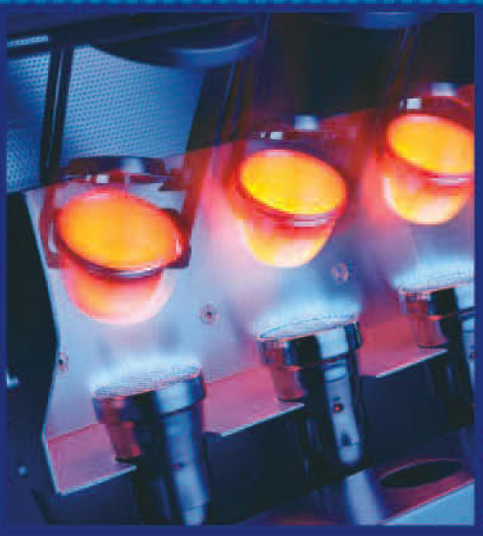
WWW.PEARSON-STUDIUM.DE
CWS
COMPANION WEBSITE



ing
maschinenbau

Guido Kickelbick

Chemie für Ingenieure

PEARSON
Studium

Guido Kickelbick

Chemie für Ingenieure

PEARSON
Studium

ein Imprint von Pearson Education
München • Boston • San Francisco • Harlow, England
Don Mills, Ontario • Sydney • Mexico City
Madrid • Amsterdam

