



UNIVERSITÄTS-  
BIBLIOTHEK  
PADERBORN

# **Lehrbuch der Experimentalphysik**

**Lommel, Eugen von**

**Leipzig, 1908**

88. Spezifisches Gewicht der Gase

---

[urn:nbn:de:hbz:466:1-83789](https://nbn-resolving.org/urn:nbn:de:hbz:466:1-83789)

entweder mit erhitzter Luft (Montgolfier, 1782) oder — in neuerer Zeit ausschließlich — mit einem spezifisch leichteren Gas, Wasserstoffgas oder Leuchtgas (Charles, 1783) gefüllt ist.

88. **Spezifisches Gewicht der Gase.** Wir betrachten unter dem im vorigen Abschnitt gewonnenen Gesichtspunkte noch einmal den oben (S. 129) beschriebenen Versuch der Wägung der Luft. Wird der Ballon in völlig leer gepumptem Zustande gewogen, so müßte man in Wahrheit das Gewicht der Ballonmasse um das Gewicht der ganzen, von dem geschlossenen Ballon verdrängten Luftmasse vermindern. Bei der Wägung in offenem Zustande dagegen erhält man das Gewicht der Ballonmasse vermindert nur um das Gewicht derjenigen Luft, die die Ballonmasse selbst verdrängt. Beide Wägungen unterscheiden sich also um das Gewicht der den Hohlraum des Ballons erfüllenden Luft; man wägt also in der Tat diese Luftmasse.

Um aus dem so bestimmten Gewicht  $q$  einer Luftmasse vom Volumen  $v$  der Hohlkugel das spezifische Gewicht der Luft beim Normaldrucke von 760 mm zu erhalten, muß man berücksichtigen, daß die äußere Luft im allgemeinen nicht unter dem Normaldrucke, sondern unter dem Drucke  $b$  steht, der durch den jeweiligen Barometerstand gegeben ist, und ferner, daß beim Leerpumpen des Ballons nicht alle Luft entfernt wird, sondern noch ein Rest unter dem Drucke  $b'$  übrig bleibt. Dieser Luftrest, der beim Drucke  $b'$  das Volumen  $v$  erfüllt, würde beim Drucke  $b$  einen Raum  $v' = v b' / b$  einnehmen, und die wirklich gewogene Luftmasse hätte beim Druck  $b$  in Wahrheit nicht das Volumen  $v$ , sondern nur das Volumen  $v - v'$ . Um ihr Volumen  $v_0$  beim Normaldruck 760 mm zu finden, hat man nach dem Mariotteschen Gesetze die Beziehung:  $v_0 \cdot 760 = (v - v') b = v(b - b')$ . Daraus ergibt sich das spezifische Gewicht der Luft unter dem Normaldrucke und bei der Temperatur, bei der die Wägung ausgeführt wurde, zu  $q/v_0$ . (Über die Reduktion auf die Temperatur  $0^\circ$  siehe unter Wärme.)

Wägt man den Ballon mit anderen Gasen gefüllt, so findet man in entsprechender Weise deren spezifische Gewichte. Die folgende Tabelle gibt die Zahlenwerte der spezifischen Gewichte einiger Gase bei  $0^\circ$ , in der ersten Spalte bezogen auf Wasser. Da aber diese

	Spezifische Gewichte der Gase, bezogen auf			Molekularformel und Molekulargewicht
	Wasser	Luft	Wasserstoff	
Luft . . . . .	0,001 293	1	14,45	—
Wasserstoff . . .	0,000 090	0,0695	1	$H_2 = 2$
Stickstoff . . . .	0,001 251	0,9673	14	$N_2 = 28$
Sauerstoff . . . .	0,001 429	1,1053	16	$O_2 = 32$
Chlor . . . . .	0,003 22	2,49	35,8	$Cl_2 = 70$
Ammoniak . . . .	0,000 763	0,590	8,5	$NH_3 = 17$
Chlorwasserstoff .	0,001 641	1,269	18,3	$HCl = 36,5$
Kohlenoxyd . . . .	0,001 250	0,967	14	$CO = 28$
Kohlensäure . . .	0,001 977	1,529	22	$CO_2 = 44$



Zahlen sehr klein ausfallen, so bezieht man die spezifischen Gewichte der Gase lieber auf Luft (zweite Spalte) oder noch besser auf Wasserstoff als das leichteste aller Gase (dritte Spalte). Diese Zahlen geben also an, wievielmals schwerer das Gas ist als Luft (oder Wasserstoff) von gleichem Druck und gleicher Temperatur.

