

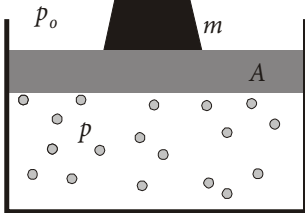
## ZUSTANDSGRÖSSEN UND ZUSTANDSÄNDERUNGEN

Im thermischen Gleichgewicht lässt sich der Zustand eines Gases durch wenige Parameter (*Zustandsgrössen*) beschreiben, z.B. Volumen  $V$ , Druck  $p$ , Temperatur  $T$ , Molzahl  $n$ , ...

Bei einem thermischen *Prozess* (z.B. Heizen, Expansion/Kompression) wird der Gleichgewichtszustand des Gases gestört. Während des Prozesses ist der Zustand des Gases i.A. undefiniert (man kann ihm z.B. keine Temperatur zuordnen). Nach dem Prozess stellt sich aber nach einer gewissen Zeit ein neues Gleichgewicht ein, d.h. das Gas befindet sich in einem neuen Zustand.

Unter einem *quasistationären* Prozess versteht man einen Vorgang, der so langsam abläuft, dass das Gas während des gesamten Prozesses genügend Zeit hat, laufend in einen Gleichgewichtszustand zu kommen. Im folgenden werden wir praktisch ausschliesslich mit quasistationären Prozessen arbeiten. „Prozess“ soll deshalb immer einen quasistationären Prozess bezeichnen.

Bei einem beliebigen Prozess ändern sich alle Zustandsgrössen eines Gases. Will man Gesetzmässigkeiten experimentell bestimmen, ist dies sehr unpraktisch. Man versucht vielmehr, jeweils nur zwei Zustandsgrössen zu variieren und die anderen festzuhalten. Betrachtet man jeweils eine bestimmte Gasmenge ( $n$  konstant, d.h. *isomolar*), kann man folgende Prozessarten unterscheiden:

Prozessart		praktische Realisierung
<i>isochor</i>	Volumen wird konstant gehalten	dicht abgeschlossenes Gefäss, z.B. Gasflasche
<i>isobar</i>	Druck wird konstant gehalten	<p>Luftdruck: offenes Gefäss (ACHTUNG: entweichendes Gas nicht vergessen)</p> <p>beliebiger Druck: beschwerter Deckel  <math>(p = p_o + m \cdot g / A)</math></p> 
<i>isotherm</i>	Temperatur wird konstant gehalten	<p>Wasserbad (hohe Wärmekapazität, vgl. später)</p> <p>langsamer Prozess (Zeit für Wärmeaustausch mit der Umgebung)</p>
<i>adiabatisch</i>	keine Wärmezufuhr oder -abgabe	<p>isoliertes Gefäss (Thermoskrug, Dewar)</p> <p>schneller Prozess (keine Zeit für Wärmeaustausch mit der Umgebung)</p>

## IDEALE GASE

Zur Beschreibung des Verhaltens von Gasen ist es sinnvoll, ein einfaches Modell für ein sich ideal verhaltendes Gas zu benutzen. Dabei werden gewisse Tatsachen vernachlässigt, welche bei realen Gasen meistens nur eine geringe Bedeutung haben.

Modell des idealen Gases	reales Gas
Die einzelnen Gasteilchen sind punktförmig, d.h. sie haben ein verschwindend kleines Volumen.	Die Gasteilchen sind klein im Vergleich zu den mittleren Abstände der Teilchen. Das Eigenvolumen der Teilchen kann aber bei genauer Betrachtung nicht immer vernachlässigt werden.
Zwischen den Gasteilchen wirken keine anziehenden Kräfte.  Als Konsequenz dieser Bedingung kann ein ideales Gas nie verflüssigt werden.	Die Kräfte zwischen den Gasteilchen sind wegen der grossen Abstände kaum wirksam. Sie sind aber verantwortlich dafür, dass ein Gas verflüssigt werden kann.
Alle Stösse der Gasteilchen sind vollkommen elastisch.	Alle Stösse der Gasteilchen sind elastisch, solange dabei die Teilchen nicht verändert werden.
Alle Bewegungsrichtungen der Gasteilchen sind gleich wahrscheinlich.	Alle Bewegungsrichtungen der Gasteilchen sind in sehr guter Näherung gleich wahrscheinlich.

Viele reale Gase verhalten sich über weite Teile ihres Zustandsraumes wie ideale Gase.

Bereits bevor man das Teilchenbild für den Aufbau der Stoffe entwickelt hatte, kannte man eine Reihe von einfachen Zusammenhängen zwischen den Zustandsgrössen idealer Gase, sogenannte Zustandsgleichungen.

## ZUSTANDSGLEICHUNGEN IDEALER GASE

Name	Gleichung	Bedingungen
Boyle-Mariotte	$p \cdot V = \text{konstant}$  Bei isothermen Prozessen ist das Produkt aus Gasdruck und Gasvolumen eine Konstante.	$T, n, \dots$ konstant
Gay-Lussac	$V \propto T$  Bei isobaren Prozessen ist das Gasvolumen proportional zur Temperatur.	$p, n, \dots$ konstant
Amontons	$p \propto T$  Bei isochoren Prozessen ist der Gasdruck proportional zur Temperatur.	$V, n, \dots$ konstant
	$V \propto n$  Bei konstanter Temperatur und konstantem Gasdruck ist das Gasvolumen proportional zur Stoffmenge.	$T, p, \dots$ konstant
Dalton	$p = p_1 + p_2 + \dots + p_n$  Der Gesamtdruck eines Gasgemisches ist gleich der Summe der Partialdrücke.	
Avogadro	$N = n \cdot N_A$  Die Teilchenzahl in einem Gas ist proportional zur Stoffmenge. Das Molvolumen ist für alle Gase bei gleichen Temperatur- und Druckbedingungen gleich.	$N_A = 6,0221 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

### ALLGEMEINE ZUSTANDSGLEICHUNG IDEALER GASE

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

$p$  Gasdruck [Pa]

$V$  Gasvolumen [m<sup>3</sup>]

$n$  Stoffmenge [mol]

$T$  Gastemperatur [K]

$R$  Universelle Gaskonstante ( $R = 8,3145 \text{ J/(K} \cdot \text{mol)}$ )