

Druck

Grundlagen Druck

1 Allgemeines

1.1 Definition und Einheiten

Die physikalische Größe Druck p ist der Quotient aus der Normalkraft F_N , die auf eine Fläche wirkt, und dem Flächeninhalt A :

$$p = \frac{F_N}{A}$$

Für den Druck wird die SI-Einheit **Pascal** (Einheitenzeichen Pa) verwendet:

$$1 \text{ Pa} = 1 \frac{\text{N}}{\text{m}^2}$$

Es hat sich als zweckmäßig erwiesen, das **Bar** (Einheitenzeichen bar) als Druckeinheit in der Größenordnung des Atmosphärendruckes zur Verfügung zu haben:

$$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa} = 1000 \text{ hPa} = 100 \text{ kPa} = 0,1 \text{ MPa}$$

Als Folge der Regelung der Einheiten im Messwesen gelten die Einheiten Torr, technische Atmosphäre (at) und physikalische Atmosphäre (atm) nicht mehr als gesetzliche Einheiten. Die gebräuchlichste Druckeinheit im angloamerikanischen Sprachraum ist pound per square inch (psi):

$$1 \text{ bar} = 750 \text{ Torr} = 1,02 \text{ at} = 0,987 \text{ atm} = 14,504 \text{ psi}$$

1.2 Druckgrößen

Für den in Gasen, Dämpfen und Flüssigkeiten herrschenden Druck werden folgende Druckgrößen benutzt:

- Der **absolute Druck** p_{abs} ist der Druck gegenüber dem Druck Null im leeren Raum.

- Die **Druckdifferenz** Δp ist die Differenz zweier Drücke:

$$\Delta p = p_1 - p_2$$

und wird, wenn die Differenz selbst Messgröße ist, **Differenzdruck** $p_{1,2}$ genannt.

- Der **Überdruck** p_e ist die Differenz zwischen einem absoluten Druck p_{abs} und dem jeweiligen absoluten Atmosphärendruck p_{amb}

$$p_e = p_{abs} - p_{amb}$$

Der Überdruck nimmt positive Werte an, wenn der absolute Druck größer ist als der Atmosphärendruck; der Überdruck nimmt negative Werte an, wenn der absolute Druck kleiner ist als der Atmosphärendruck (Vakuum). Der Atmosphärendruck ist von der Höhe über dem Meeresspiegel und den Witterungsverhältnissen abhängig.

- Der **maximal zulässige Druck** PS nach DGRL (Druckgeräterichtlinie) ist der vom Hersteller angegebene höchste Druck, für den das Druckgerät ausgelegt ist. Er wird für eine vom Hersteller vorgegebene Stelle festgelegt. Hierbei handelt es sich um die Anschlussstelle der Ausrüstungsteile mit Sicherheitsfunktion oder um den höchsten Punkt des Druckgerätes (in der Regel bei Druckbehältern) oder, falls nicht geeignet, um eine andere angegebene Stelle. Der **maximal zulässige Druck** PS wird als Überdruck angegeben.

Zu beachten ist, dass bei Druckgeräten sowohl der Prüfdruck der statischen Druckprüfung (Festigkeitsprüfung) als auch der Berechnungsdruck vom maximal zulässigen Druck PS abweichen kann.

- Der **zulässige Betriebsdruck** P_B (nach TRBS 1201 Teil 2) ist der vom Arbeitgeber/Betreiber aus Sicherheitsgründen festgelegt höchste bzw. niedrigste Wert (im Vakuumbereich) des Drucks, für den das Druckgerät bzw. der einfache Druckbehälter ggf. durch ein Ausrüstungsteil mit Sicherheitsfunktion abgesichert ist. Dieser darf im Betrieb nicht über- bzw. unterschritten werden. Auch P_B wird in der Regel als Überdruck angegeben.
- Der **Prüfdruck** P_p ist der auf der Grundlage des zulässigen Betriebsdrucks P_B oder maximal zulässigen Drucks PS und des Prüfdruckfaktors F_P (Faktor > 1) zu ermittelnde Druck für die Durchführung der Druckprüfung. Er ermittelt sich aus

