert wird, als in der Kälte; ein Liter Wasser absorbiert z. B. bei 0° 1797 Cubikcentimeter Kohlensäure, dagegen bei 20° C. nur 901 Cubikcentimeter. Indem die Fähigkeit einer Flüssigkeit, Gase zu absorbieren, mit der Zunahme der Temperatur geringer wird, muss selbstverständlich aus der Flüssigkeit, wenn sie bei niedriger Temperatur mit Gas gesättigt worden ist, das Gas entweichen, sobald die Temperatur der gesättigten Flüssigkeit steigt. Das Entweichen von Gasbläschen aus Quellwasser, wenn dasselbe längere Zeit im warmen Zimmer steht, beruht auf diesen Verhältnissen. Es ist klar, dass man ein Gas aus einer Flüssigkeit durch Erwärmen austreiben kann.

3. Zwischen dem Absorptions-Coëfficienten und dem Drucke, bei welchem die Absorption erfolgt, besteht ein gesetzmässiger Zusammenhang. Die Menge des absorbirten Gases ändert sich nämlich proportional dem Drucke, wie schon von William Henry gefunden wurde. So z. B. absorbirt 1 Liter Wasser bei 20° C. und dem Drucke einer Atmosphäre 901 Cubikcentimeter Kohlensäure, bei derselben Temperatur und dem Drucke von 2 Atmosphären zweimal 901 Cubikcentimeter, d. i. 1802 Cubikcentimeter, bei dem Drucke von 3 Atmosphären und derselben Temperatur dreimal 901 Cubikcentimeter, d. i. 2703 Cubikcentimeter; bei dem Drucke von $\frac{1}{2}$ Atmosphäre die Hälfte von 901 Cubikcentimeter, d. i. 450.5 Cubikcentimeter. (Alle diese Volumina sind bei 0° und dem Drucke von einer Atmosphäre gemessen gedacht.) Bei höherem Drucke vermögen also Wasser, sowie andere absorbirende Flüssigkeiten mehr Gas zu absorbiren, als bei geringerem Drucke; wenn demnach eine Flüssigkeit bei einem bestimmten Drucke mit einem Gase gesättigt ist und dann einem geringeren Drucke ausgesetzt wird, so muss Gas aus derselben entweichen; Beispiele dafür haben wir in dem sogenannten Sodawasser und in den Schaumweinen. Diese sind unter dem Drucke mehrerer Atmosphären mit Kohlensäure gesättigt und in luftdicht verschlossenen Flaschen aufbewahrt; öffnet man die Flaschen, so setzt man die darin enthaltene Flüssigkeit selbstverständlich dem Drucke der atmo-

sphärischen Luft aus, der niemals weit von einer Atmosphäre entfernt, also jedenfalls bedeutend kleiner ist, als der Druck, unter welchem die Sättigung von Sodawasser und Schaumwein mit Kohlensäure erfolgte. Es muss daher in Folge dieser Druckverminderung Kohlensäure entweichen und man sieht thatsächlich dieses Gas in unzähligen kleinen Bläschen in der Flüssigkeit emporsteigen.

Bunsen hat zur Bestimmung der Absorptions-Coëfficienten der Gase einen sehr sinnreichen Apparat construirt, den er Absorptiometer nennt; mit Hilfe desselben sind von ihm und einigen seiner Schüler von vielen Gasen die Absorptions-Coëfficienten für Wasser und Weingeist ermittelt worden.

Die Absorption der Gase durch feste Körper ist noch nicht genau genug untersucht; soweit unsere Kenntnisse darüber reichen, dürfte sie nach ähnlichen Gesetzen erfolgen, wie die Absorption der Gase durch Flüssigkeiten. Grosses Absorptionsvermögen besitzt die Holzkohle. Es absorbirt 1 Cubikcentimeter Kohle aus Buchsbaumholz bei 12⁰ und dem Drucke einer Atmosphäre:

90	Cubikcentimeter	Ammoniakgas
55	"	Schwefelwasserstoff
35	"	Kohlensäure
9·4	"	Sauerstoff
1·7	"	Wasserstoff.

Die Kohlen aus verschiedenen Hölzern zeigen verschieden grosses Absorptionsvermögen; so absorbirt

1 Cubikcentimeter Buchsbaumkohle 7·5 Cubikcentimeter, 1 Cubikcentimeter Tannenkohle dagegen nur 4·5 Cubikcentimeter atmosphärischer Luft.