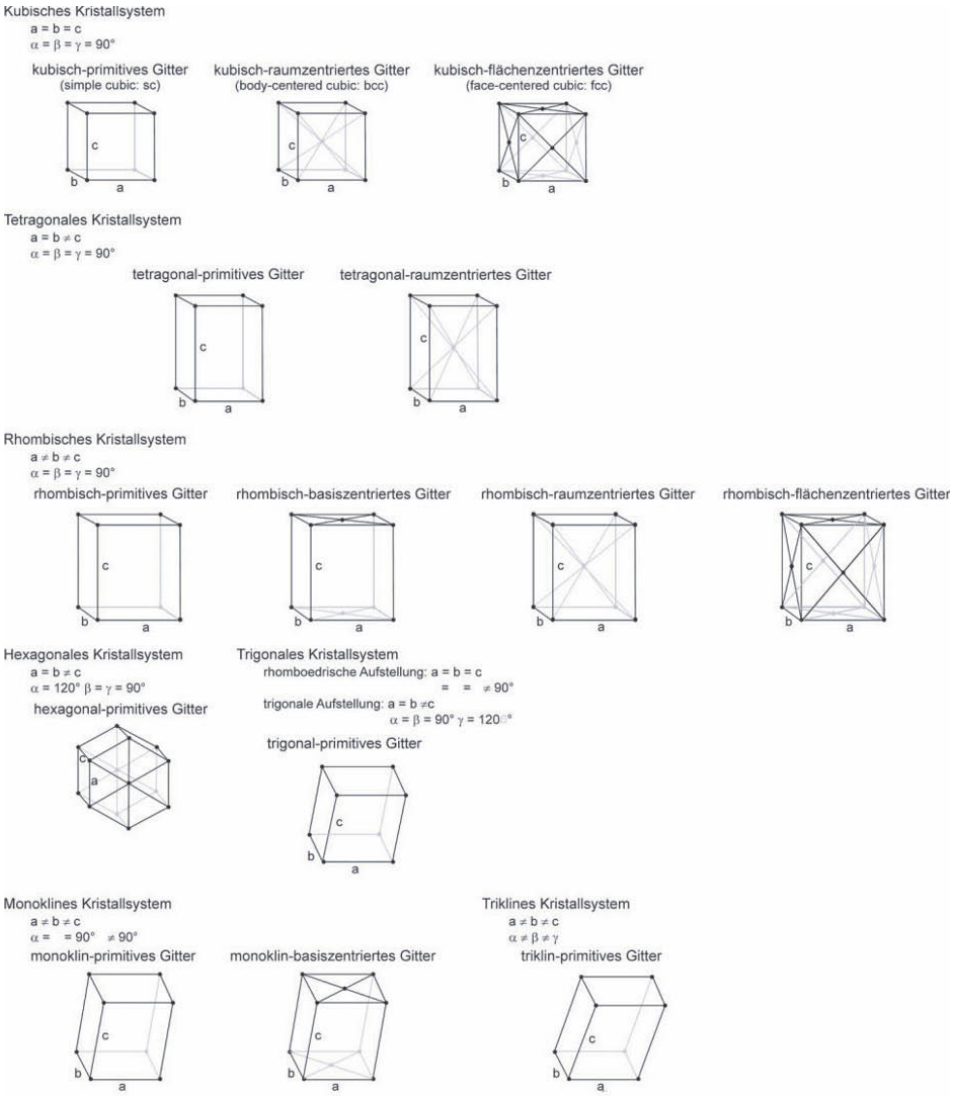


Abbildung 4.8: Die 14 verschiedenen Bravais-Gittertypen

Die Eigenschaften von Kristallen hängen im Wesentlichen von den chemischen Bindungen bzw. zwischenmolekularen Kräften unter den Teilchen, die den Kristall bilden, ab (▶Tabelle 4.2). Beispielsweise ist ein Salzkristall aus Ionen (Ionenkristall) aufgebaut, die sich elektrostatisch anziehen. Die Stärke der Anziehungskräfte zwischen den Ionen nennt man Gitterenergie. Die physikalischen Eigenschaften ändern sich in Abhängigkeit von der Gitterenergie; so nimmt mit abnehmender Gitterenergie

- die Höhe der Schmelz- und Siedepunkte ab,
- die thermischen Ausdehnungskoeffizienten und Kompressibilitätskoeffizienten zu,
- die Härte ab.

Strukturtyp	Teilchen	Bindungstyp	Typische Eigenschaften	Beispiele
Ionenkristall	positive und negative Ionen	elektrostatische Anziehung	hoher Schmelzpunkt, hart, spröde, elektrischer Isolator	$NaCl$, BaO, KNO_3
Molekülkristall	polare Moleküle	Van-der-Waals- und Dipol-Dipol-Anziehung	niedriger Schmelzpunkt, weich, elektrischer Isolator	H_2O, NH_3, SO_2
	unpolare Moleküle	Van-der-Waals-Anziehung		H_2, Cl_2, CH_4
Gerüststruktur (Raumnetzstruktur)	Atome	kovalente Bindungen	hoher Schmelzpunkt, sehr hart, elektrischer Isolator	Diamant, Quarz
Schichtenstruktur	Atome	kovalente Bindungen in zwei Dimensionen, London-Kräfte	hoher Schmelzpunkt, weich	Graphit, CdI_2, MoS_2
	Atome und Ionen	kovalente Bindungen in zwei Dimensionen, elektrostatische Anziehung	hoher Schmelzpunkt, zum Teil mit Wasser quellbar, elektrischer Isolator	Glimmer, Kaolinit (Ton)
Kettenstruktur	Atome	kovalente Bindungen in einer Dimension, London-Kräfte, evtl. Dipol-Dipol-Anziehung	faserig, zum Teil zu einer viskosen Flüssigkeit schmelzbar	SiS_2, Selen
	Atome und Ionen	kovalente Bindungen in einer Dimension, elektrostatische Anziehung	faserig, elektrischer Isolator	Asbest
Metallkristall	positive Ionen und bewegliche Elektronen	metallische Bindung	oft hoher Schmelzpunkt, verformbar, elektrisch leitend	Kupfer, Eisen

Tabelle 4.2: Eigenschaften von Kristallen in Abhängigkeit von ihren Bindungseigenschaften

Moleküle können auch kristalline Festkörper ausbilden, jedoch liegen hier nur schwache gegenseitige Anziehungskräfte zwischen den Molekülen vor, was zu niedrigen Schmelzpunkten und einem weicheren Aufbau als bei den Salzen führt. Ganz anders sieht es bei Verbindungen aus, die eine Gerüststruktur ausbilden. In diesen Feststoffen liegen kovalente Bindungen zwischen den Atomen vor, was zu hohen Schmelzpunkten und sehr harten Materialien führt. Der Diamant ist ein typisches Beispiel für diesen Strukturtyp. In ihm ist jedes Kohlenstoffatom mit vier weiteren Kohlenstoffatomen mittels gleich starker Atombindungen verbunden. Der Diamant stellt eine Modifikation des Kohlenstoffes dar. Die andere Modifikation ist der Graphit. Er besteht auch nur aus Kohlenstoffatomen, aber