Die Zahlen der letzten Spalte stehen in einem einfachen Zusammenhange mit denjenigen Zahlen, welche die chemischen Verbindungsverhältnisse der Gase miteinander ausdrücken. Gay-Lussac hat nämlich gefunden, daß sich die Gase immer nach einfachen Volumverhältnissen miteinander verbinden; 1 Raumteil Wasserstoff und 1 Raumteil Chlor geben zu Chlorwasserstoff vereinigt genau 2 Raumteile Chlorwasserstoff; 2 Raumteile Wasserstoff und 1 Raumteil Sauerstoff geben 2 Raumteile Wasserdampf; 3 Raumteile Wasserstoff und 1 Raumteil Stickstoff geben 2 Raumteile Ammoniak. Dabei ist vorausgesetzt, daß die Gase sich stets unter gleichem Druck und auf gleicher Temperatur befinden. Dann entsprechen aber die Massen, die in gleichen Raumteilen enthalten sind, den Dichtigkeiten. Man kann also die angeführten Beispiele auch so ausdrücken: 1 Gewichtsteil Wasserstoff verbindet sich mit 35,8 Gewichtsteilen Chlor zu Chlorwasserstoff, mit  $16\frac{1}{2}$  Gewichtsteilen Sauerstoff zu Wasser, mit  $14\frac{1}{3}$  Gewichtsteilen Stickstoff zu Ammoniak. Es stehen also die Verbindungsgewichte in einfachen Verhältnissen zu den Dichten der Gase.

Diese Tatsache findet ihre einfachste Deutung auf dem Boden der Molekulartheorie durch die zuerst von Avogadro (1811) ausgesprochene Annahme, daß alle Gase, sowohl die elementaren Gase, wie die gasförmigen Verbindungen, in gleichen Raumteilen bei gleichem Druck und gleicher Temperatur die gleiche Anzahl von Molekülen enthalten. Man muß hierzu nur die weitere Annahme hinzufügen, daß die Moleküle der elementaren Gase aus zwei Atomen bestehen, um für die oben beschriebenen Tatsachen unmittelbar folgende ganz einfache Formulierung zu erhalten:  $m$  Moleküle  $H_2$  und  $m$  Moleküle  $Cl_2$  geben  $2m$  Moleküle  $HCl$ ;  $2m$  Moleküle  $H_2$  und  $m$  Moleküle  $O_2$  geben  $2m$  Moleküle  $H_2O$ ;  $3m$  Moleküle  $H_2$  und  $m$  Moleküle  $N_2$  geben  $2m$  Moleküle  $H_3N$ .

Auf Grund dieser Vorstellungen erhält man, wenn man statt der Verbindungsgewichte die Molekulargewichte betrachtet, eine außerordentlich einfache Beziehung zu den Gasdichten. Ist nämlich  $m$  das Gewicht des einzelnen Moleküls,  $N$  die Zahl der Moleküle im ccm, so ist  $N \cdot m$  das Gewicht des Gases im ccm oder die Gasdichte. Ist nun  $N$  für alle Gase unter gleichen Umständen als gleich anzunehmen, so stehen die Gasdichten in den gleichen Verhältnissen zu einander wie die Molekulargewichte. Bezieht man also die Gasdichten auf den Wasserstoff und setzt dessen Dichte nicht gleich 1, sondern gleich 2, so stimmen die Zahlen für die Gasdichten mit denen für die Molekulargewichte überein. Wegen dieser Beziehung ist die Bestimmung der Gasdichten eines der wichtigsten Hilfsmittel der chemischen Forschung.