$$P_p = F_P \cdot P_B$$

Zu beachten ist, dass bei der wiederkehrenden Druckprüfung nach Betriebssicherheitsverordnung der Prüfdruck auf den vom Arbeitgeber/Betreiber festgelegten bzw. abgesicherten, in der Regel niedrigeren Wert des Betriebsdrucks P_B bezogen werden darf. Wenn nach der Gefährdungsbeurteilung des Arbeitgebers/Betreibers die Druckfestigkeit entsprechend den anfänglichen Auslegungsgrenzen (nach DGRL) nachgewiesen werden soll, wird der Prüfdruck auf den maximal zulässigen Druck PS bezogen.

$$P_p = F_P \cdot PS$$

2 Gase unter Druck

2.1 ideale Gase

Die Gesetzmäßigkeiten des Druckes von Gasen werden für die Belange der Technik aus der Thermodynamik abgeleitet, insbesondere aus dem Zusammenhang der Zustandsparameter Druck, Volumen und absolute Temperatur. Um das Verhalten eines Gases einfach berechnen zu können, nutzt man in der Thermodynamik die vereinfachte Modellvorstellung eines Gases, welches als ideales Gas bezeichnet wird. Dabei werden folgende Vereinfachungen vorgenommen:

- Die Teilchen des Gases werden als Massepunkte betrachtet, die keinerlei Volumen aufweisen.
- Zwischen den Teilchen des Gases treten keine anziehenden und abstoßenden Kräfte auf.
- Alle Teilchen des Gases führen untereinander bzw. mit den Wänden nur vollkommen elastische Stoßvorgänge aus.

Das Verhalten eines idealen Gases wird durch die **thermische Zustandsgleichung idealer Gase** beschrieben:

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

Hierin bedeuten:

- p = absoluter Druck in Pa,
- V = Volumen des Gases in m^3 ,
- n = Stoffmenge in mol,
- R = universelle Gaskonstante, $8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$,
- T = absolute Temperatur in K (Kelvin).

Je niedriger der Druck (d. h. bei niedrigen Konzentrationen und Dichten) und je höher die Temperatur ist, umso stärker verhält sich ein reales Gas wie ein ideales Gas.

2.2 reale Gase

Bei höheren Konzentrationen (d. h. auch bei höheren Drücken und Dichten) beschreibt die thermische Zustandsgleichung idealer Gase das reale Verhalten von Gasen weniger zutreffend.

Im Gegensatz zum Modell des idealen Gases bestehen reale Gase wie alle Stoffe aus Atomen und Molekülen und nehmen ein bestimmtes Volumen ein. Weiterhin wirken zwischen den Teilchen Kräfte und nicht vollkommen elastische Stoßvorgänge mit der Wandung und untereinander.

Für die Beschreibung des realen Gasverhaltens werden in der Technik im Allgemeinen zwei erweiterte thermische Zustandsgleichungen verwendet:

- Virialgleichungen, die als Polynom z. B. des Druckes abgeleitet werden:

$$p \cdot V = n (R \cdot T + B \cdot p + C \cdot p^2 + \dots)$$

Die Korrekturkoeffizienten B , C , ... werden Virialkoeffizienten genannt und hängen von der Art des Gases und der Temperatur ab.

- Zustandsgleichungen mit physikalisch interpretierbaren Korrekturkonstanten, die im Allgemeinen anhand einer molekularkinetischen Betrachtung des Realgasverhaltens abgeleitet sind. Aus der Vielzahl der bekannten Zustandsgleichungen dieser Art sei die van der **Waals'sche-Zustandsgleichung** erwähnt:

$$\left(p + \frac{a}{V^2}\right) \cdot (V - b) = n \cdot R \cdot T$$

Die Druckkorrektur a/V^2 entspricht der scheinbaren Druckerhöhung infolge der Wechselwirkungskräfte zwischen den Gasteilchen; die Volumenkorrektur b berücksichtigt das Eigenvolumen der Gasteilchen.