nun sind starke kovalente Bindungen nur in einer zweidimensionalen Schicht vorhanden und zwischen den Schichten sind schwächere Wechselwirkungen existent. Daher ist Graphit viel weicher als Diamant. Neben diesen Schichtstrukturen sind auch Kettenstrukturen mit kovalenten Bindungen bekannt, wie z.B. der Asbest.

Salze leiten im kristallinen Zustand im Allgemeinen den Strom nicht. Die elektrische Leitfähigkeit ist mit dem Transport von Ladungen verbunden. Salze können jedoch weder Elektronen leiten, da diese an den Ionen fixiert sind, noch können die Ionen im festen Zustand selbst als Ladungsträger fungieren, da sie ihre Plätze im Kristall nicht verlassen können. Auch einige kovalente Gitterstrukturen, wie z.B. Diamant, vermögen den Strom nicht zu leiten, da alle Elektronen in Bindungen lokalisiert sind. Dies ist bei den Metallen ganz anders, da sich hier die Elektronen in einem Elektronengas befinden. Daher kann man viele Eigenschaften von Kristallen auf die grundlegenden Bindungen im Kristall zurückführen.

Kristalle in unserem täglichen Leben

Kristalle faszinieren den Menschen seit jeher. Insbesondere sind es die kristallinen Materialien und Schmucksteine, die bei vielen ein ganz besonderes Interesse erzeugen. Neben ihrer Ästhetik besitzen sie allerdings auch eine enorme wirtschaftliche Bedeutung und sind aus unserem alltäglichen Leben nicht wegzudenken. Dies soll an zwei Beispielen verdeutlicht werden. Eine der größten Herausforderungen in der Technologie ist es, Kristalle hoher Reinheit defektfrei herzustellen. Dazu sind besondere Verfahren notwendig, bei denen z.B. riesige Kristalle mit mehreren hundert Kilogramm aus flüssigen Schmelzen ihrer Rohstoffe gezogen werden. Diese Verfahren sind aufwendig und teuer und daher besitzen die kristallinen Substanzen mit hoher Reinheit auch einen großen ökonomischen Wert.

Silicium-Einkristalle

Das Element Silicium ist ein Halbleiter und findet vielfältige Anwendung in der elektronischen Industrie als Basis für die Chipherstellung, aber auch in der ökologischen Stromerzeugung durch Photovoltaik. Silicium ist ein recht häufiges Element in der Erdkruste, dort kommt es aber nur in chemischen Verbindungen vor, aus denen es zunächst isoliert werden muss. Eine typische natürliche Verbindung von Silicium ist Siliciumdioxid SiO_2, das beispielsweise als Quarz oder Sand vorkommt. Aus dieser Verbindung lässt sich Rohsilicium durch Reduktion mit Kohlenstoff gewinnen. Das entstehende Produkt ist zwar für die Beimengung für Metalle wie Eisen geeignet, für die Verwendung in elektronischen Anwendungen müssen allerdings noch einige Nachreinigungsschritte erfolgen. Polykristallines Silicium hat eine ausreichende Reinheit für Solarpanels. Weit aufwendiger in der Herstellung ist einkristallines Silicium, welches in der Halbleiterindustrie benötigt wird. Ein sehr hoher Reinheitsgrad ist hier notwendig, da viele Verunreinigungen die Leitfähigkeit des Siliciums beeinflussen. Zwei Verfahren sind bei der Aufbereitung von Silicium von entscheidender Bedeutung: das Tiegelziehen (*Czochralski*-Verfahren) und das Zonenschmelzverfahren.

