

# Amadeo (Amedeo) Avogadro

\*1776 V 1856



Vor 150 Jahren am 09. Juli 1856 starb in Turin Amadeo Avogadro, den Walther Nernst 1893 in seinem Lehrbuch ‚Theoretische Chemie vom Standpunkte der Avogadroschen Regel und der Thermodynamik‘ ein Denkmal setzte. Im Vorwort zur 1. Auflage heißt es: *„Bei der Ausarbeitung wurde mir immer klarer, dass für die theoretische Behandlung chemischer Prozesse, diesen wichtigen Theil meiner Aufgabe, zunächst die Regel von Avogadro, die mir ein fast unerschöpfliches, von der Molekulartheorie geschenktes Füllhorn zu sein scheint, sodann die Lehrsätze der Energetik, unter deren Strenge sich alle Naturvorgänge beugen, die wichtigsten Grundlagen bilden.“* [8].

Über das Leben Avogadros ist fast nichts bekannt. Er wurde am 9. August 1776 in Turin als Sohn eines Staatsbeamten geboren. Er studierte Rechtswissenschaften und promovierte 1796 zum Dr. jur.. Er war zunächst Armenadvokat, später Generaladvokat. Neben seiner juristischen Tätigkeit interessierten ihn Mathematik und Naturwissenschaften, Disziplinen, die er nun an der Universität studierte. Gemeinsam mit seinem Bruder legte er 1803 der Turiner Akademie eine Arbeit über elektrische Erscheinungen vor. Im Gegensatz zu Galvani leistete er der cisalpinischen Republik und Napoleon Bonaparte den Treueeid, wurde 1809 Professor am Lyzeum in Vercelli und 1820 Professor für Mathematische Physik in Turin. Er starb – wie eingangs erwähnt – am 9. Juli 1856 in Turin [2].

Der Beginn des 19. Jahrhunderts war eine Blütezeit der Chemie, insbesondere auch, was ihre theoretischen Grundlagen anging. Die Lavoisiersche Oxidationstheorie war weitgehend akzeptiert. John Dalton hatte 1803 die mehr als 2000 Jahre alte Atomtheorie in bemerkenswerter Weise erweitert. Er nahm über das hinaus, was Epikur bereits gelehrt hatte, an, dass die Atome in chemischen Verbindungen in ganzen einfachen Zahlenverhältnissen zusammentreten, so die Wasserstoff- und die Sauerstoff-Atome in Wasser im Verhältnis 1:1. Das erlaubte ihm aufgrund quantitativer Analyseergebnisse und der Annahme der relativen Masse des Wasserstoff-Atoms zu 1, die atomare Masse des Sauerstoff-Atoms und daraus auch die von anderen Element-Atomen zu bestimmen. Da die Grundvoraussetzung, die Zusammensetzung des Wassers, nicht richtig war, seine quantitativen Analysen schlecht waren, stimmten seine atomaren Massen nicht mit unseren heutigen überein. Seine spekulative Theorie aber setzte sich in der wissenschaftlichen Welt überraschend schnell durch.

1805 war Alexander von Humboldt (1769-1859) von seiner berühmten Südamerikareise nach Paris zurückgekehrt. Er hatte schon vor dieser Reise wie eine Reihe anderer Chemiker versucht, die quantitative Zusammensetzung der Luft zu bestimmen. Allerdings wichen die Resultate dieser Forscher ziemlich weit voneinander ab. Nach Paris zurückgekehrt, schien ihm diese Aufgabe aber dringlicher zu sein und er arbeitete nun mit einem noch jungen viel versprechenden Chemiker zusammen, Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850), und sie hatten Erfolg. In der bald darauf erscheinenden Veröffentlichung hieß es: *„Die Physiker und Chemiker sind zwar über die Natur der Bestandtheile unserer Atmosphäre, nicht aber über das Verhältnis derselben einig.- Dieses genau zu wissen, ist für die meisten chemischen Erscheinungen gleichgültig, hat aber an sich ein. großes Interesse und ist für die Geschichte der Erde von Wichtigkeit. ... Es lässt sich absehen, dass es für die kommenden Jahrhunderte von großem Werthe sein müsse, wenn wir den gegenwärtigen physischen Zustand des Erdkörpers genau bestimmen.“* [3, S. 38/39]

