

Chemie für Ingenieure

2., aktualisierte Auflage

Guido Kickelbick

EXTRAS
ONLINE

Inklusive eText mit farbigen Abbildungen,
interaktiven Aufgaben und Videos

Nutzungsdauer 24 Monate

■ Suspensionen

Eine Suspension ist ein Gemisch von unlöslichen, fein verteilten Feststoffteilchen (dispergierte Phase) in einer Flüssigkeit (kontinuierliche Phase). Die Teilchen setzen sich ohne zusätzliche Stabilisierung normalerweise mit der Zeit ab. Diesen Vorgang bezeichnet man als *Sedimentation*. Die Stabilität von Suspensionen lässt sich durch Zugabe von grenzflächenaktiven Stoffen erhöhen. Diese wirken als Dispergiermittel und erhöhen die Benetzung der Oberfläche der suspendierten Teilchen mit dem Dispersionsmittel. Damit werden die Teilchen besser in der Schwebefuge gehalten und die Sedimentation herabgesetzt. Suspensionen haben eine große technische Bedeutung, z.B. in der Herstellung bestimmter Polymere, in der Metallurgie zur Verarbeitung von Erzen im *Flotationsverfahren* (physikalisches Trennverfahren zur Trennung feinkörniger Feststoffgemenge), in der Kosmetik, Pharmazie und auch im Haushalt.

■ Kolloidale Systeme

Sind die Teilchen in der dispergierten Phase klein genug, d.h., sie besitzen Durchmesser von 1 µm bis hinunter zu 1 nm, so spricht man von kolloidalen Systemen. Kolloidale Systeme befinden sich damit zwischen echten Lösungen (siehe nächstes Kapitel) und Suspensionen. Teilchen, die solche Systeme ausbilden können, sind Polymere, biologische Makromoleküle wie z.B. Proteine oder Nanopartikel. Die entstehenden Mischungen zeigen häufig Eigenschaften wie echte Lösungen und werden daher als kolloidale Lösungen bezeichnet. Kolloidale Lösungen sind stabil gegenüber Sedimentation. Durch den geringen Teilchendurchmesser erscheinen kolloidale Lösungen häufig klar. Sie weisen aber den *Tyndall-Effekt* auf, der nach seinem Entdecker, dem britischen Physiker *John Tyndall* (1820–1893), benannt ist. Licht wird an den kolloidalen Teilchen in einem kolloidalen System gestreut. Daher ist der Verlauf eines Lichtstrahls, der durch eine kolloidale Lösung geführt wird, von der Seite betrachtet deutlich zu erkennen, während dies bei „echten“ Lösungen nicht der Fall ist.

Kontinuierliche Phase	Dispergierte Phase	Bezeichnung	Beispiel
Gas	Flüssigkeit	Aerosol	Wolken, Nebel, Haarspray
	Feststoff	Aerosol	Rauch
Flüssigkeit	Gas	Schaum	Schlagsahne, Bierschaum
	Flüssigkeit	Emulsion	Kosmetika, Mayonnaise
	Feststoff	Sol	Tinte, Dispersionsfarbe
Feststoff	Gas	poröse Materialien, Schaum	Styropor, Soufflé
	Flüssigkeit	feste Emulsion	Butter
	Feststoff	feste Suspension	Zement

Tabelle 4.3: Beispiele für Dispersionen. Mischungen aus einer gasförmigen kontinuierlichen Phase und einer gasförmigen dispergierten Phase existieren nicht.

4.5 Aggregatzustandsänderungen

Die drei Aggregatzustände können, wie wir gesehen haben, ineinander überführt werden. Sie unterscheiden sich im Wesentlichen durch die Bewegungsenergie der einzelnen Teilchen im jeweiligen Zustand und damit in ihrer Energie. Bei der Umwandlung der einzelnen Aggregatzustände handelt es sich also um energetische Prozesse. Dies soll anhand eines alltäglichen Beispiels, der Überführung von Wasser in seine unterschiedlichen Aggregatzustände, erläutert werden.

