

Hinweis

Bei dieser Datei handelt es sich um ein Protokoll, das einen Vortrag im Rahmen des Chemielehramtsstudiums an der Uni Marburg referiert. Zur besseren Durchsuchbarkeit wurde zudem eine Texterkennung durchgeführt und hinter das eingescannte Bild gelegt, so dass Copy & Paste möglich ist – aber Vorsicht, die Texterkennung wurde nicht korrigiert und ist gerade bei schlecht leserlichen Dateien mit Fehlern behaftet.

Alle mehr als 700 Protokolle (Anfang 2007) können auf der Seite http://www.chids.de/veranstaltungen/uebungen_experimentalvortrag.html eingesehen und heruntergeladen werden.

Zudem stehen auf der Seite www.chids.de weitere Versuche, Lernzirkel und Staatsexamensarbeiten bereit.

Dr. Ph. Reiß, im Juli 2007

Übungen im Experimentalvortrag für Lehramtskandidaten

WS 1993/94

Veranstaltungsleiter: Dr. J. Butenuth, Dr. E. Gerstner

Referentin: Katrin Panten

Datum: 10.11.1993

allgemeine und anorganische Chemie

494

Aggregatzustände

- 1) Einleitung
- 2) Die vier Aggregatzustände: fest, flüssig gasförmig, Plasma
- 3) Die Gibbsche Phasenregel und Phasendiagramme von Reinstoffen
- 4) Änderung der Aggregatzustände

Übungen im Experimentalvortrag für Lehramtskandidaten **WS 1993/94**

Veranstaltungsleiter: Dr. J. Butenuth, Dr. E. Gerstner

Referentin: Katrin Panten

Datum: 10.11.1993

allgemeine und anorganische Chemie

Aggregatzustände

- 1) Einleitung
- 2) Die vier Aggregatzustände: fest, flüssig gasförmig, Plasma
- 3) Die Gibbsche Phasenregel und Phasendiagramme von Reinstoffen
- 4) Änderung der Aggregatzustände

1. Einleitung

Schon die griechischen Naturphilosophen haben vor 2500 Jahren die Erscheinungsformen der Materie nach ihrem makroskopischen Verhalten eingeteilt. Dies wurde durch die vier Elemente: Feuer, Wasser, Erde und Luft symbolisiert.

Heute werden die Erscheinungsformen als Phasen bezeichnet, wobei eine Phase definiert ist als physikalisch einheitliche Erscheinungsform eines Stoffes oder Stoffgemisches. Inzwischen hat man eine Anzahl von Phasen entdeckt, wie z.B. die Ferroelektrika, die magnetisch geordneten Zustände, supraleitender und supraflüssiger Zustand u.s.w..

In diesem Vortrag geht es im wesentlichen um die drei klassischen Zustände, um die drei Aggregatzustände:

1. fest
2. flüssig
3. gasförmig

Auf den 4. Aggregatzustand, Plasma, wird nur kurz eingegangen.

Zur Verdeutlichung der 3 Aggregatzustände dient der Versuch 1.

Versuch 1: Verdeutlichung der drei Aggregatzustände: fest, flüssig, gasförmig

Eine Kerze wird angezündet. Die beiden Aggregatzustände fest und flüssig sind sofort erkennbar. Zur Verdeutlichung des Gaszustandes wird die Kerze ausgeblasen und der Dampf angezündet. Man sieht, daß es sich um gasförmiges Wachs handelt, da die Flamme bis zum Docht herunterbrennt.

In den verschiedenen Zuständen ist die chemische Zusammensetzung des Stoffes gleich, nur seine Erscheinungsform hat sich geändert.

Um das unterschiedliche Verhalten der Stoffe in den verschiedenen Aggregatzuständen verstehen zu können, muß man sich zuerst einmal den Aufbau der Stoffe ansehen. Dadurch wird auch verständlich, warum ein Stoff fest, flüssig oder gasförmig ist.

Grundlage ist dabei, daß die Materie aus kleinsten Teilchen aufgebaut ist.

