

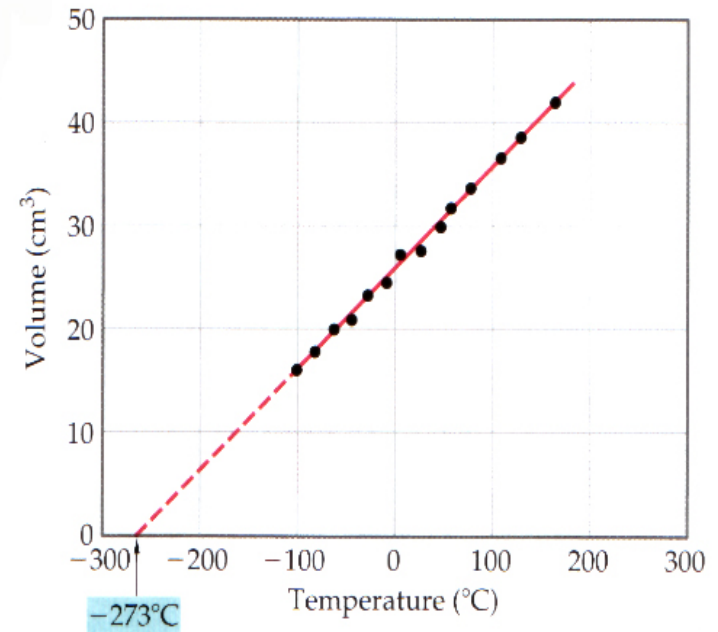
Die Gasgesetze

Die Beziehung zwischen Volumen und Temperatur
(Gesetz von J.-L. Gay-Lussac und J. Charles):

$$V = \text{const.} \cdot T \quad \text{oder} \quad V/T = \text{const.}$$

const. hängt von p und Gasmenge ab.

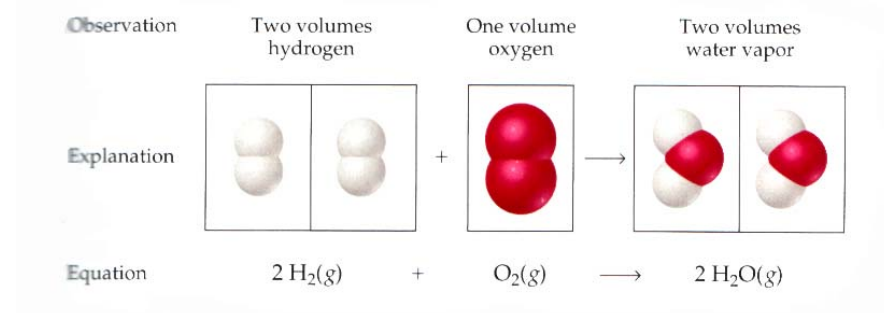
Die extrapolierte Linie schneidet die Temperaturskala bei -273°C ($-273.15^\circ\text{C} \equiv 0 \text{ K}$). Die Bedingung, dass das Gas bei dieser Temperatur ein Volumen von 0 hat wird nie erreicht, weil die Gase vorher verflüssigen oder verfestigen.



Die Gasgesetze




Die Beziehung zwischen Volumen und Gasmenge (Gesetze von J. L. Gay-Lussac und A. Avogadro):

Gesetz zur Kombination von Volumina:
 bei const. p und T reagieren die Volumina von Gasen im Verhältnis kleiner, ganzer Zahlen (Gay-Lussac).