4.5.1 Temperatur-Energie-Diagramme

Die Überführung von einem Kilogramm Wasser von einem Aggregatzustand in einen anderen soll anhand eines Temperatur-Energie-Diagramms dargestellt werden. In diesem Diagramm tragen wir die Energiebeträge gegen die entsprechende Temperatur auf (►Abbildung 4.10). Die Energie für Aggregatzustandsänderungen wird in Form von Wärmeenergie aufgebracht. Steigt die Temperatur einer Substanz, führen die Atome, Moleküle oder Ionen stärkere Eigenbewegungen durch. Die so genannte **Entropie** des Systems nimmt zu. „Entropie“ ist ein Begriff aus der Thermodynamik, mit dem irreversible Prozesse sehr gut beschrieben werden können. Die Entropie ist eine sehr abstrakte Größe und soll im Rahmen dieses Buches als ein Maß für die Unordnung eines Systems beschrieben werden, auch wenn diese Definition den Begriff der Entropie nur unvollständig wiedergibt. Eine besonders starke Zunahme der Entropie kann bei Aggregatzustandsänderungen beobachtet werden. Bei diesen Vorgängen steigt die Temperatur so lange nicht, bis die gesamte Phase in eine andere umgewandelt ist. Die dabei nötigen Energien werden als Enthalpien bezeichnet. Die Enthalpie ist ein Maß für die Energie eines thermodynamischen Systems und setzt sich aus zwei Anteilen zusammen, der *inneren Energie* U und der *Volumenarbeit* pV . Die innere Energie besteht aus der thermischen Energie – welche mit der ungerichteten Bewegung der Moleküle gleichgesetzt werden kann (kinetische Energie, Rotationsenergie, Schwingungsenergie) –, der chemischen Bindungsenergie und der potentiellen Energie der Atomkerne. Dazu kommen noch Wechselwirkungen mit elektrischen und magnetischen Dipolen. Die innere Energie nimmt ungefähr proportional zur Temperatur des Systems zu. Die Volumenarbeit ist die Arbeit, die gegen den Druck p verrichtet werden muss, um das Volumen V zu erzeugen, das vom System im betrachteten Zustand eingenommen wird. Die Enthalpie setzt sich additiv aus den beiden Teilen zusammen und wird mit H abgekürzt: $H = U + pV$.

Die unterschiedlichen Aggregatzustandsänderungen können den jeweiligen Enthalpien zugeordnet werden. Die **Schmelzenthalpie** ΔH_S ist die bei konstantem Druck erforderliche Wärmemenge, um eine Substanz zu schmelzen. Während dieses Vorgangs verlassen die Teilchen den festen Verband, in dem sie durch die Wechselwirkungen im Festkörper gehalten werden, und können sich mit einer gewissen Bewegungsenergie gegeneinander bewegen. Die **Verdampfungsenthalpie** ΔH_V ist dementsprechend die bei konstantem Druck erforderliche Wärmemenge, um die Substanz zu verdampfen. Auf molekularer Ebene bedeutet dies, dass gegenseitige zwischenmolekulare Anziehungs-

kräfte der Teilchen überwunden werden müssen. Dadurch wird klar, dass die Verdampfungsenthalpie meist wesentlich größer ist als die Schmelzenthalpie. Sie ist besonders groß bei Flüssigkeiten, bei denen Wasserstoffbrücken auftreten und während des Verdampfens überwunden werden müssen (z.B. Wasser).

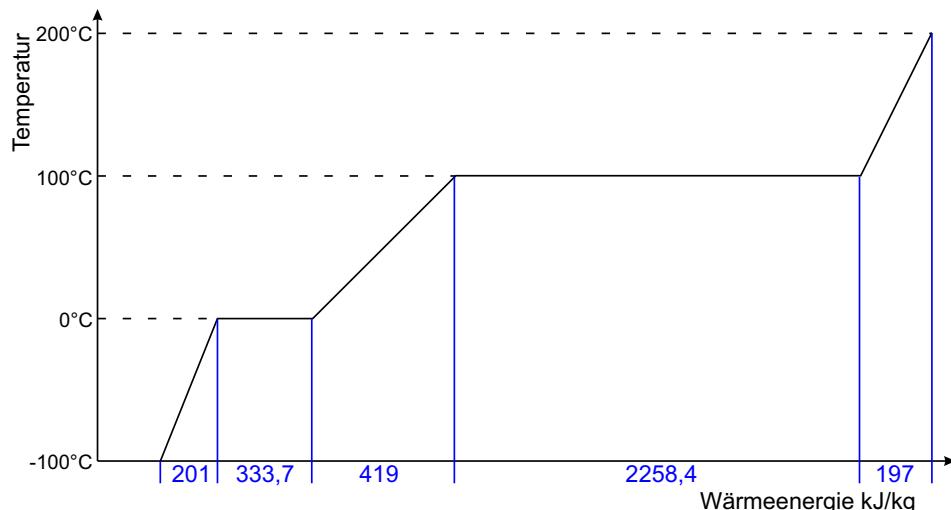


Abbildung 4.10: Temperatur-Energie-Diagramm für 1 kg Wasser

Im Fall des Wassers ist der Energiebetrag, der aufgebracht werden muss, um Eis von -100°C auf 0°C aufzuwärmen, 201 kJ/kg. Für das Schmelzen sind dann 333,7 kJ/kg erforderlich, dieser Wert entspricht also der Schmelzenthalpie des Wassers. Bevor das Wasser verdampfen kann, muss es auf 100°C erhitzt werden, wozu 419 kJ/kg benötigt werden. Zum Verdampfen von 1 kg Wasser benötigt man 2258,4 kJ. Dieser Wert ist die Verdampfungsenthalpie für 1 kg Wasser. Im Vergleich zum Schmelzen benötigt man zum Sieden also einen ca. 7-mal höheren Energiebetrag.

