

2.9 Druck und Druckeinheiten

Druck (p) ist definiert als Kraft (F) pro Fläche (A)

$$\text{Druck} = \frac{\text{Kraft}}{\text{Fläche}} : p = \frac{F}{A}$$

Damit ergibt sich die Einheit des Drucks als Quotient aus der Einheit der Kraft (N) und der Einheit der Fläche (m^2) zu N/m^2 . Diese Einheit wird Pascal (Einheitenzeichen: Pa) genannt zu Ehren des französischen Philosophen und Mathematikers Blaise Pascal (1623 – 1662).

1 Pascal ist der Druck, den eine Kraft von 1 Newton senkrecht auf die Fläche 1 Quadratmeter ausübt:

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

1 Newton ist die Gewichtskraft von etwa 100 g Masse. Diese Kraft auf 1 m^2 verteilt ist ein Pascal. Das macht deutlich, dass 1 Pa eine sehr kleine Druckeinheit ist.

Häufig verwendete Vielfache sind:

Hektopascal 1 hPa = 100 Pa

Kilopascal 1 kPa = 1.000 Pa

Megapascal 1 MPa = 1.000.000 Pa (= 10 bar)

Besonderer Name für den 10. Teil des Megapascal (MPa = 1.000.000 Pa) ist das Bar (Einheitenzeichen: bar).

1 bar ist gleich 100.000 Pa (1 bar = 10^5 Pa).

Dadurch, dass 1 bar 100.000 Pa entspricht, ist ein Tausendstel bar so groß wie 100 Pa, also ein Hektopascal ist ein Millibar.

Beispiele:

1 hPa = 1 mbar

1 Pa = 10^{-5} bar

1 Pa = 0,01 hPa

1 Pa = 10 μ bar (Mikrobar)

1 bar = 1.000 mbar (Millibar)

1 mbar = 100 Pa = 1 hPa (Hektopascal)

2.9.1 Ausbreitung des Drucks

Jedes unter Druck stehende Gas übt durch sein Bestreben nach Ausdehnung (Entspannung) einen Druck auf seine Umgebung aus.

Wird auf einen in einem geschlossenen Gefäß befindlichen tropfbaren oder gasförmigen Stoff (Fluid) ein Druck ausgeübt, etwa durch einen Kolben in einem Zylinder, breitet sich der Druck nach allen Seiten hin gleichmäßig aus.

Dieser Druck herrscht dann an allen Begrenzungsflächen (Wände, Boden, Deckel) des Gefäßes. Es ist Druck gleich Kraft durch Fläche und entsprechend Kraft gleich Druck mal Fläche. Der Druck bzw. die Druckkraft ist eine gerichtete Größe (Vektor). Der Vektor ist, wenn die Flüssigkeit (Gas) ruht, senkrecht auf jeden Flächenteil gerichtet.

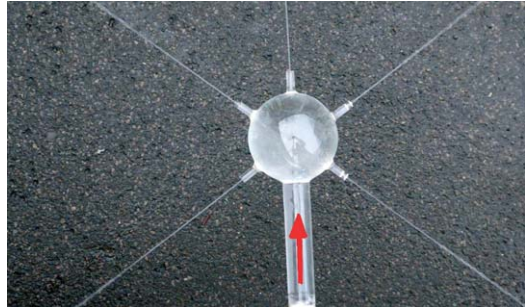


Abb. 2.14 Druckausbreitungsversuch mit Wasser: Der Kolben erzeugt in Pfeilrichtung im Zylinder einen Überdruck, der sich in das Kugelgefäß fortpflanzt und dort in alle Richtungen gleichmäßig ausbreitet. Alle Wasserstrahlen sind gleich stark.

2.9.2 Druckdarstellung

Es ist zu unterscheiden:

a) *äußerer Druck*

Die Flüssigkeit wird von außen gedrückt, z. B. durch einen Kolben in einem Zylinder.

b) *innerer oder hydrostatischer Druck*

Durch die Gewichtskraft einer ruhenden Flüssigkeit (auch Gas) wird ein Druck erzeugt; dieser sogenannte hydrostatische Druck nimmt mit der Tiefe, d. h. mit der Höhe der darüber liegenden Flüssigkeitssäule (Gassäule) zu.

Der hydrostatische Druck kann wie folgt berechnet werden (Abb. 2.15): Der gestrichelte Flüssigkeitszylinder hat die Höhe h und die Grundfläche A . Die Kraft F , welche auf die Fläche A ausgeübt wird, ist gleich der Gewichtskraft des Flüssigkeitszylinders $F = F_G$.

Druck auf die Fläche A :

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

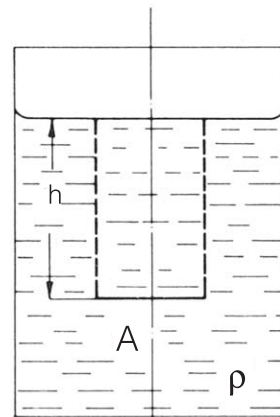


Abb. 2.15 Zur Berechnung des hydrostatischen Drucks

Gewichtskraft F_G gleich Masse \cdot Fallbeschleunigung:

$$F_G = m \cdot g$$

Die Masse des Flüssigkeitszylinders lässt sich mithilfe der Dichte und des Volumens berechnen:

$$m = \rho \cdot V$$

Damit wird die Gewichtskraft:

$$F_G = \rho \cdot V \cdot g$$

Das Volumen des Flüssigkeitszylinders berechnet sich aus Grundfläche mal Höhe:

$$V = A \cdot h$$

Damit wird die Gewichtskraft:

$$F_G = \rho \cdot A \cdot h \cdot g$$

und der Druck, der ja als Kraft pro Fläche definiert ist:

$$p = \frac{F}{A} = \frac{\rho \cdot A \cdot h \cdot g}{A} = \rho \cdot h \cdot g$$

Ergebnis: Der Druck einer Flüssigkeit ist proportional zur Höhe h der Flüssigkeitssäule. Er lässt sich deshalb durch eine sogenannte äquivalente (gleichwertige) Flüssigkeitssäule darstellen.

Der hydrostatische Druck ist der Druck, den eine Flüssigkeit aufgrund ihrer Gewichtskraft ausübt. Er berechnet sich als Produkt aus Dichte der Flüssigkeit mal Höhe der Flüssigkeitssäule mal Fallbeschleunigung.

Diese Erkenntnis ist die Grundlage für die Druckmessung mittels Flüssigkeitssäulen, z. B. mit dem U-Rohr-Manometer oder dem Schrägrohrmanometer.

Der hydrostatische Druck in einer Flüssigkeit ist von der Form des Gefäßes und von der Stellung der beanspruchten Fläche unabhängig. Maßgebend ist nicht die Menge der Flüssigkeit, sondern sind nur die Höhe der Flüssigkeitssäule und die Dichte der Flüssigkeit.

Beispiel:

Es ist die Höhe der Wassersäule zu berechnen, die dem Druck 1 bar entspricht. Dazu wird die Formel für den hydrostatischen Druck nach der Höhe h umgestellt. Alle Werte sind mit ihren Basiseinheiten einzusetzen: Die Dichte des Wassers beträgt $\rho_w = 1.000 \text{ kg/m}^3$, $1 \text{ bar} = 100.000 \text{ N/m}^2$, $1 \text{ N} = 1 \text{ kgm/s}^2$ und $g = 9,81 \text{ m/s}^2$

$$p = \rho \cdot h \cdot g \quad \Rightarrow \quad h = \frac{p}{\rho \cdot g} = \frac{100.000 \text{ N}}{\text{m}^2 \cdot 1.000 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \cdot 9,81 \frac{\text{m}}{\text{s}^2}} = \underline{\underline{10,1936 \text{ m} \approx 10,2 \text{ m}}}$$

Der Druck 1 bar entspricht einer Wassersäule mit einer Höhe von 10,2 m.

