

Ausdehnung von Gasen

Eine besondere Bedeutung hat die Größe „Druck“ auch bei der Ausdehnung von Gasen. Im Gegensatz zu festen Stoffen und Flüssigkeiten, bei denen eine Volumenänderung meist auf einer Änderung der Temperatur und nicht des Druckes beruht (z. B. Flüssigkeitsthermometer), ist bei Gasen das Volumen, welches sie einnehmen, auch abhängig vom äußeren Druck. So lässt sich beispielsweise die in einer Fahrradluftpumpe eingeschlossene Luft bis zu einem gewissen Grad problemlos komprimieren.

Bei der Wärmeausdehnung von Gasen wirken also drei Parameter:

Volumen, Druck, Temperatur

Versuche zu der Abhängigkeit jeweils zweier Parameter voneinander, bei denen man den dritten Parameter konstant gehalten hat, führten zu den nachfolgenden Gesetzmäßigkeiten. Hierbei kennzeichnen die Abkürzungen p_1 , V_1 , T_1 den Druck, das Volumen und die Temperatur vor der Zustandsänderung und p_2 , V_2 , T_2 die gleichen Größen nach abgeschlossener Zustandsänderung. Wichtig in diesem Zusammenhang ist, dass hier die Temperatur in der Einheit Kelvin (Einheitenzeichen: K) verwendet werden muss. Zur Umrechnung von °C in Kelvin gilt:

Umrechnung von °C in K:

$$T = \vartheta \cdot \frac{K}{^{\circ}C} + 273 K$$

mit

T : Temperatur in Kelvin

ϑ : Temperatur in Grad Celsius

Isobare Zustandsänderung:

Für konstanten Druck ($p = \text{const.}$) gilt ¹⁾:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Isotherme Zustandsänderung:

Für konstante Temperatur ($T = \text{const.}$) gilt ²⁾:

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$$

¹⁾ Gay-Lussacsches-Gesetz

²⁾ Boyle-Mariottesches Gesetz

Isochore Zustandsänderung:

Für konstantes Volumen ($V = \text{const.}$) gilt ¹⁾:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

Diese drei Beziehungen können zu einem allgemeineren Gesetz²⁾ zusammengefasst werden:

Allgemeines Gasgesetz:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Aufgabe:

Eine Pressluftflasche mit einem Fassungsvermögen von $V = 6 \text{ l}$ enthält Pressluft unter einem Druck von $p = 290 \text{ bar}$ bei einer Temperatur von $\vartheta_1 = 5^\circ\text{C}$. Um welchen Betrag erhöht sich der Druck, wenn das Gas durch Sonneneinstrahlung auf $\vartheta_2 = 32^\circ\text{C}$ erwärmt wird?

1. Schritt: Umrechnung der Temperaturen in Kelvin

$$\vartheta_1 = 5^\circ\text{C} : \quad T_1 = 5^\circ\text{C} \cdot \frac{\text{K}}{^\circ\text{C}} + 273 \text{ K} = 278 \text{ K}$$

$$\vartheta_2 = 32^\circ\text{C} : \quad T_2 = 32^\circ\text{C} \cdot \frac{\text{K}}{^\circ\text{C}} + 273 \text{ K} = 305 \text{ K}$$

2. Schritt: Einsetzen in die Gasgleichung

$$V = \text{const.} : \quad \frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \quad \Leftrightarrow \quad p_2 = \frac{p_1 \cdot T_2}{T_1}$$

$$p_2 = \frac{290 \text{ bar} \cdot 305 \text{ K}}{278 \text{ K}} = 318,16 \text{ bar}$$

Der Druck erhöht sich um $\Delta p = p_2 - p_1 = 318,16 \text{ bar} - 290 \text{ bar} = 28,16 \text{ bar}$

¹⁾ ebenfalls nach Gay-Lussac benanntes Gesetz

²⁾ Diese Gesetzmäßigkeit wird auch als Boyle-Gay-Lussacsches Gesetz bezeichnet. Sie gilt strenggenommen nur für ideale Gase. Dem idealen Gas werden zwei Eigenschaften zugeschrieben:

1.) Die Gasmoleküle sind Massepunkte und haben daher kein Eigenvolumen.

2.) Die Gasmoleküle üben keine Anziehungskräfte aufeinander aus.

Reale Gase und Gasgemische nähern sich einem idealen Gas an, je weiter sie von ihrem Verflüssigungspunkt entfernt sind. Das Gasgemisch Luft kommt diesem idealen Gaszustand bereits unter Normalbedingungen

($\vartheta = 0^\circ\text{C}$; $p = 101325 \text{ Pa}$) sehr nahe.