



Physik kompakt

1 Gase

(Ideales Gasgesetz)

<u>Boyle-Mariotte</u>	<u>Gay-Lussac</u>	<u>Avogadro</u>
$p \cdot V = \text{konst.}$ (konstante T, n)	$V/T = \text{konst.}$ (konstante p, n)	$V/n = \text{konst.}$ (konst. p, T)

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

p = Druck in Pa
 V = Volumen in m³
 n = Stoffmenge in mol
 R = allgemeine Gaskonstante (8,314 J/mol·K)
 T = Temperatur in Kelvin
 $0^\circ\text{C} = 273,15\text{K}$

Ideale und reale Gase

Als **ideales Gas** bezeichnet man eine **idealisierte Modellvorstellung** eines realen Gases, bei dem man annimmt, dass die Atome oder Moleküle kein Eigenvolumen haben und keine Wechselwirkung untereinander zeigen (wie beispielsweise die Auswirkung von Temperaturänderungen etc..) Obwohl dies eine starke Vereinfachung darstellt, lassen sich so Prozesse, die für das Tauchen relevant sind, leicht(er) verstehen und leicht anwendbar (für Anwendungen beim Tauchen) mathematisch beschreiben.

Merke: Gleiche Volumina **idealer** Gase enthalten bei **gleichem Druck** und **gleicher Temperatur gleich viele Moleküle** (Satz von Amedeo Avogadro)

1.1 Ideales Gasgesetz

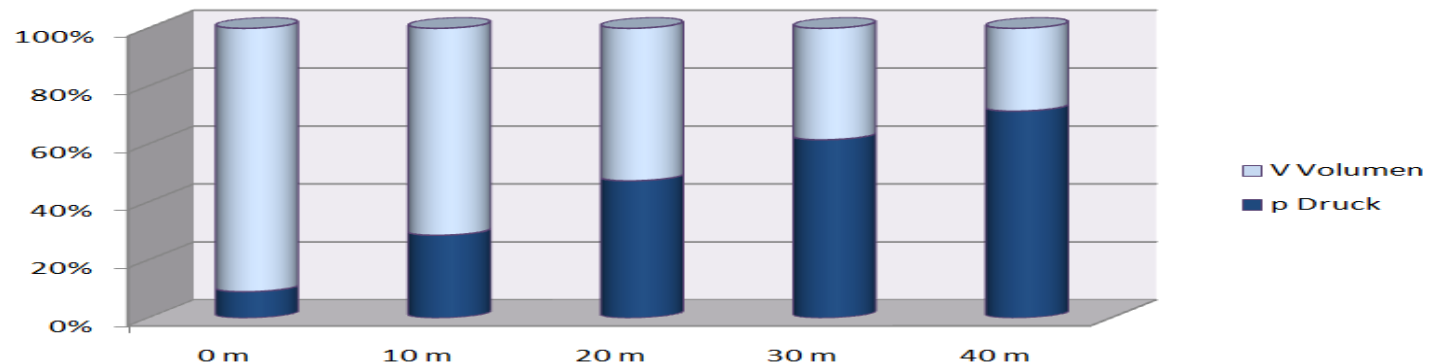
Das **allgemeine Gasgesetz** beschreibt nun das **Modellsystem** eines **idealen Gases**. Dem Gesetz liegen zu Grunde: das Gesetz von **Boyle-Mariotte**, **Gay-Lussac** und **Amontons**

1.2 Gesetz von Boyle-Mariotte

Boyle-Mariotte

$p \cdot V = \text{konst.}$
(konstante T, n)

Bei konstanter Temperatur T und konstanter Teilchenzahl N ist bei einem **idealen** Gas der Druck p umgekehrt proportional zum Volumen V , d.h. das Produkt aus **Druck p** und **Volumen V** (in einem abgeschlossenen Behälter) ist jeweils konstant, **Merke = $p \cdot V$ ist konstant ($p \cdot V = \text{konst.}$)**. Haben wir nun zwei Druck/Volumenwertpaare, kann man sie gleichsetzen, da alle Druck/Volumenwertpaare immer den gleichen konstanten Wert ergeben. **Merke also: $p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$**





