

Kapitel 10 - Gase

Gase bestehen aus räumlich weit voneinander getrennten Atome/Moleküle in schneller Bewegung

Druck

- Kraft pro Fläche in Pa(scal) oder bar
- Normdruck = 760mm = 101,325 KPa = 1,01325 bar = 1 atm
- Messung des Atmosphärendrucks durch Barometer, des Druckes in einem Behälter durch Manometer

Das ideale Gasgesetz

$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$; p = Druck; V = Volumen; n = Stoffmenge; T = Temperatur; R = ideale Gaskonstante

$$R = 8,3145 \frac{J}{mol \cdot K} = 8,3145 \frac{Pa \cdot m^3}{mol \cdot K}$$

Ideales Gas

Hypothetisches Gas, das unter allen Bedingungen die Gleichung exakt erfüllt, d.h. ein Gas, das die Voraussetzungen der kinetischen Gastheorie (s.u.) erfüllt.

Spezialfälle

Avogadro-Gesetz

Gleiche Volumina beliebiger Gase enthalten bei gleicher Temperatur und gleichem Druck die gleiche Anzahl von Molekülen

→ Eine gleich große Anzahl von Molekülen zweier Gase beansprucht das gleiche Volumen: Ein Mol Gas besteht aus 6.022×10^{23} Molekülen bei einem Volumen von 22,414 Litern = Molvolumen unter Normbedingungen

$$d = \frac{M}{V_m}; d = \text{Dichte}; M = \text{Molmasse}; V_m = \text{Molvolumen}; \text{Normbedingungen}; n = 1 \text{ Mol}$$

Boyle-Mariotte-Gesetz

Das Volumen eines Gases ist umgekehrt proportional zum Druck

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2; n, T = \text{const.}$$

Gay-Lussac-Gesetze

Temperaturerhöhung um 1°C = Volumendehnung um $\frac{1}{273}$ des Volumens, das bei 0°C

eingenommen wird und Druckerhöhung um $\frac{1}{273}$ des Druckes, der bei 0°C geherrscht hat.

$$V = k \cdot T; n, p = \text{const.}$$

$$p = k' \cdot T; n, V = \text{const.}$$

k, k' = Proportionalitätskonstanten; T in Kelvin ($0 \text{ K} = -273,15^\circ\text{C}$)

Wenn $n = \text{const.}$:

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

Die kinetische Gastheorie

- Teilchen mit im Vergleich zum Gesamtvolumen vernachlässigbarem Volumen und untereinander vernachlässigbaren Anziehungskräften sind im Raum verteilt und befinden sich in ständiger, schneller & geradliniger Bewegung; bei Zusammenstößen mit anderen Teilchen oder der Gefäßwand kann Energie von einem Teilchen auf ein anderes übergeben werden, es geht jedoch insgesamt keine kinetische Energie verloren.
- Der Druck eines Gases entsteht durch die Kollision von Teilchen mit der Gefäßwand.
- Mehr Teilchen pro Volumeneinheit → Mehr Kollisionen → Höherer Druck
- Verkleinerung des Volumens → Erhöhung der Teilchen pro Volumeneinheit → höherer Druck
- Höhere Temperatur → höhere Geschwindigkeit der Teilchen → heftigere Kollisionen → höherer Druck
- Das ideale Gasgesetz kann aus der kinetischen Gastheorie hergeleitet werden (siehe Mortimer).
- Die Temperatur ist die Größe, die der mittleren kinetischen Energie eines Teilchens eines Gases proportional ist.

Das Dalton-Gesetz der Partialdrücke

- In Gemischen von Gasen, die nicht miteinander reagieren, setzt sich der Gesamtdruck p aus den Partialdrücken der einzelnen Komponenten zusammen.
- Der Partialdruck ist der Druck, den die Komponente ausüben würde, wenn sie als einziges Gas in gleicher Menge im gleichem Volumen vorhanden wäre.
- Dies kommt u.a. deswegen zustande, da sich zwischen den Gasteilchen soviel Volumen befindet, dass weitere (andere) Teilchen eingeschoben werden können, ohne dass Anziehung, Druckänderung o.ä. stattfindet.
- Die Temperatur wird durch Mischen zweier Gase also nicht verändert.