Wird als Flüssigkeit Quecksilber (Hg) verwendet, wird die Höhe der Quecksilbersäule mit einer Dichte von $\rho_{\text{Hg}} = 13.600 \text{ kg/m}^3$

$$h = \frac{p}{\rho_{\text{Hg}} \cdot g} = 0,75 \text{ m} = 750 \text{ mm}$$

Luftdruck

Der Luftdruck entsteht durch die Gewichtskraft der Lufthülle. Er wurde erstmals 1644 durch den italienischen Physiker Evangelista Torricelli (1608 – 1647) mit einer Quecksilbersäule gemessen. Der Normalluftdruck in Meereshöhe wurde früher mit 760 mm Quecksilbersäule (760 Torr) festgelegt. Die gesamte Luftsäule von der Erdoberfläche bis zum Ende der Lufthülle entwickelt demnach die gleiche Gewichtskraft wie eine 760 mm hohe Quecksilbersäule (Abb. 2.16). Im heutigen internationalen Einheitensystem (SI-System) beträgt der Normalluftdruck $101.325 \text{ Pa} = 1.013,25 \text{ hPa} = 1,01325 \text{ bar}$.

Berühmt wurde der Versuch Otto von Guericke mit den „Magdeburger Halbkugeln“, die nach Evakuieren (= luftleer machen) auch durch 16 Pferde nicht auseinander gezogen werden konnten, weil der Luftdruck sie zusammenpresst.

Die Messung des Luftdrucks erfolgt mit einem **Barometer**. Relativ genaue Messung erlaubt ein Barometer mit evakuierter Druckdose aus einem Metall mit niedrigem Wärmeausdehnungskoeffizienten, damit der Temperatureinfluss minimiert wird.

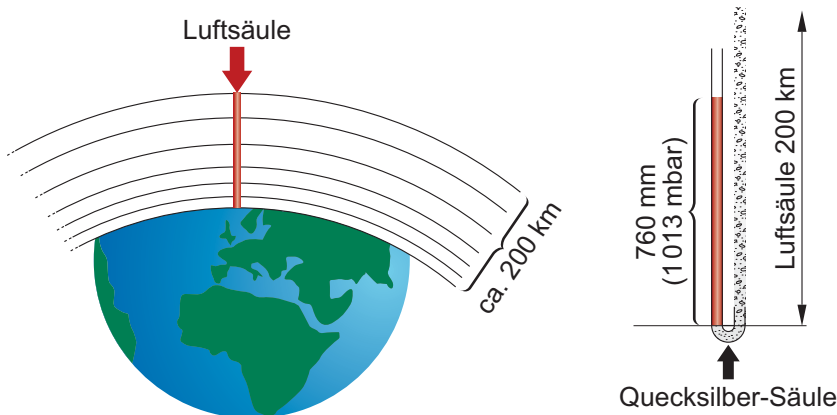


Abb. 2.16 Die Luftsäule von der Erdoberfläche bis zum Ende der Lufthülle hat die gleiche Gewichtskraft wie eine 760 mm hohe Quecksilbersäule.

Die Druckangabe nach der Höhe einer Flüssigkeitssäule entfiel ab 1. Januar 1978. Die Skalen der Quecksilber- und Wassersäulen sind in Pa oder hPa (mbar) einzuteilen.

$$1 \text{ mm WS} = 9,80665 \text{ Pa} \approx 10 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ mm QS} = 1 \text{ Torr} = 133,32 \text{ Pa} \approx 133 \text{ Pa} \approx 1,33 \text{ hPa}$$

2.9.3 Druckmessung

Alle in der Kältetechnik verwendeten Manometer zeigen den effektiven Überdruck p_e gegenüber dem atmosphärischen Luftdruck p_a an, der sich nach den atmosphärischen Verhältnissen ändert. Diese Manometer messen also relativ zum Luftdruck, es sind Relativ-Manometer.

Der effektive Überdruck p_e wird im Vakuumbereich (Unterdruck, Druck in einem System geringer als Luftdruck) negativ. Um den wirklichen (absoluten) Druck p bzw. p_{abs} , der für die thermodynamischen Zustandsberechnungen erforderlich ist, zu kennen, ist zur Manometerab-

lesung p_e der herrschende atmosphärische (barometrische) Luftdruck p_a hinzuzuzählen. Der absolute Druck wird ausgehend vom absoluten Drucknullpunkt (völliges Vakuum) gemessen (Abb. 2.17).

Der wirkliche (absolute) Druck ist gleich barometrischer Luftdruck plus manometrischer Druck (Überdruck): $p_{\text{abs}} = p_a + p_e$ (Abb. 2.17).

Beispiele:

1. Zeigt das Manometer einen Überdruck $p_e = 1,6$ bar bei einem Barometerstand $p_a = 1.010$ hPa = 1,01 bar an, ist der absolute Druck:

$$p_{\text{abs}} = p_a + p_e = (1,01 + 1,69) \text{ bar} = 2,61 \text{ bar}$$

2. Der Druck in einer Saugleitung wird mit einem Manometer zu

$$p_e = -0,2 \text{ bar}$$

gemessen. Der Barometerstand beträgt

$p_a = 1.031$ hPa = 1,031 bar. Der absolute Druck ist $p_{\text{abs}} = p_a + p_e = 1,031 \text{ bar} + (-0,2) \text{ bar} = 0,831 \text{ bar} = 831 \text{ mbar}$. Die Saugleitung befindet sich also im Unterdruckbereich. An einer undichten Stelle würde nicht Kältemittel entweichen, sondern Luft und Feuchtigkeit würden eindringen!

Dass Manometer den effektiven Überdruck p_e messen, liegt an ihrem Aufbau, der am Beispiel des Rohrfeder-Manometers in der folgenden Zeichnung prinzipiell dargestellt ist:

Der Systemdruck p wird in ein flach gedrücktes, gekrümmtes Rohr (1) als Messelement geleitet, das dadurch gestreckt wird. Diese Streckung überträgt sich über ein Zahnradsegment (2) auf das Zahnrad mit dem Zeiger (3). Da von außen auf das Rohr (1) der Umgebungsluftdruck wirkt, messen solche Manometer nur den effektiven Überdruck p_e . Wenn der Systemdruck p genau so groß ist wie der Umgebungsdruck p_a , wird das Rohr weder gestreckt noch gekrümmt, der Zeiger steht auf Null, also kein Überdruck. Wenn der Systemdruck unter dem Umgebungsluftdruck liegt (Unterdruck, Vakuumbereich), wird das Rohr nicht gestreckt, sondern gekrümmt, die Anzeige wird negativ bis maximal -1 bar (siehe Abb. 2.18).

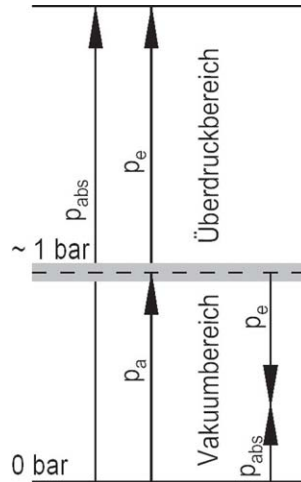


Abb. 2.17 Absoluter Druck $p_{\text{abs}} =$ barometrischer Luftdruck $p_a +$ Manometerdruck p_e (Überdruck); im Vakuumbereich wird p_e negativ (Unterdruck).