1.2 Gesetz von Boyle-Mariotte

$$p_1 \times V_1 = p_2 \times V_2$$

$$\Rightarrow \frac{p_1 \times V_1}{V_2} = \frac{p_2 \times V_1}{V_2}$$

$$\Rightarrow p_2 = \frac{p_1 \times V_1}{V_2}$$

$p_1 = 4 \text{ bar (Druck in 30m)}$
 $V_1 = 12 \text{ Liter}$
 $V_2 = 16 \text{ Liter}$
 $p_2 = \text{gesucht}$

$$p_2 = \frac{4 \text{ bar} \times 12 \text{ Liter}}{16 \text{ Liter}} = \frac{48 \text{ bar} \cdot \text{Liter}}{16 \text{ Liter}}$$

$$= \underline{3 \text{ bar}} = \text{Druck in } \underline{20 \text{ m}}$$

Nehmen wir unsere Formel $p \cdot V = \text{const}$ können wir hieraus schlussfolgern= $p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$

Hier betrachten wir zwei unterschiedliche Zustände. Druck p_1 und Volumen V_1 zum Zeitpunkt (1) sowie p_2 und Volumen V_2 zu einem anderen, zweiten (2) Zeitpunkt.

Hiermit kann man beispielsweise das Volumen eines gasgefüllten Gegenstands in unterschiedlichen Wassertiefen ausrechnen, wenn man das Anfangsvolumen und die unterschiedlichen Drücke (die sich aus den Tiefen ergeben) kennt.

Beispiele:

- Hebesack wird auf 20m mit $V_1=2l$ Luft gefüllt. Wie ist das Volumen V_2 an der Oberfläche?

$$V_2 = (p_1 \cdot V_1) / P_2 = (3 \text{ bar} \cdot 2 \text{ L}) / 1 \text{ bar} = 6 \text{ L}$$

- Auf 30m wird ein Hebesack, der 16L Füllvermögen hat, mit 12 Luft gefüllt. Du steigst auf, In welcher Tiefe ist der Hebesack (rand) voll? (und beginnt über das Ventil abzublasen)?

$$P_2 = (p_1 \cdot V_1) / V_2 = (4 \text{ bar} \cdot 12 \text{ L}) / 16 \text{ L} = 3 \text{ bar} = 20 \text{ m}$$

$$\text{Probe: } V_2 = (p_1 \cdot V_1) / P_2 = (4 \text{ bar} \cdot 12 \text{ L}) / 3 \text{ bar} = 16 \text{ L}$$

1.3 Gesetz von Gay Lussac

Gay-Lussac

$$V/T = \text{konst.}$$

(konstantes p_1)

Bei konstantem Druck p und konstanter Teilchenzahl N ist bei einem Idealen Gas das Volumen V proportional

$$V/T =$$

Und in der Schlussfolgerung wie zuvor: $V_1/T_1 = V_2/T_2$ und/oder $p_1/T_1 = p_2/T_2$ (zweites Gesetz von Gay Lussac, eigentlich Gesetz von Amontons)

Beispiele:

Eine Tauchflasche ist mit 200bar gefüllt, die Temperatur ist 25 °C. Wieviel bar zeigt das Fini bei 5°C kaltem Wasser? (Temperatur in Kelvin rechnen: $X^\circ\text{C} + 273 = X \text{ Kelvin}$)

$$p_1/T_1 = p_2/T_2 \Rightarrow (p_1/T_1) \cdot T_2 = (200 \text{ bar} / 298 \text{ K}) \cdot 278 \text{ K} = 186,6 \text{ bar}$$

Ein Taucher atmet $(20 \cdot 700\text{ml}) = 14 \text{ Liter}$ Luft aus seiner Flasche mit einer Temperatur von 10 °C. Welches Volumen hat die Luft nach der Erwärmung auf Körpertemperatur 36°?

$$V_2 = V_1 \cdot (T_2/T_1) = 14 \text{ L} \cdot (309 \text{ K} / 283 \text{ K}) = 15,29 \text{ Liter}$$



1.4 Exkurs : Das AMV

Ein Erwachsener atmet etwa 12 bis 15 mal pro Minute. Dabei atmet er pro Atemzug ein Atemzugvolumen von 500 bis 700 ml ein. Somit beträgt sein Atemminutenvolumen (die ventilerte Menge) durchschnittlich acht Liter pro Min ($13 \times 600 \text{ ml} = 7800 \text{ ml}$).