Hypothese von Avogadro: Gleiche Volumina von Gasen enthalten bei const. T und p die gleiche Anzahl von Molekülen (Molen n), d.h. das Volumen ist direkt proportional der Molzahl n dieses Gases.

$$V = \text{const.} \cdot n$$

			
Volume	22.4 L	22.4 L	22.4 L
Pressure	1 atm	1 atm	1 atm
Temperature	0°C	0°C	0°C
Mass of gas	4.00 g	28.0 g	16.0 g
Number of gas molecules	6.02×10^{23}	6.02×10^{23}	6.02×10^{23}

Die ideale Gasgleichung

Die Kombination der vorhin diskutierten Gesetzmäßigkeiten liefert die **ideale Gasgleichung**:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

R: universelle Gaskonstante (ihr Wert und ihre Dimension hängt von den Dimensionen des Druckes ab):

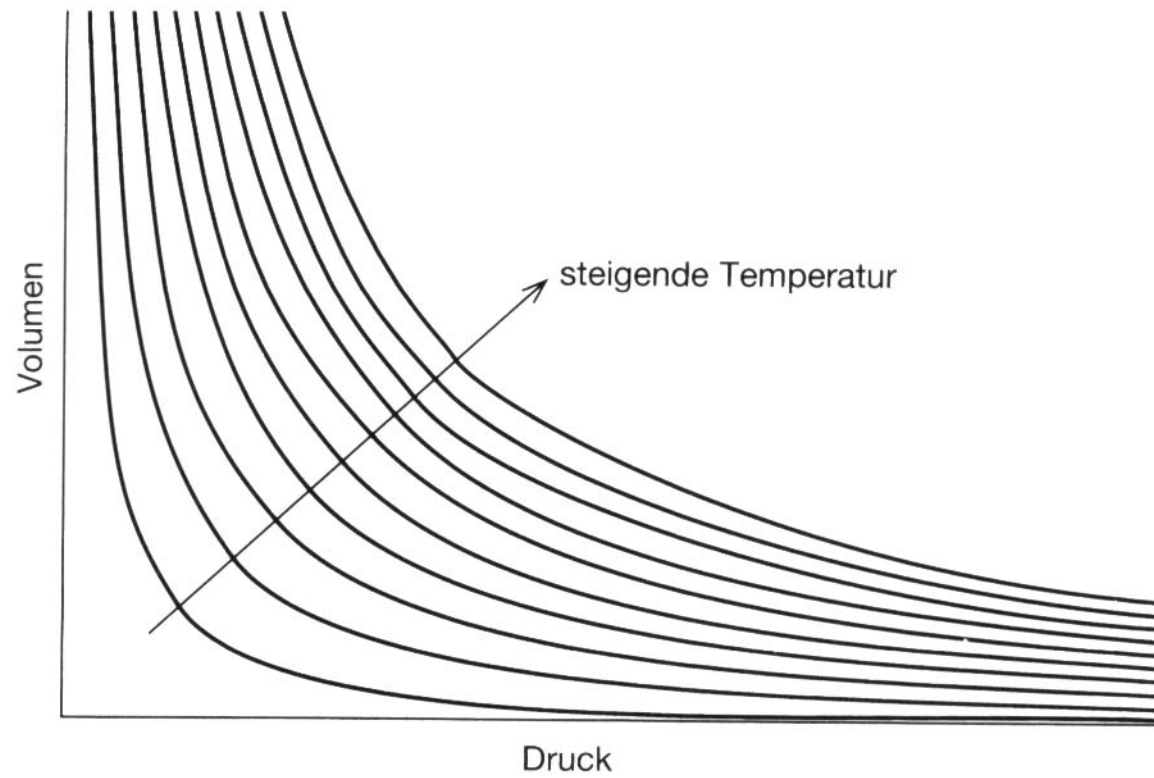
J/molK	8.314
Latm/molK	0.08206
cal/molK	1.987

Für 1 Mol eines idealen Gases bei 1 atm Druck und einer Temperatur von 0°C (273.15 K) errechnet sich ein Volumen von 22.41 L. Diese Bedingungen sind die Standard Temperatur und Druck (**STP**) Bedingungen.

Die Annahme eines **idealen Gases** beruht auf einem **vernachlässigbaren Eigenvolumen der Moleküle** und **vernachlässigbaren Wechselwirkungen der Moleküle**.

Die Abweichungen für reale Gase sind allerdings in der Praxis oft so gering, dass für viele Arbeiten die ideale Gasgleichung eingesetzt werden kann.