Beim Tiegelziehen wird bereits vorgereinigtes Silicium in Quarztiegeln geschmolzen. In die Schmelze wird ein Impfkristall aus hochreinem monokristallinem Silicium eingebracht und unter langsamem Drehen aus der Schmelze herausgezogen. Hochreines Silicium wächst in monokristalliner Form auf dem Impfkristall auf und fast alle Verunreinigungen verbleiben in der Schmelze. ▶

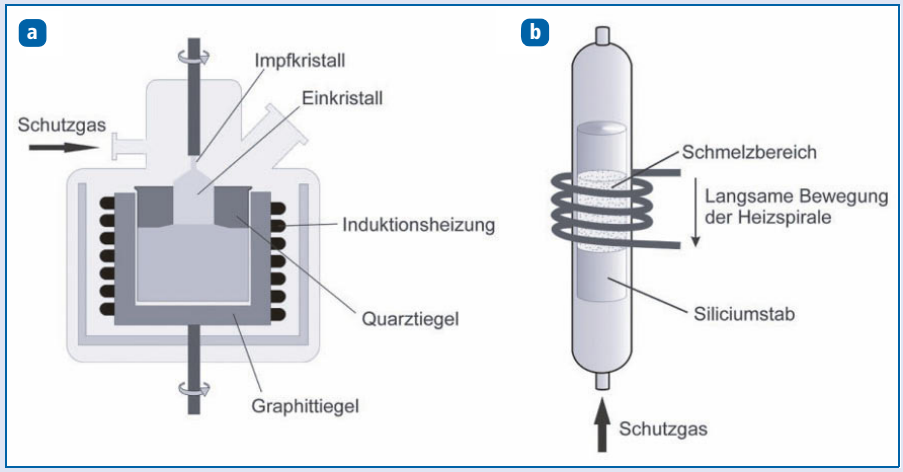


Abbildung 4.9: Herstellung hochreiner Kristalle mittels a) Tiegelziehen und b) Zonenschmelzen

Beim Zonenschmelzen wird mit Hilfe einer elektrischen Induktionsheizung eine Schmelzzone durch einen Siliciumstab gefahren, wobei sich ein Großteil der Verunreinigungen in der Schmelze löst und mit wandert.

Alle gängigen Computerchips, Speicher, Transistoren etc. verwenden hochreines Silicium als Ausgangsmaterial. Eine gezielte Einlagerung von Fremdatomen, die so genannte Dotierung, ermöglicht eine Veränderung der elektrischen Eigenschaften des Siliciums.

Piezokristalle

Egal ob Sie sich mit Ihrem Feuerzeug per Tastendruck eine Zigarette anzünden oder ob Sie auf Ihrer Quarzuhr die Zeit ablesen, in beiden Fällen wird die Funktion des Alltagsgegenstands durch den Piezoeffekt ermöglicht. Genauer müsste man eigentlich von der Piezoelektrizität sprechen. Sie beschreibt das Zusammenspiel von mechanischem Druck und elektrischer Spannung in Festkörpern. Der Effekt basiert auf dem Phänomen, dass bei Verformung bestimmter Materialien auf deren Oberfläche elektrische Ladungen auftreten (direkter Piezoeffekt). Umgekehrt verformen sich diese kristallinen Festkörper bei Anlegen einer elektrischen Spannung (inverser Piezoeffekt). Durch eine gerichtete Verformung in einem piezoelektrischen Material bilden sich mikroskopische Dipole innerhalb der Elementarzellen. Die Aufsummierung über alle Elementarzellen des Kristalls führt zu einer makroskopisch messbaren elektrischen Spannung.

Piezoelektrische Kristalle können elektrisch angeregt mechanische Schwingungen ausführen.

Der Piezoeffekt kann nur in Strukturen. denen ein bestimmtes Symmetriemerkmal in der Gitterstruktur, nämlich ein Inversionszentrum, fehlt, auftreten. Typische piezoelektrische Materialien sind Bariumtitanat ($BaTiO_3$) und Blei-Zirkonat-Titanat (PZT). Das bekannteste Material mit Piezoeigenschaften ist aber der Quarz (SiO_2), von dem Quarzuhren ihren Namen haben.