Alle gasförmigen Körper lassen sich condensiren, d. h. in den flüssigen Zustand überführen; bei vielen derselben gelingt es überdies, sie fest zu machen. Die Mittel, durch welche wir die Verflüssigung der Gase bewerkstelligen, sind hoher Druck und Abkühlung. Im Jahre 1805 wurde von Northmore zuerst das Chlor condensirt. Faraday wiederholte auf Veranlassung von H. Davy den Versuch der Condensation des Chlors, und nachdem ihm diese gelungen war, fand er durch weitere Untersuchungen, dass sich auch andere Gase, nämlich schweflige Säure, Kohlensäure, Stickoxydul, Cyan, Ammoniak und Chlorwasserstoff durch starken Druck verflüssigen lassen. Der Apparat, welchen Faraday zu seinen Versuchen benützte, war sehr einfach. Er nahm eine starkwandige Glasröhre, schmolz dieselbe an einem Ende zu, bog sie dann in der Hitze so, dass die beiden Schenkel ungefähr einen rechten Winkel bildeten, füllte dann einen Körper, der beim Erhitzen das betreffende Gas lieferte, in den geschlossenen Schenkel und schmolz zuletzt das offene Ende der Röhre zu. Durch Erhitzen des gefüllten Schenkels wurde nunmehr das Gas entwickelt, welches sich durch seinen eigenen Druck in dem anderen Schenkel condensirte. Faraday war auch der Erste, der das Condensiren der Gase durch starke Abkühlung be-

wirkte, indem er die Gase durch Röhren leitete, welche mit Kältemischungen umgeben waren. So z. B. gelingt es mit Leichtigkeit, die gasförmige schwefelige Säure zu verflüssigen, wenn man dieselbe in ein Glasgefäss leitet, welches durch eine Mischung aus Schnee und gewöhnlichem Kochsalz abgekühlt ist.

Die Versuche Faraday's, Gase durch Druck in Glasröhren zu verflüssigen, sind wegen der Einfachheit des Apparates und der Methode leicht anzustellen, selbstverständlich erfordern sie wegen der Sprödigkeit des Glases und der dadurch möglichen Zertrümmerung der Röhren durch den grossen Druck immer die entsprechende Vorsicht. Man erhält bei den Faraday'schen Versuchen stets nur geringe Quantitäten der verflüssigten Gase; auch kann man die meisten derselben nicht zu weiteren Versuchen verwenden, da die Röhren beim Oeffnen fast immer unter heftiger Explosion zerschmettert werden.

Thilorier in Paris construirte nach dem Principe der Faraday'schen Röhren einen Apparat zur Erzeugung grösserer Mengen flüssiger Kohlensäure. Dieser Apparat besteht im Wesentlichen aus zwei gusseisernen Cylindern, die durch ein Rohr mit einander in Communication versetzt und je durch einen sehr gut schliessenden Hahn abgesperrt werden können. In dem einen Cylinder wird aus doppelt kohlensaurem Natron und Schwefelsäure Kohlensäure entwickelt, welche sich in dem anderen Cylinder condensirt; den letzteren kühlt man zur Förderung des Vor-

ganges mit Eis oder einer Kältemischung ab. Schliesst man nach Beendigung der Operation den Hahn des Condensations-Cylinders, so ist in demselben eine grössere Menge flüssiger Kohlensäure eingeschlossen, welche zu weiteren Versuchen verwendet, also eventuell in andere Gefässe transportirt werden kann.

Die Handhabung des Thilorier'schen Apparates ist wegen der Sprödigkeit des Gusseisens mit grosser Gefahr verbunden, und es ist auch thatsächlich durch Explosionen der gusseisernen Cylinder Unheil angerichtet worden; bei der Explosion eines solchen Cylinders verlor ein junger Chemiker, Namens Herwey, sein Leben. Wiewohl die Cylinder später aus Schmiedeisen und dann aus Kupfer, innen mit Blei ausgekleidet, hergestellt wurden, so hat doch der Thilorier'sche Apparat mit all' seinen Modificationen und Verbesserungen keine besondere Verbreitung gefunden; der Gedanke an das Schicksal von Herwey mochte manchen Physiker und manchen Chemiker davon abhalten, mit einem so gefährlichen Apparate zu experimentiren.