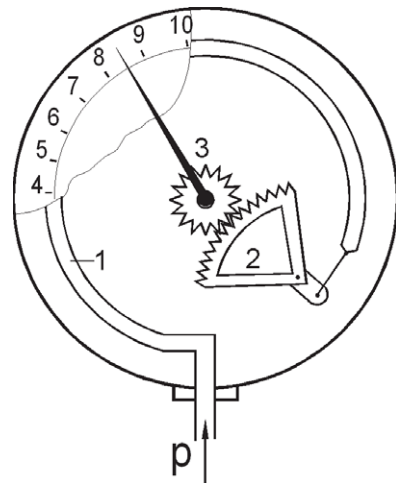


Abb. 2.18 Aufbau eines Rohrfeder-Manometers

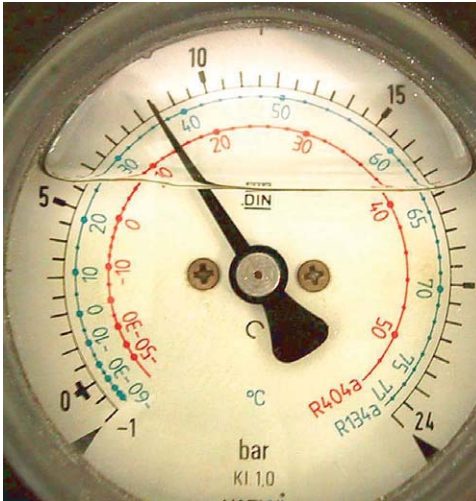


Abb. 2.19 Manometerablesung: $p_e = 8,5$ bar, Barometerstand $p_a = 1$ bar, absoluter Druck $p_{abs} = 1$ bar + $8,5$ bar = $9,5$ bar. Die Genauigkeitsklasse beträgt 1,0 (KI. 1,0). Das bedeutet, dass die Messungenauigkeit des Manometers 1 % vom Endausschlag (hier 24 bar) beträgt, also 0,24 bar. Der angezeigte Druck liegt also im Bereich $8,5 \pm 0,24$ bar, also zwischen 8,26 und 8,74 bar.

Nach den Empfehlungen des VDI (Verein Deutscher Ingenieure) und dem Deutschen Institut für Normung (DIN) darf der Überdruck nicht Druck genannt werden, wenn das Wort allein steht. Lediglich bei Wortzusammensetzungen darf der Wortteil „über“ entfallen, wenn die zugehörige Größe eindeutig als Überdruck definiert ist.

Die Bezeichnung „Druck“ ist (nach den o. a. Empfehlungen) eindeutig und bedarf eigentlich keiner weiteren Kennzeichnung durch das Wort „absolut“. Es hat sich aber gezeigt, dass in der Praxis häufig der Wunsch nach einer Ausdrucksweise besteht, die durch einen zusätzlichen Hinweis jedes Missverständnis ausschließt, zumal fast alle in Betrieben benutzten Manometer Überdrücke anzeigen. Gegen die Benennung „absoluter Druck“, die weitgehend gebräuchlich ist, wurden zwar starke Bedenken geäußert, es hat sich aber kein anderer kurzer, einprägsamer, unmissverständlicher Ausdruck finden lassen. So darf diese Benennung vorläufig weiter benutzt werden, um jede Verwechslung auszuschließen.

Im englischen Sprachraum wird statt in cm noch in Zoll (inch) gemessen. In der Kältetechnik

wird in den USA die Druckeinheit „pound-force per square inch“, abgekürzt psi, verwendet. $1 \text{ psi} = 6.895 \text{ Pa} = 0,06895 \text{ bar}$

2.9.4 Druckmessung beim Evakuieren

Kälteanlagen müssen vor dem Befüllen evakuiert, d. h. luftleer gemacht werden. Luft und andere Fremdgase haben wegen ihrer schädlichen Auswirkungen auf das Kältesystem nichts darin zu suchen.

Erstens würde sich die Luft, da sie nicht verflüssigt werden kann, überwiegend im Verflüssiger sammeln und dort den Verflüssigungsdruck erhöhen, weil das Kältemittel weniger Platz hat. Erhöhter Verflüssigungsdruck führt aber zu mehr Verschleiß und einer Erhöhung der Betriebskosten, im Extremfall zur Abschaltung der Anlage wegen Überschreitung eines aus Sicherheitsgründen eingestellten Überdrucks (Hochdruckstörung).

Zweitens enthält Luft immer auch Wasserdampf (als unsichtbares Gas), ihre relative Luftfeuchte ist nie null Prozent. Im Betrieb kann es zu schädlichen Reaktionen zwischen dem Wasser, dem Kältemittel und dem Kältemaschinenöl kommen, z. B. zur Bildung von Säuren, die die Wicklung des Elektromotors angreifen. Viele Anlagen werden nämlich mit einem hermetischen oder

3.7 Die latente Wärme

3.7.1 Erstarrungswärme und Schmelzwärme q

Mit dem Grundgesetz der Wärmelehre, der Formel $Q = m \cdot c \cdot \Delta T$, lassen sich sowohl für flüssige als auch für feste Stoffe die bei Temperaturänderungen zuzuführenden oder abzuführenden Wärmemengen berechnen.

Nun zeigen aber Messungen der spezifischen Wärmekapazität, dass diese bei allen Stoffen für den flüssigen Zustand einen anderen Zahlenwert hat als für den festen. So ist z. B. die spezifische Wärmekapazität von Wasser $c_w = 4,19 \text{ kJ}/(\text{kg K})$. Hat das Wasser jedoch den festen Aggregatzustand, ist es also Eis, dann beträgt seine spezifische Wärmekapazität $c_E = 2,1 \text{ kJ}/(\text{kg K})$.

Es ergibt sich also nun die Frage, welcher Wert einzusetzen ist, wenn man aus Wasser von 15 °C beispielsweise Eis von -20 °C herstellen will. Ehe wir diese Frage jedoch weiterverfolgen, wollen wir uns einem Versuch zuwenden, der hier wichtige Aufschlüsse geben kann.

Setzt man Eis einer Umgebungstemperatur von beispielsweise $+20 \text{ °C}$ aus, wird es schmelzen. War die Anfangstemperatur des Eises z. B. -18 °C , dann stellt man fest, dass es sich relativ schnell auf eine Temperatur von 0 °C erwärmt. Ist die Temperatur auf dieser Höhe angekommen, steigt sie jedoch plötzlich nicht mehr weiter an. Das Eis schmilzt ständig, sodass es immer weniger wird, seine Temperatur bleibt jedoch konstant 0 °C ; sie hat einen Haltepunkt. Auch die Temperatur des Schmelzwassers liegt bei 0 °C . Erst wenn alles Eis zu Wasser geworden ist, beginnt die Wassertemperatur anzusteigen (Abb. 3.15). Nun ist aber anzunehmen, dass dem Eis aus der Umgebungsluft während des ganzen Versuchs gleichmäßig Wärme zugeführt wurde. Am Anfang wurde diese Wärme dazu benutzt, das Eis von -18 °C auf 0 °C zu erwärmen. Am Ende wirkte sich die Wärmezufuhr als Temperaturerhöhung des Wassers aus. Aber die Eistemperatur blieb sehr lange bei 0 °C stehen, wobei das Eis allerdings schmolz. Da die Umgebungsluft mit $+20 \text{ °C}$ höher lag als die Temperatur des schmelzenden Eises, muss man annehmen, dass dem Eis auch während dieser Zeit ständig Wärme zugeführt wurde.

Wo ist diese Wärme aber geblieben?

Sie wurde dazu gebraucht, das Eis in Wasser umzuwandeln. Das Eis kann also beim Schmelzen größere Wärmemengen aufnehmen, ohne dass sich dabei seine Temperatur erhöht. Diese Tatsache wird beim Kühlen mit Eis ausgenutzt. Stellt man beispielsweise eine warme Milchflasche neben ein Stück Eis (Abb. 3.16), dann kühlt sich die Milch durch das Eis ab. Der Eisblock behält dabei seine Temperatur von 0 °C , wird aber kleiner und kleiner.