Die in den erweiterten thermischen Zustandsgleichungen enthaltenen Koeffizienten (z. B. die Virialkoeffizienten oder die van der Waals'schen Koeffizienten) werden für die einzelnen Gase empirisch ermittelt. Für eine Vielzahl technisch wichtiger Gase sind diese Koeffizienten über breite Druck- und Temperaturbereiche in Tabellen verfügbar.

3 Der Druck in Ein- und Mehrphasensystemen

3.1 Dampfdruck eines Einkomponentensystems

In einem geschlossenen Raum, in dem sich ein reiner fester oder flüssiger Stoff befindet, stellt sich im Gasraum über der flüssigen oder festen Phase im Gleichgewichtszustand der Dampfdruck ein, der bei gegebenem Stoff nur von der Temperatur abhängig ist.

Ist in einem offenen System der Dampfdruck einer Flüssigkeit gleich dem Druck der Umgebung (Umgebungsdruck), so beginnt die Flüssigkeit zu sied. Im Tripelpunkt existieren die feste, flüssige und gasförmige Phase nebeneinander im Gleichgewicht. In Bild 1 sind diese Zusammenhänge in einem allgemeinen Zustandsdiagramm schematisch dargestellt.

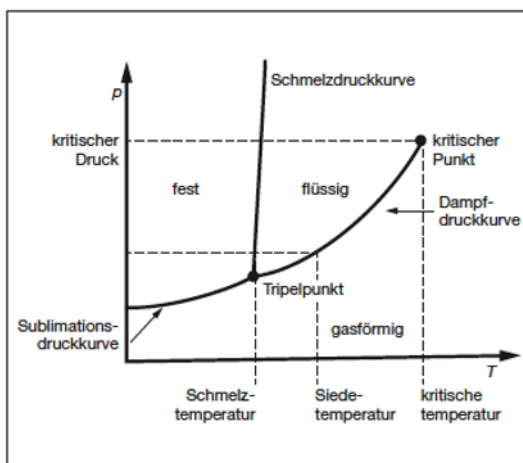


Bild 1 - Allgemeines Zustandsdiagramm

3.2 Dampfdruck eines Mehrkomponentensystems

Der Dampfdruck über Lösungen oder Mischungen (p_L) hängt von der Konzentration der Lösung bzw. der Zusammensetzung der Mischung ab. Er setzt sich aus dem Partialdrücken der Komponenten (hier Komponenten A und B) zusammen.

$$p_L = p_{A,L} + p_{B,L}$$

Im Idealfall (siehe Bild 2) hängen die Partialdrücke gemäß dem Raoult'schen Gesetz linear von den Konzentrationen der Flüssigphase ab.

Die Partialdrücke der Komponenten A ($p_{A,L}$) und B ($p_{B,L}$) ergeben sich dabei direkt aus dem stoffspezifischen Dampfdruck der Komponente A bzw. Komponente B multipliziert mit dem jeweiligen Stoffmengenanteil (x_A , x_B) in der flüssigen Phase. Die Gasphase ist im Vergleich zur flüssigen Phase reicher an der leichter flüchtigen Komponente, da deren Dampfdruck höher ist. Darauf beruht die Trennbarkeit von Stoffgemischen durch Destillation bzw. Rektifikation.

$$p_{A,L} = x_A \cdot p_A$$

$$x_A = \frac{n_A}{n_A + n_B}$$

$$p_{B,L} = x_B \cdot p_B$$

$$x_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$$

- p_L = Dampfdruck der Lösung bzw. des Gemisches
- p_A = Dampfdruck der Komponente A
- p_B = Dampfdruck der Komponente B
- x_A = Stoffmengenanteil der Komponente A in der Flüssigphase
- x_B = Stoffmengenanteil der Komponente B in der Flüssigphase
- n_A = Stoffmenge der Komponente A
- n_B = Stoffmenge der Komponente B