4.5.2 Phasendiagramme

Der Zusammenhang zwischen Druck und Temperatur und dem bei den jeweiligen Bedingungen vorhandenen Aggregatzustand lässt sich in einem so genannten Phasendiagramm wiedergeben. Als Phasendiagramm bezeichnet man allgemein eine Visualisierung von Zuständen und den dazugehörigen Phasen. Es muss sich hierbei nicht notwendigerweise um Aggregatzustände handeln, sondern es kann jede andere Art von Stoff oder Stoffgemisch in Abhängigkeit von seinen Zuständen aufgetragen sein, z.B. auch Lösungen und Legierungen. Es gibt verschiedenste Erscheinungsformen von Phasendiagrammen, je nachdem, wie viele Stoffe, Phasen und Variablen man betrachtet. Hier sollen jedoch nur einfache Druck-Temperatur(p - T)-Phasendiagramme eines Reinstoffes diskutiert werden, in denen Abhängigkeiten zwischen Druck und Temperatur und den auftretenden Aggregatzuständen – fest, flüssig und gasförmig – wiedergegeben werden.

Im Phasendiagramm für das System Wasser sind drei Phasen zu erkennen: der Feststoff, der beim Wasser das Eis darstellt, die Flüssigkeit und das Gas (Dampf) (► Abbildung 4.11). Diese Gebiete eines Zustandes sind durch Kurven voneinander getrennt, die spezielle Namen besitzen. Die *Dampfdruckkurve* (*Siedekurve*) trennt den flüssigen vom gasförmigen Aggregatzustand. Jeder Punkt auf dieser Kurve erfasst eine Temperatur und einen Druck, bei dem Flüssigkeit und Dampf im Gleichgewicht miteinander existieren können. Die *Sublimationskurve* trennt den Feststoff vom gasförmigen Zustand, auf jedem Punkt dieser Kurve befinden sich beide Zustände im Gleichgewicht. Im Fall des Wassers stellt der direkte Übergang vom festen in den gasförmigen Zustand bei tiefen Temperaturen und niedrigen Drücken die Basis einer wichtigen technologischen Anwendung dar, der Gefriertrocknung. Die Schmelzkurve stellt die Gleichgewichtsbedingungen zwischen Festkörper und Flüssigkeit dar. Alle drei Kurven treffen sich im so genannten *Tripelpunkt* T . Unter den entsprechenden Druck-Temperatur-Bedingungen (0,01 °C und 0,611 kPa für Wasser) sind alle drei Phasen, fest, flüssig und gasförmig, miteinander im Gleichgewicht. Aus dem Diagramm lässt sich also sofort ersehen, welche Phase unter gegebenen Druck-Temperatur-Bedingungen existieren kann. Beispielsweise können wir erkennen, dass Wasser beim Normaldruck von 101,3 kPa bei 100 °C vom flüssigen in den gasförmigen Zustand übergeht. Dies entspricht dem Siedepunkt des Wassers. Würden wir den Druck erhöhen, so würde auch der Siedepunkt steigen. Die Siedekurve endet am *kritischen Punkt* K . Der zum kritischen Punkt gehörende Druck heißt *kritischer Druck* p_K , die zugehörige Temperatur *kritische Temperatur* t_K . Oberhalb der kritischen Temperatur können Gase auch bei beliebig hohen Drücken nicht mehr verflüssigt werden. Den Bereich oberhalb des kritischen Punktes bezeichnet man als überkritisches Zustandsgebiet, in diesem Bereich des Phasendiagramms kann man Gas und Flüssigkeit nicht mehr unterscheiden. In der Technik hat der überkritische Zustand von Stoffen mittlerweile eine wichtige Bedeutung erlangt. Beispielsweise verwendet man überkritisches Kohlenstoffdioxid als Lösungsmittel für organische Substanzen, das den Vorteil hat, dass sein überkritischer Zustand ($t_K = 31,1$ °C, $p_K = 7,375$ MPa) nur bei hohen Drücken existieren kann. Wird der Druck auf Normaldruck abgesenkt, geht Kohlenstoffdioxid in den gasförmigen Zustand über. Wurde das CO₂ als Lösungsmittel verwendet, kann es also rückstandsfrei entfernt werden. Dieses Prinzip nutzt man beispielsweise für die Extraktion von Koffein aus Kaffee zur Herstellung von koffeinfreiem Kaffee aus.