Genau das Gleiche geschah im Eisschrank früherer Jahre. Maß man hier

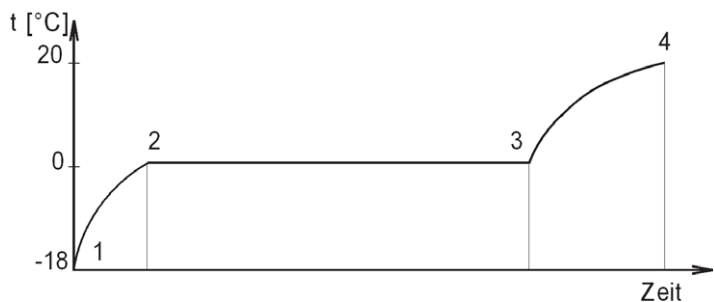


Abb. 3.15 Temperatur-Zeit-Diagramm für Eis: 1 – 2 Erwärmung von -18 °C bis zum Schmelzpunkt (0 °C) – sensible Wärme; 2 – 3 Schmelzen bei 0 °C – latente Wärme; 3 – 4 Erwärmen auf Raumtemperatur – sensible Wärme

die Temperatur des ablaufenden Wassers, also des „Eiswassers“, dann konnte man feststellen, dass sie auch bei $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ lag. Ein „kluger Mann“, der das einmal ermittelte, hatte dadurch die Idee, dieses Eiswasser wieder zu verwenden. „Wenn man mit Eis von $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ kühlen kann, muss man auch mit Wasser von $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ kühlen können“, dachte er.

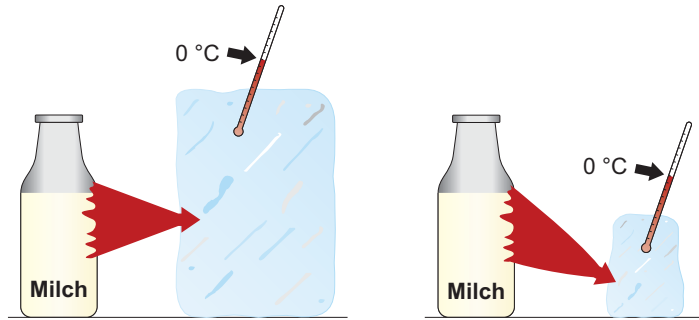


Abb. 3.16 Wärme fließt von der Milchflasche zum Eis. Das Eis schmilzt bei konstanter Temperatur von $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ und die wärmere Milch kühlt dabei ab.

Diese Überlegung war falsch. Das kalte Eiswasser erwärmte sich nämlich in kürzester Zeit, ohne dass der Eisschrank kalt blieb. Eiswasser kann also anscheinend lange nicht so viel Wärme aufnehmen wie schmelzendes Eis. Oder anders gesagt: Um Eis zu schmelzen, muss man ihm erhebliche Wärmemengen zuführen.

Diese Erscheinung kann man ungefähr so erklären: Die Moleküle des Eises haben eine größere Zusammenhaltkraft als die des Wassers. Eis ist ein fester Körper, Wasser ist flüssig. Um Eis in Wasser zu verwandeln, muss diese Haltekraft überwunden (Bindungsenergie zugeführt) werden. Dazu ist Energie, also Wärme, notwendig; diese Wärme wird nur zum Schmelzen gebraucht. Sie wirkt sich nicht als Temperaturanstieg aus, sondern nur in der Änderung des Aggregatzustands. Man kann deshalb diese Wärmezufuhr am Thermometer nicht sehen, sie bleibt gewissermaßen verborgen. Deshalb nennt man sie latente Wärme (latent = verborgen). Wird ein Stoff dagegen ohne Änderung des Aggregatzustands nur abgekühlt oder erwärmt, ist die dazu nötige Wärmemenge mit dem Thermometer erfassbar. Sie wird deshalb auch sensible (fühlbare) Wärme genannt.

Will man umgekehrt Wasser in Eis verwandeln, so muss man dem Wasser die beim Schmelzen des Eises zugeführte Wärme wieder entziehen. Die latente Wärme eines Stoffs zu der Aggregatzustandsänderung Schmelzen bzw. Erstarren hat immer die gleiche Größe, ganz gleich, ob man den Stoff von seinem flüssigen in den festen oder von seinem festen in den flüssigen Zustand überführt. Je nach der Richtung des Vorganges nennt man diese latente Wärme Schmelzwärme oder Erstarrungswärme bzw. Schmelz- oder Erstarrungsenthalpie. Damit ist unsere Ausgangsfrage nach dem Verbleib der dem Eis zugeführten Wärme beantwortet. Das abfließende Schmelzwasser enthält die dem Eis zugeführte Schmelzwärme.

Latente Wärme ist mit dem Thermometer nicht erfassbare Wärme, wie sie beim Schmelzen und Erstarren auftritt.

Sensible Wärme ist mit dem Thermometer erfassbare Wärme, wie sie bei Erwärmungs- oder Abkühlvorgängen auftritt.

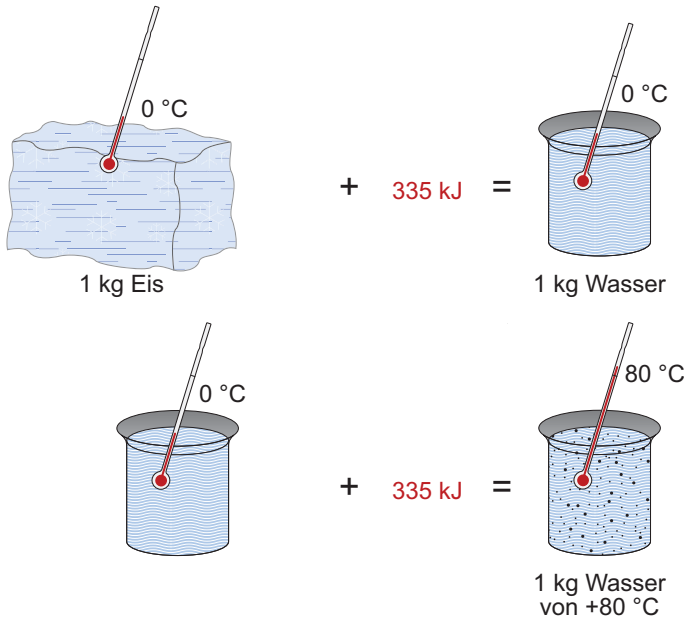


Abb. 3.17

Zum Schmelzen einer Eismenge wird genau so viel Wärme benötigt wie zum Erwärmen dieser Wassermenge von 0 °C auf 80 °C, also um 80 K. Der Kühleffekt von schmelzendem Eis ist größer als der von Eiswasser.

Durch Versuche fand man heraus, dass man einem Kilogramm Eis von 0 °C eine Wärmeenergie von 335 kJ zuführen muss, um es in Wasser von 0 °C zu verwandeln. Würde man diesem Kilogramm Eiswasser nun nochmals 335 kJ Wärme zuführen, würde sich seine Temperatur auf +80 °C erhöhen (siehe Abb. 3.17). Daraus sieht man, wie viel größer der Kühleffekt der latenten Wärme gegenüber dem des Eiswassers ist.

Der Schmelzpunkt, also die Temperatur, bei der ein Stoff schmilzt oder bei der er, wenn der Vorgang umgekehrt verläuft, erstarrt (Erstarrungspunkt), ist bei allen Stoffen verschieden. Manche schmelzen oder erstarren bei sehr tiefen Temperaturen. Alkohol z. B. erstarrt erst bei einer Temperatur von -114,5 °C. Andere, wie beispielsweise Eisen, schmelzen erst bei sehr hohen Temperaturen (siehe Tabelle 3.6).