Herrn Dr. Natterer in Wien gebührt das grosse Verdienst, zuerst einen Apparat construirt zu haben, mittelst dessen es möglich geworden ist, leicht, sicher und bei richtiger Handhabung auch ganz gefahrlos in kurzer Zeit bedeutende Mengen verflüssigter Gase herzustellen; dies gilt besonders für die Kohlensäure und das Stickstoffoxydulgas. Die Condensation der Kohlensäure ist bei Anwendung des Natterer-

schen Apparates ein leicht auszuführendes Experiment geworden; die Herstellung grosser Quantitäten von flüssiger Kohlensäure für die Bereitung von sehr wirksamen Kältemischungen bietet keine nennenswerthen Schwierigkeiten dar in den Händen des kundigen Experimentators, und die Industrie hat sich schon seit mehr als einem Decennium des Natterer'schen Apparates bemächtigt, um mit Hilfe desselben grosse Quantitäten von flüssigem Stickoxydul zu erzeugen, welches besonders von Zahnärzten zum Narcotisiren verwendet wird. Es ist begreiflich, dass das verflüssigte Stickoxydul gegenüber dem gasförmigen wesentliche Vortheile darbietet; erstens ist die Bereitung und Reinigung des Gases dem sachkundigen Chemiker in der Fabrik in die Hand gegeben, und zweitens kann der Consument eine bedeutende Menge von flüssigem Stickoxydul vorrätig haben, ohne dass dieselbe einen so übermässig grossen Raum einnimmt, wie das Gas. Aus der eisernen Flasche, welche das flüssige Stickoxydul enthält, kann man durch Oeffnen eines Hahnes so viel in ein Reservoir entweichen lassen, als eben momentan benöthigt wird, der Rest bleibt nach dem Schliessen des Hahnes beliebig lange in der eisernen Flasche abgesperrt.

Der Natterer'sche Apparat ist eine eiserne Compressionspumpe, deren Kolbenstange mittelst Kurbel und Schwungrad in Bewegung gesetzt wird. Ein seitliches Ansatzrohr am Pumpenstiefel, nahe an dessen unterem Ende, gestattet mittelst eines

Kautschukschlauches die Verbindung mit einem Gasreservoir, aus welchem die Pumpe mit dem zu condensirenden Gase (Kohlensäure oder Stickoxydul) gespeist wird. An den Pumpenstiefel ist das Condensationsgefäß, eine schmiedeiserne Flasche, angeschraubt, welches mit einem Hahn, einer seitlichen kleinen Röhre und einem Ventil versehen ist, das sich nach innen öffnet. Die älteren Apparate hatten den Pumpenstiefel vertical aufgestellt, dadurch war die am oberen Ende angeschraubte Flasche schwer zugänglich. Auf meine Veranlassung verfertigt jetzt Herr Mechaniker A. Schultz in Wien Natterer'sche Apparate mit horizontalem Pumpenstiefel; diese Neuerung macht den Apparat besser zugänglich und gestattet, dass der Pumpenstiefel leicht continuirlich gekühlt werden kann. Wenn ein solcher Apparat tadellos hergerichtet ist, so kann man mit Leichtigkeit im Verlaufe von zwei Stunden 400 Gramm flüssiger Kohlensäure erzeugen.

Dr. Natterer besitzt das Geschick, die flüssige Kohlensäure durch geeignete Vorrichtungen aus den eisernen Flaschen in sehr dickwandige Glasröhren zu überfüllen und dieselben, nachdem sie sehr stark abgekühlt worden sind, zuzuschmelzen; so dass man dann die flüssige Kohlensäure in einem durchsichtigen Gefäß hat und weiter beobachten kann. Die flüssige Kohlensäure ist farblos und dünnflüssig wie Wasser, sie hat ein geringeres specifisches Gewicht als Wasser und schwimmt daher auf demselben; unter dem

Drucke einer Atmosphäre siedet sie bei -78.2° C. Die gasförmige Kohlensäure verflüssigt sich bei 0° unter einem Drucke von 36 Atmosphären. Durch starke Abkühlung kann die flüssige Kohlensäure fest werden; am besten erzielt man diese Abkühlung, indem man flüssige Kohlensäure, in feine Tröpfchen zerstäubt, rasch verdampfen lässt, es wird dabei so viel Wärme gebunden, dass ein Theil der Tröpfchen erstarrt. Schon Thilorier hatte die Beobachtung gemacht, dass, wenn man flüssige Kohlensäure aus einem Recipienten im feinen Strahle ausströmen lässt, ein Theil derselben in Form von Schneeflocken erhalten wird. Natterer hat einen Apparat angegeben, durch dessen Anwendung leicht grosse Mengen fester Kohlensäure erhalten werden. Dieser Apparat ist eine cylindrische Blechbüchse, welche aus zwei in einander passenden Hälften besteht und in der Mitte des kreisförmigen Bodens und Deckels siebförmig durchlöchert ist; eine der Büchsenhälften hat ein Ansatzrohr, in welches das Ausströmungsrohr der eisernen Condensationsflasche passt. Lässt man aus der eisernen Flasche durch den geöffneten Hahn die flüssige Kohlensäure in die Büchse einströmen, so zerstäubt sie in feine Tröpfchen, von denen ein Theil verdampft und als Gas durch die durchlöcher-ten Stellen der Büchse entweicht, während der Rest der Tröpfchen, der zum Verdampfen die nöthige Wärmemenge hergegeben hat, so stark abgekühlt wird, dass er fest wird und als Schnee in der Büchse

