

Theresa Zeisner, *1996

Schule:
Ökumenisches Gymnasium zu Bremen,
Bremen

Eingang der Arbeit:
Juni 2013

Zur Veröffentlichung angenommen:
Oktober 2013

Tiefer Blick in den Kristall

Dendritische Kristallisation von Salzen

Kristalle faszinieren die Menschen schon seit langer Zeit. Unter bestimmten Bedingungen können auch Salzlösungen zu ästhetisch verzweigten Strukturen kristallisieren. Diese strauchartigen Strukturen werden als Dendriten bezeichnet. Unter dem Mikroskop kann der teilweise sekundenschnelle Kristallisationsprozess beobachtet werden.

1 Einleitung

Mit Kristallen werden meist polyedrische Körper verbunden, die eine glatte Oberfläche besitzen (siehe Abb. 1), wie beispielsweise Edelsteine oder ein einzelner Kochsalzkristall. Es gibt jedoch auch Kristalle, die dieser allgemeinen Vorstellung nicht entsprechen, wie z. B. die Eisblume. Aber auch viele Salze kristallisieren unter bestimmten Bedingungen dendritisch aus, dies bedeutet verzweigt. Das Titelbild zeigt als Beispiel einen dendritischen Ammoniumbromidkristall. Obwohl die Kristallisation ein intensiv erforschtes Gebiet ist, sind immer noch nicht alle Aspekte, die diesen Vorgang beeinflussen, vollständig verstanden. Dies gilt insbesondere für den Bereich der dendritischen Kristallisation. Daher möchte ich in dieser Arbeit die dendritische Kristallisation von Salzen experimentell untersuchen.

Im ersten Schritt habe ich mich damit beschäftigt, wie und welche Salze man

unter bestimmten Bedingungen dazu bringen kann, dendritisch zu kristallisieren. In meinen Versuchen fand ich heraus, dass verschiedene Salzlösungen unterschiedlich stark dendritisch kristallisieren, so weisen sie z. B. eine unterschiedliche Anzahl von Verzweigungen auf. Es gibt jedoch auch Salze, die nicht dendritisch kristallisieren.

Daher stellt sich die Frage, welche Auswirkung eine Vermischung zweier Salze bzw. Salzlösungen, die dendritisch und nicht dendritisch kristallisieren, hat. Zum einen auf die Morphologie der entstehenden Kristalle und zum anderen, ob möglicherweise die Ionen der Salze ein gemeinsames Kristallgitter bilden. Zudem habe ich noch die Frage überprüft, ob das nicht dendritisch kristallisierende Salz als Kristallisationskeim für das dendritisch kristallisierende Salz dienen könnte. Diese Fragen habe ich im zweiten Teil meines Projekts durch verschiedene Experimen-

te untersucht. Hier lag der Schwerpunkt meiner Arbeit.

2 Theoretischer Hintergrund

2.1 Kristallisation von Salzen aus wässriger Lösung

Die Kristallisation einer Salzlösung kann durch die Abkühlungs- oder Verdunstungsmethode erreicht werden. Die Abkühlungsmethode, die ich bei meinen Experimenten verwende, basiert auf der Temperaturabhängigkeit der Löslichkeit der Salze. Dies bedeutet, dass sich bei höheren Temperaturen mehr Salz im Wasser löst. Verringert man daraufhin die Temperatur, entsteht eine Übersättigung, da sich weniger Salz im Wasser lösen kann [4].

2.2 Dendritische Kristallisation

Bei der Anlagerung von Ionen an die Oberfläche des Kristalls entsteht dort eine lokale Untersättigung der umgebenden Lösung. Diese kann jedoch durch

die Diffusion der gelösten Ionen zum Kristall ausgeglichen werden. Bei schnellem Wachstum können diese lokalen Untersättigungen nicht mehr ausgeglichen werden.

Durch die Entstehung der lokalen Untersättigungen ändert sich die günstigste Lage für die sich anlagernden Ionen. Diese ist nun nicht mehr die Lage mit der höchsten Anzahl von Bindungspartnern, sondern liegt an den Ecken des Kristalls, da diese am weitesten in das Gebiet der Lösung ragen, in welcher eine hohe Konzentration gelöster Ionen vorliegt (siehe Abb. 2).

Ist erst einmal ein Auswuchs an einer Ecke des Kristalls entstanden, ragt er beim Wachsen immer in den Bereich der Lösung mit einer hohen Ionenkonzentration. Daher wächst der Auswuchs mit einem sich selbst verstärkenden Effekt weiter [13]. Auf diese Weise entstehen Auswüchse und schließlich Verzweigungen an den Ecken des Kristalls. Durch das schnelle Wachstum haben die Ionen zudem keine Zeit, über die Oberfläche des Kristalls zu einer energetisch günstigen Stelle zu diffundieren, sondern müssen sich sofort anlagern. Es ist zu beachten, dass die dendritische Kristallisation keine Stoffeigenschaft ist, sondern nur unter bestimmten Bedingungen auftritt.