Aber nicht nur der Schmelzpunkt, auch die zum Schmelzen erforderliche latente Wärme ist bei verschiedenen Stoffen unterschiedlich groß (siehe Tabelle 3.7). Sie ist aber stets proportional zur Masse des schmelzenden Stoffes. Als Proportionalitätsfaktor wird die spezifische Schmelzwärme (kJ/kg) genommen, die experimentell bestimmt wird.

Als Formelzeichen für die Schmelz- bzw. Erstarrungswärme wird der Buchstabe q genommen. Die erforderliche Wärmemenge ist dadurch mit einer einfachen Formel zu berechnen:

$$Q = m \cdot q$$

Darin bedeuten:

Q : Wärmemenge in kJ, (Kilojoule)

m : Masse in kg

q : spezifische Schmelzwärme in kJ/kg

Tab. 3.6 Schmelz- bzw. Erstarrungspunkte bei einem absoluten Druck von 980,665 hPa \approx 1 bar

Stoff	Schmelzpunkt in °C	Stoff	Schmelzpunkt in °C
Ethan	-183,6	Kohlenstoff	+3540
Ethylchlorid	-138,7	Kupfer	+1083
Ethylen	-169,4	Leinöl	-20
Alkohol	-114,5	Messing	+1015
Aluminium	+658	Mineralöl	unter -40
Ammoniak	-77,7	Methylchlorid	-97,6
Antimonwasserstoff	-91,5	Monel-Metall	+1360
Arsenwasserstoff	-113,5	Nickel	+1450
Benzin	-150	Ozon	-252
Blei	+327,3	Paraffin	+54
Butan	-135	Phosphorwasserstoff	-133,5
Chlor	-102	Platin	+1700
Chlorkalziumlösung	-55	Propan	-190
Chlormagnesiumlösung	-33	Quarz	+1470
Chlorwasserstoffsäure	-116	Quecksilber	-38,89
Difluordichlormethan	-155	Schokolade	+26
Ether	-138,5	Schwefeldioxid	-75,5
Fluorwasserstoffsäure	-92,3	Seewasser	3 bis -6
Flusseisen	+1350 bis +1550	Seife	+33
Gelatine	+25 bis +28	Seifenwasserstoff	-65,7
Glas	+1200	Silber	+960
Gold	+1064	Siliziumfluorid	-102
Gusseisen	+1100 bis +1200	Stearin	+43 bis +50
Harz, Tannen	+135	Stickstoff	-240
Isobutan	-145	Terpentinöl	-10
Kautschuk	+125	Wasser	0
Kochsalzlösung	-21	Zink	+419
Kohlenstoffdioxid	-56,6	Zinn	+232

Wird ein Stoff vom festen in den flüssigen Zustand überführt, so muss ihm zur Zustandsänderung die latente Wärme *zugeführt* werden. Wird er hingegen vom flüssigen in den festen Zustand überführt, so muss ihm zur Zustandsänderung die latente Wärme *entzogen* werden. Die zu- oder abgeführte latente Wärme dient nur dazu, die Zustandsänderung hervorzurufen. Sie wirkt sich nicht als Temperaturänderung aus.

Tab.3.7 Schmelz- bzw. Erstarrungswärme (latente Wärme)

Stoff	q in kJ/kg	Stoff	q in kJ/kg
Aluminium	355,9	Neon	16,75
Ammoniak	452,2	Öl	146,5
Chlorkalzium, wasserfrei	230,3	Palmin	121,4
Chlornatrium	519,1	Paraffin	147,0
Eis	335,0	Platin	113,9
Gelatine	25,1	Quecksilber	11,7
Glyzerin	178,0	Schwefeldioxid	116,8
Gold	67,0	Silber	88,3
Gusseisen	96,3 bis 138,2	Wasserstoff	58,6
Kohlenstoffdioxid	184,2	Zink	117,6
Kupfer	180,0	Zinn	59,7

Beispiel:

1. In einem Eisschrank schmelzen täglich 10 kg Eis.
 - a) Welche Wärmemenge (kJ) nimmt das schmelzende Eis auf?
 - b) Wie groß ist die Kälteleistung in Watt, die durch das Eis zur Verfügung steht?

a) $Q = m \cdot q = 10 \text{ kg} \cdot 335 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}} = \underline{\underline{3.350 \text{ kJ}}}$

3.350 kJ werden durch das schmelzende Eis aufgenommen.

- b) Für die Berechnung der Kälteleistung benötigen wir die Zeit in Sekunden. Ein Tag hat 24 Stunden zu 3.600 Sekunden, insgesamt also 86.400 Sekunden. (Dieser Wert wird bei kältetechnischen Berechnungen häufig benötigt, deshalb sollte man ihn sich merken.)

$$\dot{Q} = \frac{Q}{\tau} = \frac{3.350 \text{ kJ}}{86.400 \text{ s}} = 0,0387 \frac{\text{kJ}}{\text{s}} = 0,0387 \text{ kW} = \underline{\underline{38,7 \text{ W}}}$$

Wenn also 10 kg Eis pro Tag schmelzen, entspricht das einer Kälteleistung von 38,7 Watt.

3.7.2 Kältebedarf beim Einfrieren

Mit dem Grundgesetz der Wärmelehre ($Q = m \cdot c \cdot \Delta T$) und der Kenntnis der latenten Wärme beim Gefrieren ($Q = m \cdot q$) lassen sich die bei der Gefrierlagerung abzuführenden Wärmemengen berechnen. Allgemein wird die Summe der bei einem Kühlvorgang abzuführenden Wärmemengen als Kältebedarf bezeichnet. Wenn eine Ware z. B. mit einer bestimmten Temperatur angeliefert wird und durch Gefrierlagerung konserviert werden soll, geschieht das prinzipiell in drei Schritten:

3.13 Der Kältemittelkreisprozess im Druck-Enthalpie-Diagramm

3.13.1 Das Druck-Enthalpie-Diagramm, Entstehung und Aufbau

Wesentliche Grundlage für das tiefere Verständnis und die Berechnung der thermodynamischen Vorgänge im Kältemittelkreisprozess ist seine Darstellung im Druck-Enthalpie-Diagramm. Diese Darstellung ergibt eine charakteristische Glockenkurve und wird im Folgenden am Beispiel des Kältemittels R 134a erarbeitet.

Die senkrechte Druck-Achse dieses Diagramms ist bei den meisten Kältemitteln (Ausnahme Kohlenstoffdioxid, CO_2) logarithmisch eingeteilt (**lg p, h-Diagramm**), die waagerechte Enthalpie-Achse ist linear (normal) eingeteilt. Dementsprechend verlaufen Linien konstanten Drucks (Isobaren, $p = \text{const.}$) waagerecht, Linien konstanter spezifischer Enthalpie (Isenthalpen, $h = \text{const.}$) senkrecht.

