

Druck und Temperatur

1. Experiment Wir blasen einen Luftballon $\%m\u00fcdel$ auf und verschliessen ihn, d.h. der Luftballon enth\u00e4lt wenig Luft und sieht $\%raurig$ aus. Anschliessend bringen wir den Luftballon unter eine Glasglocke, aus der die Luft ausgepumpt werden kann. W\u00e4hrend die Luft um den Ballon aus der Glocke entweicht, scheint sich der Ballon selbstst\u00e4ndig aufzublasen und bekommt eine sch\u00f6n kugelige Form. Der Durchmesser des Ballons nimmt zu, w\u00e4hrendem Luft aus der Glocke entweicht. L\u00e4sst man wieder Luft in die Vakuumglocke einstr\u00f6men, so zieht sich der Ballon von allen Seiten regelm\u00e4ssig zusammen und erreicht seine urspr\u00fcngliche Form.

2. Experiment Wir bringen einen recht gut aufgeblasenen und verschlossenen Luftballon in einen Raum, den wir heizen k\u00f6nnen. Der Durchmesser des Ballons nimmt mit steigender Temperatur zu.



Ludwig Boltzmann (1844-1906) hat zur Erkl\u00e4rung dieser Experimente die damals aufkommende $\%Atomtheorie$ herangezogen und die Vorstellung gehabt, dass die Molek\u00fclen des im Ballon eingeschlossenen Gases st\u00e4ndig in Bewegung seien und gegen die Wand prallen und dadurch diese nach aussen dr\u00fccken. Solange sich Luft auch noch ausserhalb des Ballons befindet, dr\u00fcckt diese \u00e4ussere Luft von der anderen Seite gegen den Ballon und schafft Gleichgewicht zwischen Innendruck und Aussendruck. Da der Innendruck anscheinend mit der Temperatur zunimmt (2. Experiment), so muss es einen Zusammenhang zwischen der Heftigkeit, mit der sich die Molek\u00fclen im Ballon bewegen und der Temperatur geben.

Mit Hilfe der damals schon l\u00e4ngst bekannten Newton'schen Theorie und der Gasgesetze (bei einem eingeschlossenen Gas nimmt der Druck mit der Temperatur linear zu) leitete er seine ber\u00fchmte Beziehung her:

Die Bewegungsenergie der Gasmolek\u00fclen ist direkt proportional zur absoluten Temperatur des Gases. Diese absolute Temperatur ist gegen\u00fcber der Celsiustemperatur um 273 Grad verschoben:

$$\text{absolute Temperatur } T = \text{Celsiustemperatur } \vartheta + 273$$

Die absolute Temperatur wird in $\%Kelvin (K)$ angegeben, die Celsiustemperatur in Grad Celsius ($^{\circ}\text{C}$). So gefriert das Wasser bei 273 K und siedet unter Normaldruck bei 373 K

Die absolute Temperatur war zur Zeit von Boltzmann bereits bekannt. Es sah so aus, als ob das Volumen eines eingeschlossenen Gases (z.B. Zylinder mit beweglichem Kolben) bei Abk\u00fchlung unter gleichbleibendem Druck immer kleiner und kleiner w\u00fcrde. Man konnte extrapolieren, dass bei etwa 273 Grad unter Null das Volumen v\u00f6llig verschwinden w\u00fcrde. Boltzmann gibt eine phantastische Erkl\u00e4rung f\u00fcr diesen absoluten Nullpunkt der Temperatur: dort sind die Molek\u00fclen still. Und stiller als still kann man sie nicht machen.

Mit seiner Theorie konnte Boltzmann sogar die Durchschnittsgeschwindigkeit der Moleküle berechnen. Seine Formel lautet:

$$\bar{v} = \sqrt{\frac{3kT}{m}}$$

T ist die absolute Temperatur des Gases, m die Masse des Moleküls in kg und k eine Konstante, die später nach ihm benannt wurde.

$$\text{Boltzmann-Konstante } k = 1.380658 \cdot 10^{-23} \text{ J/K}$$

Rechenbeispiel: Wie schnell sind die Sauerstoffmoleküle der Luft bei einer Temperatur von 20 °C?

1 Mol ist eine Ansammlung von $6.022 \cdot 10^{23}$ Teilchen. Die molare Masse gibt an, wieviel ein Mol einer bestimmten Substanz in Gramm wiegt. So ist die molare Masse von Sauerstoffgas (O_2) 32 g. Diese Massen sind im Periodensystem der Elemente tabelliert.

Damit können wir die Masse eines Sauerstoffmoleküls berechnen:

$$m = \frac{32 \text{ g}}{6.022 \cdot 10^{23}} = 5.31 \cdot 10^{-23} \text{ g} = 5.31 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$$

Setzt man diese Werte und für T 293 K in die obige Formel ein, so erhält man

$$\bar{v} = 478 \frac{\text{m}}{\text{s}} = 1720 \frac{\text{km}}{\text{h}}$$

eine schier unvorstellbare Geschwindigkeit. Sogar Boltzmann zweifelte an diesen Ergebnissen. Schwer krank und an Depressionen leidend nahm er sich im Alter von 62 Jahren das Leben. Erst später konnte man durch raffinierte, direkte Experimente die Richtigkeit seiner Theorie nachweisen.

Die Stickstoffmoleküle sind leichter als die Sauerstoffmoleküle und bewegen sich dadurch etwas schneller (1838 km/h), die Kohlendioxidmoleküle sind hingegen schwerer und bewegen sich etwas langsamer (1467 km/h).

Diese Moleküle prallen von allen Seiten auf unseren Körper auf und drücken uns mit dem Druck 1 bar zusammen. Dieser Druck (Luftdruck) entspricht einer Last von 1 kg/cm² oder 10 Tonnen pro Quadratmeter! Zum Glück haben wir uns an diese Massage gewöhnt. Fehlt sie (Luftdruck wegnehmen), so sterben wir.

Die Vorstellung, dass der Luftdruck die Folge der Last sei, die die Luftmassen über unseren Kopf ausüben ist nicht falsch, aber führt oft zu falschen Schlussfolgerungen. Schwere Gase sammeln sich nicht wie eine schwere Flüssigkeit am Boden an. Ihre Moleküle bewegen sich in allen Richtungen und prallen hie und da mit anderen Molekülen zusammen, können aber trotzdem beträchtliche Höhen erreichen. So findet man den Sauerstoff auch noch am Mount Everest, obwohl er schwerer ist als sein Konkurrent Stickstoff. Dort oben findet man auch noch Kohlendioxidmoleküle, die aus dem Meer entwichen sind! Gase vermischen sich. Dass schwere Gase eher unten anzutreffen sind, ist eine Folge der Tatsache, dass die kleinere Durchschnittsgeschwindigkeit ihren Molekülen nur bescheidenere Höhenflüge erlaubt.

Heute ist die Temperatur als Maß für die durchschnittliche Bewegungsenergie der Teilchen eines Körpers definiert. Das gilt für alle Aggregatzustände. Es ist sinnlos, von einer Temperatur des Vakuums (z.B. Weltraum) zu sprechen.