Eine Besonderheit im Phasendiagramm des Wassers liegt in der Neigung der Schmelzkurve. Sie ist nach links geneigt, was sich durch ein Absinken des Schmelzpunktes bei steigendem Druck bemerkbar macht. Die Neigung zeigt die seltene Situation, in der sich ein Stoff beim Gefrieren ausdehnt. Eine Druckerhöhung würde sich dem entgegensetzen, dementsprechend sinkt der Gefrierpunkt von Wasser bei Druckerhöhung. Diese Beobachtung nennt man die *Anomalie des Wassers*. Der Effekt zieht einige Konsequenzen nach sich, die unser tägliches Leben beeinflussen. So schwimmt Eis auf Wasser, weil ein Gefrieren des Wassers mit einer Volumenvergrößerung und damit einer Erniedrigung der Dichte einhergeht. Die größte Dichte besitzt Wasser bei ca. 4 °C. Druckerhöhungen setzen den Schmelzpunkt des Wassers herab. Dies ist der Grund dafür, dass wir

auf Schlittschuhen eislaufen können. Unter unserem Gewicht schmilzt das Eis unter der Kufe und es bildet sich ein dünner Wasserfilm aus. Es sind nur sehr wenige Stoffe bekannt, die eine ähnliche Volumenverringerung beim Schmelzen zeigen (z.B. Si, Ge, Sb, Bi). Generell begünstigt bei vielen Stoffen Druckanlegung die Kristallisation.

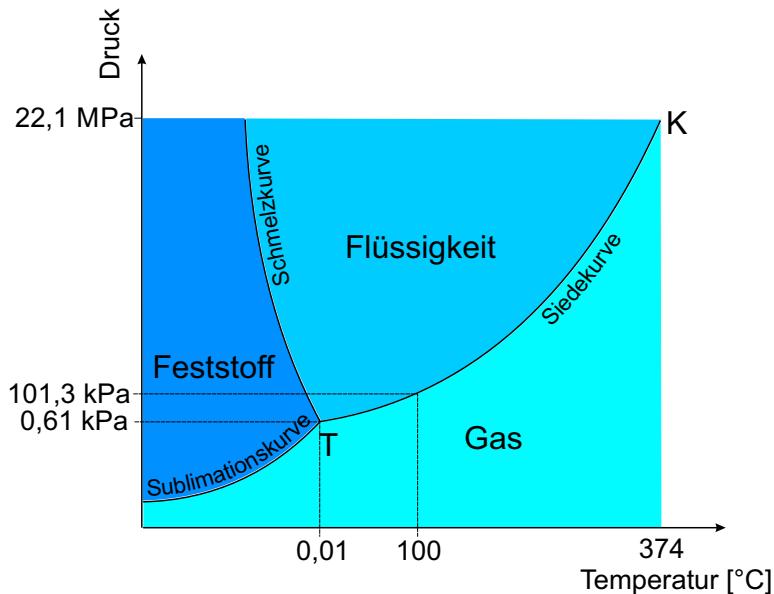


Abbildung 4.11: Schematische Darstellung des Phasendiagramms des Wassers: T: Tripelpunkt, K: kritischer Punkt

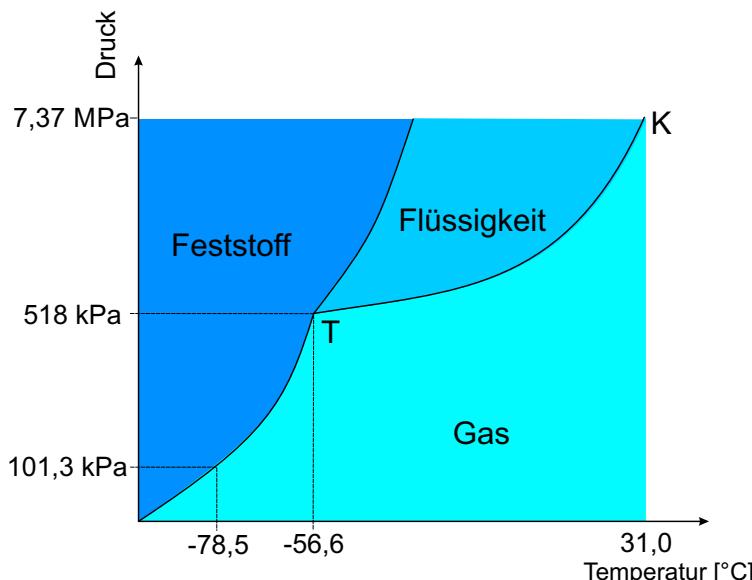


Abbildung 4.12: Schematische Darstellung des Phasendiagramms von Kohlenstoffdioxid: T: Tripelpunkt, K: kritischer Punkt

Im Unterschied zu Wasser neigt sich bei den meisten Stoffen die Schmelzkurve nach rechts, d.h., die Substanzen ziehen sich beim Gefrieren zusammen. Im Regelfall steigt also der Gefrierpunkt mit steigendem Druck. Als Beispiel für solche Stoffe soll hier das Phasendiagramm des Kohlenstoffdioxids abgebildet werden (► Abbildung 4.12). Neben den bereits besprochenen Phasen und Phasenübergängen fällt beim Kohlenstoffdioxid auf, dass bei Normaldruck (101,3 kPa) bei $-78,5\text{ }^{\circ}\text{C}$ ein direkter Übergang vom festen in den gasförmigen Zustand erfolgt. Bei normalen Druckverhältnissen können wir also keine flüssige Phase des Kohlenstoffdioxids erhalten.