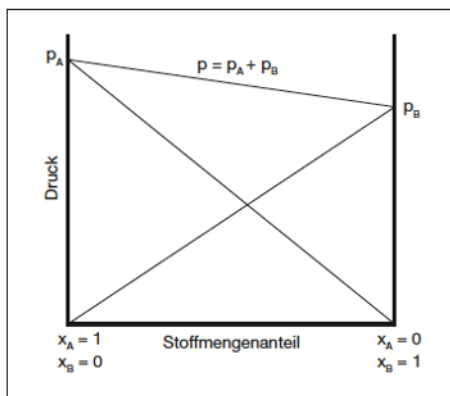


Bild 2 - Dampfdruck einer Lösung mit idealen Verhalten

In realen Mischungen treten Abweichungen vom idealen Verhalten nach dem Raoult'schen Gesetz auf. Sind die Wechselwirkungen zwischen den verschiedenen Teilchensorten kleiner als in den reinen Stoffen, so zeigen die Partialdruckkurven und die Kurve des Gesamtdrucks eine Wölbung nach oben, die Flüchtigkeit im Gemisch ist

also erhöht. Im entgegengesetzten Fall kehren sich die Verhältnisse um. Wenn die Kurve des Gesamtdampfdrucks dabei ein Maximum bzw. ein Minimum aufweist, so besitzen die flüssige Phase und die Gasphase beim jeweiligen Extremum die gleiche Zusammensetzung (azeotropes Gemisch).

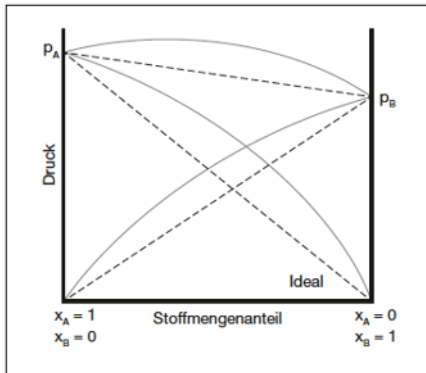


Bild 3 - Partialdruckkurve mit positiver Abweichung

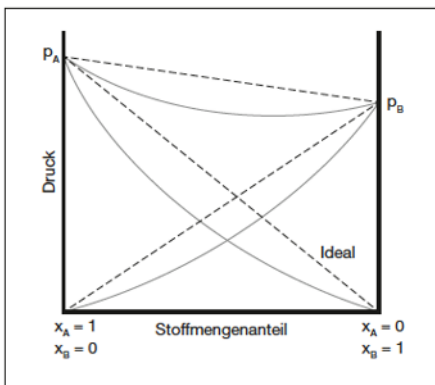


Bild 4 - Partialdruckkurve mit negativer Abweichung

3.3 Zweiphasensystem flüssig – gasförmig

Das Zweiphasensystem flüssig – gasförmig ist von besonderer Bedeutung in der Technik (z. B. bei Gasverflüssigung und Verdampfung verflüssigter Gase, Lagerung von Flüssigkeiten bzw. verflüssigter Gase sowie Kondensations- und Siedevorgängen).

Die Bedingungen, unter denen ein Zweiphasensystem flüssig – gasförmig in einem geschlossenen Behälter existieren kann, werden in vereinfachter Weise im Zustandsdiagramm (Bild 5) veranschaulicht. Im p - v -Diagramm (mit v als spezifischem Volumen) sind eine Reihe von Isothermen eingetragen, die im Idealfall symmetrische Hyperbeln mit $p \cdot v = \text{konst.}$ sein müssen.

Findet die isotherme Kompression bei einer beliebigen Temperatur oberhalb der kritischen Temperatur T_K statt, so kann das Gas nicht verflüssigt werden, auch wenn der Druck noch so groß ist. Findet die isotherme Kompression bei einer Temperatur unterhalb der kritischen Temperatur T_K statt, so tritt bei Erreichen der Taulinie die Kondensation ein. Bei Erreichen der Siedelinie ist alles Gas kondensiert und das gesamte Volumen mit Flüssigkeit ausgefüllt. Bei einer weiteren Volumenverringern steigt der Druck steil an, weil die Kompressibilität der flüssigen Phase um mehrere Größenordnungen kleiner ist als die der gasförmigen Phase.

