

Volumen- und Druckänderung von Gasen

Gase dehnen sich bei Erwärmung erheblich stärker aus als Flüssigkeiten, insbesondere sehr gleichmäßig.

Versuch : Ein luftgefüllter Glaskolben mit einem Volumen von 200 ml befindet sich im Wasserbad. Über einen Gummischlauch ist dieser mit einer Anordnung ähnlich einem Flüssigkeitsmanometer verbunden. Der linke Schenkel trägt eine Volumenskala (Bürette), der rechte einen Trichter.

Zu Beginn des Versuchs stehen beide Flüssigkeitsspiegel auf der Höhe des Hahns H. Bei Erwärmung dehnt sich die Luft aus, was zu einer Verschiebung der Wasserspiegel führt. Damit die eingeschlossene Luft stets unter dem selben Druck steht, sorgen wir durch Senken des Trichters für die gleiche Höhe der beiden Wasserspiegel. Wir steigern die Temperatur im Wasserbad bis zum Siedepunkt und lesen zu mehreren Temperaturwerten die zugehörigen Volumenvergrößerungen ab.

Versuchsergebnis : $\Delta V \sim \Delta \vartheta$ d.h. die Volumenvergrößerung ist der Temperatursteigerung proportional:

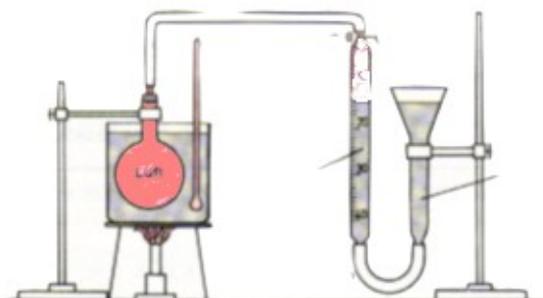
$$\Delta V = \Delta \vartheta \cdot \beta \cdot V_0 \quad \beta = \text{Gasausdehnungskoeffizient}$$

Bestimmung von β mit dem Versuch : Für den Versuch genügen 2 Messungen bei 15°C und bei 98°C . Die Volumendifferenz beträgt 47 ml. Da die Luft in der Bürette und im Kolben nicht die selbe Temperatur besitzen, können die Gasmengen von 47 und 200 ml nicht miteinander verglichen werden. Kunstgriff: Sind 47 ml aus dem Kolben entwichen, so müssen sich die verbliebenen 153 ml wieder auf 200 ml ausdehnen. Also wird:

$$\beta = \frac{\Delta V}{\Delta \vartheta \cdot V_0} = \frac{47 \text{ ml}}{83 \text{ K} \cdot 153 \text{ ml}} = \frac{1}{270} \text{ K}^{-1}$$

Alle Gase, gleich welcher Art, haben näherungsweise den selben Ausdehnungskoeffizienten. Die Volumenzunahme eines beliebigen Gases beträgt je K Temperaturerhöhung rund $1/273$ des Volumens, das die Gasmenge bei 0°C einnimmt.

Wird das Volumen eines Gases konstant gehalten und das Gas erwärmt, so steigt der Druck exponentiell an.



Normbedingungen:

- Normvolumen: 22,4 L/mol
- Normdruck: 1013 mbar
- Normtemperatur : 273,15 K

Ideale und reale Gase:

Bei idealen Gasen wird von der Modellvorstellung ausgegangen, dass zwischen den Gasteilchen keine Anziehungskräfte wirken. Für alle in der Natur vorkommenden Gase trifft diese Idealvorstellung nicht zu, sie sind demnach reale Gase. Ihr molares Volumen weicht vom exakten Wert $V_{m,n} = 22,4$ L/mol mehr oder weniger stark ab.

Mit Hilfe des molaren Volumens lassen sich auch die Masse, die Stoffmenge und die Molare Masse eines Stoffes berechnen:

$$V_{m,n} = \frac{V(x)}{n(x)} \quad n(x) = \frac{m(x)}{M(x)}$$