3 Allgemeine Untersuchungen zur dendritischen Kristallisation von Salzen

3.1 Beschreibung und Ziel des Versuchs

Ziel der ersten Versuche war es, herauszuarbeiten, unter welchen Bedingungen Salze dendritisch auskristallisieren. Dazu habe ich zuerst eine gesättigte Salzlösung hergestellt. Die Vermutung ist, dass ein dendritisches Wachstum dann zustande kommt, wenn eine langsame Kristallisation nicht möglich ist. Zur Überprüfung habe ich eine Übersättigung der Salzlösung durch Abkühlen erzeugt, um dadurch die gelösten Ionen zu einer schnellen Kristallisation zu zwingen. Dabei wurde die Salzlösung erst auf 50 bis 70 °C erwärmt (abhängig vom Versuch) und dann auf Raumtemperatur abgekühlt. Daraufhin habe ich einige Tropfen der Lösung auf einen Objektträger pipettiert, mit einem Deckgläschen abgedeckt und die Kristallisation unter dem Mikroskop betrachtet. Bei meinen Experimenten habe ich mit einem Leica DM500 Lichtmikroskop gearbeitet. Damit konnte ich



Abb. 1: Kristalle, die als polyedrische Körper mit glatten Oberflächen kristallisieren. Links ein Bergkristall, rechts eine Kupfersulfat Kristall.

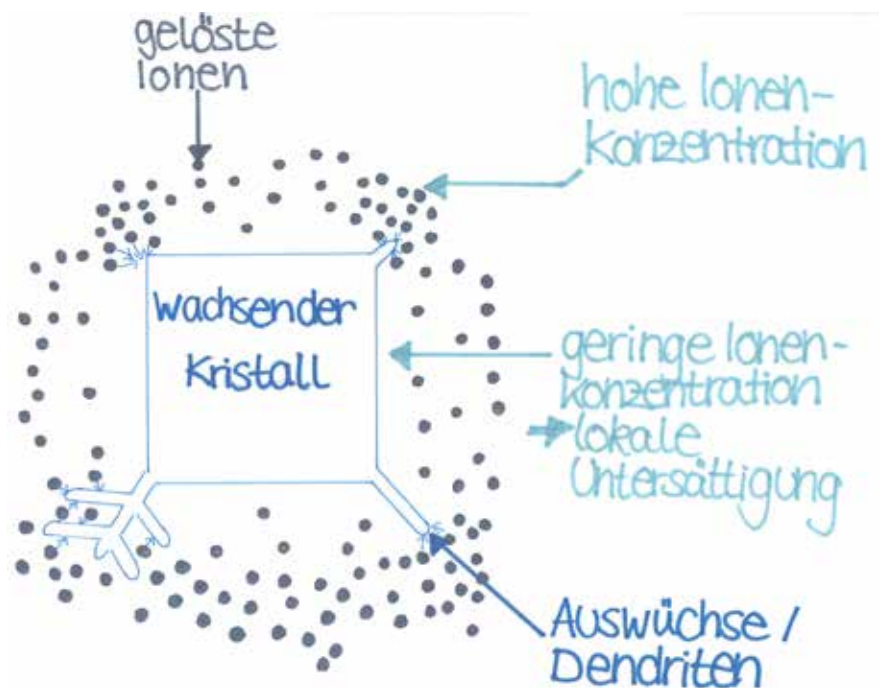


Abb. 2: Schemata eines wachsenden Kristalls.

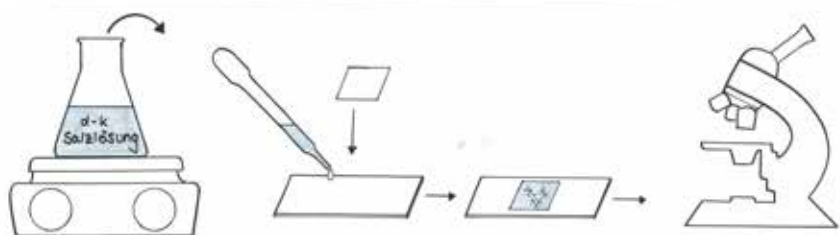


Abb. 3: Ablauf der Versuche zu dendritischen Kristallisation von Salzen.

mikroskopische Fotos von den Kristallen aufnehmen und die Kristalle der verschiedenen Salze gut miteinander vergleichen (siehe Abb. 3).