Sie bestimmten den Sauerstoffgehalt der Luft zu 21,0%. Dabei wendeten sie die Methode an, den Luftsauerstoff in einem Voltaschen Eudiometer (mithilfe einer Voltaschen Säule konnte innen ein elektrischer Funke erzeugt werden) mit Wasserstoff reagieren zu lassen, um so den Anteil des Sauerstoffs zu bestimmen. Dazu musste man aber wissen, in welchem Volumenverhältnis Wasserstoff- und Sauerstoffgas miteinander reagieren. Das überraschende Resultat war, dass dies exakt im Volumenverhältnis 2:1 geschah. Die beiden Forscher unterließen allerdings in ihrer Arbeit jeden Hinweis auf eine theoretische Deutung dieser eigentümlichen Ganz-Zahligkeit. Sie hätten wahrscheinlich eine Hypothese der Art geäußert, das gleiche Volumina verschiedener Gase gleich viele Atome bzw. Teilchen enthalten müssen und dass das Verhältnis der Wasserstoff- zu den Sauerstoff-Atomen im Wasser 2:1 sei, wenn nicht bei beheiztem Eudiometer 2 Volumenteile Wasserdampf entstanden wären, statt - wie es hätte sein müssen - nur 1 Volumenteil (s. auch [4]).

Die Arbeit von Humboldt und Gay-Lussac erregte großes Aufsehen in der wissenschaftlichen Welt, insbesondere überraschte, dass sich Wasserstoff und Sauerstoff exakt im Volumenverhältnis 2:1 in Wasser vereinigen. Das war der Anlass für Gay-Lussac, sich mit den Volumina der Gase bei anderen Gasreaktionen zu beschäftigen. 1808 bis 1810 stellte er seine Untersuchungen der wissenschaftlichen Öffentlichkeit vor und schrieb über den Grund seiner Arbeiten: *„Daß 100 Maaß genau 200 Maaß Wasserstoffgas verzehren, wenn sich beide verbinden und Wasser bilden, ist durch die Versuche dargethan, welche Hr. von Humboldt in Gemeinschaft mit mir hierüber angestellt hat. Ich wurde dadurch auf die Vermuthung geführt, dass sich die andern Gasarten sich wohl nach eben so einfachen Verhältnissen mit einander verbinden möchten, und dieses veranlasste mich, die folgenden Versuche anzustellen.“* [5, S. 99].

In dieser Arbeit von 1810 gab Gay-Lussac eine Tabelle an, in der er seine Untersuchungsergebnisse zusammenfasste, aus der hier ein Ausschnitt gezeigt ist:

Salzsaures Ammoniak (Ammoniumchlorid)	100 Maaße Ammoniak	100 Maaße salzsaures Gas
Wasser	100 Maaße Wasserstoffgas	50 Maaße Sauerstoffgas
Oxygenirtes Stickgas (Distickstoffmonooxid)	100 Maaße Stickgas	50 Maaße Sauerstoffgas
Salpetergas (Stickstoffmonooxid)	100 Maaße Stickgas	100 Maaße Sauerstoffgas
Salpetersäure (Stickstoffdioxid)	100 Maaße Stickgas	200 Maaße Sauerstoffgas
Ammoniak	100 Maaße Stickgas	300 Maaße Wasserstoffgas
Schwefelsäure (Schwefeltrioxid)	100 Maaße Schwefeldioxid	50 Maaße Sauerstoffgas
Kohlensaures Gas (Kohlenstoffdioxid (100 Maaß))	100 Maaße Kohlenstoffoxid (gasförmig)	50 Maaße Sauerstoffgas

