

Die thermische Zustandsgleichung des idealen Gases

Wir betrachten nun eine *feste, unveränderliche* Menge idealen Gases (abgeschlossenes System) bei Veränderung aller **drei Zustandsgrößen** p, V und J .

Dazu stellen wir uns vor, dass zunächst die Temperatur des Gases bei gleichbleibendem Volumen eine Veränderung erfährt und danach bei gleichbleibender Temperatur das Volumen.

Für den ersten Vorgang gilt:

$$p_T = p_0(1 + g \cdot J).$$

Für die darauf folgende Volumenänderung von V_0 auf V bei konstant gehaltenen Temperatur T , bei der sich der Druck nochmals von p_T auf p verändert, gilt das

Bole-Mariottsche Gesetz:

$$p_T \cdot V_0 = p \cdot V.$$

Setzt man hier für p_T den vorher gefundenen Ausdruck ein, so folgt:

$$pV = p_0V_0(1 + g \cdot J).$$

Mit $g = \frac{1}{273,15K}$ und Einführung der absoluten Temperatur $T = (J + 273,15)K$ erhalten wir:

$$\frac{pV}{T} = \frac{p_0 \cdot V_0}{T_0} \quad (\text{thermische Zustandsgleichung des idealen Gases}).$$

Für jede gegebene Gasmenge ist das Produkt aus dem Druck und dem Volumen, dividiert durch die absolute Temperatur, konstant.

Nach einem von AVOGADRO gefundenem Gesetz nimmt 1mol eines jeden Gases unter Normalbedingungen das gleiche Volumen ein, nämlich:

$$V_{mol} = 22,4138 \cdot 10^{-3} \frac{m^3}{mol} \quad (\text{molares Volumen des idealen Gases}).$$

Bezogen auf 1mol idealen Gases errechnet sich mit den angegebenen Werten für p_0, V_0 und T_0 der mit R bezeichnete Quotient zu:

$$R = \frac{p_0 \cdot V_{mol(0)}}{T_0} = 8,31441 \frac{J}{mol \cdot K} \quad (\text{allgemeine Gaskonstante}).$$

Damit nimmt die **Zustandsgleichung** die Form: $pV_{mol} = R \cdot T$ oder wenn wir uns auf $\{n\}$ Mole eines Gases beziehen:

$$p \cdot V = nRT.$$