3.2 Verwendete Salze

Die verwendeten Salze stammen aus der Schulsammlung und werden über die

Chemikaliensammlung der Universität Bremen bezogen. Ein Großteil der Salze weist laut Etikett einen Reinheitsgehalt von 99 bis 100 % auf. Bei Magnesiumsulfat und Eisensulfat ließen sich keine konkreten Reinheitsangaben finden. Hier wurden nur die Bezeichnung „pro analysis“ bzw. „rein“ verwendet. Beide

Chemikalien stammen von der Firma Merck's Reagenzien. Zudem ist die Reinheit vom verwendeten Ammoniumbromid unbekannt (siehe 7. Fehleranalyse).

3.3 Allgemeine Beobachtung

Tabelle 1 gibt einen Überblick über die verwendeten Salze (2-Methyl-2-propanol wird im Folgenden als Tertiär-Butanol bezeichnet) und die Morphologie der entstandenen Kristalle. Folgende weitere Beobachtungen wurden gemacht:

- Je höher die Temperatur der Lösung beim Aufpipettieren auf den Objektträger ist, desto später nach dem Auftropfen der Lösung beginnt die Kristallisation. Dies ist besonders deutlich bei Ammoniumchlorid.
- Nähert sich die Temperatur der Lösung im Erlenmeyerkolben der Sättigungstemperatur, beginnen kleine Kristalle zu wachsen. Wird dann etwas von der Lösung auf den Objektträger pipettiert, beginnt die Kristallisation sofort. Es entstehen häufig mehr Kristalle, die ungeordneter sind (z. B. unregelmäßiger Verzweigungsmuster).
- Das Kristallwachstum beginnt meist am Rand des Deckgläschens.
- Wird auf den Objektträger ein Sandkorn gelegt, beginnen dort zuerst Kristalle zu wachsen.
- Wird mechanischer Druck auf das Deckgläschen ausgeübt, beginnt die Kristallisation früher nach dem Auftropfen, also schon bei höheren Temperaturen.

3.4 Auswertung

3.4.1 Unterschiede in der Morphologie zwischen den verschiedenen Salzkristallen

Obwohl bei allen Salzen der gleiche Versuch durchgeführt wurde, unterscheiden sich die entstehenden Kristalle stark in ihrer Morphologie. Jedoch kann bei fast allen Salzen eine Abweichung von der typisch eckigen Kristallform festgestellt werden (siehe Abb. 4). Bei Natriumchlorid gibt es diese Abweichungen nur bei einigen Kristallen. Die Hypothese, dass ein dendritisches Wachstum bei Kristallen stattfindet, sobald der Kristallisationsprozess schnell abläuft, wird dadurch nur teilweise bestätigt. Die entstehenden Kris-

Salz	Morphologie der Kristalle
Ammoniumchlorid	dendritisches Wachstum
Ammoniumbromid	dendritisches Wachstum (Lösung nach ca. 10 Min.)
Natriumchlorid	überwiegend viereckige Kristalle, teilweise mit Auswüchsen an den Ecken, vereinzelt pyramidenförmige Kristalle
Kaliumnitrat	Nadelbildung, Zahnung einiger Dendriten
Tertiär-Butanol	Nadelbildung, vereinzelt dendritisches Wachstum (Lösung nach ca. 20 Sek.)

Tab. 1: Morphologie der entstehenden Salzkristalle.

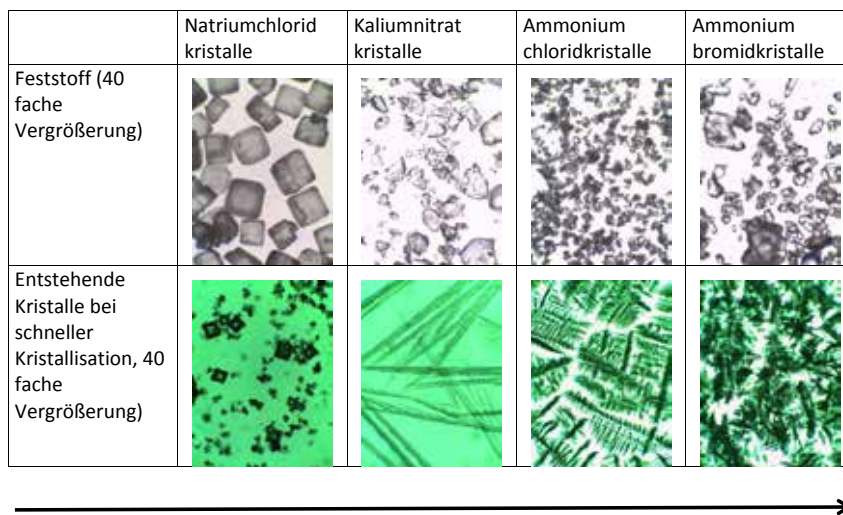


Abb. 4: Die Ausprägung der dendritischen Kristallisation nimmt von links nach rechts zu.

talle der Salze können, wie in Abb. 4 dargestellt, nach der Ausprägung ihrer dendritischen Form angeordnet werden. Der Kristallisationszwang wird im Experiment durch die Abkühlung der Lösung und die dadurch entstehende Übersättigung erzeugt. Durch die Übersättigung in der Lösung wird ein Zwang auf die gelösten Ionen ausgeübt, sodass diese sich am Kristall abscheiden müssen. Durch den hohen Kristallisationszwang läuft der Kristallisationsprozess schnell ab und es entstehen verzweigte Kristalle (siehe 2.2).