Die graphische Darstellung der idealen Gasgleichung



Ideale Gasgleichung/Dichte/Molmasse

Die Dichte ρ einer Substanz/eines Gases ist $\rho = m/V$

Die ideale Gasgleichung kann umgeformt werden:

$$\frac{n}{V} = \frac{p}{R * T} \quad \longrightarrow \quad \frac{n * M}{V} = \frac{p * M}{R * T} \quad \text{M = Molmasse}$$

$$\rho = \frac{p * M}{R * T} \quad \longrightarrow \quad M = \frac{\rho * R * T}{p}$$

Abhängigkeit der
Dichte eines Gases

Molmasse kann aus der Dichte
eines Gases bestimmt werden

Gasmischungen und Partialdrucke

J. Dalton: Der Gesamtdruck einer Gasmischung entspricht der Summe der Drucke, den jedes Gas ausüben würde, wenn es allein in dem Behälter vorläge.

Der Druck den eine Komponente einer Gasmischung ausübt, wird der **Partialdruck** genannt.

Wenn p der Gesamtdruck ist und $p_1, p_2, p_3 \dots$ die Partialdrucke sind dann lautet das **Gesetz von Dalton:**

$$p = p_1 + p_2 + p_3 + \dots$$

Diese Gleichung impliziert, dass sich jedes Gas in einer Mischung unabhängig von den anderen Gasen verhält. Dabei seien $n_1, n_2, n_3 \dots$ die Molzahlen der einzelnen Gaskomponenten (d.h. $n = n_1 + n_2 + n_3 + \dots$).

Wenn jede Gaskomponente der idealen Gasgleichung gehorcht:

$$p_1 = n_1 \left(\frac{R * T}{V} \right) \quad p_2 = n_2 \left(\frac{R * T}{V} \right) \quad \dots$$

$$\longrightarrow p = (n_1 + n_2 + n_3 + \dots) \frac{R * T}{V} = n * \left(\frac{R * T}{V} \right)$$

d.h. der Gesamtdruck eines Gases (bei $T, V = \text{konst.}$) wird von der Gesamt-Molzahl (unabhängig ob Reingas oder Gasmischung) bestimmt.

Partialdrucke und Stoffmengenanteile

Weil sich die Gase in einer Mischung unabhängig voneinander verhalten, kann die Gasmenge einer Komponente auf ihren Partialdruck bezogen werden:

$$\frac{p_1}{p} = \frac{n_1 * R * T / V}{n * R * T / V} = \frac{n_1}{n} \quad \frac{n_1}{n} = x_1 \quad \text{Stoffmengenanteil (Molenbruch) der Komponente 1}$$

$$p_1 = \left(\frac{n_1}{n}\right) p = x_1 * p$$

Der Partialdruck eines Gases in einer Mischung ist das Produkt aus Stoffmengenanteil und Gesamtdruck.

**Der Stoffmengenanteil von Stickstoff (N₂) in Luft ist 0.78 (78% der Moleküle).
Wenn der Gesamtdruck 760 Torr ist, dann ist der**

$$\text{Partialdruck von N}_2 \text{ in Luft} = 0.78 * 760 \text{ Torr} = 590 \text{ Torr}$$