zurückbleibt. Die feste Kohlensäure ist eine weisse lockere Masse, die sich wie Schnee zusammenballen lässt, sie verflüchtigt sich weniger rasch als die flüssige Kohlensäure, weil sie viel kälter als diese ist und ausser der Wärme zum Verdampfen auch noch die zum Schmelzen erforderliche Wärmemenge aufnehmen muss. Trotz der niederen Temperatur kann man die feste Kohlensäure ohne üble Folgen auf die Hand legen, indem das Gas, welches sich durch die fortwährende Verdampfung entwickelt, eine innige Berührung der festen Kohlensäure mit der Haut verhindert; presst man aber ein Stück fester Kohlensäure fest an die Haut, so entsteht ein brennender Schmerz und es bildet sich bald eine Brandblase.

Uebergiesst man feste Kohlensäure mit Aether, so findet rasches Verdampfen und in Folge dessen bedeutende Temperatur-Erniedrigung statt. Wenn das Gemisch von fester Kohlensäure und Aether unter den Recipienten einer Luftpumpe gebracht und dieser ausgepumpt wird, so findet in Folge der beschleunigten Verdampfung eine Abkühlung bis auf -110° C. statt.

Die Kältemischung aus fester Kohlensäure und Aether wird jetzt bei physikalischen und chemischen Experimenten gar nicht mehr so selten angewendet, indem die Herstellung der festen Kohlensäure in grösserem Massstabe eben keine besonderen Schwierigkeiten mehr bietet.

So war es denn durch die Versuche von Faraday möglich geworden, viele Gase zu condensiren, und mit Hilfe des Apparates von Natterer diese Condensation sogar in grossem Massstabe auszuführen; gleichwohl trotzten einige Gase den Mitteln, welche bei der Condensation anderer gute Dienste leisteten, und bis zum Ende des Jahres 1877 war man noch nicht im Stande gewesen, Sauerstoff, Wasserstoff, Stickstoff, Stickoxyd, Kohlenoxyd und Grubengas zu condensiren; man nannte diese Gase deshalb permanent elastische, zum Unterschiede von den condensirbaren, die auch coërcible Gase genannt wurden. Natterer hatte schon in den Fünfziger-Jahren einige dieser Gase in einem eigens für diesen Zweck construirten Apparate dem ungeheuren Drucke von nahezu 3000 Atmosphären ausgesetzt, um deren Verflüssigung zu erzielen, allein ohne Erfolg.

Andrews, ein englischer Physiker, hat bei Untersuchungen über die Condensation der Gase die höchst wichtige Entdeckung gemacht, dass es für jedes Gas eine bestimmte Temperatur gibt, oberhalb deren durch keinen noch so hohen Druck die Verflüssigung gelingt; unterhalb dieser Temperatur aber erfolgt durch genügend starken Druck die Verflüssigung. Diese Temperatur nannte Andrews den kritischen Punkt, und Mendelejeff den absoluten Siedepunkt. Für Kohlensäure speciell liegt nach Andrews der kritische Punkt bei un-

gefähr $+31^{\circ}$ C. Würde man also bei Temperaturen, die höher als 31° C. sind, auf die Kohlensäure noch so starken Druck einwirken lassen, so wäre doch nie eine Verflüssigung zu erwarten.

Mit der Entdeckung des kritischen Punktes war auch die Erklärung gegeben, warum die Versuche von Natterer, Stickstoff und Wasserstoff durch den kolossalen Druck von nahezu 3000 Atmosphären zu condensiren, nicht den gewünschten Erfolg hatten; die Versuche waren eben über dem kritischen Punkte ausgeführt und deshalb konnte die Verflüssigung nicht eintreten.

Für weitere Versuche zur Condensation der permanent elastischen Gase musste selbstverständlich der kritische Punkt im Auge behalten werden, und es war vor Allem nöthig, bei solchen Versuchen sehr niedere Temperaturen anzuwenden.