Es stellt sich jedoch die Frage, warum nicht alle Salzlösungen unter den gegebenen Bedingungen dendritisch kristallisieren. Der Kristallisationszwang ist in allen Versuchen ungefähr gleich, da alle Lösungen auf Raumtemperatur abgekühlt werden. Ein möglicher Erklärungsansatz sind die unterschiedlichen Sättigungstemperaturen der Lösungen. Diese variieren zwischen 30 und 40°C [9]. Jedoch hat Ammoniumchlorid eine geringere Sättigungstemperatur als Kaliumnitrat und die gleiche wie Natriumchlorid. Trotzdem bilden sich bei der Kristallisation von Ammoniumchlorid dendritische Kristal-

le, während die anderen Salzkristalle nadelförmig sind bzw. Auswüchse an den Ecken besitzen. Folglich können die Unterschiede in der Form der Kristalle der verschiedenen Salze nicht allein durch die Sättigungstemperatur erklärt werden.

3.4.2 Einfluss der Temperaturabhängigkeit der Löslichkeit der Salze auf den Kristallisationsprozess

Ein weiterer Erklärungsansatz ist, dass die Löslichkeit der Salze in Wasser verschieden stark temperaturabhängig ist. Das Salz, dessen Löslichkeit am stärksten von der Temperatur abhängt, müsste folglich bei einer Abkühlung die höchste Übersättigung aufweisen. Dies bedeutet, dass bei der Abkühlung ein höherer Kristallisationszwang auf die Ionen besteht. Salze, deren Löslichkeit stark von der Temperatur abhängen, müssten folglich stärker dendritisch auskristallisieren, als Salze, deren Löslichkeit sich bei verschiedenen Temperaturen kaum ändert (siehe 7. Fehleranalyse).

Natriumchlorid, dessen Löslichkeit kaum temperaturabhängig ist, bildet keine verzweigten Kristalle, während Ammoniumchlorid und Ammoniumbromid – die

stärker temperaturabhängig sind – dendritisch auskristallisieren [9]. Dies unterstützt meine Vermutung, dass das dendritische Wachstum unter anderem von der Temperaturabhängigkeit der Löslichkeit beeinflusst wird. Kaliumnitrat hat hingegen eine deutlich stärkere Temperaturabhängigkeit der Löslichkeit als die anderen Salze. Es bildet jedoch nur nadelförmige Dendriten aus. Kaliumnitrat bestätigt die Hypothese also nicht.

Daraus folgt, dass noch viele weitere Parameter existieren, die beeinflussen, ob ein bestimmtes Salz dendritisch kristallisiert. Neben Sättigungstemperatur und Temperaturabhängigkeit der Löslichkeit des Salzes könnten noch Gitterenergien oder der Aufbau des Kristallgitters eine Rolle spielen. Aufgrund der Komplexität des Kristallisationsvorgangs kann nicht eindeutig vorhergesagt werden, ob ein Salz dendritisch auskristallisiert. Dies muss experimentell herausgefunden werden. Es gibt also Salze, die unter bestimmten Bedingungen stark dendritisch kristallisieren und eine hohe Regelmäßigkeit in ihrer Morphologie aufweisen (z. B. Ammoniumbromid und Ammoniumchlorid) und Salze, die unter ähnlichen Bedingungen keine verzweigte Form aufweisen, sondern nadelförmige (Kaliumnitrat) oder eckige Kristalle (Natriumchlorid) bilden.

3.4.3 Unterschiede im Kristallisationsprozess bei derselben Lösung

In mehreren Versuchen setzt die Kristallisation auf dem Objektträger desto später ein, je wärmer die aufgetropfte Lösung ist. Denn solange die Temperatur der Lösung höher als die Sättigungstemperatur ist, liegt eine untersättigte Lösung vor. Folglich wird kein Zwang auf die gelösten Ionen ausgeübt, und sie kristallisieren nicht. Die Lösung muss auf dem Objektträger erst abkühlen und übersättigen, dann beginnt die Kristallisation. Dieser Effekt ist deutlicher bei den Salzen, deren Löslichkeit stark von der Temperatur des Wassers abhängt (z. B. bei Kaliumnitrat). Der Grund dafür ist, dass bei diesen Salzen die Lösung bei höheren Temperaturen stärker übersättigt ist und daher erst später kristallisiert. Unterschreitet die Temperatur der Lösung im Erlenmeyerkolben die Sättigungstemperatur, beginnt hier die Kristallisation. Wird die Lösung nun auf den Objektträger gegeben, sind schon Kristallisationskeime in der Lösung vorhanden, sodass die Kristallisation sehr schnell abläuft. Dadurch ent-