4.5.3 Destillation

Unter Destillation versteht man die Trennung eines Gemisches beliebig vieler Komponenten aufgrund ihrer verschiedenen Siedepunkte. Durch eine Kondensation des dabei gebildeten Dampfes können die einzelnen Bestandteile des Gemisches isoliert werden. Werden die Kondensate nach ihren verschiedenen Siedepunkten getrennt aufgefangen, bezeichnet man diesen Vorgang als *fraktionierte Destillation*.

In einer Destillation erhitzt man das zu trennende Gemisch so lange, bis es zu sieden beginnt. Dabei entsteht Dampf, der nicht die gleiche Zusammensetzung wie das Gemisch hat, sondern reicher an der Komponente ist, die den niedrigeren Siedepunkt besitzt. Dieser Dampf wird kondensiert und das flüssige Kondensat wird aufgefangen. Die Trennung des Gemisches basiert also auf der unterschiedlichen Zusammensetzung der siedenden Flüssigkeit und des gasförmigen Dampfes. Eine destillative Trennung kann anhand eines *Siedediagramms* erläutert werden (► Abbildung 4.13). In diesem ist die Zusammensetzung des zu trennenden Gemisches gegen die Temperatur aufgetragen. Im Siedediagramm beschreibt die *Siedekurve* die Temperatur, bei der ein Gemisch bei einer bestimmten Zusammensetzung siedet. Die *Taukurve* beschreibt die Zusammensetzung des Kondensats in der Gasphase bei einer bestimmten Temperatur. Zwischen der Siedekurve und der Taukurve liegt ein 2-Phasen-Gebiet, in dem Flüssigkeit und Dampf gleichzeitig vorliegen können. Erhitzt man ein Gemisch aus zwei unterschiedlichen Substanzen der Zusammensetzung X , so steigt die Temperatur bis zum Erreichen der Siedekurve (Y) an. In der Gasphase ist die leichter siedende Komponente in höherer Konzentration enthalten. Die Zusammensetzung der Gasphase bei gleicher Temperatur zeigt die Taukurve an, wenn eine waagerechte Linie gezogen wird (Z). Eine Flüssigkeit dieser Zusammensetzung wird erhalten, indem die Gasphase kondensiert wird. Der Gehalt an niedriger siedender Komponente A ist in diesem Kondensat höher. Gleichzeitig verarmt der Rest des Flüssigkeitsgemisches, der als Destillationssumpf bezeichnet wird, an der niedrig siedenden Komponente. In einer herkömmlichen Destillationsvorrichtung, wie z.B. einer Destillationsbrücke (Abbildung 1.2), tropft immer ein gewisser Teil des Kondensats zurück in den Sumpf, wobei sich aufsteigender Dampf mit diesem Kondensat vermischt und die leichter siedende Komponente mit nach oben reißt. So kommt es langsam zu einer Anreicherung der leichter siedenden Komponente A, bis sie rein isoliert werden kann. Dies gilt allerdings nicht für Azeotrope, die weiter unten erläutert werden. Dieser Prozess ist im Siedediagramm durch die weiteren gestrichelten Stufen zwischen Siede- und Taukurve dargestellt.