2. Die vier Aggregatzustände: fest, flüssig, gasförmig, Plasma

1. Festkörper

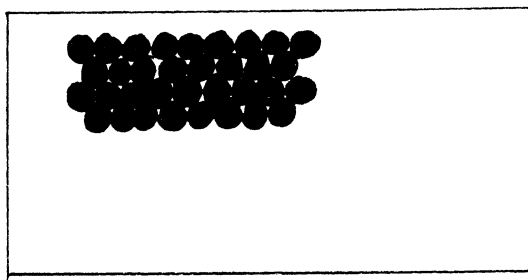
Im festen Zustand sind die Teilchen räumlich fixiert. Reine Feststoffe kommen als Kristalle vor, bei denen die einzelnen Bausteine, die Teilchen, an ganz bestimmten festen Orten gebunden sind, um die herum sie Schwingungen ausführen können. Bei diesen Schwingungen handelt es sich um Wärmebewegungen, die Brownsche Molekularbewegung. Kristalle besitzen eine regelmäßige Anordnung der Teilchen. Man spricht bei Feststoffen von einer Fernordnung der Teilchen.

Kristalle entstehen aufgrund ionischer, kovalenter und van der Waalscher Kräfte. Bei den Ionenkristallen sind die Teilchen durch Ionenbindungen verbunden. Solche Körper weisen eine hohe Festigkeit auf, weil Ionenbindungen sehr stabil sind, und es außerdem schwierig ist, die große Anzahl der Bindungen gleichzeitig aufzubrechen.

Aggregatzustände aus Molekülen heißen Molekülkristalle, wenn die Moleküle periodisch und symmetrisch angeordnet sind. Hierbei sind die Moleküle durch van der Waals Wechselwirkungen aneinander gebunden. Da diese Wechselwirkungen wesentlich schwächer sind als die Ionenwechselwirkungen, sind solche Kristalle instabiler als Ionenkristalle.

Eine weitere spezielle Form von Kristallen sind die Metalle. Sie bestehen aus Kationen in einer Wolke von Elektronen. Ihre elektrische und Wärmeleitfähigkeit rühren von der Beweglichkeit des Elektronengases her.

Ordnung der Teilchen im festen Zustand



Unterschiede im Verhalten der Stoffe in den verschiedenen Aggregatzuständen lassen sich auch anhand der Diffusion erklären.

So diffundieren zwei Festkörper entweder gar nicht oder nur langsam unter extremen Bedingungen, da die Wärmebewegungen der Teilchen nur sehr gering sind.

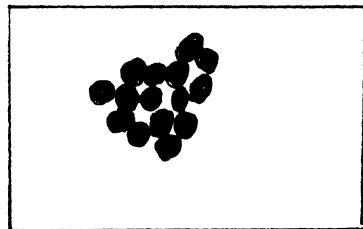
Versuch 2a): Diffusion eines Feststoffes in Wasser

In ein Glas mit Wasser werden mit einer Pipette einige Kristalle KMnO_4 gegeben. Die Teilchen diffundieren sehr langsam, mit der Zeit färbt sich die Lösung violett.

2. Flüssigkeiten

Bei Flüssigkeiten sind die Teilchen nicht mehr so regelmäßig angeordnet wie bei Festkörpern. Sie besitzen allerdings noch eine gewisse Ordnung gegenüber ihren Nachbarn aufgrund ihrer Kohäsionskräfte. Man spricht von einer Nahordnung der Teilchen.

Ordnung der Teilchen im flüssigen Zustand



Bei Flüssigkeiten sind die Anziehungskräfte zwischen den Teilchen wesentlich geringer als bei Festkörpern und die Brownsche Bewegung größer.

Dies ist auch der Grund, warum zwei Flüssigkeiten leichter diffundieren als zwei Festkörper.

Versuch 2b): Diffusion zweier Flüssigkeiten

In ein Becherglas mit Wasser wird mit einer Pipette Methylrot gegeben. Die gesamte Lösung färbt sich relativ schnell rot.

Da die Teilchenbewegung, wie schon erwähnt, in Flüssigkeiten größer ist und die Anziehungskräfte geringer, diffundiert ein Festkörper in Flüssigkeiten leichter und schneller als mit einem anderen Festkörper.

Flüssigkeiten sind dadurch gekennzeichnet daß sie feste Oberflächen bilden und sich nur schwer komprimieren lassen und sich jeder umgebenden Form anpassen, auch das ist aufgrund ihres Aufbaus erklärbar.

Eine weitere wesentliche Eigenschaft von Flüssigkeiten ist der Dampfdruck.

Versuch 3: Dampfdruck von Flüssigkeiten

Ein 250 ml Kolben mit Tropftrichter und Manometer (ist mit einem Digitalgerät verbunden, damit die Druckänderung von den Zuhörern beobachtet werden kann) versehen wird an einer Woulffschen Flasche angeschlossen, an der eine Membranpumpe angeschlossen ist. Der Kolben mitsamt dem Tropftrichter wird evakuiert. In dem Tropftrichter sind 10 ml Ethanol vorgelegt.