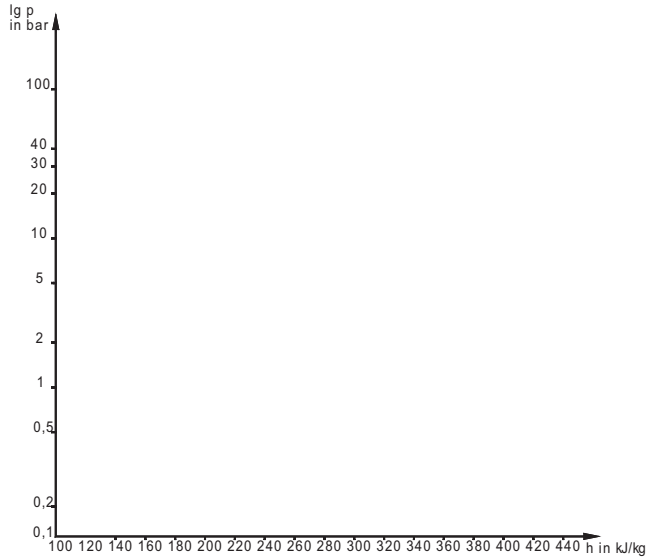


Abb. 3.49 Die Achsen des Druck-Enthalpie-Diagramms sind logarithmisch (senkrechte Druck-Achse) und linear (waagerechte Enthalpie-Achse) eingeteilt

In Abbildung 3.49 erkennen wir die logarithmische¹⁾ Einteilung der Druck-Achse daran, dass für jede Zehnerpotenz die gleiche Strecke veranschlagt wird. Der Abstand von 0,1 bar zu 1 bar (Faktor 10) ist genauso groß wie der von 1 bar zu 10 bar (Faktor 10) und der von 10 bar zu 100 bar (Faktor 10). Die Zwischenwerte sind dementsprechend ebenfalls logarithmisch eingetragen. So hat 0,2 bar den gleichen Abstand von 0,1 bar wie 2 bar von 1 bar und 20 bar von 10 bar usw. Durch die logarithmische Einteilung lässt sich der benötigte Druckbereich von in unserem Beispiel 0,2 bis 40 bar (Faktor 200) besser darstellen. Denn dadurch wird der Bereich unter 1 bar in seiner Darstellung gestreckt, der über 10 bar gestaucht.

Der Enthalpereich reicht in unserem Beispiel (Kältemittel R 134a) dagegen nur von 128,23 bis 428,23 (s. Tabelle 3.12). Das ist weniger als der Faktor 3 und deswegen kann die waagerechte Enthalpie-Achse linear eingeteilt werden. Wir lassen sie allerdings nicht bei 0 kJ/kg, sondern

¹⁾ Der hierfür verwendete Logarithmus zur Basis 10 (b) einer Zahl ist (a) vereinfacht ausgedrückt die Hochzahl (c), mit der 10 zu potenzieren ist, damit die Zahl (a) als Ergebnis herauskommt. Mathematisch formuliert: $\lg_b a = c \Leftrightarrow a = b^c$.

Ein Beispiel: Wie groß ist der Logarithmus zur Basis 10 (Zehnerlogarithmus) der Zahl 100? Antwort: 2, denn $100 = 10^2$. Da der Logarithmus von 2 bei 0,3 liegt, steht die 2 beim 0,3-Fachen der Strecke von 1 bis 10. Gleiches gilt für die 0,2 und die 20 usw.

Tab. 3.12 Ausgewählte Werte der Dampftabelle zur Erstellung der Glockenkurve

R 134a				
p	t	h'	h''	r
0,21	-56	128,23	363,90	253,67
0,52	-40	148,21	374,02	225,81
1,02	-26	165,85	382,8	216,94
2,01	-10	186,63	392,58	205,95
5,04	16	221,98	407,48	185,50
9,9	39	254,95	418,89	163,94
19,78	67	298,99	428,23	129,24
29,87	86	334,57	427,57	93
39,7	100	375,08	407,86	32,78
40,6	101,1	390,05	390,05	0

erst bei 100 kJ/kg beginnen, weil wir den Bereich darunter nicht benötigen, da unser kleinster Enthalpiewert bei 0,21 bar 128,23 kJ/kg beträgt. Das ist der Enthalpiewert der im Siedepunkt befindlichen Flüssigkeit bei -56 °C.

Um die Glockenkurve einmal näherungsweise zu zeichnen, reichen die in Tabelle 3.12 ausgewählten Enthalpiewerte (in kJ/kg), die wir der Dampftabelle entnehmen (siehe Anhang: Druck p in bar, Temperatur t in °C, h' = Enthalpie der Flüssigkeit, h'' = Enthalpie des Dampfs, r = Verdampfungsenthalpie r = h'' - h', jeweils in kJ/kg).

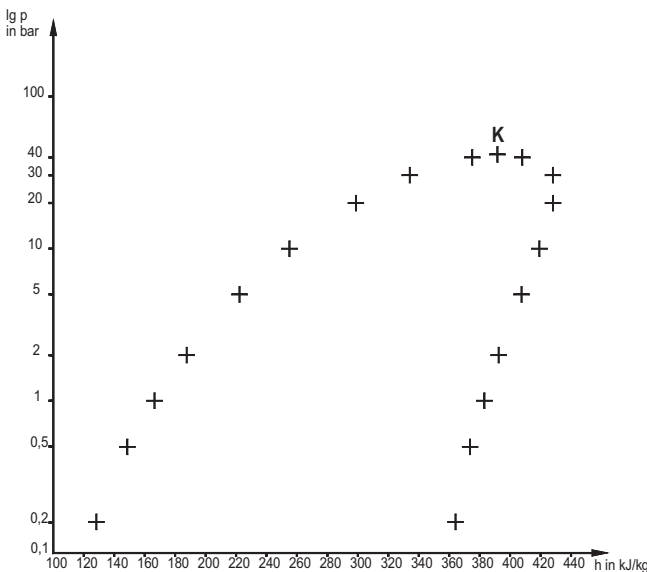


Abb. 3.50 Schon mit wenigen ausgewählten Enthalpiewerten ergibt sich die charakteristische Glockenkurve des lg p,h-Diagramms. K = kritischer Punkt.

Dabei zeigt sich, dass wir für jeden Druck zwei Enthalpiewerte eintragen müssen, nämlich den für die Flüssigkeit h' und den für den Dampf h'' (siehe Abb. 3.50). Der Wert für den Dampf ist stets größer, weil für die Verdampfung Wärme zugeführt werden muss. Die Differenz zwischen h'' und h' ist also die Verdampfungsenthalpie (r). Aber am höchsten Punkt der aus den Punkten gebildeten Glockenkurve bei 40,6 bar und 101,1 °C ist die Enthalpie der Flüssigkeit genau so groß wie die des Dampfs, dort ist die Verdampfungsenthalpie also null.

Das bedeutet, dass in diesem Punkt Flüssigkeit und Dampf nebeneinander existieren kön-

nen und physikalisch nicht mehr unterscheidbar sind. Sie haben die gleiche Dichte und die gleiche Enthalpie. Dieser Punkt wird **kritischer Punkt** genannt, der zugehörige Druck **kritischer Druck** und die zugehörige Temperatur **kritische Temperatur**. Oberhalb seiner kritischen Temperatur lässt sich ein Gas auch bei Anwendung höchster Drücke nicht verflüssigen.

Für jedes Gas gibt es diese **kritische Temperatur**, oberhalb derer es stets nur gasförmig vorliegt. Für Sauerstoff z. B. beträgt sie $-118,35\text{ }^{\circ}\text{C}$. Deswegen schwappt z. B. keine Flüssigkeit in Sauerstoffflaschen, obwohl in der vollen Flasche ein Überdruck von üblicherweise 200 bar herrscht (Druck also 201 bar). Aber die Umgebungstemperatur liegt weit über der kritischen Temperatur von Sauerstoff, das Gas ist also stark komprimiert, aber immer noch gasförmig. Bei Propan, das nicht nur als Brenngas, sondern auch als Kältemittel verwendet wird, liegt die kritische Temperatur bei $96,8\text{ }^{\circ}\text{C}$, also ähnlich hoch wie bei R 134a. Bei Umgebungstemperatur liegt Propan in einer Kältemittelflasche also als Flüssigkeit und Dampf vor, genauso wie andere Kältemittel auch. Nachdem uns klar geworden ist, wie die Glockenkurve entsteht, überlegen wir, welche Bereiche die Kurve trennt (siehe Abb. 3.51).