Eine Erklärung all dieser ganzzahligen Volumenverhältnisse bei Gasreaktionen konnte er nicht geben. Es schien unmöglich zu sein, die Daltonsche Atomtheorie und gleichzeitig eine Erklärung, dass nämlich gleiche Volumina verschiedener Gase gleich viele Atome enthalten, aufrecht zu erhalten. Und dennoch gelang es etwa ein Jahr nach Gay-Lussacs berühmter Arbeit im Jahre 1811 durch den italienischen Forscher Amadeo Avogadro. In seiner später so berühmt gewordenen Arbeit ‚Versuch einer Methode, die Massen der Elementarmoleküle der Stoffe und die Verhältnisse, nach welchen sie in Verbindungen eintreten, zu bestimmen‘ schrieb Avogadro: *„Gay-Lussac hat in einer interessanten Abhandlung (Mémoires de la Société d’Arcueil, II) gezeigt, dass die Verbindungen der Gase unter einander stets nach sehr einfachen Volumverhältnissen erfolgen, und dass, wenn die Verbindung gasförmig ist, ihr Volum gleichfalls in sehr einfachem Verhältnis zu dem der Bestandtheile steht; nun scheinen aber die Mengenverhältnisse der Bestandtheile in den Verbindungen nur abhängig sein zu können von der Anzahl der einfachen Moleküle, welche sich verbinden, und der zusammengesetzten Moleküle, welche dabei entstehen. Man muss daher annehmen, dass auch zwischen den Volumen der gasförmigen Stoffe und der Anzahl der Moleküle, welche sie bilden, sehr einfache Verhältnisse bestehen. Die Hypothese, welche sich hier auf den ersten Blick darbietet und welche sogar die einzig zulässige zu sein scheint, ist die Annahme, dass die Anzahl der zusammensetzenden Moleküle in jedem Gase bei gleichem Volum gleich sei.“* [6, S. 3] Und Avogadro setzte fort, indem er nochmals die Gedanken der damaligen Chemiker aufgriff und die schon oben dargestellt wurden: *„Darnach müsste, wenn ein Gas sich mit dem zwei- oder mehrfachen Volum eines anderen Gases verbindet, die entstehende Verbindung, wenn sie gasförmig ist, nur ein Volum einnehmen, welches dem des ersten Gases gleich ist. Dies findet nun thatsächlich im Allgemeinen nicht statt. Beispielsweise ist das Volum des gasförmigen Wassers, wie Gay-Lussac gezeigt hat, doppelt so gross, als das des enthaltenen Sauerstoffs, oder, was dasselbe ist, dem des Wasserstoffs, statt des Sauerstoffs, gleich.“* [6, S. 5] Nun folgte der entscheidende revolutionisierende Gedanke: *„Hier bietet sich aber sehr naturgemäss ein Mittel dar, diese und ähnliche Thatsachen in Uebereinstimmung mit unserer Hypothese zu erklären: es ist die Annahme, dass die constituirenden Moleküle eines einfachen Gases, d.h. diejenigen, welche sich in solcher Entfernung befinden, dass sie keinen Einfluss auf einander ausüben, nicht aus einzelnen elementaren Molekülen (Atomen) bestehen, sondern aus einer bestimmten Anzahl solcher, welche durch die Anziehung zu einem vereinigt sind, und dass, wenn die Moleküle eines anderen Stoffes sich mit diesen verbinden, um zusammengesetzte Moleküle zu bilden, das entstehende Molekül sich in zwei oder mehrere Theile theilt.“* [6, S. 5f].

Was die Formel des Wassers betrifft, kam Avogadro nun zu einem anderen Schluss als Dalton: *„So hatte Dalton angenommen, dass das Wasser sich durch die Vereinigung von Molekül (Atom) für Molekül (Atom) aus dem Sauerstoff und Wasserstoff bilde. Daraus würde folgen, dass nach dem Verhältnis dieser beiden Bestandtheile sich die Masse eines Moleküls (Atoms) Sauerstoff zu dem einen Molekül (Atoms) Wasserstoff sich ungefähr wie 7 ½ zu 1 oder nach Dalton’s Bestimmungen wie 6 zu 1 verhält. Nach unserer Hypothese ist das Verhältnis doppelt so gross, nämlich 15 zu 1, wie oben gezeigt wurde. Was das Molekül des Wassers betrifft, so musste seine Masse durch etwa 15+2 = 17 ausgedrückt werden, die des Wasserstoffs gleich Eins genommen.“* [7]

In einer späteren Arbeit drückte Avogadro das so aus: *„Das Wassermolekül entsteht aus der Reaktion von zwei Molekülen Wasserstoff und einem Molekül Sauerstoff, d.h. das wirkliche Wassermolekül besteht aus einem halben Molekül Sauerstoff und zwei halben oder einem ganzem Molekül Wasserstoff.“* [8] Das heißt: Die Formel des Wassers muss durch das Symbol H<sub>2</sub>O ausgedrückt werden.

Obwohl Avogadros Arbeit in einer bekannten Zeitschrift (Journal de Physique 73 (1811) p. 58-76) in französischer Sprache geschrieben war, wurde sie nicht beachtet. In einer weiteren Arbeit von 1814 [9] erklärte Avogadro seine Theorie nochmals und formulierte sie sogar schon in der heute gebräuchlichen Form: *„Meine Hypothese hat folgenden Wortlaut: In gleichen Volumen gasförmiger Stoffe sind bei gleichem Druck und gleicher Temperatur gleichviele Moleküle enthalten.“* [8, 7. Heft, 173]

Weitere Veröffentlichungen Avogadros aus den Jahren 1821, 1829, 1841 und 1849, in denen er seine Theorie weiter ausbaute und auf immer mehr Verbindungen anwandte, änderten dennoch nichts daran, dass die wissenschaftliche Welt ihn und seine Theorie nicht zur Kenntnis nahm.