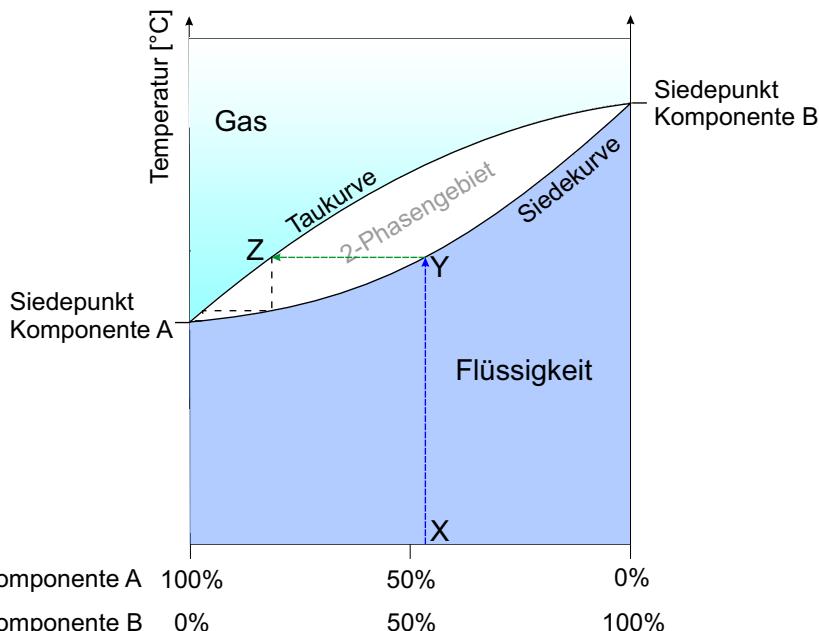


Abbildung 4.13: Siedediagramm für ein Stoffgemisch aus den Komponenten A und B

Bei einer *Kolonnendestillation*, die auch als *Rektifikation* bezeichnet wird, befinden sich zwischen der Verdampfungseinheit und der Kondensationseinheit Vorrichtungen, die es ermöglichen, eine gute Durchmischung von kondensierter Flüssigkeit und aufsteigenden Dämpfen zu erreichen. In der so genannten Kolonne findet ein Stoffaustausch zwischen den beiden Phasen statt; die leichter flüchtigen Anteile reichern sich in Richtung des Kolonnenkopfes im Dampf und die schwerer flüchtigen Komponenten zum Kolonnenzumpf hin im Rücklauf an. Damit sich das Verdampfungsgleichgewicht einstellt, muss ein großer Teil des Dampfes am Kolonnenkopf kondensiert und als Rücklauf in die Kolonne zurückgeführt werden. Durch Überläufe fließt dauernd die schwerer siedende Komponente zurück auf darunterliegende Böden. Eine solche Destillation kann man als eine Vielzahl hintereinander ausgeführter einfacher Destillationen mit Rückfluss des Destillates auffassen. Diese Art der Destillation wird beispielsweise bei der Trennung von Rohöl angewendet. In den hohen Destillationstürmen in Raffinerien werden die verschiedenen Bestandteile des Erdöls gemäß ihrem unterschiedlichen Siedepunkt aufgetrennt. Diese Rektifikationskolonnen besitzen so genannte Glockenböden, auf denen der Stoffaustausch zwischen Dampf und Kondensat stattfindet (►Abbildung 4.14). Man unterscheidet dabei die kontinuierliche Rektifikation, bei der Ausgangsgemisch und Endprodukte ständig zugeführt und entnommen werden, und die diskontinuierliche Rektifikation, bei der in einem Betriebsabschnitt jeweils eine begrenzte Menge des Ausgangsgemisches eingesetzt und zerlegt wird.

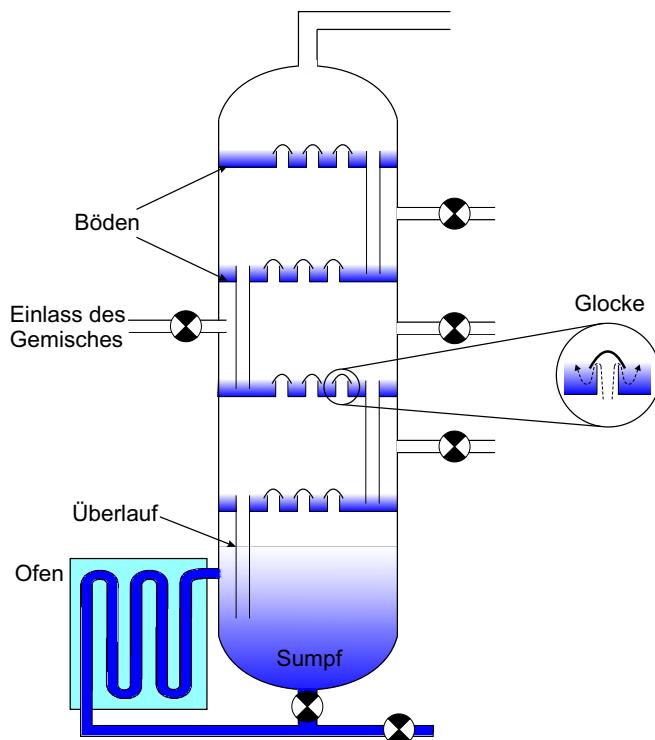


Abbildung 4.14: Rektifikationskolonne

Es gibt Stoffe, die bei bestimmten Mischungsverhältnissen Stoffgemische bilden, welche durch gewöhnliche Destillationen nicht mehr trennbar sind. In diesen Fällen ist die Zusammensetzung der Flüssigkeit und der Gasphase gleich und das Gemisch verhält sich wie ein Reinstoff. Solche Mischungen bezeichnet man als *Azeotrope* Gemische oder einfacher als *Azeotrope*. Man unterscheidet zwei Arten von Azeotropen, so genannte Maximum- und Minimumazeotrope:

- *Positive Azeotrope* besitzen im Siedediagramm (Temperaturauftragung gegen Zusammensetzung) ein Siedepunktsminimum, das unter den Siedepunkten der beteiligten Reinstoffe liegt (► Abbildung 4.15a). Ein typisches Beispiel für ein solches System ist die Mischung Ethanol/Wasser.
- *Negative Azeotrope* besitzen im Siedediagramm ein Maximum, das *über* den Siedepunkten der beteiligten Reinstoffe liegt (► Abbildung 4.15b). Negative Azeotrope kommen weit seltener vor als positive Azeotrope. Ein Beispiel dafür ist das System Wasser/Salpetersäure.