Stoffmengenanteil bzw. Molenbruch eines Gases A in einem Gemisch mit Gas B:

$$x(A) = \frac{n(A)}{n(A) + n(B)} ; x(A) + x(B) = 1$$

Partialdruck:

$$p(A) = \frac{n(A)}{n(A) + n(B)} \cdot p = x(A) \cdot p \quad (x = \text{Stoffmengenanteil}; p = \text{Gesamtdruck})$$

Auffangen von Gasen:

Gas wird in ein nach unten offenes und mit Wasser gefülltes Gefäß eingeleitet → Gas verdrängt Wasser und vermischt sich mit Wasserdampf → Partialdruck des Gases = Atmosphärendruck - Partialdruck des Wasserdampfes

Molekülgeschwindigkeiten

Diffusion = Vermischung zweier Gase

Bei Normbedingungen erfährt ein H₂-Molekül pro Sekunde $1,4 \times 10^{10}$ Stöße, die mittlere freie Weglänge zwischen zwei Stößen beträgt $0,13 \mu\text{m}$

Aus der kinetischen Gastheorie und dem idealen Gasgesetz lässt sich auch folgende Gleichung herleiten:

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

v ist die Wurzel aus dem mittleren Geschwindigkeitsquadrat. Dies ist die Geschwindigkeit eines Moleküls, dessen kinetische Energie dem Mittelwert der kinetischen Energien aller Moleküle im Gas entspricht und ist nicht identisch mit dem Mittelwert der Geschwindigkeiten aller Moleküle (d.h. der Mittelwert aller Werte v^2 ist nicht gleich dem Quadrat des Mittelwertes aller Werte v).

Durch die zahlreichen Kollisionen unterliegen die Teilchen eines Gases ständigen Richtungs- & Geschwindigkeitsänderungen; die statistische Verteilung der Geschwindigkeiten in einem Gas heißt Maxwell-Boltzmann-Geschwindigkeitsverteilung, sie besagt, dass die Anzahl der Teilchen für $v \rightarrow 0$ und für $v \rightarrow \infty$ gegen 0 geht und sich dazwischen ein Maximum befindet. Bei Erhöhung der Temperatur wird die Verteilung flacher und dehnt sich in den Bereichen höherer Teilchengeschwindigkeit aus. Eine ähnliche Verteilungskurve lässt sich auch für die kinetische Energie aufstellen, diese ist jedoch von der Teilchenmasse unabhängig.

Das Graham-Effusionsgesetz

Aus der kinetischen Gastheorie kann hergeleitet werden:

$$\frac{v_A}{v_B} = \sqrt{\frac{M(B)}{M(A)}}; v_A = \text{Geschwindigkeit eines Teilchens des Gases A mit mittlerer kinetischer Energie}$$

Wenn zwei Behälter mit einer gleichartigen, sehr kleinen Öffnung jeweils ein Gas unter gleichen Bedingungen enthalten, strömt Gas durch diese Öffnung aus, dieser Vorgang nennt sich Effusion. Die mittlere kinetische Energie der Moleküle der beiden Gase ist gleich.

Effusionsgeschwindigkeit r = Ausströmende Gasmenge pro Zeiteinheit = Zahl der Moleküle, die pro Zeiteinheit in ihrer Bewegung die Öffnung treffen, sie ist abhängig von der Molekülgeschwindigkeit, d.h. von der Temperatur und von der Molmasse. Die Molmasse ist proportional zur Dichte.

$$\frac{r_A}{r_B} = \frac{v_A}{v_B} = \sqrt{\frac{M(B)}{M(A)}} = \sqrt{\frac{d_B}{d_A}}$$

Dies kann zur Trennung von Isotopen angewandt werden, da auch leichtere Isotope eine höhere Effusion haben.