Der Druck wird abgelesen. Anschließend läßt man die 20 ml Ethanol aus dem Tropftrichter in den Kolben tropfen.

Der Druck steigt, es ist erkennbar, daß Flüssigkeiten einen Dampfdruck besitzen.

Dabei ist der Dampfdruck folgendermaßen definiert:

Unter dem Dampfdruck einer Flüssigkeit versteht man den Druck, den der Dampf in einem abgeschlossenen Raum auf die Behälterwand ausübt, wenn er mit der Flüssigkeit im Gleichgewicht steht.

Daß beim Versuch 3 der Druckanstieg nach dem Zutropfen des Ethanols nicht nur durch das verminderte Volumen, das nun zur Verfügung stand, verursacht wurde, läßt sich mit Hilfe des Boylschen Gesetzes berechnen:

$$p_1 V_1 = p_2 V_2$$

hier: $p_2 = (p_1 \cdot 250 \text{ ml}) / 230 \text{ ml} \approx p_1 \cdot 1,09$

Der dadurch hervorgerufene Druckanstieg wäre also um ein wesentliches geringer als der beobachtete. Das heißt, daß die Flüssigkeit einen Dampfdruck besitzen muß.

Der Dampfdruck ist abhängig von der Temperatur.

Versuch 4: Temperaturabhängigkeit des Dampfdruckes

Unter den Kolben von Versuch 3 wird ein vorgewärmtes Wasserbad gebracht. Der Druck steigt.

Diese Temperaturerhöhung läßt sich mit Hilfe der Clausius-Clapeyron Gleichung berechnen.

Es gilt:

$$\frac{dp}{dT} = \frac{\Delta H_{\text{verd., mol}}}{T \cdot \Delta V_{\text{verd., mol}}}$$

$\Delta H_{\text{verd., mol}}$ = molare Verdampfungsenthalpie

T = Siedetemperatur

$\Delta V_{\text{verd., mol}}$ = Änderung des Molvolumens beim Verdampfen

Für den Verlauf der Dampfdruckkurve ergibt sich:

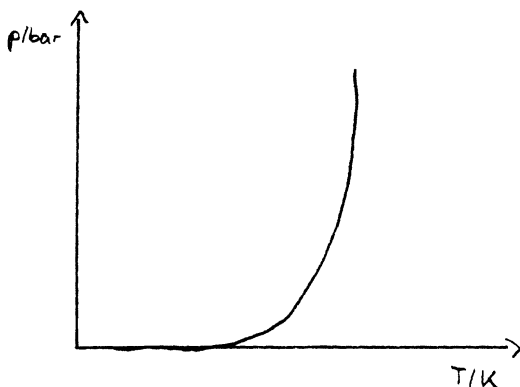
$$p = p^* \exp(-c) \text{ mit } c = (\Delta H_{\text{verd., mol}}/R) \left(\frac{1}{T} - \frac{1}{T^*} \right)$$

p^* = Dampfdruck bei der Temperatur T^*

p = Dampfdruck bei der Temperatur T

Voraussetzung: $\Delta V_{\text{verd., mol}} \approx V_m(\text{g})$

Dampfdruckkurve von Wasser (qualitativ)



Aufgrund der Temperaturerhöhung steigt die Wärmebewegung der Teilchen. So haben mehr Teilchen genug Energie, den Flüssigkeitsraum zu verlassen, so daß sich mehr Teilchen im Dampfraum befinden, die einen größeren Druck ausüben, so daß der Dampfdruck steigt.

An dieser Stelle soll noch eine Stoffform erwähnt werden, bei der es sich um einen Zwischenzustand zwischen Festkörpern und Flüssigkeiten handelt. Dies sind Festkörper mit einer unregelmäßigen Teilchenanordnung, sogenannte **amorphe Stoffe oder Gläser**. Beispiele hierfür sind Siegellack und Glas.

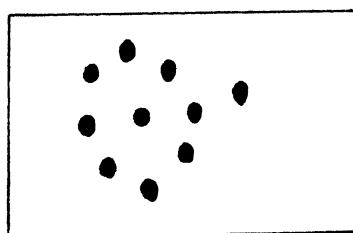
Da die amorphen Feststoffe allerdings im Gegensatz zu den kristallinen keinen festen Schmelzpunkt besitzen, werden sie auch als **unterkühlte Flüssigkeiten** bezeichnet.