Destilliert man ein Ethanol-Wasser-Gemisch mehrfach, so erhält man letztendlich ein Azeotrop aus 95,58 % Ethanol und 4,42 % Wasser. Dieses Gemisch lässt sich durch Destillieren nicht weiter trennen, da es einen Siedepunkt von 78,2 °C aufweist, der niedriger ist als die Siedepunkte der beiden Reinstoffe (100 °C bzw. 78,32 °C). Durch Zusatz einer dritten Komponente oder durch Destillation bei verändertem Druck kann dieses Azeotrop jedoch getrennt werden.

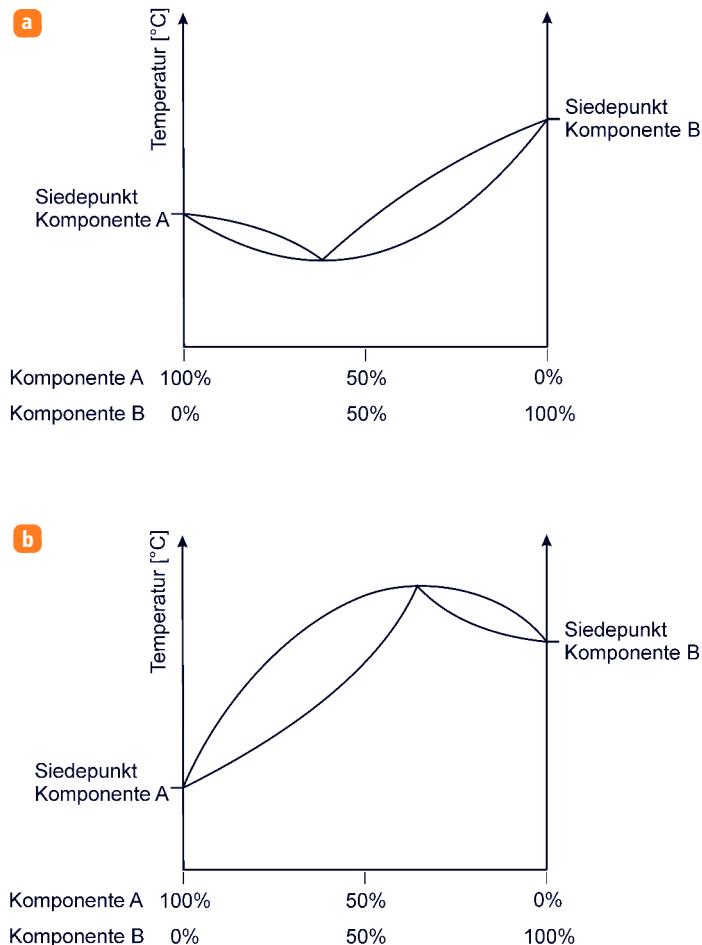


Abbildung 4.15: Azeotrope Mischungen können a) ein Siedepunktsminimum (positive Azeotrope) oder b) ein Siedepunktsmaximum (negative Azeotrope) besitzen

ZUSAMMENFASSUNG

Substanzen können in verschiedenen *Aggregatzuständen* existieren, die sich im Wesentlichen durch die gegenseitige Wechselwirkung der Elemente oder Verbindungen in ihnen unterscheiden. In Gasen bewegen sich die Teilchen sehr schnell und die gegenseitige Wechselwirkung ist relativ gering. Viele Gesetzmäßigkeiten, die etwas über den Zustand eines Gases aussagen, also über dessen Verhältnis zwischen Temperatur, Druck, Volumen und Stoffmenge, können mit Hilfe des *idealens Gasgesetzes* abgeleitet werden. Der Zustand des idealen Gases macht allerdings Annahmen, die *reale Gase* je nach ihrer Zusammensetzung und den Zustandsbedingungen nur näherungsweise erfüllen. Im Vergleich zu den Gasen existieren in Flüssigkeiten größere Wechselwirkungen zwischen den Teilchen, jedoch ist noch eine gegenseitige Beweglichkeit der Teilchen vorhanden, was dazu führt, dass Flüssigkeiten keine feste Form besitzen, aber ein definiertes Volumen. In *Festkörpern* sitzen die Teilchen auf fixierten Positionen. Je nachdem, ob dies in einer regelmäßigen dreidimensionalen Anordnung oder rein zufällig geschieht, unterscheidet man *kristalline* oder *amorphe Festkörper*. Die *Kristallstruktur* von kristallinen Festkörpern bestimmt viele ihrer Eigenschaften. Neben den Aggregatzuständen der Reinstoffe sind auch verschiedene Arten von Gemischen zwischen unterschiedlichen Aggregatzuständen bekannt. Die Änderung der Aggregatzustände untereinander lässt sich mittels *Phasendiagrammen* beschreiben. Ein technologisch wichtiger Phasenübergang ist dabei der zwischen der flüssigen und gasförmigen Phase, der zur Trennung von flüssigen Phasen mittels *Destillation* verwendet wird.

