

Stoffmenge

Mol und Avogadro-Zahl

Gesetz von Avogadro: Bei gleichem Druck und gleicher Temperatur enthalten verschiedene Gase im gleichen Volumen gleich viele Teilchen.

Definition: das Mol

Ein Mol ist die Zahl der Teilchen in 12 g des Kohlenstoffnukleides ^{12}C .

Experiment Bei einer Gasentladung lässt sich die Stromstärke messen und die Massenanlagerung an der Elektrode. Dies gibt Aufschluss über die Anzahl Teilchen in einer bestimmten Stoffmenge. Die Messung ergibt:

$$1 \text{ mol} \equiv 6.0221367 \cdot 10^{23} \text{ Teilchen}$$

Definition: Avogadro-Zahl

Die Avogadro-Zahl N_A gibt die Anzahl der Teilchen in einem Mol einer Substanz an.

$$\text{Avogadro-Zahl} = N_A = 6.0221367 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Definition: Stoffmenge (oder Mol-Zahl)

$$\text{Stoffmenge} = n = \text{Anzahl Mol}$$

$$\text{Einheit: } [n] = \text{mol}$$

Die Teilchenzahl N einer festen Stoffmenge lässt sich bei bekannter Molzahl mit folgender Formel berechnen:

$$\text{Teilchenzahl} = N = n \cdot N_A,$$

$$\text{Einheit: } [N] = \text{mol} \cdot \text{mol}^{-1} = 1$$

Beispiele

- 1 mol Eisen hat N_A Eisenatome.
- 1 mol Sauerstoff hat N_A O_2 -Moleküle.
- 1 mol Kochsalz hat N_A Na^+ und N_A Cl^- -Ionen.

Molmasse

Definition: Molmasse

Die Molmasse (auch molare Masse genannt) M ist die Masse von 1 mol eines Stoffes.

$$\text{Einheit: } [M] = \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Im Periodensystem entspricht die Massenzahl der Molmasse M in g/mol.

Rechnungsbeispiele

- Wie gross ist die Molmasse von Eisen?
- Wie gross ist die Molmasse von Wasser?
- Wie gross ist die Molmasse von Luft?

Stoffmasse

Die Stoffmasse lässt sich bei bekannter Molzahl wie folgt berechnen:

$$\text{Stoffmasse} = m = n \cdot M, \quad \text{Einheit: } [m] = \text{mol} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1} = \text{kg}$$

Die atomare Masseneinheit u (engl: amu) wird häufig in der Chemie verwendet: $1 \text{ u} = 1.6605402 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

Rechnungsbeispiel

Wie viele mol Salz befinden sich in einem Teelöffel?

Teilchenmasse

Die Teilchenmasse lässt sich bei bekannter Molzahl wie folgt berechnen:

$$\text{Teilchenmasse} = m_T = \frac{M}{N_A}, \quad \text{Einheit: } [m_T] = \text{kg} \cdot \text{mol} \cdot \text{mol}^{-1} = \text{kg}$$

Rechnungsbeispiel

Wie schwer ist ein Heliumatom?

Normalbedingungen

Manchmal werden Versuche unter ganz speziellen Bedingungen durchgeführt. Diese Bedingungen sind oft nur mit erheblichem Aufwand im Labor realisierbar. Gewisse Größen wie Gasdichten werden unter diesen Bedingungen ermittelt und tabelliert (siehe FoTa).

Definition: Normalbedingungen

$$\begin{aligned} p_n &= 101'325 \text{ Pa} \\ T_n &= 273.15 \text{ K} \end{aligned}$$

Das Index n steht für Normalbedingungen. Bei Normalbedingungen nimmt ein mol eines Gases das Molvolumen V_M ein (Avogadro Messung): $V_M = 22.4 \text{ l/mol}$ (für jedes Gas gleich). Bei konstanter Stoffmenge n eines Gases gilt das Volumen bei Normalbedingungen: $V_n = n \cdot V_M$.

Zustandsgleichung für ideale Gase

Mit diesen Angaben lässt sich nun die Konstante, welche das Verhalten von p , V und T eines Gases beschreibt bestimmen.

$$\frac{p \cdot V}{T} = \text{konst.} = \frac{p_n \cdot V_n}{T_n} = n \cdot \frac{p_n \cdot V_M}{T_n}$$

Definition: Universelle Gaskonstante

$$R = \frac{p_n \cdot V_M}{T_n} = 8.314510 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Jetzt lässt sich die für alle **ideale Gase** geltende Gasgleichung formulieren.

Definition: Universelle Gasgleichung (Zustandsgleichung für ideale Gase)

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

wobei p der Gasdruck (in Pa), V das Gasvolumen (in m^3), T die absolute Gastemperatur (in K) und n die Stoffmenge (in mol) ist.

R ist die universelle (oder allgemeine) Gaskonstante ($= 8.314510 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$).