3. Gaszustand

Das Wort "Gas" ist von dem griechischen Wort "Chaos" abgeleitet. So läßt dieses Wort schon auf den Aufbau des Gaszustandes schließen. Im Gaszustand befinden sich die Teilchen in ständiger, regelloser Bewegung. Dabei wandert jedes Teilchen mit hoher Geschwindigkeit geradeaus, bis es auf ein anderes Teilchen oder die Behälterwand trifft und seine Richtung ändert.

In einem Gas sind der mittlere Abstand zwischen den Teilchen und die durchschnittliche Strecke, die die Teilchen zwischen zwei Zusammenstößen zurücklegen, normalerweise viel größer als der Teilchendurchmesser. Aus diesem Grund spielen zwischenmolekulare Wechselwirkungen im Vergleich zur Bewegungsenergie nur eine untergeordnete Rolle, diese Wechselwirkungen sind abhängig vom äußeren Druck.

Ordnung der Teilchen im Gaszustand



Für ein ideales Gas, d.h. für ein Gas, in dem sich die Teilchen frei, ohne Wechselwirkungen bewegen können, gilt das ideale Gasgesetz:

$$pV = nRT$$

p: Druck

V: Volumen

n: Stoffmenge

T: absolute Temperatur

R: Gaskonstante

Gase zeichnen sich dadurch aus, daß sie weder form- noch volumenbeständig sind. Die unterschiedlichen Eigenschaften von Gasen im Aufbau im Vergleich zu Flüssigkeiten und Festkörpern lassen sich auch bei der Diffusion erkennen.

Versuch 2c: Diffusion zweier Gase

In ein Glasrohr werden an den Enden jeweils ein Wägeschiffchen mit HCl bzw. NH₃ gegeben und das Glasrohr anschließend mit zwei Stopfen verschlossen.

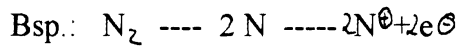
Es bildet sich nach einiger Zeit ein weißer Nebel:

Die erste Nebelbildung beobachtet man dabei stets wesentlich näher zur Salzsäure hin als zum Ammoniak. Das Verhältnis des Abstandes des Nebels zum Ammoniakschiff bzw. HCl-schiff ist ca. 2:1, entspricht also in etwa dem Verhältnis der Molmassen. D.h. , die Diffusionsgeschwindigkeit ist vom Molekulargewicht abhängig.

Man sieht auch, daß die Diffusion bei Gasen wesentlich schneller vonstatten geht als bei Flüssigkeiten und Feststoffen. Das läßt sich relativ leicht aus dem Aufbau der Stoffe in den unterschiedlichen Aggregatzuständen erklären. Im Gaszustand bestehen zwischen den Teilchen kaum Wechselwirkungen und die Bewegung der Teilchen ist höher und ungeordneter als im flüssigen oder festen Zustand, woraus resultiert, daß sie leichter diffundieren.

4. Plasma

Erhitzt man ein Gas auf sehr hohe Temperaturen (mehrere 1000°C), so werden die Moleküle in Atome aufgespalten und diese in Kationen und Elektronen.



Es handelt sich um einen Zustand, in dem neben neutralen Atomen und Molekülen in hohem Maß Ionen und Elektronen auftreten. Dabei ist die Anzahl der positiven und negativen Ladung gleich.

Der Ionisationsgrad nimmt mit steigender Temperatur und sinkendem Druck zu. Die Ionisation erfolgt durch Erwärmung, durch Bestrahlung oder durch elektrische Entladung. Die Unterschiede zwischen Plasma und Gaszustand zeigen folgende Eigenschaften:

Das Plasma ist diamagnetisch, es absorbiert äußere magnetische Felder, es läßt Licht ungestört durch und reflektiert bzw. absorbiert Radiowellen geeigneter Frequenz und trennt sich im Feld in positive Ionen und Elektronen.

Bsp. für Plasma: elektrische Lichtbögen, Flammen hoher Temperaturen, das Innere von Fixsternen, der Erdkern, die Sonne.....