Zu Ende des Jahres 1877 wurde die wissenschaftliche Welt durch die Nachricht überrascht, dass es keine permanent elastischen Gase mehr gebe, indem es gelungen sei, diese zu verflüssigen. Am 24. December 1877 wurde nämlich in der Pariser Akademie der Wissenschaften die Mittheilung gemacht, dass fast gleichzeitig Cailletet in Châtillon-sur-Seine, Besitzer eines der grössten Eisenwerke Frankreichs, Sauerstoff und Kohlenoxyd, und Pictet in Genf, Fabrikant von Eismaschinen, den Sauerstoff verflüssigt haben; bald darauf gelang es ihnen, auch die übrigen bis dahin für permanent gehaltenen Gase

zu condensiren. Es soll zuerst das Condensationsverfahren von Pictet kurz erörtert werden, wie er es zur Verflüssigung des Sauerstoffes in Anwendung brachte: In einer starkwandigen schmiedeisernen Retorte wurde durch Erhitzen von chlorsaurem Kalium Sauerstoff erzeugt; mit der Retorte ist dicht verbunden eine vier Meter lange kupferne Röhre, die am Ende ein Manometer und einen Hahn hat, welcher letztere die Communication des Inneren der Röhre mit der äusseren Luft ermöglicht. Die kupferne Röhre steckt dicht in einer weiteren kupfernen Hülse, welche mit flüssiger Kohlensäure gefüllt ist; diese flüssige Kohlensäure wird durch die Wirkung einer Saugpumpe zu raschem Verdampfen gebracht, das dadurch entstehende Kohlensäuregas wird durch eine Druckpumpe in ein mit flüssiger schwefliger Säure umgebenes Rohr gepresst; die schweflige Säure wird ebenfalls durch die Wirkung einer Saugpumpe rasch verdampft und der Dampf durch eine Druckpumpe in einem von kaltem Wasser umgebenen Rohre condensirt. Sowohl die flüssige schweflige Säure, als auch die flüssige Kohlensäure werden durch die Druckpumpen wieder in die Hülsen zurückbefördert, in denen sie unter der Wirkung der Saugpumpen verdampfen. Auf diese Weise gelingt es, in dem mit verdampfender schwefliger Säure umgebenen Rohr auf -65° C., und in dem mit verdampfender Kohlensäure umgebenen Rohr auf -130° C. herabzukommen.

Pictet hat am 22. December 1877 mit diesem Apparate das erstemal Sauerstoff condensirt, er beschreibt den Versuch folgendermassen:

9 Uhr Morgens: Die Pumpen zum Verdampfen und Verdichten der schwefligen Säure werden in Bewegung gesetzt. 9 Uhr 30 Minuten: Die Temperatur der die flüssige schweflige Säure enthaltenden Röhre beträgt -55° , die Pumpen für die Kohlensäure werden in Bewegung gesetzt. 10 Uhr 40 Minuten: Temperatur in den Röhren -60° , Druck 5 Atmosphären, 800 Liter Kohlensäure sind verflüssigt. 11 Uhr: Das chloresaurer Kalium in der eisernen Retorte wird erhitzt. 11 Uhr 15 Minuten: Die Temperatur der Kohlensäure ist auf -130° gesunken und der Sauerstoff befindet sich unter einem Drucke von 5 Atmosphären. Die Temperatur blieb dann gleich und der Druck stieg erstlich, und fing dann wieder an zu sinken, wie folgende Tabelle zeigt:

Zeit		Druck in Atmosphären:
12 Uhr	10 Minuten	50
12	„ 36 „	100
12	„ 37 „	200
12	„ 38 „	460
12	„ 40 „	525
12	„ 42 „	526
12	„ 44 „	525
1	„ 0 „	471
1	„ 5 „	475

Nun blieb der Druck constant, indem die Röhre mit flüssigem Sauerstoff gefüllt war. Der Hahn des Kupferrohrs, welches den flüssigen Sauerstoff enthielt, wurde dann geöffnet und ein glänzender Strahl der Flüssigkeit strömte mit heftiger Gewalt aus, ihn umgab ein Nebel, der jedenfalls aus fein vertheiltem festen Sauerstoff bestand.

Pictet hat nach denselben Principien einen grössern Apparat construirt und mit demselben die Verflüssigung des Wasserstoffes durchgeführt. Am Schlusse der Entwicklung des Wasserstoffes war in dem Condensationsrohre ein constanter Druck von 650 Atmosphären, und beim Oeffnen des Hahnes strömte mit Heftigkeit ein stahlblauer Strahl aus. Derselbe wurde plötzlich intermittirend und glich dabei einem Hagelschauer; beim Aufschlagen desselben entstand ein Geräusch, wie von Metallkörnchen.