Aufgaben

Verständnisfragen

1. Wie unterscheiden sich die drei Aggregatzustände bzgl. ihrer chemischen Wechselwirkungen?
2. Warum sind Gase komprimierbar, während Flüssigkeiten und Feststoffe dies nicht sind?
3. Wie korrelieren Druck und Volumen bzw. Temperatur und Volumen bei einem idealen Gas?
4. Wie unterscheidet sich ein ideales von einem realen Gas?
5. Wieso herrscht über jeder Flüssigkeit ein Dampfdruck und von was ist dieser abhängig?

6. Wie unterscheiden sich kristalline und amorphe Festkörper?
7. Mit welchen Parametern wird die Elementarzelle in einer kristallinen Substanz beschrieben?
8. Was ist der Unterschied zwischen einem Kristallsystem und einem Bravais-Gitter und wie viele solcher Gitter gibt es?
9. Wie hängen chemische Wechselwirkungen in einem Kristall und dessen Eigenschaften miteinander zusammen?
10. Welche Arten von heterogenen Gemischen gibt es?
11. Was beschreibt ein Phasendiagramm eines Stoffes?
12. Welche Größen sind in einem Siedediagramm gegeneinander aufgetragen und was kann aus einem solchen Diagramm abgelesen werden?

Übungsaufgaben



1. Ein Behälter enthält ein Gas mit 500 kPa (ca. 5 bar) bar bei 20 °C.
 - a. Welcher Druck herrscht bei 70 °C?
 - b. Welcher Druck herrscht bei 500 °C?
 - c. Bei welcher Temperatur beträgt der Druck 50 bar?
2. Die Antriebsrakete eines Raumschiffs verbrennt Wasserstoff und Sauerstoff. Wasserstoff wird an die Rakete mit einem Druck von 111,4 kPa übergeben und 1500 L werden für dieses Manöver benötigt. Mit welchem Druck muss der Vorratstank gefüllt werden, wenn sein Volumen 40 L beträgt (konstante Temperatur vorausgesetzt)?
3. Ein Luftballon wird mit Helium bei 23 °C befüllt. Anschließend wird er in flüssigen Stickstoff bei -196 °C getaucht. Was ist das relative Volumen (Verhältnis des Volumens nach Abkühlen zu dem Volumen vor dem Abkühlen) des Ballons bei dieser niedrigen Temperatur unter der Annahme, dass sich der Druck nicht ändert?
4. Welche Molzahl Wasserstoffgas kann unter Normalbedingungen in einem 2-L-Kolben vorhanden sein?
5. Wie viel Mol Helium wird benötigt, um einen 90-L-Ballon bei 22 °C mit 1013 hPa zu füllen?
6. Ein Autoreifen wird bei 22 °C auf 182,3 kPa aufgepumpt. Nachdem mit dem Auto mehrere Stunden gefahren wurde, konnte festgestellt werden, dass sich das Volumen des Reifens von 7,2 auf 7,8 L und der Druck auf 192,5 kPa erhöht hatte. Welche Temperatur hat der Reifen?

Copyright

Daten, Texte, Design und Grafiken dieses eBooks, sowie die eventuell angebotenen eBook-Zusatzdaten sind urheberrechtlich geschützt. Dieses eBook stellen wir lediglich als **persönliche Einzelplatz-Lizenz** zur Verfügung!

Jede andere Verwendung dieses eBooks oder zugehöriger Materialien und Informationen, einschließlich

- der Reproduktion,
- der Weitergabe,
- des Weitervertriebs,
- der Platzierung im Internet, in Intranets, in Extranets,
- der Veränderung,
- des Weiterverkaufs und
- der Veröffentlichung

bedarf der **schriftlichen Genehmigung** des Verlags. Insbesondere ist die Entfernung oder Änderung des vom Verlag vergebenen Passwortschutzes ausdrücklich untersagt!

Bei Fragen zu diesem Thema wenden Sie sich bitte an: info@pearson.de

Zusatzdaten

Möglicherweise liegt dem gedruckten Buch eine CD-ROM mit Zusatzdaten bei. Die Zurverfügungstellung dieser Daten auf unseren Websites ist eine freiwillige Leistung des Verlags. **Der Rechtsweg ist ausgeschlossen.**

Hinweis

Dieses und viele weitere eBooks können Sie rund um die Uhr und legal auf unserer Website herunterladen:

<http://ebooks.pearson.de>