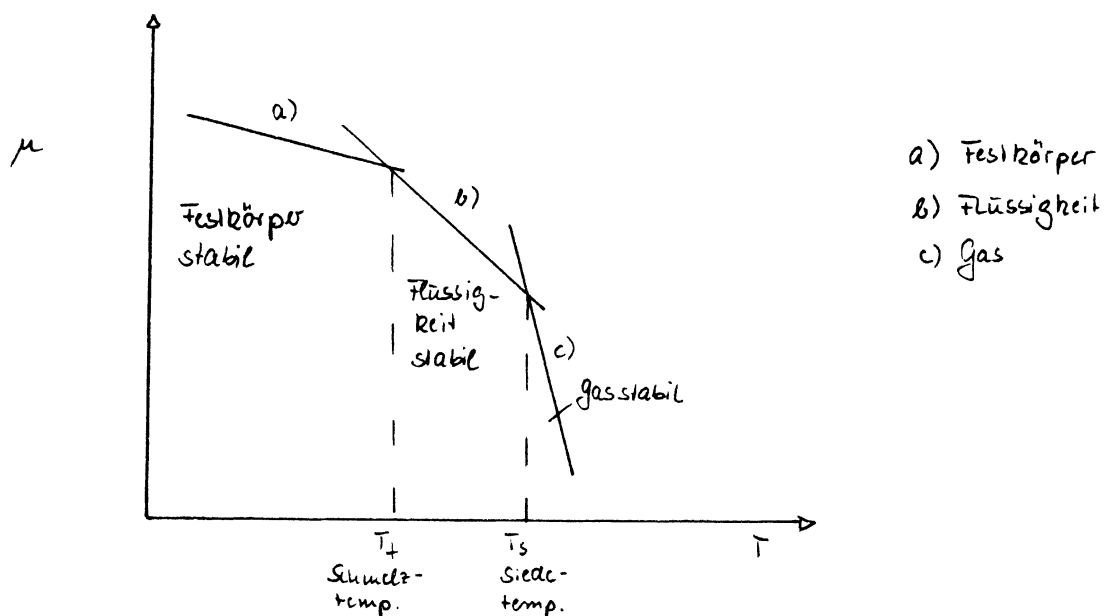
3. Gibbsche Phasenregel und Phasendiagramme von Reinstoffen

Zwei Phasen, in diesem Fall Aggregatzustände, können im Gleichgewicht miteinander stehen. Im allgemeinen hat jedes System bei $p=\text{const.}$, $T=\text{const.}$ die Tendenz, sich in Richtung einer niedrigeren freien Enthalpie zu verändern. Bei reinen Substanzen ist die molare freie Enthalpie gleich dem chemischen Potential. Man kann also sagen, das System hat die Tendenz, sich in Richtung eines kleineren chemischen Potentials zu verändern. D.h., hat der Dampf bei einem bestimmten Druck und einer bestimmten Temperatur ein kleineres chemisches Potential als die Flüssigkeit, dann hat sie die Tendenz zu verdampfen.

Dabei nennt man eine Phase thermodynamisch stabil im Temperaturbereich, in dem ihr chemisches Potential kleiner ist als in jeder anderen Phase.

Ein Gleichgewicht zwischen zwei Phasen stellt sich also genau dann ein, wenn die chemischen Potentiale gleich sind:

Zur Verdeutlichung dient folgendes Diagramm, in dem die Temperaturabhängigkeit der chemischen Potentiale der festen, flüssigen und gasförmigen Phase einer Substanz dargestellt ist.



Zur Beschreibung eines Systems sind drei Größen nötig: Druck, Temperatur und Volumen oder Konzentration der beteiligten Stoffe. Dabei sind nicht alle Größen frei wählbar, man spricht auch von Freiheitsgraden, wobei man unter einem Freiheitsgrad eine Größe versteht, die festgelegt werden kann, ohne daß dadurch eine Phase verschwindet.

Gibbs hat eine Beziehung zwischen den Freiheitsgraden F , der Anzahl der Komponenten C und der Anzahl der Phasen P eines sich im Gleichgewicht befindenden Systems bei beliebiger Zusammensetzung angegeben, die Phasenregel:

$$F + P = C + 2$$

F = Anzahl der Freiheitsgrade

P = Anzahl der Phasen

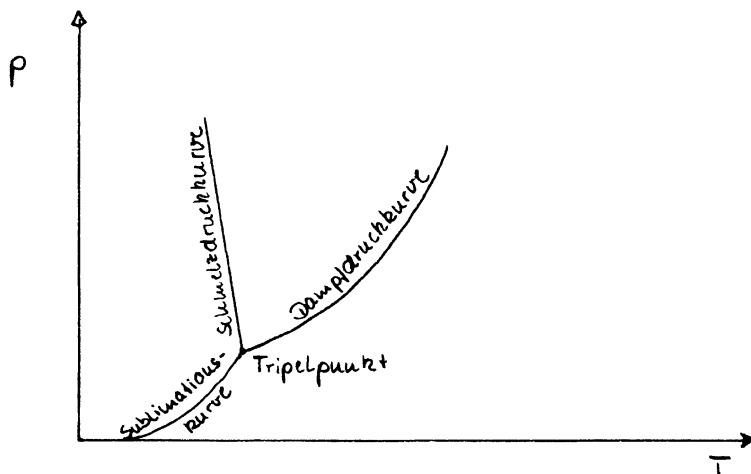
C = Anzahl der Komponenten

Für Reinstoffe vereinfacht sich die Gleichung zu:

$$F + P = 3$$

Eine Möglichkeit darzustellen, in welchem Temperatur- und Druckbereich jede Phase am stabilsten ist, sind die Zustandsdiagramme bzw. pT -Diagramme