Im Grunde besteht die Glockenkurve aus zwei Linien, die sich im kritischen Punkt treffen: Für die linke Linie haben wir die Enthalpie der im Siedepunkt befindlichen Flüssigkeit h' für die verschiedenen Drücke eingezeichnet. Sie besteht also aus der Summe der Siedepunkte und heißt deswegen **Siedelinie**. Für die rechte Linie haben wir die Enthalpie h'' des im Taupunkt befindlichen Dampfs eingezeichnet. Sie besteht also aus der Summe der Taupunkte und heißt deswegen **Taulinie**.

Was bedeutet nun „ h' ist die Enthalpie der im **Siedepunkt** befindlichen Flüssigkeit“? Das machen wir uns am besten am Beispiel von Wasser klar. Dazu haben wir in Kapitel 3.7.3 den Tauchsiederversuch betrachtet. Wir erwärmen Wasser von Umgebungstemperatur bis zum Siedepunkt. Wir führen also Wärme zu (Enthalpie steigt), die zu einer Temperaturerhöhung führt, es ist also sensible Wärme. Wenn wir den Siedepunkt bei $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ (Normaldruck vorausgesetzt) erreicht haben, steigt die Temperatur nicht weiter, obwohl die Enthalpie weiter steigt (Wärmezufuhr, denn der Tauchsieder bleibt eingeschaltet). Jetzt setzt die Verdampfung ein und wir überschreiten die Siedelinie. In dem Moment, da wir den Siedepunkt bei $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ gerade erreichen und noch kein Tröpfchen des Wassers verdampft ist, befindet sich das Wasser im Siedepunkt und hat die Enthalpie h' .

Der **Taupunkt** wird ausgehend vom Siedepunkt in dem Moment erreicht, wo gerade die gesamte Flüssigkeit verdampft ist. Der Begriff Taupunkt lässt sich uns am besten

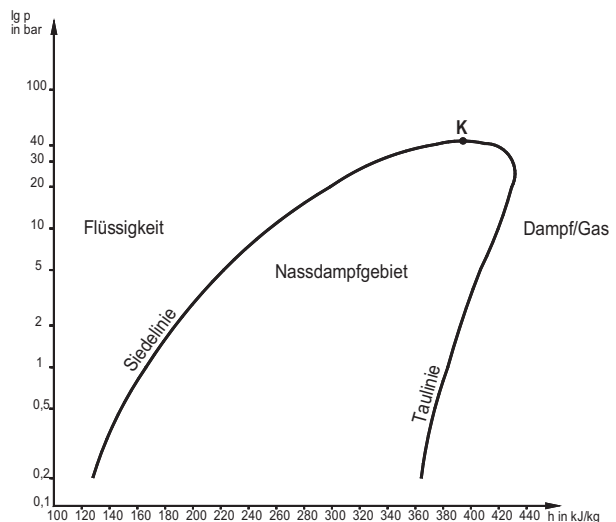


Abb. 3.51 Die durch die Glockenkurve entstehenden Bereiche des $\lg p, h$ -Diagramms: Die Siedelinie trennt das Flüssigkeitsgebiet vom Nassdampfgebiet, die Taulinie trennt das Nassdampfgebiet vom Gasgebiet. K = kritischer Punkt.

von der Dampfseite ausgehend erklären. Der bei unserem Tauchsiederversuch entstehende Dampf hat ebenfalls 100 °C, befindet sich aber nicht im Siedepunkt wie die Flüssigkeit, aus der er entstanden ist. Ihm wurde ja die Verdampfungsenthalpie (r) zugeführt. Deswegen beträgt seine Enthalpie $h'' = h' + r$. Wenn wir weitere Wärme zuführen würden (was im Tauchsiederversuch nicht geschieht, weil die Wärmequelle, nämlich das siedende Wasser, auch 100 °C hat) würde seine Enthalpie steigen und auch seine Temperatur, der Dampf wäre dann "überhitzt". Würden wir aber Wärme abführen, würde sich seine Temperatur nicht ändern, sondern er würde sofort wieder seinen Aggregatzustand ändern, wieder verflüssigen. Er befindet sich also gerade im Taupunkt.

Im Alltag können wir diesen Vorgang, dass ein Gas verflüssigt, beim Wasserdampf beobachten. Unsere Luft enthält stets Wasserdampf als unsichtbares Gas. Wenn die Temperatur absinkt, kann es dazu kommen, dass ein Teil dieses Dampfes verflüssigt (kondensiert). Ihm wird z. B. an kühlen Flächen so viel Wärme entzogen, dass er sich als Tau niederschlägt (oder im Winter sogar als Reif). Daher kommt die Bezeichnung Taupunkt und die Taulinie als rechte Grenzlinie der Glockenkurve besteht aus der Summe der Taupunkte. Beim Tauchsiederversuch kommt es übrigens auch zu diesem Kondensieren. Denn was wir beim Kochen des Wassers sehen und als Dampf bezeichnen, ist in Wirklichkeit feiner Nebel. Der beim Sieden entstehende Wasserdampf ist nämlich ein unsichtbares Gas, das wir nicht direkt sehen können. Aber der gerade an der Oberfläche des kochenden Wassers entstandene Wasserdampf kondensiert (verflüssigt) teilweise an der kälteren Umgebungsluft zu feinen, in der Luft schwebenden Tröpfchen, die wir dann als Nebel wahrnehmen.

Innerhalb der Glockenkurve, also zwischen Siede- und Taulinie liegt das Kältemittel sowohl flüssig als auch dampfförmig vor. Beide Aggregatzustände, Flüssigkeit und Dampf, existieren nebeneinander und haben den gleichen Druck und die gleiche Temperatur, nicht jedoch den gleichen Enthalpiewert (das gilt nur am kritischen Punkt). Diese Mischung aus siedender Flüssigkeit und gesättigtem Dampf (nicht überhitzt) wird als **Nassdampf** bezeichnet. Wie viel schon verdampft und wie viel noch flüssig ist, hängt von der Energiezufuhr ab. Haben wir gerade die Hälfte der Verdampfungsenthalpie zugeführt, dann ist auch genau die Hälfte der Menge verdampft, der Dampfgehalt beträgt dann 50 % oder 0,5. Weil innerhalb der Glockenkurve siedende Flüssigkeit und gesättigter Dampf vorliegen, wird dieser Bereich **Nassdampfgebiet** genannt.

Links von der Siedelinie hat das Kältemittel den Siedepunkt noch nicht erreicht, seine Enthalpie ist noch kleiner als h' . Also kann es nur als Flüssigkeit vorliegen. Deswegen heißt dieser Bereich des Diagramms **Flüssigkeitsgebiet**. Rechts von der Taulinie ist nicht nur sämtliches Kältemittel gerade verdampft (dann wären wir ja noch genau auf der Taulinie und die Enthalpie wäre h''), sondern der Dampf ist schon überhitzt, weil seine Enthalpie größer ist als h'' . Deswegen heißt dieser Bereich des Diagramms **Gasgebiet**. Auf den kleinen Unterschied zwischen Dampf und Gas wird weiter unten noch genauer eingegangen.

Das Nassdampfgebiet wird also von der Siedelinie und der Taulinie begrenzt. Beide Linien treffen sich im kritischen Punkt (K), in dem Flüssigkeit und Dampf sich in den Werten ihrer Zustandsgrößen (Druck, Temperatur, Enthalpie, Dichte usw.) nicht unterscheiden.