Als der Druck auf 370 Atmosphären gesunken war, wurde der Hahn geschlossen; der Druck fiel nun auf 320 Atmosphären, blieb einige Minuten constant und stieg wieder auf 325. In diesem Augenblicke wurde der Hahn wieder geöffnet und nun trat ein in so hohem Grade unterbrochener Strahl aus, dass offenbar der Wasserstoff sich krystallinisch abgeschieden hatte; ein weiterer Beweis dafür ist, dass, als die Pumpen einige Zeit stehen blieben und die Temperatur in Folge dessen stieg, wieder flüssiger Wasserstoff austrat. Pictet hat eine genaue Be-

schreibung seines Apparates und der damit angestellten Versuche in einer 108 Druckseiten umfassenden Schrift veröffentlicht, welche den Titel trägt: „Mémoire sur la liquéfaction de l'oxygène la liquéfaction et la solidification de l'hydrogene et sur les theories des changements des corps par M. Raoult Pictet. Genève, J. Sandoz, éditeur, 13 Rue du Rhone.“ Das Buch enthält auch vortreffliche Abbildungen des Apparates.

Der Apparat von Cailletet ist viel einfacher als der von Pictet, gestattet aber nur geringe Gas-mengen zu verflüssigen; er ist im Wesentlichen wie folgt eingerichtet: Mit einer kräftigen hydraulischen Presse steht das in einer gläsernen Capillarröhre befindliche Gas in Verbindung. Durch flüssige schweflige Säure oder Kohlensäure, welche die Capillare umgeben, ist das Gas stark abgekühlt. Lässt man die hydraulische Presse wirken, so wird das Gas zusammengedrückt; die dabei erzeugte Wärme wird durch das Kühlmittel weggenommen. Wird der grosse Druck, den man mit der hydraulischen Presse hervor-gebracht hat, durch eine entsprechende Vorrichtung plötzlich stark vermindert, so dehnt sich das bisher auf einen kleinen Raum zusammengedrückte Gas in der Capillarröhre rasch aus und wird dadurch um nahezu 200° weiter abgekühlt, indem zu der von dem Gase bei der Ausdehnung geleisteten Arbeit eine sehr beträchtliche Wärme-menge erforderlich ist.

Cailletet verflüssigte mit seinem Apparate Aethylengas bei $+4^{\circ}$ C. und einem Drucke von 46 Atmosphären, Acetylgas bei gewöhnlicher Temperatur unter einem Drucke von 83 Atmosphären. Stickoxyd und Grubengas wurden auf -11° C. abgekühlt, dann verflüssigte sich das erstere bei 104, das zweite bei 180 Atmosphären. Sauerstoff, sowie Kohlenoxyd blieben selbst bei -29° und einem Drucke von 300 Atmosphären noch gasförmig. Als aber der Druck plötzlich verringert wurde, bildete sich in der Capillarröhre ein dichter Nebel, der offenbar aus kleinen Tröpfchen der verflüssigten Gase bestand. Stickstoff wurde bei $+13^{\circ}$ C. einem Drucke von 200 Atmosphären ausgesetzt; es trat keine Condensation ein; bei plötzlichem Nachlassen des Druckes aber verdichtete er sich in deutlich wahrnehmbaren Tröpfchen, die in der Capillare zu einer kleinen Flüssigkeitssäule zusammenflossen. Wasserstoff wurde nur in Form eines schwachen Nebels condensirt erhalten. Trockene Luft verflüssigte sich unter dem Drucke von 200 Atmosphären, als sie mit flüssigem Stickoxydul abgekühlt wurde.

Die meisten Gase sind farblos wie die atmosphärische Luft, manche sind dagegen ganz charakteristisch gefärbt, so z. B. ist das Chlor gelbgrün, der Untersalpetersäuredampf ist braun, der Bromdampf dunkel orangefarben, der Joddampf ist prächtig violett. Diese gefärbten Gase zeigen für gewisse Licht-

arten ein hervorragendes Absorptionsvermögen. Wenn man Sonnenlicht durch eine Schichte eines solchen Gases hindurchgehen lässt und das aus dem Gase dann austretende Licht mit dem Prisma zerlegt, so entsteht kein continuirliches Spectrum, sondern in demselben erscheinen dunkle Streifen (sogenannte Absorptionsstreifen) an allen den Stellen, wo sonst die von dem Gase absorbirten Lichtarten ihren Platz finden würden.

Glühende Gase strahlen Licht aus, das innerhalb gewisser Grenzen nicht Strahlen von jeder Brechbarkeit enthält; wenn man daher solches, von glühenden Gasen ausgesendetes Licht mit dem Prisma zerlegt, so erhält man ein Spectrum, das aus hellen Linien besteht, zwischen denen mehr oder weniger breite dunkle Streifen sich befinden. Durch diese Eigenschaft der Gase ist es möglich geworden, unter Anwendung entsprechend eingerichteter Spectral-Apparate die Existenz gewisser Gase in Fixsternen und Nebelflecken nachzuweisen.