Beispiel: pT -Diagramm von Wasser



Schmelzdruckkurve: Umwandlungskurve fest/flüssig, die beiden Phasen stehen im Gleichgewicht

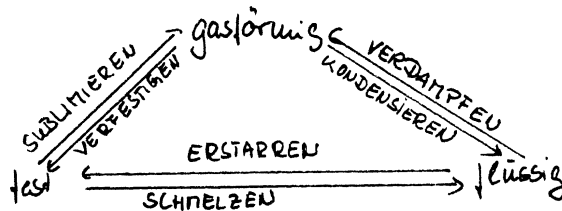
Dampfdruckkurve: Umwandlungskurve flüssig/gasförmig, die beiden Phasen stehen im GG

Sublimationskurve fest/gasförmig, die beiden Phasen stehen im Gleichgewicht

Tripelpunkt: alle Phasen liegen gleichzeitig vor, d.h., es gibt keinen Freiheitsgrad

4. Änderung der Aggregatzustände

Als Änderungen sind folgende Übergänge möglich:



zusätzlich kann der Übergang vom flüssigen in den gasförmigen Zustand auch durch Verdunsten erfolgen

1) Übergang: fest → Flüssig: Schmelzen und Erstarren

Versuch 5: Phasenübergang des Wassers: fest → flüssig → gasförmig

In einem Kolben mit Thermofühler wird Eis erhitzt und in regelmäßigen Abständen die Temperatur gemessen und in ein Temperatur- (Wärmezufuhr)/zeitdiagramm eingetragen. Bei Wärmezufuhr beginnt das Eis zu schmelzen. Während des Schmelzens bleibt die Temperatur trotz ständiger Wärmezufuhr konstant. Das trifft auf alle Stoffe zu, die aus Kristallen aufgebaut sind. Sie schmelzen bei einer bestimmten Temperatur. Diese Temperatur wird Schmelztemperatur oder Schmelzpunkt genannt.

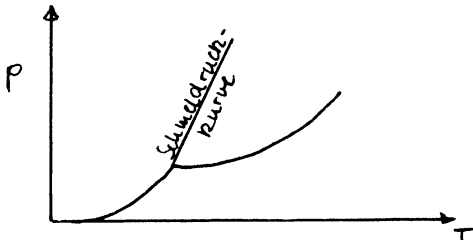
Erklärung: Anhand des Phasendiagramms von Wasser:

Greift man einen Punkt im festen Bereich heraus, so sind zwei Freiheitsgrade (Druck und Temperatur) und eine Phase vorhanden. Wird die Temperatur nun erhöht, so wird schließlich ein Punkt erreicht (an der Umwandlungskurve), wo nur noch ein Freiheitsgrad vorhanden ist, es liegen also zwei Phasen vor.

Zum Schmelzen eines Festkörpers ist Energie notwendig. Sie wird in Form von Wärme zugeführt. Zur Umwandlung fest/flüssig ist die molare Schmelzenthalpie ΔH nötig, die der bei konstantem Druck zu- bzw. abgeführten Wärme entspricht. Durch die Energiezufuhr zu dem Festkörper (hier: Eis) wird die Wärmebewegung der Teilchen größer, bis die Bewegung so stark ist, daß die Anziehungskräfte zwischen den Teilchen überwunden werden können, die Substanz schmilzt. Während des Schmelzens bleibt die Temperatur trotz weiter erfolgender Energiezufuhr konstant, bis alle Substanz in den flüssigen Zustand übergegangen ist.

Diese Tatsache hat im Alltag zum Beispiel folgende Bedeutung: Wasserrohre können im Winter platzen und Straßendecken aufbrechen.

Bei den meisten anderen Stoffen vergrößert sich das Volumen beim Schmelzen, d.h., die Steigung der Schmelzdruckkurve ist positiv:



Das anormale Verhalten des Wassers hat auch Auswirkungen auf die Druckabhängigkeit des Schmelzpunktes.