Im Folgenden wollen wir die Linien im Diagramm betrachten, auf denen eine Zustandsgröße konstant ist, die sogenannten Iso-Linien, siehe Abbildung 3.52. Da es sich um ein rechtwinkliges Koordinatensystem handelt, sind die Linien konstanten Drucks (**Isobaren**, $p = \text{const.}$) und konstanter Enthalpie (**Isenthalpen**, $h = \text{const.}$) sofort klar. Wenn ich von irgendeinem Punkt im

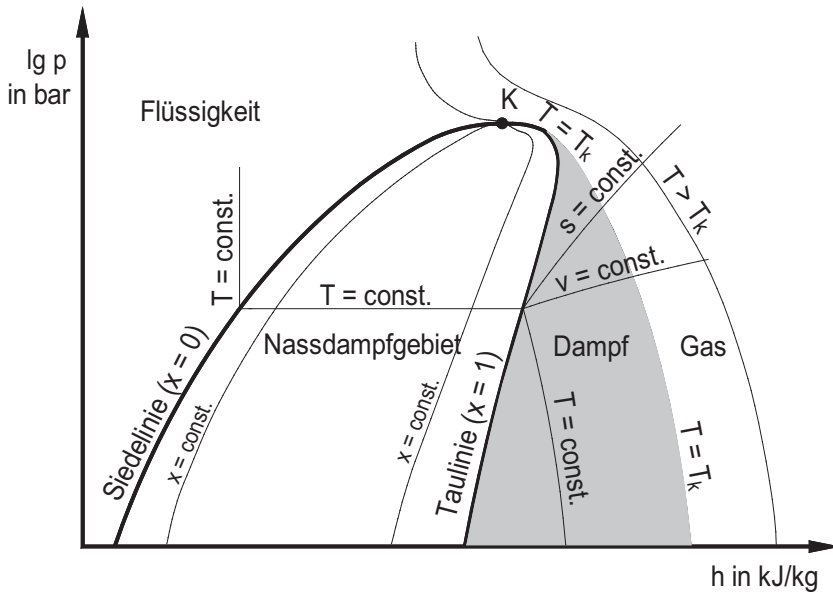


Abb. 3.52 Verlauf der Iso-Linien im $\lg p, h$ -Diagramm

Diagramm den Druck wissen will, muss ich nur links auf die Druckskala schauen und auf gleicher Höhe (waagrecht) ablesen. Isobaren verlaufen also waagrecht. Jeder Punkt auf der gleichen Höhe hat den gleichen Druck. Entsprechend verhält es sich mit den Isenthalpen. Sie verlaufen senkrecht. Wenn ich von einem Punkt auf der waagerechten Enthalpieskala senkrecht nach oben gehe, hat jeder Punkt auf dieser Senkrechten die gleiche Enthalpie.

Temperaturlinien (**Isothermen**, $T = \text{const.}$) stoßen im Flüssigkeitsgebiet senkrecht von oben kommend auf die Siedelinie, verlaufen innerhalb der Glockenkurve waagrecht (also parallel zu den Isobaren), knicken dann an der Taulinie nach unten ab und nähern sich dabei mit sinkendem Druck einer Senkrechten. Innerhalb des Nassdampfgebiets findet bei Wärmezufuhr (Enthalpie steigt, Zustandspunkt wandert nach rechts) die Verdampfung statt. Von unserem Tauchsiederversuch wissen wir, dass sich dabei, konstanter Umgebungsdruck vorausgesetzt, die Temperatur nicht ändert. Bei höherem Druck wäre die Siedetemperatur höher, bei niedrigerem Druck geringer. Solange sich aber der Druck nicht ändert (Isobare verläuft waagrecht), bleibt auch die Siedetemperatur konstant. Das bedeutet, dass die Isothermen innerhalb der Glockenkurve parallel zu den Isobaren, also ebenfalls waagrecht verlaufen. Befindet sich die Flüssigkeit links von der Siedelinie (also noch nicht im Siedepunkt), dann führt eine Wärmezufuhr (Enthalpie steigt) zu einer Temperaturerhöhung. Bei dieser Zustandsänderung kreuzen wir also Temperaturlinien, und zwar immer höhere, bis wir die Siedelinie erreichen. Die Linien tieferer Temperatur (die im Nassdampfgebiet tiefer liegen, weil eine tiefere Siedetemperatur zu einem niedrigeren Druck gehört) kommen also von oben. Ähnlich verhält es sich jenseits der Taulinie. Eine Wärmezufuhr bedeutet Temperaturerhöhung. Also müssen wir Linien höherer Temperatur kreuzen, diese also von oben (höherer Druck) kommen.

Die kritische Isotherme $T = T_k$ verläuft in geschwungenem Bogen von oben kommend durch den kritischen Punkt K und dann nach unten weiter und **trennt Dampf- und Gasgebiet**. Rechts

von $T = T_k$ liegt der Stoff auf jeden Fall gasförmig vor, denn oberhalb der kritischen Temperatur lässt sich ein Gas durch Verdichten nicht verflüssigen. Zwischen dieser Isothermen und der Taulinie befindet sich das Dampfgebiet. Auch hier ist der Aggregatzustand gasförmig, aber wenn wir den Druck erhöhen würden und dabei darauf achten, dass die Temperatur nicht steigt (also entstehende Verdichtungswärme sofort abführen, also langsam komprimieren), kämen wir auf einer Isothermen wieder an die Taulinie und erreichten somit den Verflüssigungspunkt. Vom Aggregatzustand her gibt es also keinen Unterschied zwischen Dampf und Gas. Dampf ist nur näher am Verflüssigungspunkt, weil seine Temperatur unter der kritischen Temperatur liegt und lässt sich durch Druckerhöhung (Komprimieren) verflüssigen, Gas nicht.

Innerhalb der Glockenkurve findet man die x -Linien, das sind die Linien mit konstantem **Dampfgehalt**. Der Dampfgehalt x ist definiert als das Verhältnis von Dampfmasse m_D zu Gesamtmasse, die sich aus der Flüssigkeitsmasse m_F und der Dampfmasse m_D zusammensetzt:

$$x = \frac{m_D}{m_D + m_F}$$

Auf der Siedelinie befindet sich die Kältemittelflüssigkeit im Siedepunkt (Enthalpie h') und es gibt keinen Dampf ($m_D = 0$, also $x = 0$), auf der Taulinie (Enthalpie $h'' = h' + r$) ist die gesamte Flüssigkeit verdampft ($m_F = 0$) und der Dampfgehalt ist 100 % ($x = 1$). Innerhalb der Glockenkurve existieren siedende Flüssigkeit und gesättigter Dampf unter gleichem Druck und gleicher Temperatur nebeneinander. Die waagerechte Strecke zwischen Siede- und Taulinie repräsentiert die Verdampfungsenthalpie r . Wenn nur 10 % der Verdampfungsenthalpie zugeführt wurden, sind erst 10 % der Strecke zurückgelegt und es entsteht ein Dampfgehalt von $x = 10\%$ bzw. $x = 0,1$, bei 20 % beträgt $x = 0,2$ usw. Die x -Linien teilen also die waagerechte Strecke zwischen der Siede- und der Taulinie in dem von ihnen angegebenen Verhältnis, bei $x = 0,3$ ist das 0,3-Fache der Strecke zurückgelegt, bei $x = 0,5$ die Hälfte usw.

Im Gasgebiet verlaufen die Linien konstanten spezifischen Volumens (**Isochoren**, $v = \text{const.}$) leicht schräg ansteigend, während die Linien konstanter spezifischer Entropie (**Isentropen**, $s = \text{const.}$, Verdichtungslinien) steiler verlaufen.

Die wesentlichen Iso-Linien finden sich in Tabelle 3.13 noch einmal im Überblick:

Tab. 3.13 Iso-Linien im $\lg p, h$ -Diagramm

Linie	Größe	Bemerkung
Dampfgehalt konstant	$x = \text{const.}$	
Isotherme	$T = \text{const.}$	Verdampfen, Verflüssigen
Isobare	$p = \text{const.}$	Verdampfen, Verflüssigen
Isochore	$v = \text{const.}$	
Isenthalpe	$h = \text{const.}$	Drosseln bzw. Entspannen
Isentrope	$s = \text{const.}$	Ideale Verdichtung