Manchen Gasen kommt die Eigenschaft der Brennbarkeit zu; werden dieselben, während sie in die Luft ausströmen, mit einem brennenden Körper in Berührung gebracht, so entzünden sie sich und verbrennen mit einer Flamme. Die Brennbarkeit des Grubengases war schon den Alten bekannt. Von den allgemein bekannten Gasen sind brennbar der Wasserstoff, das Grubengas, das Kohlenoxydgas, das öl-

bildende Gas u. s. w. Bei der Verbrennung der Gase geht ein chemischer Process vor sich, wie bei jeder Verbrennung überhaupt; die chemischen Bestandtheile gehen Verbindungen mit dem Sauerstoffe der Luft ein, so wird z. B. bei der Verbrennung des Wasserstoffes Wasser gebildet, bei der Verbrennung des Grubengases entsteht Kohlensäure und Wasser. Die Verwendung des Leuchtgases zur Erzeugung von Licht und Wärme gibt uns ein Beispiel ab für die Ausnützung der Eigenschaft der Brennbarkeit der Gase; die hauptsächlichsten Bestandtheile des Leuchtgases sind die bereits genannten brennbaren Gase, nämlich Wasserstoff, Grubengas, Kohlenoxyd und ölbildendes Gas.

Wir wollen nun untersuchen, wie sich die Gase verhalten bei der Bildung chemischer Verbindungen in Bezug auf die Quantitäten, welche mit einander eine Verbindung bilden. Ich darf es als bekannt voraussetzen, dass die Bildung irgend einer chemischen Verbindung aus den Elementen immer nach bestimmten Gewichtsverhältnissen erfolgt, welche durch die sogenannten Verbindungsgewichte ausgedrückt werden. Es verbinden sich Schwefel und Quecksilber zu Zinnober immer in dem unwandelbaren Verhältnisse von 200 Gewichtstheilen Quecksilber zu 32 Gewichtstheilen Schwefel; Chlorwasserstoff entsteht durch Vereinigung von Chlor und Wasserstoff in dem Verhältnisse von 35.5 zu 1;

Wasser bildet sich aus Wasserstoff und Sauerstoff in dem Verhältnisse von 1 Gewichtstheile des ersteren und 8 Gewichtstheilen des zweiten.

Viel einfachere Zahlenverhältnisse ergeben sich uns, wenn wir die Verbindungsvorgänge bei gasförmigen Körpern quantitativ verfolgen und dabei nicht die Gewichte, sondern die Volumina der sich verbindenden Gase, sowie das Volumen des durch die chemische Reaction gebildeten Productes in Betracht ziehen. Gay-Lussac hat schon am Anfange dieses Jahrhunderts die wichtige Entdeckung gemacht, dass, wenn Gase sich mit einander chemisch verbinden, dies stets nach sehr einfachen Verhältnissen ihrer Volumina erfolgt und dass das Volumen des Productes, wenn dieses auch ein gasförmiger Körper ist, zu dem Volumen der Componenten in einem einfachen Verhältnisse steht. Er fand, dass 1 Volumen Chlor und 1 Volumen Wasserstoff sich zu 2 Volumen Chlorwasserstoff verbinden; dass 1 Volumen Sauerstoff und 2 Volumen Wasserstoff 2 Volumen Wasser liefern, dass sich 1 Volumen Stickstoff und 3 Volumen Wasserstoff zu 2 Volumen Ammoniak vereinigen.

Zudem zeigte Gay-Lussac, dass die specifischen Gewichte zweier gasförmiger Körper sich zu einander verhalten, wie die Gewichte, nach denen sie sich chemisch mit einander verbinden, also wie ihre Verbindungsgewichte, oder, wenn dies nicht direct der Fall ist, dann findet

eine diesem Verhältnisse sehr nahestehende Relation statt.

Eine Erklärung dieser Thatsachen ist durch Dalton und den italienischen Physiker Amadeo Avogadro (1811) zuerst gegeben, und sie ist bis auf den heutigen Tag beibehalten worden. Dalton hatte beobachtet, dass ein Element sich mit einem zweiten Elemente in mehreren Verhältnissen verbinden könne zu verschiedenen chemischen Verbindungen. Die verschiedenen Quantitäten des einen Elementes, welche dann auf dieselbe Menge des anderen kommen, sind Vielfache von einander. So kennen wir zwei Verbindungen des Kohlenstoffes mit dem Sauerstoff, nämlich das Kohlenoxyd und die Kohlensäure. Im Kohlenoxyd kommen auf 6 Gewichtstheile Kohlenstoff 8 Gewichtstheile Sauerstoff; in der Kohlensäure kommen auf 6 Gewichtstheile Kohlenstoff 16 Gewichtstheile Sauerstoff; es stehen also die in den beiden Verbindungen mit je 6 Gewichtstheilen Kohlenstoff vereinigten Sauerstoffmengen in dem einfachen Verhältnisse wie 1 zu 2.