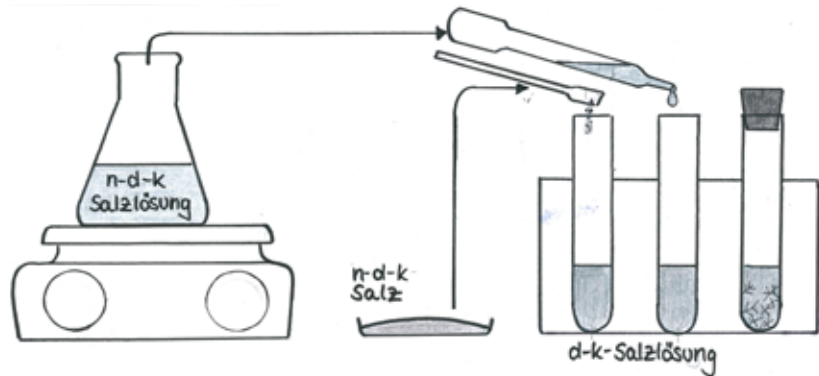


Abb. 5: Ablauf des Reagenzglasversuches.

stehen meist kleinere und ungeordnetere Kristalle.

Die Kristallisation unter dem Deckgläschen beginnt meist vom Rand, da hier ein Teil des Lösungsmittels verdunsten kann und so eine höhere Konzentration von Ionen vorliegt. Dadurch wird hier schneller eine Übersättigung erreicht, die hoch genug ist, dass die Ionen einen Kristallisationskeim bilden (homogene Keimbildung). Die Übersättigung der Lösung unter dem Deckgläschen wird also gleichzeitig durch Verdunstung und Abkühlung erreicht. Jedoch beginnen manche Kristalle auch von der Mitte des Deckgläschens aus zu wachsen. Dies geschieht meist etwas später als am Rand, da hier eine geringere Übersättigung und folglich ein geringerer Kristallisationszwang vorliegt. Jedoch können kleine Verunreinigungen oder Kratzer im Glas, sowie größere Verunreinigungen wie beispielsweise Sandkörner als Kristallisationskeim dienen. Dabei bieten diese Verunreinigungen den Ionen einen Anlagerungspunkt, sodass diese selbst keinen Kristallisationskeim bilden müssen und daher schon früher kristallisieren können. Dies wird als heterogene Keimbildung bezeichnet, da der Kristallisationskeim nicht vom Salz selbst gebildet wird, sondern ein Fremdkörper ist. Da dieser schon in fester Form vorliegt, beginnt der Kristall schon bei einer geringen Übersättigung daran zu wachsen. Die Versuche zeigen zudem, dass auch mechanischer Druck die Kristallisation beschleunigen kann. In diesem Fall wirkt mechanischer Druck – analog zu einer Abkühlung der Temperatur – als Zwang auf die gelösten Ionen, sodass diese sich abscheiden.

3.4.4 Lösungsvorgang

Des Weiteren zeigen meine Versuche mit Tertiär-Butanol, dass nicht nur Salzlösungen dendritisch kristallisieren können.

Obwohl die Temperatur der Lösung nicht wieder steigt, lösen sich die Kristalle bei Tertiär-Butanol und Ammoniumbromid nach einiger Zeit teilweise oder ganz wieder auf. Dies kann nicht an der Wärme der Mikroskoplampe liegen, da dieser Vorgang auch dann zu beobachten ist, wenn der Objektträger nicht unter das Mikroskop gelegt wird.

4 Reagenzglasversuch

4.1 Beschreibung und Ziel des Versuchs

Die vorausgegangenen Versuche haben gezeigt, dass es Salze gibt, die unter bestimmten Bedingungen dendritisch auskristallisieren (d-k Salze) und Salze, die unter den gleichen Bedingungen polyedrische Formen annehmen (n-d-k Salze). Das Ziel der folgenden Versuche ist es, herauszufinden, welche Auswirkung eine Vermischung einer d-k Salzlösung mit einem n-d-k Salz auf den Kristallisationsprozess und die Morphologie beider Salze hat.

Im ersten Schritt untersuche ich, ob das n-d-k Salz als Kristallisationskeim für das d-k Salz dienen könnte, oder ein Mischkristall entsteht, in dessen Elementarzellen sich Ionen beider Salze befinden. Zudem stellt sich die Frage, ob es einen Unterschied macht, wenn das n-d-k Salz als Lösung oder Feststoff zugegeben wird und wie sich die Menge des zugegebenen n-d-k Salzes auf die Kristallisation und Morphologie der entstehenden Kristalle auswirkt.