Versuch 7: Druckabhängigkeit des Schmelzpunktes von Wasser

An einen Eisblock wird eine Blumendrahtschlinge mit zwei Gewichten gehängt. Der Eisblock wird durchgeschnitten, ohne daß er auseinanderbricht. Das Eis schmilzt unter dem Druck des Drahtes und gefriert dann wieder.

Erklärung: Grund hierfür ist die Volumenabnahme des Wassers beim Schmelzen, die Schmelzdruckkurve hat einen negativen Verlauf, d.h.: erhöht man im festen Bereich bei konstanter Temperatur den Druck, so gelangt man in den flüssigen Bereich. Sobald der Druck weggenommen wird, so gelangt man wieder (Druckabnahme) in den festen Bereich, das Wasser gefriert also wieder.

Normalerweise erfolgt mit zunehmendem Druck eine Verfestigung des Stoffes.

Versuch 8: Unterkühlung einer Lösung

Reine Flüssigkeiten oder Lösungen können bis unter ihren Gefrierpunkt abgekühlt werden, ohne daß sie verfestigen. In einem Erlenmeyerkolben werden 100 g Wasser und 100 g $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ unter Umschütteln langsam auf 40 - 50° C erwärmt, bis sich das Salz klar gelöst hat. Die warme Lösung wird in einem zweiten, sorgfältig gereinigten Erlenmeyerkolben filtriert und danach mit einem Wattebausch verschlossen zu Sieden gebracht. Dann läßt man den Erlenmeyerkolben möglichst ohne Erschütterung abkühlen. (Bis hierher vor dem Vortrag vorbereiten). Wirft man nun einige Na_2SO_4 Kristalle in die Lösung, so, beginnen sofort Kristallnadeln auszukristallisieren.

Erklärung: Das Salz ist in heißem Wasser leichter löslich als in kaltem. Bei Abkühlung müßte also erneut Salz auskristallisieren. Da aber auch die kleinsten Kristallisationsnadelchen durch Kochen

und Filtrieren entfernt wurden, kann das Salz aus Mangel an Kristallisationskeimen nicht auskristallisieren.

Wasser verhält sich ähnlich. Es kann bis auf -10°C abgekühlt werden, ohne zu gefrieren. Erst wenn man Kristallisationskeime zufügt, beginnt Kristallisation. Solche Systeme sind in Bezug auf eine feste Phase instabil.

Systeme, die in Bezug auf eine Phase instabil sind, nennt man metastabil.

2) Übergang: flüssig gasförmig: Verdampfen und Kondensieren

Im Versuch 6 wurde ebenfalls der Übergang vom flüssigen in den gasförmigen Zustand durchgeführt. Beim Erhitzen der Flüssigkeit stieg die Temperatur, ab einer bestimmten Temperatur stiegen Gasblasen auf, die Temperatur blieb konstant. Diese Temperatur nennt man Siedetemperatur. Es handelt sich auch hierbei um eine Phasenumwandlung erster Ordnung. Zum Sieden muß man den Flüssigkeitsteilchen Energie, hier in Form von Wärme zufügen, die sogenannte Verdampfungsenthalpie ΔH .

Beim Erwärmen steigt die Bewegungsenergie der Teilchen, der Dampfdruck nimmt zu, immer mehr Teilchen haben genügend Energie, den Flüssigkeitsverband zu verlassen. Wenn der Dampfdruck gleich dem äußeren Druck ist, beginnt die Flüssigkeit zu sieden.

Auch der Verlauf der Dampfdruckkurve läßt sich mit Hilfe der Clausius-Clapeyron Gleichung bestimmen (s.o.).

Beim Übergang vom gasförmigen in den flüssigen Zustand erfolgt der umgekehrte Vorgang. Hierzu muß den Teilchen Energie entzogen werden.

Eine weitere Möglichkeit für den Übergang flüssig/gasförmig ist das Verdunsten:

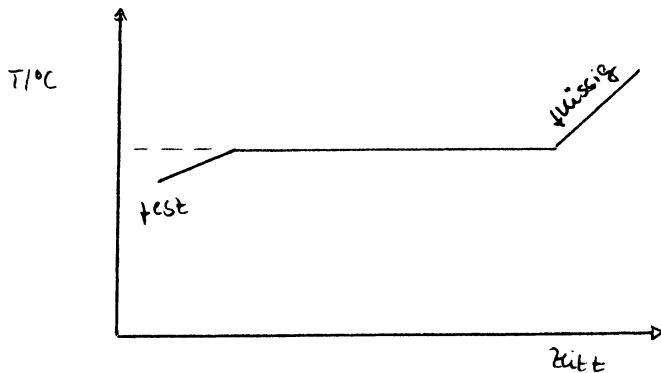
Läßt man eine Flüssigkeit an der Luft stehen, stellt man fest, daß der Flüssigkeitsspiegel mit der Zeit sinkt, es muß also Flüssigkeit in den gasförmigen Zustand übergegangen sein.

