



Die Verteilung der Molekülgeschwindigkeiten eines Gases bei zwei Temperaturen, wobei $T_2 > T_1$ ist. Die Fläche $f(v)dv$ ist gleich dem Anteil der Moleküle, deren Geschwindigkeiten im engen Intervall dv bei der Geschwindigkeit v liegen. Die mittlere Geschwindigkeit $\langle v \rangle$ und die quadratisch gemittelte Geschwindigkeit v_{rms} sind etwas größer als die wahrscheinlichste Geschwindigkeit v_{max} .

Die Maxwell-Boltzmann-Verteilung kann mit Methoden der statistischen Mechanik ermittelt werden. Es sei hier aber nur die Lösung angegeben

$$f(v) = \frac{4}{\sqrt{\pi}} \left(\frac{m}{2kT} \right)^{3/2} v^2 e^{-mv^2/(2kT)}$$

Sie hat ihr Maximum bei der Geschwindigkeit

$$v_{\text{max}} = \sqrt{\frac{2kT}{m}}$$

Die Energieverteilungsfunktion lautet

$$f(W) = \frac{4}{\sqrt{\pi}} \left(\frac{m}{2kT} \right)^{3/2} \left(\frac{2}{m} \right)^{1/2} \frac{1}{m} W^{1/2} e^{-W/kT}$$

durch Vereinfachen erhält man die übliche Schreibweise der Maxwell-Boltzmann-Energieverteilung, die proportional zu $\sqrt{W} e^{-W/kT}$ ist:

$$f(W) = \frac{2}{\sqrt{\pi}} \left(\frac{1}{kT} \right)^{3/2} W^{1/2} e^{-W/kT}$$

DIE VAN-DER-WAALS-GLEICHUNG

Die meisten Gase zeigen bei Atmosphärendruck ideales Verhalten. Von diesem weichen sie aber bei steigendem Druck oder fallender Temperatur immer stärker ab, weil die Gasdichte zunimmt und die Teilchen im Mittel nicht mehr sehr weit voneinander entfernt sind. Die Van-der-Waals-Gleichung ist eine Zustandsgleichung, die das Verhalten vieler realer Gase über weite Druckbereiche besser beschreibt als die Zustandsgleichung für ideale Gase. Für n Mole eines Gases lautet sie

$$\left(p + \frac{an^2}{V^2} \right) (V - bn) = nRT$$

Die Konstante b rührt daher, daß die Gasmoleküle nicht punktförmig sind, sondern eine endliche Ausdehnung, also ein Eigenvolumen haben. Dadurch ist das für ihre Bewegung verfügbare Volumen kleiner als bei der idealen Beschreibung. Die Größe b ist gleich dem Volumen aller Moleküle eines Mols des betreffenden Gases.

Der Term an^2/V^2 berücksichtigt die gegenseitige Anziehung der Gasmoleküle. Die Konstante a hängt von der Art des Gases ab und ist klein für Edelgase, deren Moleküle nur geringe Anziehungskraft aufeinander ausüben. Mit zunehmendem Volumen bzw. abnehmender Dichte

werden diese Terme bn und an^2 / V^2 kleiner, und die Gleichung geht schließlich in die Zustandsgleichung für ideale Gase über.