Da sich in den ersten Versuchen gezeigt hat, dass Ammoniumchlorid und Ammoniumbromid unter bestimmten Bedingungen stark dendritisch kristallisieren, habe ich diese beiden Salze in den Versuchen als d-k Salze verwendet. Als n-d-k Salz diente in den Versuchen zuerst Natriumchlorid später wurde es durch Kupfer-II-Sulfat-Pentahydrat (im Folgenden als Kupfersulfat bezeichnet) aus-

getauscht. Die Überlegung war hier, dass durch die blaue Farbe der Kupfersulfatkristalle diese unter dem Mikroskop gut zu erkennen sind. Dies könnte eine Zuordnung der entstehenden Kristalle nach der Vermischung zum entsprechenden Salz erleichtern. Zudem habe ich noch mit Magnesiumsulfat-Heptahydrat (im Folgenden als Magnesiumsulfat bezeichnet) und Eisen-II-Sulfat-Heptahydrat (im Folgenden als Eisensulfat bezeichnet) experimentiert. Um die Hypothesen zu überprüfen, habe ich verschiedene Experimente durchgeführt. Zum einen habe ich die Vermischung im Reagenzglas vorgenommen (Reagenzglasversuch, siehe Abb. 5). Beim Reagenzglasversuch wird zuerst eine Ammoniumchlorid- oder Ammoniumbromidlösung angesetzt und 5 ml dieser Lösung in ein Reagenzglas gefüllt. Das n-d-k Salz wird entweder als Lösung oder Feststoff dazugegeben. Um den Einfluss der Menge des n-d-k Salzes zu untersuchen, habe ich bei der Zugabe als Lösung zuerst eine unterschiedliche Anzahl von Tropfen in die Reagenzgläser gegeben.

Nach der Zugabe des n-d-k Salzes wird die Kristallisation im Reagenzglas beobachtet und die entstehende Lösung und die Kristalle unter dem Mikroskop betrachtet. Jedoch traten hierbei Ungenauigkeiten auf, da die Kristallisation manchmal schon im Reagenzglas begonnen hatte, als die Lösung aus dem Reagenzglas entnommen wurde. Dadurch war die Ionenkonzentration in den entnommenen Lösungen unterschiedlich hoch. Diesen Teil des Experiments habe ich daher nicht bei allen Salzen durchgeführt.

Beim den Reagenzglasversuchen ließ sich der Kristallisationsprozess im Reagenzglas nicht genau verfolgen (zu kleine Kristalle, Kristallisationsbeginn erst nach einigen Tagen), zudem ergaben die Untersuchungen der Lösung unter dem Mikroskop keine eindeutigen Ergebnisse (Entnahme der Lösung aus dem Reagenzglas nachdem sich ein Ausfall gebildet hatte). Dadurch konnte die Hypothese, dass das n-d-k Salz als Kristallisationskeim für das d-k Salz dienen könnte, nicht eindeutig überprüft werden. Auch konnte mit diesem Versuch nicht geklärt werden, ob bei den Vermischungen ein Mischkristall entsteht, da von der Morphologie der Kristalle nicht direkt auf die innere Struktur geschlossen werden kann.

4.2 Beobachtungen

Die Zugabe eines n-d-k Salzes verändert den Ausfall der Ammoniumchloridlösung:

- farblich bei Zugabe von CuSO_4 und FeSO_4 , in der Struktur bei Zugabe von CuSO_4 und FeSO_4 und in der Menge bei Zugabe von CuSO_4 , FeSO_4 , MgSO_4 , NaCl .
- Bei CuSO_4 Zugabe ist der Unterschied zum Ausfall der Ammoniumchloridlösung am deutlichsten.
- Bei FeSO_4 Zugabe gleicht der Ausfall, wenn die Zugabe des jeweiligen Salzes noch gering ist, dem Ausfall der Ammoniumchloridlösung.
- Bei MgSO_4 und NaCl Zugabe gleicht der Ausfall von der Morphologie der Kristalle (unabhängig von der zugegebenen Menge) dem Ausfall der reinen Ammoniumchloridlösung.