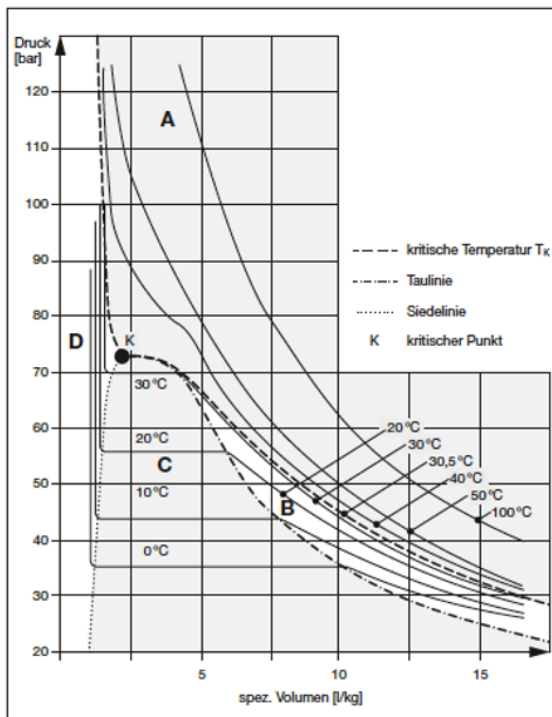


Bild 5 - p-v-Diagramm

Mit zunehmender Temperatur rücken Anfang und Ende des Kondensationsvorgangs immer näher aneinander. Im kritischen Punkt (K) erfolgt die Kondensation praktisch ohne Volumenänderung, die Dichten bzw. die spezifischen Volumina (reziproker Wert der Dichte) der flüssigen und gasförmigen Phase sind gleich. Die Oberfläche der Flüssigkeit, deren Sichtbarkeit vom Dichteunterschied der flüssigen und gasförmigen Phase abhängt, „verschwindet“. Unmittelbar am kritischen Punkt treten bei minimalen spontanen Temperatur- oder Druckschwankungen – starke Dichteschwankungen auf. Die Verdampfungsenthalpie am kritischen Punkt ist Null.

Die Kenngrößen des kritischen Punktes sind die kritische Temperatur T_K , der kritische Druck p_K und das kritische spezifische Volumen v_K (oder häufig auch dessen Kehrwert, die kritische Dichte ρ_K).

Im Zustandsdiagramm lassen sich folgende Bereiche abgrenzen:

- der reine Gasbereich (A) oberhalb der Isotherme $T_K = \text{konst.}$ (ein durch isotherme Kompression nicht verflüssigbares Gas).
- der Bereich der ungesättigten Dämpfe (B) zwischen Taulinie und der Isotherme $T_K = \text{konst.}$ (die Gesetze der idealen bzw. realen Gase gelten mit verhältnismäßig guter Näherung auch für diesen Bereich).
- der Bereich der gesättigten Dämpfe (C) zwischen Tau- und Siedelinie, in dem die flüssige Phase mit der gasförmigen koexistiert.
- der reine Flüssigkeitsbereich (D) zwischen Siedelinie und der Isotherme $T_K = \text{konst.}$ Die starke Steigung der Isothermen in diesem Bereich gibt die geringe Kompressibilität der Flüssigkeit wieder.

4 Literatur

Druckgeräterichtlinie (DGRL) – Richtlinie 2014/68/EU des Europäischen Parlaments und des Rates vom 15. Mai 2014 zur Harmonisierung der Rechtsvorschriften der Mitgliedstaaten über die Bereitstellung von Druckgeräten auf dem Markt

TRBS 2141 „Gefährdungen durch Dampf und Druck“

TRBS 1201 Teil 2 „Prüfungen und Kontrollen bei Gefährdungen durch Dampf und Druck“

BG RCI Merkblatt T 039 „Druckprüfungen von Druckbehältern und Rohrleitungen“

BG RCI Merkblatt T 029, „Füllen von Druckbehältern mit Gasen“

Moore/Hummel: Physikalische Chemie, 3. Auflage, Walter de Gruyter, Berlin, New York

Messer Griesheim GmbH: Gase-Handbuch, 3. Auflage