Ein Taucher geht mit einer 200bar gefüllten Tauchflasche (Volumen 12l) ins Wasser. Wie hoch ist sein Gasvorrat (Menge?) , Formel: $p \cdot V = 200 \text{ bar} \cdot 12 \text{ L} = 2.400 \text{ barL}$

Nach einer Stunde, die er durchschnittlich auf 15m verbracht hat, kommt er mit 50 bar aus dem Wasser. Wieviel hat er verbraucht? $\rightarrow 150 \text{ bar} \cdot 12 \text{ L} = 1.800 \text{ barL}$

Wie hoch ist sein AMV ? $(1.800 \text{ barLiter} / 2,5 \text{ bar}) / 60 \text{ Min} = 12 \text{ L/Min}$

1.5 Gesetz von Dalton

Die Summe aller Partialdrücke einzelner Gaskomponenten entsprechen dem Gesamtdruck des Gases.

Beispiel: Ein Gasgemisch besteht aus 21 % Sauerstoff und 79 % Stickstoff. Hat das Gasgemisch einen Druck von 1bar, so sind die Partialdrücke 0,21 bar für Sauerstoff und 0,79 bar für stickstoff. Hat das Gasgemisch einen Druck von 5 bar, so sind die Partialdrücke bei $5 \times 0,21 \text{ bar} = 1,05 \text{ bar}$ für Sauerstoff und $5 \times 0,79 \text{ bar} = 3,95 \text{ bar}$ für Stickstoff. Die Summe beider Partialdrücke ergibt in diesem Fall 5 bar. Die Partialdrücke sind wichtig: Der als kritisch (toxisch) angenommene Sauerstoffpartialdruck beträgt $> 1,6 \text{ ppO}_2$, mit Stickstoffnarkose ist ab einem Stickstoffpartialdruck von $> 3,2 \text{ ppN}_2$ zu rechnen.

Beispiel, Tauchgang 40m mit EAN 28

Ein Gasgemisch hat ein Druck von 5 bar. Es besteht zu 28 % aus Sauerstoff und zu 72 % aus Stickstoff. Der Partialdruck des Sauerstoffs beträgt 28 % von 5 bar = $0,28 \cdot 5 \text{ bar} = \text{ppO}_2 \ 1,4 \text{ bar}$. Der $\text{ppN}_2 = 0,72 \cdot 5 \text{ bar} = 3,6 \text{ bar}$. Die Summe dieser beiden Partialdrücke ergibt wieder 5 bar. Der ppO_2 entspricht der empfohlenen Grenze für Sporttaucher, der ppN_2 liegt leicht darüber.



1.6 Ideales Gasgesetz

Alle oben genannten Gasgesetze kann man nun zu einem universellem Gasgesetz zusammenfassen.

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

p = Druck in hPa

V = Volumen in m^3

n = Stoffmenge in mol

R = allgem. Gaskonstante (z.B. $8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$)

T = Temperatur (in Kelvin)

$0^\circ\text{C} = 273,15 \text{ K}$

Gesetz von Boyle-Mariotte = Bei konstanter Temperatur ist der Druck umgekehrt proportional zum Volumen:

1. $P \sim V^{-1}$

Gesetz von Amontons = Bei konstantem Volumen ist der Druck proportional zur Temperatur:

2. $P \sim T$

Gesetz von Gay-Lussac = Bei konstantem Druck ist das Volumen proportional zur Temperatur:

3. $V \sim T$

Wenn nun die Masse eines Gases verändert wird, der Druck und die Temperatur jedoch gleich bleiben, ist dann logischerweise das Volumen proportional zur Masse:

4. $V \sim m$

Alle vier Gleichungen zusammen gefasst ergeben nun **eine** Gleichung, bekannt als das **ideale Gasgesetz**:

$$V \cdot P \sim m \cdot T$$

Ein ideales Gas ist keinen weiteren Einflussgrößen unterworfen, die Proportionalität kann daher mit einer **Konstanten** zu einer Gleichheit umformuliert werden. Die eingefügte Konstante heißt **allgemeine Gaskonstante** und wird mit **R** abgekürzt: $V \cdot P = R \cdot n \cdot T$, wobei n die Stoffmenge ist, R die universelle Gaskonstante.