Die Veränderung wird stärker, je mehr von dem n-d-k Salz zur Ammoniumchloridlösung hinzugegeben wird: Dies gilt besonders bei FeSO_4 . Bei CuSO_4 ist nicht eindeutig zu erkennen, ob der Anstieg der Menge der CuSO_4 -Lösung oder des Feststoffs einen Einfluss auf die Menge des Ausfalls hat. Bei MgSO_4 hat die Erhöhung der Menge der MgSO_4 -Lösung von einem Tropfen auf fünf Tropfen nur geringen Einfluss auf die Menge des Ausfalls. Dies könnte auch daran liegen, dass die Konzentration der MgSO_4 -Lösung zu niedrig ist. Bei NaCl verringert sich die Menge des Ausfalls, je mehr Tropfen der NaCl -Lösung zur Ammoniumchlorid- oder Ammoniumbromidlösung hinzugegeben werden. Bei CuSO_4 (und MgSO_4) Zugabe bilden sich über einen längeren Zeitraum Verdickungen an den Enden der Kristalläste.

Werden 5 ml der Lösung des n-d-k Salzes in ein Reagenzglas gegeben, bildet sich bei CuSO_4 kein Ausfall. Dies könnte an einer zu geringen Konzentration der Lösung liegen. Bei MgSO_4 bilden sich blaue Kristalle. Bei FeSO_4 bildet sich ein pulveriger Ausfall am Boden des Reagenzglases und am oberen Rand der Lösung. Bei NaCl bilden sich viereckige NaCl Kristalle am Boden des Reagenzglases.

4.3 Auswertung

Die Versuche haben gezeigt, dass das Kristallwachstum des Ammoniumchlorids und

Ammoniumbromids durch die Zugabe des n-d-k Salzes verändert wird. Die Ergebnisse lassen vermuten, dass Natriumchlorid als Kristallisationskeim für Ammoniumchlorid dient, wenn es als Feststoff hinzugegeben wird. Zum einen, da die Kristallisation im Reagenzglas sofort beginnt, sobald Natriumchloridkristalle hinzugefügt werden. Zum anderen, da die Kristalle im Reagenzglas und unter dem Mikroskop von der Form her den Kristallen des (reinen) Ammoniumchlorids gleichen. Dies lässt zudem darauf schließen, dass die Vermischung mit Natriumchlorid keine Veränderung in der Struktur der Kristalle bewirkt. Bei der Zugabe von Kupfersulfat und Eisensulfat als Feststoff entstehen bei manchen Versuchen sternförmige Kristalle am Rand des Reagenzglases. Da diese ein ähnliches Verzweigungsmuster wie Ammoniumchloridkristalle aufweisen, könnte das n-d-k Salz hier als Kristallisationskeim gedient haben. Allerdings sind die entstehenden Kristalle größer als die des reinen Ammoniumchlorids. Da ich die Versuche wöchentlich durchgeführt habe, konnte ich nicht erkennen, ob die Kristallisation durch die Zugabe von Kupfersulfat oder Eisensulfat früher begann, was darauf schließen lassen würde, dass diese Salze als Kristallisationskeime fungieren. Bei der Zugabe des n-d-k Salzes als Lösung ist es unwahrscheinlich, dass dieses als Kristallisationskeim dient. Dazu müsste es früher kristallisieren als das d-k Salz. Ob das n-d-k Salz bei der Zugabe als Feststoff als Kristallisationskeim fungiert, hängt wahrscheinlich von der Löslichkeit dieses Salzes ab. Denn wenn es sich nach der Zugabe zur d-k Salzlösung sofort löst, kann es nicht als Kristallisationskeim dienen. Bei den Vermischungen mit Kupfersulfat entstehen unter anderem Kristalle im Reagenzglas und unter dem Mikroskop, die in ihrer Form weder Ammoniumchlorid noch Kupfersulfatkristallen ähneln. Dies verstärkt die Vermutung, dass durch die Zugabe des n-d-k Salzes Mischkristalle wachsen, die aus den Ionen beider Salze aufgebaut sind. Jedoch muss beachtet werden, dass von der Morphologie des Kristalls nicht direkt auf seine Struktur (inneren Aufbau) geschlossen werden kann. Die Hypothese bezüglich des Aufbaus des Kristalls kann durch diese Versuche folglich nicht näher untersucht werden. Bei der Vermischung mit Magnesiumsulfat verringert sich nur leicht die Menge des Ausfalls. Dies kann daran liegen, dass die Konzentration der Magnesiumsulfatlösung möglicherweise zu gering war, die Magnesiumlösung also

