



## **Lehrbuch der Experimentalphysik**

**Lommel, Eugen von**

**Leipzig, 1908**

106. Reduktion der Gasvolumina

---

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

Wert. So erhält man für ein Gramm-Molekül im Liter, wenn man  $p$  in Atmosphären und  $v$  in Litern rechnet (88),

$$R = \frac{22,42 \times 1}{273} = 0,0821.$$

In Wirklichkeit weicht das Verhalten der Gase von diesem Gesetz etwas ab, wenn auch nur sehr wenig. Regnault (1847) fand, daß Luft und Kohlensäure bei wachsendem Druck ihr Volumen etwas rascher vermindern, als das Mariottesche Gesetz verlangt, Wasserstoff dagegen weniger rasch. Auch ergab sich, daß die Ausdehnungskoeffizienten verschiedener Gase unter sich nicht genau gleich sind, und bei einem und demselben Gase der Ausdehnungskoeffizient dem Spannungskoeffizienten nicht völlig gleich ist. Ein Gas, welches dem Mariotte-Gay-Lussacschen Gesetz genau gehorchen würde, nennt man ein ideales oder vollkommenes Gas. Die Abweichungen der wirklichen Gase von ihrem idealen Zustande nehmen zu mit wachsendem Druck, mit steigender Temperatur aber nähern sich alle Gase dem vollkommenen Gaszustand.

Die Übereinstimmung zwischen den Gesetzen des osmotischen Drucks und den Gasgesetzen bewährt sich auch in bezug auf die Änderung des osmotischen Drucks mit der Temperatur. Denn bei gleichbleibender Konzentration der Lösung nimmt der osmotische Druck proportional der Temperatur und für alle gelösten Stoffe im gleichen Verhältnis zu, und zwar um genau die gleiche Größe ( $\frac{1}{273}$  für  $1^{\circ}\text{C}$ .) wie bei den Gasen (Pfeffer, 1877. Van't Hoff).

Doch sind auch die den Gasgesetzen entsprechenden Gesetze des osmotischen Drucks nicht in aller Strenge erfüllt, aber um so genauer, je verdünnter die Lösung ist.

**106. Reduktion der Gasvolumina.** Da eine Gasmenge je nach dem Druck und der Temperatur, welchen sie ausgesetzt ist, jeden beliebigen Raum einnehmen kann, so würde es keinen Sinn haben, den Rauminhalt eines Gases zu messen, wenn man nicht gleichzeitig den Druck und die Temperatur des Gases bestimmte. Kennt man aber diese beiden Umstände, so ist es leicht, an der Hand des Mariotte-Gay-Lussacschen Gesetzes denjenigen Raum zu ermitteln, welchen die nämliche Gasmenge bei einem Druck gleich demjenigen einer Quecksilbersäule von 760 mm und bei einer Temperatur von  $0^{\circ}$  einnehmen würde, man ist nämlich übereingekommen, den Zustand eines Gases, welcher durch diesen Druck (den Normalbarometerstand) und durch diese Temperatur gekennzeichnet ist, als Normalzustand anzunehmen, auf welchen alle an Gasen angestellten Messungen, um sie vergleichbar zu machen, zurückgeführt werden.

Man habe z. B. eine Gasmenge über Quecksilber in einer in ccm geteilten Röhre aufgefangen, und ihr Volumen  $v$  abgelesen; ihren Druck  $p$  findet man, wenn man von dem gleichzeitig abgelesenen Barometerstand (mm) die Höhe der noch in der Röhre stehengebliebenen Quecksilbersäule abzieht; die Temperatur  $t$  ist die der Umgebung, welche ein in der Nähe hängendes Thermometer zeigt.

Das Volumen  $v_0$  im Normalzustand findet man jetzt aus der Gleichung

$$p v = p_0 v_0 (1 + a t),$$

in welcher alle übrigen vorkommenden Größen, da  $p_0 = 760$  mm zu nehmen ist, gegeben sind.

**107. Wärmemenge. Wärmeeinheit.** Wenn man einen Körper erwärmt, dadurch daß man ihn mit einem wärmeren Körper in Berührung bringt, so sagt man, es gehe Wärme von dem wärmeren auf den kälteren Körper über. Benutzt man zur Erhitzung eine Bunsenflamme oder ein Herdfeuer, so bezeichnet man diese als Wärmequellen und sagt, sie erzeugen Wärme, die dann auf den zu erhitzenden Körper übergeht. In beiden Fällen tritt uns Wärme als ein Größenbegriff entgegen. Man spricht von der Wärmemenge, die die Wärmequelle erzeugt, oder von der Wärmemenge, die der warme Körper verliert und der kalte aufnimmt. Es ist bei dieser Auffassung ohne weiteres verständlich, daß eine Wärmequelle bei doppeltem Verbrauch an Brennstoff die doppelte Wärmemenge erzeugt, oder daß 2 kg einer Substanz, um sich um  $1^{\circ}$  zu erwärmen, doppelt so viel Wärme aufnehmen müssen wie 1 kg. Auf Grund dieser Beziehung kann man Wärmemengen dadurch miteinander vergleichen, daß man die Stoffmengen vergleicht, an denen sie die gleiche Erwärmung hervorbringen. Aber die Erfahrung lehrt, daß gleiche Mengen verschiedener Stoffe, um sich um gleichviel zu erwärmen, nicht gleicher, sondern verschiedener Wärmemengen bedürfen. Um daher Wärmemengen miteinander zu vergleichen, muß man sie immer einer und derselben Substanz zuführen und deren Erwärmung messen. Als solche Normal- oder Bezugssubstanz benutzt man das Wasser, und nimmt als Einheit für den Vergleich der Wärmemengen diejenige Wärmemenge, welche erfordert wird, um die Masseneinheit Wasser um  $1^{\circ}$  C. zu erwärmen. Man nennt diese Wärmemenge eine Wärmeeinheit oder Kalorie, und unterscheidet g- und kg-Kalorie, je nachdem man als Masseneinheit Gramm oder Kilogramm benutzt. Vorrichtungen zur Messung von Wärmemengen nennt man Kalorimeter. Genauere Untersuchungen über die Wärmeeinheit haben übrigens ergeben, daß die Wärmemenge, welche 1 kg Wasser um  $1^{\circ}$  erwärmt, verschieden ist, je nachdem man die Ausgangstemperatur des Wassers wählt. Sie ist z. B. größer, wenn man das Wasser von  $0^{\circ}$  auf  $1^{\circ}$  erwärmt, als wenn man es von  $20^{\circ}$  auf  $21^{\circ}$  erwärmt, und zwar um mehr als 0,5 Proz. Um die hieraus entstehende Unsicherheit zu vermeiden, hat man als Wärmeeinheit diejenige Wärmemenge vorgeschlagen, welche 1 kg Wasser von  $14,5$  auf  $15,5^{\circ}$  C. nach dem Wasserstoffthermometer erwärmen würde.

**108. Spezifische Wärme.** Will man 1 kg Wasser und 1 kg Quecksilber von  $0^{\circ}$  auf  $100^{\circ}$  erwärmen, so bemerkt man, daß bei gleicher Wärmezufuhr das Quecksilber viel rascher die gewünschte Temperatur erreicht als das Wasser. Ja sogar, wenn man von beiden Flüssigkeiten je 1 l nimmt, also dem Gewicht nach 13,6 mal