An dieser Stelle muss ausdrücklich darauf hingewiesen werden, dass es sich nicht um das Gesetz von Avogadro handelt, sondern um eine erklärende Theorie. Ein Gesetz ist eine Verallgemeinerung experimenteller Resultate, so das Gasvolumenreaktions-Gesetz von Gay-Lussac und Humboldt. Die Theorie erklärt, warum das Gesetz gerade so sein muss und leitet sich aus ihr, aus der Theorie, ab. In diesem Zusammenhang sei auf eine Arbeit für den Chemieunterricht verwiesen [10]. Die Theorie Avogadros beinhaltet ja nicht nur, dass in gleichen Volumina verschiedener Gase bei gleichem Druck und gleicher Temperatur gleich viele Teilchen enthalten sind, sondern auch dass die kleinsten Teilchen gasförmigen Sauerstoffs, Wasserstoffs, Stickstoffs usw. nicht die Atome, sondern zweiatomige Moleküle sind. Letztere Annahme in der Avogadroschen Theorie führte wohl dazu, dass ihr die Anerkennung, sehr zum Schaden der Chemie, versagt blieb.

Ein Glück für die Chemie war jedoch, dass der berühmte Jöns Jakob Berzelius (1779-1848) die Ergebnisse von Gay-Lussac und Humboldt für die Formel des Wassers richtig deutete. Auch er nahm an, dass das Molekül des Wassers zwei Wasserstoff-Atome und ein Sauerstoff-Atom enthalten müsse. In einer ersten Theorie glaubte er jedoch, dass bei den gasförmigen chemischen Elementen gleiche Volumina verschiedener Gase die gleiche Anzahl von Atomen enthalte. Für die Moleküle der Verbindungen nahm er an, dass sie sich in größerem Abstand voneinander befinden müssten als die Atome. Berzelius schrieb 1820 hierzu: *„Es ist übrigens klar, dass in einem Gase, was aus zwei Elementen besteht, die bei ihrer Vereinigung sich nicht zusammengezogen haben, die Anzahl der zusammengesetzten Atome halb so groß seyn müsse, als sie vor der Vereinigung in einen gleich großen Volumen eines jeden der einfachen Gase war. Eben so verhält es sich mit einem Gase, worin zwei Volumen des einen Gases mit einem Volumen des anderen sich vereinigt und um die Größe eines Volumens sich zusammengezogen haben; denn in einem solchen Gas nehmen die, aus drei einfachen Atomen zusammengesetzten festen Atome [Moleküle] denselben Raum ein, welchen vorher eine doppelte Anzahl von einfachen Atomen ausfüllte.“* [11]

Später entwickelte er noch eine andere, jedoch wenig einsichtige Theorie. Auf jeden Fall stellte er die atomaren Massen auf die heute gültige Basis. Berzelius hat auch die heute gebräuchlichen Symbole für die Atome chemischer Elemente und die Grundzüge für die Schreibweise chemischer Verbindungen aufgestellt. Er war ein ausgezeichnete Experimentator. Es gelang ihm, die atomaren Massen mit großer Genauigkeit zu bestimmen.

Allerdings führte die Theorie von Berzelius zu großen Verwirrungen bei der Bestimmung der molaren Massen aus den Dampfdichten. So gaben Justus Liebig und Friedrich Wöhler in ihrer berühmten Arbeit über das Benzoylradikal 1832 seine Formel mit C<sub>14</sub>H<sub>10</sub>O<sub>2</sub> (statt C<sub>7</sub>H<sub>7</sub>O), Eilhard Mitscherlich die Formel des Benzols zu C<sub>12</sub>H<sub>12</sub> an. Jean Baptiste André Dumas in Paris verwendete dagegen die Formel C<sub>3</sub>H<sub>3</sub>. Michael Faraday in England verblieb wie fast alle Engländer bei den atomaren Massen von John Dalton. Die Verwirrung war also groß. Zwar gab es Forscher wie Ampère, die ähnliche Ideen vertraten

wie Avogadro, aber auch sie wurden nicht anerkannt. Aus Überlegungen über den Ablauf organisch-chemischer Reaktionen kam 1816 der in Straßburg geborene Charles Gerhard zu ähnlichen Schlussfolgerungen wie Avogadro. 1842 trat er erstmals mit seinen Gedanken an die Öffentlichkeit, aber da er noch ein junger Chemiker war, wurden seinen Gedanken von vielen seiner Kollegen bekämpft.