4.3.2 Amorphe Festkörper

Amorphe Festkörper zeigen im Aufbau Ähnlichkeiten zu Flüssigkeiten, nur besitzen die einzelnen Atome keine Bewegungsenergie, die es ihnen ermöglicht, ihre Plätze im Raum zu verlassen. Die Teilchen in einem amorphen Material bilden keine durchgehend geordneten dreidimensionalen Strukturen wie in kristallinen Systemen aus. Die Bedingung für die Ausbildung des amorphen Zustands ist, dass sich die Teilchen beim Erstarren nicht regelmäßig anordnen können. So können amorphe Materialien häufig durch schnelles Abkühlen einer Schmelze hergestellt werden.

Da die Atome eine geringere Packungsdichte aufweisen, haben amorphe Stoffe meist eine geringere Dichte als kristalline Stoffe. Sie sind häufig auch nicht so hart und weniger spröde.

Amorphe feste Stoffe können also als unterkühlte erstarrte Flüssigkeiten angesehen werden. Gläser sind typische amorphe Materialien.

4.4 Gemische

In Kapitel 1.2 haben wir uns bereits des Themas „Gemische“ angenommen, hier möchten wir die verschiedenen Möglichkeiten für Gemische nochmals in Verbindung mit den Aggregatzuständen betrachten.

4.4.1 Homogene Gemische

Homogene Gemische erscheinen rein optisch wie ein Reinstoff. In den meisten Fällen sind homogene Gemische auf molekularer Ebene vermischte Reinstoffe. Eine wichtige Rolle für viele chemische Prozesse spielen die Lösungen, die im nächsten Kapitel ausführlich besprochen werden.

Im Unterschied zu Feststoffen und Flüssigkeiten, die durchaus in heterogenen Mischungen auftreten können, sind Gase in jedem Verhältnis miteinander mischbar und ergeben immer homogene Mischungen. Dies erscheint zumindest optisch so, dennoch können sich Gase auch entmischen, und zwar in Abhängigkeit von der molekularen Masse der Moleküle, aus denen die Gasmischung besteht, können schwerere Gase sich beispielsweise in Bodennähe anreichern. Die Luft, die wir einatmen, besteht aus ca. 78 % Stickstoff (N_2) und 21 % Sauerstoff (O_2), der Rest sind hauptsächlich Edelgase und Kohlenstoffdioxid. Wir können also die mittlere molekulare Masse von Luft aus den Teilgasen berechnen und nehmen zur Vereinfachung an, sie würde nur aus 80 % Stickstoff und 20 % Sauerstoff bestehen. Die durchschnittliche molare Masse beträgt also 0,8 (N_2 = 28 g/mol) + 0,2 (O_2 = 32 g/mol) = 28,8 g/mol. Gase mit höherer molarer Masse würden nach unten sinken, solche mit niedrigerer nach oben steigen. Helium mit einer molaren Masse von 4,0 g/mol steigt also nach oben, während Argon (40 g/mol) und Kohlenstoffdioxid (CO_2 = 44 g/mol) nach unten sinken.

Kohlenstoffdioxid entsteht beispielsweise bei der alkoholischen Gärung und sammelt sich am Boden von Weinkellern. Eine sehr einfache Methode, um zu testen, ob genügend Sauerstoff vorhanden ist, ist das Mitführen einer brennenden Kerze, deren Flamme den Sauerstoff zum Brennen benötigt. Sammelt sich nun am Boden des Kellers das schwerere und erstickend wirkende Kohlenstoffdioxid, erlischt die Kerze.

Neben Gasen können natürlich auch Flüssigkeiten untereinander homogene Mischungen bilden. Beispielsweise gehen Wasser und Ethanol in jedem Verhältnis zueinander eine Mischung ein. Die Angabe des Ethanolgehaltes in Lebensmitteln erfolgt dabei in Volumenprozent (Vol.-%). Metalle können ebenso homogene Mischungen bilden, diese bezeichnet man als Legierungen.

4.4.2 Heterogene Gemische

In heterogenen Gemischen bilden die unterschiedlichen Stoffe im Gemisch jeweils eine eigene Phase. Zwischen diesen Phasen befinden sich *Grenzflächen*, die auch als *Phasengrenzen* bezeichnet werden. Heterogene Gemische, die mehrere Phasen enthalten, werden auch häufig als Dispersionen bezeichnet. Dispersionen bestehen aus einem Dispersionsmittel, welches die kontinuierliche Phase darstellt, und einer dispergierten Phase. Es gibt einige besondere Arten von heterogenen flüssig-flüssigen bzw. fest-flüssigen Mischungen, die auch technologische Bedeutungen haben (▶Tabelle 4.3).