Erklärung: Einige Teilchen an der Flüssigkeitsoberfläche sind auch unterhalb des Siedepunktes so energiereich, daß sie den Flüssigkeitsverband verlassen können.

Anhand des Phasendiagramms von Wasser kann man erkennen, daß der Siedepunkt einer Substanz vom äußeren Druck abhängig ist.

Das liegt an der Druckabhängigkeit des chemischen Potentials.

Temperatur/Zeitdiagramm



Phasenübergänge mit solch einem Verlauf nennt man Phasenübergänge erster Ordnung.

Beim Erstarren erhält man den umgekehrten Verlauf. Dann muß dem System Energie entzogen werden.

Den Verlauf der Schmelzdruckkurve erhält man mit Hilfe der Clausius-Clapeyronschen Gleichung:

Es gilt:

$$\frac{dp}{dT} = \Delta H_{\text{Schmelzen}} / T_f \Delta V_{\text{Schmelzen}}$$

ΔH molare Schmelzenthalpie

ΔV Änderung des Molvolumens beim Schmelzen

Die Kurve erhält man durch Integrieren mit der Annahme: $\Delta H_{\text{Schmelzen}} / \Delta V_{\text{Schmelzen}} = \text{const.}$

T^* : Schmelztemperatur beim Druck p^* , also unabhängig von Druck und Temperatur

T : Schmelztemperatur beim Druck p

Damit ergibt sich: $p = p^* + (\Delta H_{\text{Schmelzen}} / \Delta V_{\text{Schmelzen}}) \ln(T/T^*)$

Beim Phasendiagramm von Wasser kann man sehen, daß die Steigung der Schmelzdruckkurve negativ ist. Da ΔH positiv ist, muß die Volumenänderung negativ sein. Daß dies der Fall ist, zeigt

Versuch 6: Volumenänderung von Wasser beim Erstarren

Zu Beginn des Vortrags wurde ein Reagenzglas mit Wasser (Wasserspiegel wurde markiert) in ein Kältebad gestellt. Nach dem Erstarren hat sich das Volumen vergrößert.

Wird umgekehrt einem gasförmigen Stoff genügend Energie entzogen, so geht er direkt vom gasförmigen in den festen Zustand über

Versuch 10: Sublimation und Verfestigung von Iod

Einige Kristalle Iod werden in ein Reagenzglas gegeben und über dem Bunsenbrenner erhitzt. Dabei geht festes Iod in braunen Dampf über (Sublimation). Am oberen Rand des Reagenzglases sieht man wieder festes Iod, das sich abgesetzt hat.

Literatur

- Barrow: Physikalische Chemie, Bohmann Vieweg, 1983
- Christen: Einführung in die Chemie, Otto Salle Verlag, Frankfurt, 1969
- Dewar: Einführung in die moderne Chemie, Friedrich Vieweg und Sohn, Braunschweig, 1970
- Dorn-Bader: Physik, Schroedel Schulbuchverlag, 1983
- Gerthsen, Kneser, Vogel: Physik, Springer-Verlag Berlin Heidelberg, 1986
- Faraday: Naturgeschichte einer Kerze, Franzbecker-didaktischer Dienst, 1979
- Kohlrausch: Praktische Physik, Band I, B. G. Teubner Verlagsgesellschaft Stuttgart
- Kuhn: Physik, Band I, Westermann, Braunschweig, 1975
- Näser: Physikalische Chemie, VEB Deutscher Verlag für Grundstoffindustrie, Leipzig, 1983
- Noding/Flöhr: Methodik, Didaktik und Praxis des Chemieunterrichts, Quelle & Meyer Heidelberg, 1979
- Paetzold: Einführung in die anorganische Chemie, Rororo Vieweg Chemie, 1974
- Stierstadt: Physik der Materie, VCH Verlagsgesellschaft mbH, Weinheim, 1989
- Stroppe: Physik für Studenten der Natur- und Technikwissenschaften, Carl Hauser Verlag, München, 1984
- Stuart, Klages: Kurzes Lehrbuch der Physik, Springer
- Wedler: Lehrbuch der physikalischen Chemie, Verlagsgesellschaft Chemie, 1985