Die gleichen Gesetze, wie für die Gase, gelten für die Stoffe in gelöstem Zustande. Der osmotische Druck (78) entspricht dem Gasdruck. Wie dieser der Dichte des Gases, so ist jener der Konzentration, d. h. der Dichte des gelösten Stoffes proportional, und diese Dichten, berechnet unter den gleichen Druck- und Temperaturverhältnissen, sind den Molekulargewichten proportional, und ergeben, wenn die Dichte des Wasserstoffes = 2 gesetzt wird, unmittelbar die Zahlenwerte der Molekulargewichte. So ist der osmotische Druck einer einprozentigen Zuckerlösung bei  $0^{\circ}$  493 mm Quecksilber. Eine Zuckerlösung, deren osmotischer Druck 760 mm betragen würde, muß demnach 1,541 g in 100 ccm oder 0,01541 g Zucker in 1 ccm enthalten. 1 ccm Wasserstoff von dem gleichen Druck wiegt 0,000090 g. Das Verhältnis beider Zahlen ist 171 und sagt aus, daß die Dichte des gelösten Zuckers 171 mal größer ist als die Dichte des Wasserstoffes bei demselben Druck und derselben Temperatur. Nimmt man die letztere = 2, so wäre die Dichte des gelösten Zuckers 342, und diese Zahl ist genau gleich dem Molekulargewicht des Zuckers (van't Hoff).

Da für das Verhalten der Lösungen der osmotische Druck, ebenso wie bei den Gasen der Gasdruck, bestimmend ist, so empfiehlt es sich, die Konzentrationen nicht nach Gewichtsprozenten, wie es früher üblich war, sondern nach Gehalt an Molekülen zu rechnen. Gelöste Stoffe und Gase, deren Dichten sich wie ihre Molekulargewichte verhalten, haben in gleichem Volumen gleiche Molekülzahl und stehen unter dem gleichen Druck; sie sind äquimolekular und isotonisch. Als Einheit nimmt man dabei das „Gramm“-Molekül im Liter. Eine „normale Lösung“ in diesem Sinne ist eine Lösung, welche die dem Molekulargewicht des gelösten Stoffes entsprechende Anzahl Gramme im Liter der Lösung enthält. Eine normale Zuckerlösung enthält 342 g im Liter und steht unter einem osmotischen Drucke von 22,4 Atmosphären. Den gleichen Druck üben 2 g Wasserstoff oder 32 g Sauerstoff oder 44 g Kohlensäure aus, wenn sie in einem Liter enthalten sind.

**89. Pumpen.** Die Pumpen dienen zur Hebung des Wassers, meist mit Hilfe des Luftdrucks. Die Saugpumpe ist durch den Pumpbrunnen allbekannt. In dem Pumpenstiefel (C, Fig. 89) bewegt sich ein möglichst dicht anschließender, durchbohrter Kolben K, in dessen Bohrung eine Klappe oder ein Ventil (das Kolbenventil) angebracht ist, welches sich durch einen Druck von unten öffnet, durch einen Druck von oben aber schließt. Ein in ganz gleicher Weise spielendes Ventil, das Bodenventil V, befindet sich am Boden des Stiefels, wo sich an diesen das unter den Wasserspiegel U des Brunnenschachtes hinabreichende Saugrohr R anschließt. Das Spiel dieser beiden Ventile ist genau das gleiche, wie bei der Luftpumpe (85), nur daß die in der Pumpe ursprünglich vorhandene Luft hier nicht fortgesetzt verdünnt wird, sondern statt dessen der auf den Wasserspiegel U wirkende äußere Luftdruck Wasser in der Pumpe in die Höhe treibt. Der

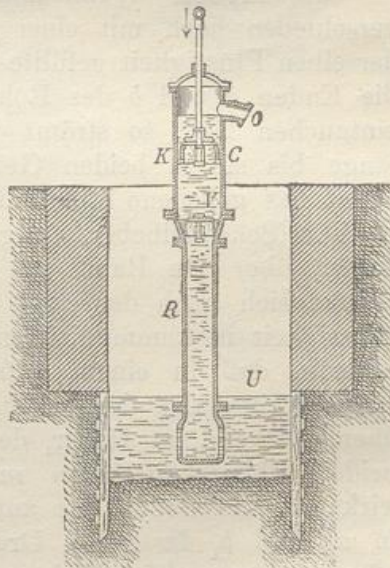


Fig. 89.  
Saugpumpe.