■ **Emulsionen**

Eine Emulsion ist ein fein verteiltes Gemisch zweier normalerweise nicht mischbarer Flüssigkeiten, z.B. Öl und Wasser. Dabei liegt die eine Flüssigkeit als dispergierte Phase in kleinen Tröpfchen verteilt in der kontinuierlichen Phase vor. Obwohl die beiden Flüssigkeiten normalerweise nicht mischbar sind, kommt es zu keiner sichtbaren Entmischung. In Abhängigkeit von der Größe der dispergierten Flüssigkeitströpfchen und von der Stabilität spricht man von *Makroemulsionen* (auch: grob-dispers) und *Mikroemulsionen* (auch: kolloid-dispers). Der Durchmesser der dispergierten Phase schwankt dabei zwischen 10 µm und 1 nm, die meisten Emulsionen zeigen eine breite Verteilung der Tröpfchengröße und sind polydispers. In Abhängigkeit von der Größe der dispergierten Teilchen sind Emulsionen milchig-trüb (Makroemulsion) bis klar (Mikroemulsion).

Die technologisch wichtigsten Emulsionen sind Mischungen von Wasser und einem Fett bzw. Öl. Dabei kann es zur Bildung von Wasser-in-Öl-Emulsionen (W/O-Emulsion: Wasser: dispergierte Phase, Öl: kontinuierliche Phase) oder Öl-in-Wasser-Emulsionen (O/W-Emulsion: Öl: dispergierte Phase, Wasser: kontinuierliche Phase) kommen. Emulsionen müssen meist stabilisiert werden, damit sich die Phasen nicht entmischen. Als Stabilisatoren wirken *Emulgatoren*, bei denen es sich üblicherweise um oberflächenaktive Substanzen oder so genannte *Tenside* handelt. Typische Beispiele für Emulsionen aus unserem täglichen Leben sind verschiedene Kosmetika oder Mayonnaise.

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 Schwebe 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 0,1 µm = 100 nm 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. 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).

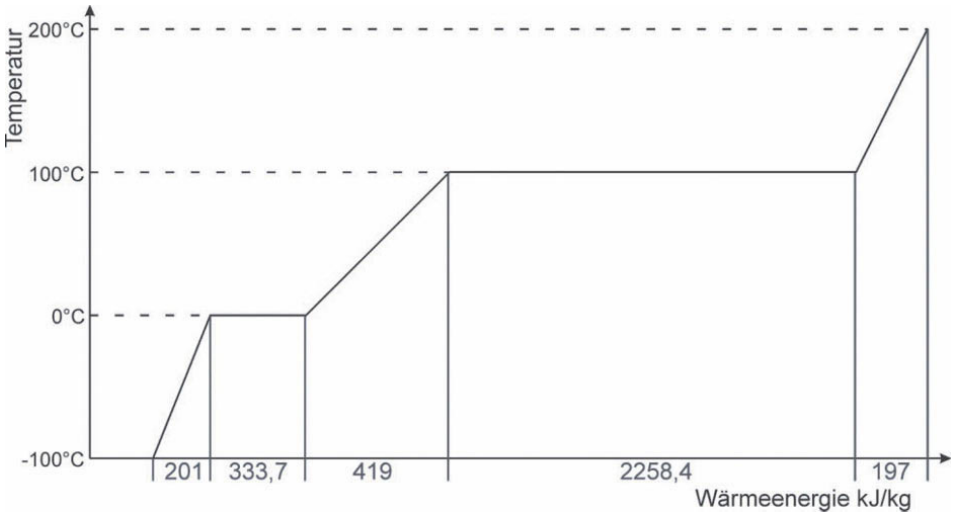


Abbildung 4.10: Temperatur-Energie-Diagramm für 1 kg Wasser

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 Veranschaulichung 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 Siedekurve endet am *kritischen Punkt K*. 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 CO_2 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

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

informit.de
http://www.informit.de

herunterladen