Endgültig setzten sich die Ideen Avogadros und Gerhards erst 1860 auf dem Ersten Chemischen Weltkongress in Karlsruhe durch. Der Kongress war einberufen worden, um Wege aus der Unklarheit über die atomaren Massen und resultierenden chemischen Formeln zu finden. Der italienische Chemiker Stanislao Cannizzaro trug in einem vielbeachteten Vortrag die Ideen Avogadros und ihre Bedeutung für die Chemie vor und verteilte anschließend eine Broschüre.

Vielen Chemikern ging es wohl so wie Lothar Meyer, dem Erfinder des Periodischen Systems der Elemente, dass sie erst nach eingehender Lektüre von Cannizzaros Vortrag die volle Tragweite der Avogadroschen Theorie erkannten. Lothar Meyer schrieb dazu: „Auch ich erhielt ein Exemplar, das ich einsteckte, um es unterwegs auf der Heimreise zu lesen. Ich las es wiederholt auch zu Hause und war erstaunt über die Klarheit, die das Schriftchen über die wichtigsten Streitpunkte verbreitete. Es fiel mir wie Schuppen von den Augen, die Zweifel schwanden, und das Gefühl ruhiger Sicherheit trat an ihre Stelle.“ [12, S. 203]

Avogadro durfte den glanzvollen Durchbruch seiner Theorie nicht mehr erleben. Er war bereits vier Jahre tot.

## Literatur

- [1] Walther Nernst, Theoretische Chemie vom Standpunkte der Avogadroschen Regel und der Thermodynamik, Verlag Ferdinand Enke, Stuttgart 1898<sup>2</sup>, S. IX
- [2] Karl Heinig, Biographien bedeutender Chemiker, Volk und Wissen Verlag 1983<sup>5</sup>, S. 92-97
- [3] Alexander von Humboldt, Joseph Louis Gay-Lussac, Versuche über die eudiometrischen Mittel und über das Verhältnis der Bestandtheile der Atmosphäre, Gilberts Annalen, Bd. 20 (1805), 38-92
- [4] Walter Jansen, Renate Peper, Hilke Fickenfrerichs, Die Daltonsche Atomtheorie und die Entwicklung der chemischen Formel, chimica didactica **16** (1990) 3-33
- [5] Joseph Louis Gay-Lussac, Ueber die Verbindungen gasförmiger Körper eines mit dem andern, Gilberts Annalen, Bd. 36 (1810); neue Folge Bd. 6
- [6] Amadeo Avogadro, A. M. Ampère, Die Grundlagen der Molekulartheorie, Ostwalds Klassiker der exakten Naturwissenschaften, Bd. 3/8, Akademische Verlagsgesellschaft, Leipzig 1802; reprint 1983
- [7] Amadeo Avogadro, Versuch einer Methode, die relativen Massen der Elementarmoleküle der Stoffe und die Verhältnisse, nach welchem sie in Verbindungen eintreten, zu bestimmen, Ostwalds Klassiker der exakten Naturwissenschaften, Bd. 3/8, Akademische Verlagsgesellschaft, Leipzig 1802, Reprint der Bände 3 und 8, Verlag Harri Deutsch, Thun und Frankfurt/Main, Band 8, S. 5,6
- [8] G. W. A. Kahlbaum (Hrsg.), Monographien aus der Geschichte, 2., 3. und 7. Heft, unveränderter Nachdruck Leipzig 1970
- [9] Amadeo Avogadro, Mémoires sur les masses relatives des molécules des corps simples, ou densités présumées de leurs gaz et sur la constitution de quelques-uns de leurs composés, pour servir de suite à l'Essai sur le meme sujet, Journal de Physique, Vol. **76** (1814) p 131
- [10] Bettina Baalman, Claudia Matuschek, Janette Groeneveld, Walter Jansen, Ein neuer Weg zur Avogadro-Theorie, CHEMKON **5/1** (1998) 15-18
- [11] Jöns Jakob Berzelius, Versuch über die Theorie der chemischen Proportionen und über die chemischen Wirkungen der Elektrizität, Arnoldische Buchhandlung, Dresden 1820, S. 57
- [12] Richard Anschütz, August Kekulé, Band 1, Berlin 1929

Walter Jansen