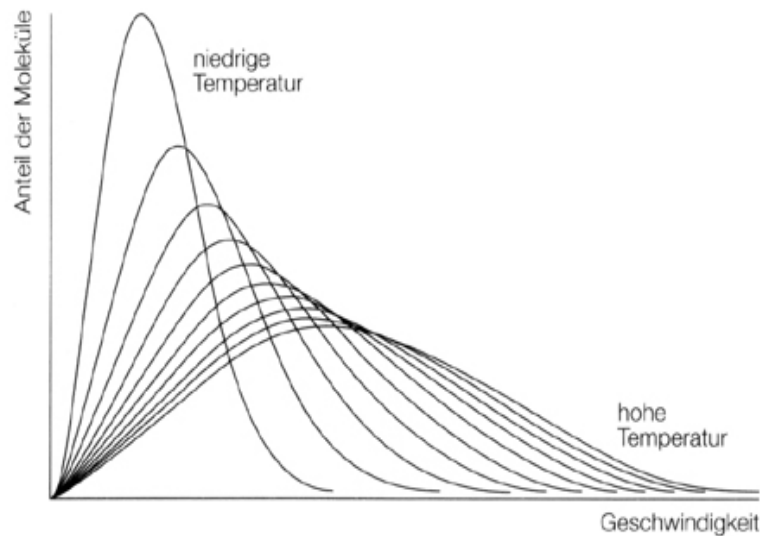
Die Geschwindigkeit von Gasmolekülen

Der Druck eines Gase kann auf Basis der **molekularkinetischen Theorie** hergeleitet werden. Dabei wird angenommen, dass sich die Gasmoleküle in einem Behälter mit einer bestimmten Geschwindigkeit u bewegen und der Druck auf die Behälterwand wird als Folge der Kraft, die beim Stoss der Moleküle auf die Behälterwand auftritt interpretiert.

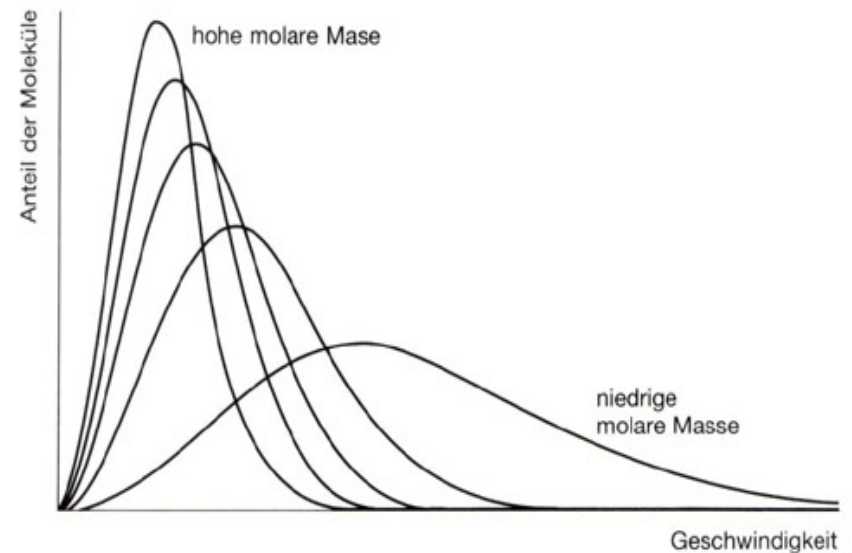
Es kann gezeigt werden, dass die Geschwindigkeit u von Gasmolekülen mit folgender Gleichung beschrieben werden kann:

$$u = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

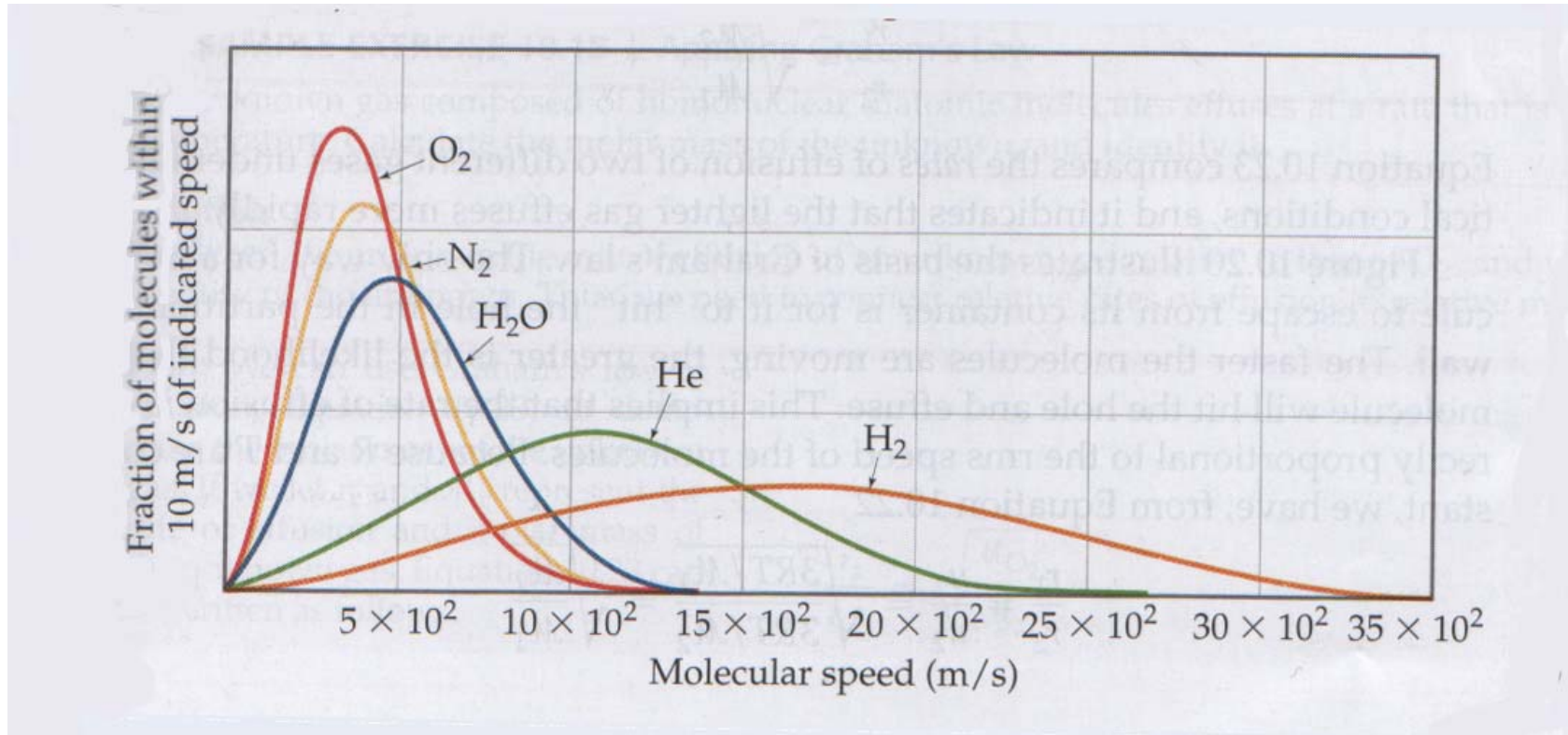
Temperaturabhängigkeit



Massenabhängigkeit



Geschwindigkeit verschiedener Gasmoleküle bei 25°C



Auf der Basis dieser Kenntnisse formulierte T. Graham das Effusionsgesetz für Gase: die Effusionsgeschwindigkeiten r_1 und r_2 zweier Gase sind unter identischen Bedingungen direkt proportional den Geschwindigkeiten der Gasmoleküle u_1 und u_2 .

$$\frac{r_1}{r_2} = \frac{u_1}{u_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

Abweichungen vom idealen Gasverhalten: van der Waals

Ingenieure und Wissenschaftler, die mit Gasen bei hohen Drucken arbeiten, können die ideale Gasgleichung oft nicht zur Vorhersage der p/V -Eigenschaften verwenden, weil die Abweichungen zu groß sind.

Das Ausmaß der Abweichung eines Realgases vom Idealverhalten kann man sehen, wenn die ideale Gasgleichung umgeformt wird:

$$\frac{pV}{RT} = n$$

Für 1 Mol eines Idealgases ist $n=1$ und die Größe pV/RT sollte bei allen Drucken 1 sein. In der untenstehenden Abbildung ist pV/RT für 1 Mol Stickstoff-Gas bei verschiedenen Temperaturen gegen den Druck p aufgetragen. Daraus ist erkennbar, dass die Abweichungen vom Idealverhalten mit fallender Temperatur größer werden.