Dalton denkt sich (wie dies schon vor langer Zeit von griechischen Philosophen angedeutet war) die Matérie aus kleinen, von einander getrennten Theilchen bestehend, die er Atome nennt und für untheilbar hält; der Vorgang der chemischen Verbindung besteht nach ihm darin, dass ein oder mehrere Atome des einen Elementes mit einem oder mehreren Atomen eines zweiten sich vereinigen.

Avogadro machte auf Grund des Verhaltens der Gase gegen Druck und Wärme die Annahme, dass in gleich grossen Räumen verschiedener Gase eine gleiche Anzahl von kleinsten Theilchen derselben enthalten sei, die er Moleküle nennt und die er als untheilbar durch mechanische Kraft, wohl aber noch weiter theilbar durch chemische Wirkung betrachtet. Die durch chemische Wirkung aus den Molekülen erhaltenen Theilproducte nennt er Atome, sie sind absolut untheilbar und können nur in Verbindung mit anderen gleichartigen oder ungleichartigen Atomen vorkommen, niemals aber frei für sich allein. Die Verbindung zweier oder mehrerer gleichartiger Atome gibt ein Molekül eines Elementes, die Verbindung zweier oder mehrerer ungleichartiger Atome gibt ein Molekül einer chemischen Verbindung.

Es ist nun zu verfolgen, wie sich Avogadro den Vorgang der Bildung chemischer Verbindungen im gasförmigen Zustande denkt. Für Chlor und Wasserstoff erklärt er den Vorgang folgendermassen: 1 Volumen Chlor und 1 Volumen Wasserstoff enthalten gleichviel Moleküle, jedes dieser Moleküle ist in 2 Atome theilbar; je ein Atom Wasserstoff und Chlor geben zusammen 1 Molekül Chlorwasserstoff, und es wird demnach die Anzahl der bei dem chemischen Vorgange entstehenden Moleküle Chlorwasserstoff gleich sein der Summe der Moleküle von Wasserstoff und Chlor. Auch die Entdeckung von Gay-Lussac, dass die specifischen Gewichte der Gase in demselben

Verhältnisse (oder einer diesem sehr nahen Beziehung) stehen, wie die Verbindungsgewichte, findet durch die Annahme von Avogadro eine sehr einfache Erklärung.

Alle Vorgänge, welche an den Gasen beobachtet werden, sucht man jetzt durch Heranziehung der aus den letzten Decennien stammenden kinetischen Gastheorie zu erklären. Als der Urheber dieser Theorie wird Daniel Bernoulli betrachtet, als die wesentlichsten Förderer werden Clausius, Maxwell, Stefan, Boltzmann, Loschmidt und Andere genannt. Dieser Theorie zufolge bestehen die Gase aus den kleinsten Theilchen (Molekülen), welche sich mit gleichförmiger Geschwindigkeit geradlinig durch den Raum bewegen, bis ihre Richtung durch den Zusammenstoss mit anderen Molekülen geändert wird oder bis sie an die Wandung des Gefässes stossen, in welchem sich das Gas befindet, von welcher sie dann zurückprallen, um ihre Bewegung in entgegengesetzter Richtung fortzusetzen. Man hat auf verschiedenem Wege die Geschwindigkeit der Gasmoleküle und ihre Grösse zu berechnen versucht. Clausius findet bei seinen Berechnungen als

für Sauerstoff	461 Meter
„ Stickstoff	492 „
„ Wasserstoff	1844 „

Man sieht aus diesen wenigen Zahlen, dass die Moleküle der verschiedenen Gase mit verschiedener Geschwindigkeit den Raum durchheilen.

Nach Maxwell würden 10.000 Trillionen Luftmoleküle das Gewicht von 1 Gramm repräsentiren; 1 Molekül Stickoxydulgas soll nach Loschmidt den Raum von ungefähr 8 Zehntel eines Milliontel Cubik-Millimeters einnehmen. Das sind Grössen, die sich unserer Vorstellung entziehen.

Eine vortreffliche Zusammenstellung alles auf die kinetische Gastheorie Bezüglichen hat Professor O. E. Meyer geliefert in einem Buche, das 1877 in Breslau bei Maruschke & Berendt erschien und betitelt ist: „Die kinetische Theorie der Gase in elementarer Darstellung mit mathematischen Sätzen.“

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: 1880

Band/Volume: [20](#)

Autor(en)/Author(s): Ludwig Ernst

Artikel/Article: [Ueber einige physikalische und chemische Eigenschaften der Gase. 27-68](#)