Auch die Wärmeleitfähigkeit und die Schallgeschwindigkeit hängen mit der Molekülgeschwindigkeit zusammen, ausserdem sind diese beiden umso größer, desto geringer die molare Masse ist.

Reale Gase

Reale Gase sind Gase unter ungewöhnlichen Temperatur- und/oder Druckbedingungen

Der Kompressibilitätsfaktor $\frac{p \cdot V}{R \cdot T}$ beträgt bei idealen Gasen = 1 mol; bei realen

Gasen ist er 1 mol

Es gibt zwei Gründe für die deutliche Abweichung der realen Gase vom Kompressibilitätsfaktor idealer Gase:

1. Laut der kinetischen Gastheorie gibt es keine Anziehungskräfte zwischen den Molekülen von Gasen, diese müssen jedoch vorhanden sein, da sonst eine Verflüssigung nicht möglich wäre.
Durch erhöhten Druck machen sich diese Anziehungskräfte stärker bemerkbar und bewirken so eine Verringerung des Volumens gegenüber dem entsprechendem Volumen bei idealen Gasen, dies führt zu Werten < 1 .
2. Laut der kinetischen Gastheorie haben einzelne Moleküle keinen Raumbedarf, deswegen wäre das Gasvolumen bei $T = 0K$ auch 0 (durch das fehlen der Bewegung).
Durch erhöhten Druck werden die Abstände zwischen den Molekülen verringert, die Molekülvolumen selbst können jedoch nicht verringert werden, das tatsächliche Gasvolumen gegenüber dem entsprechendem Volumen bei idealen Gasen steigt also, dies führt zu Werten > 1 .

Welcher dieser beiden Effekte dominiert, hängt von den experimentellen Bedingungen ab.

Das ideale Gasgesetz wird bei einem Gas bei abnehmendem Druck und gleichzeitig zunehmender Temperatur zunehmend erfüllt.

Die durch diese Erkenntnisse modifizierte Zustandsgleichung ist die Van-der-Waals-Gleichung:

$$\left(p + \frac{n^2 \cdot a}{V^2} \right) \cdot (V - n \cdot b) = n \cdot R \cdot T ; a, b = \text{Van-der-Waals-Konstanten};$$

die Einheit von a ist $\frac{kPa \cdot L^2}{mol^2}$, die Einheit von b ist $\frac{L}{mol}$

- $\frac{n^2 \cdot a}{V^2}$ repräsentiert die zwischenmolekularen Anziehungskräfte und die Zahl der Wechselwirkungen zwischen den Molekülen; die Kollisionen mit der Gefäßwand werden durch die Anziehungskräfte geschwächt.
- $n \cdot b$ repräsentiert den Volumenanteil der nicht kompressiblen Moleküle

Verflüssigung von Gasen

Die intermolekularen Anziehungskräfte wirken wie eine klebrige Oberfläche der Moleküle. In einem Gas können diese jedoch aufgrund der hohen Geschwindigkeit und der hohen Zahl an Stößen nicht aneinander haften bleiben. Durch Absenkung der Temperatur oder Erhöhung des Druckes kann dies kompensiert werden. Es folgt eine Abweichung vom idealen Verhalten bis hin zur Verflüssigung.

- Die kritische Temperatur ist die Temperatur, oberhalb derer sich ein Gas nicht mehr verflüssigen lässt, unabhängig von der Menge des aufgewendeten Drucks, sie repräsentiert die Stärke der intermolekularen Anziehungskräfte eines Stoffes.
- Der kritische Druck ist der Mindestdruck, der aufgewandt werden muss, um ein Gas bei kritischer Temperatur zu verflüssigen.

Joule-Thomson-Effekt

Verringerung des Drucks eines komprimierten Gases → Expansion (Arbeit gegen die intermolekularen Anziehungskräfte) und Abkühlung (Notwendige Arbeit für Expansion wird der kinetischen Energie entnommen).

→ Nutzung dieses Effekts zur Herstellung von flüssigen Gasen