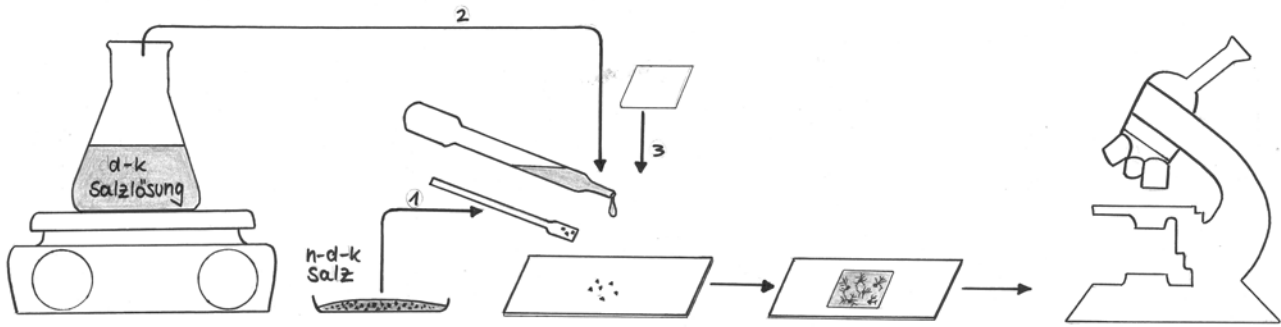


Abb. 6: Ablauf des Objektträgerversuchs.

Salze	Lösen sich die Kristalle sofort nach Zugabe der Lösung?	Bilden sich dendritische Kristalle?
Ammoniumchloridlösung + Natriumchlorid (s)	nein	ja, an den Rändern der Natriumchloridkristalle; die Enden der Dendriten, verdicken sich nach einigen Minuten
Ammoniumbromidlösung + Natriumchlorid (s)	nein (erst nachdem sich dendritische Kristalle an den Rändern der Natriumchloridkristalle gebildet haben)	ja, an den Rändern der Natriumchloridkristalle, die Enden der Dendriten verdicken sich nach einigen Minuten
Ammoniumchloridlösung + Kupfersulfat (s)	ja	nur bei einer geringen Menge an Kupfersulfat, am Rand der Lösung
Ammoniumchloridlösung + Eisensulfat (s)	ja	nur bei einer geringen Menge an Eisensulfat; am Rand der Lösung
Ammoniumchloridlösung + Magnesiumsulfat (s)	ja	keine Kristallisation

Tab. 2: Beobachtungen beim Objektträgerversuch.

auch bei Zimmertemperatur untersättigt war. Dies würde bedeuten, dass keine Kristallisation der gelösten Magnesium bzw. Sulfat-Ionen stattfindet und die Kristallisation von Ammoniumchlorid folglich nicht beeinflusst würde. Für eine Untersättigung der Magnesiumsulfatlösung spricht zudem, dass sich in der Probe (5 ml reine Magnesiumsulfatlösung im Reagenzglas) keine Kristalle bildeten.

Die Verdickungen, die mit der Zeit an den Enden der Kristalläste (z. B. bei Kupfersulfat) entstehen, könnten auf ein verlangsamtes Kristallwachstum hindeuten. Dabei hätten die Ionen mehr Zeit, sich an einer energetisch günstigen Stelle der Oberfläche des Kristalls abzuscheiden und könnten so in annähernd polyedrischer Form kristallisieren. Möglicherweise scheiden sich jedoch auch Ionen des anderen Salzes an den Kristallästen ab. Die Kristalläste würden dabei als Kristallisationskeime dienen.

5 Objektträgerversuch

5.1 Beschreibung und Ziel des Versuchs

Mit dem Reagenzglasversuch konnte die Hypothese, dass das n-d-k Salz als Kristallisationskeim für das d-k Salz dienen könnte, nicht eindeutig überprüft werden. Ziel des Objektträgerversuchs ist folglich,

diese Hypothese genauer zu untersuchen. Dabei habe ich eine Viertel bis eine ganze Spatelspitze des n-d-k Salzes auf einen Objektträger gegeben, ca. 3 Tropfen der d-k Salzlösung auf den Objektträger pipettiert und diesen dann mit einem Deckglas abgedeckt. Daraufhin habe ich den Kristallisationsvorgang unter dem Mikroskop beobachtet (siehe Abb. 6).

Den Versuch habe ich mit Natriumchlorid und Kupfersulfat häufiger durchgeführt als mit Eisensulfat und Magnesiumsulfat, da bei Natriumchlorid und Kupfersulfat die Ergebnisse der Reagenzglasversuche vermuten ließen, dass sie als Kristallisationskeime dienen könnten. Einen Überblick über die Versuche und die Ergebnisse zeigt Tabelle 2.

5.2 Auswertung

Die Natriumchloridkristalle dienen eindeutig als Kristallisationskeime für Ammoniumchlorid und Ammoniumbromid. Die dendritischen Kristalle sind Ammoniumchlorid- bzw. Ammoniumbromidkristalle, da sie die gleichen Verzweigungsmuster aufweisen und zudem die gleiche Morphologie wie diese besitzen. Die Veränderung in der Form der Dendriten könnte durch eine Abscheidung von Natrium- und

Chloridionen an den Dendriten erklärt werden. Für diese Erklärung spricht vor allem die Beobachtung bei dem Versuch mit Ammoniumbromid und Natriumchlorid. Hier lösen sich zuerst einige Natriumchloridkristalle und kurz darauf ändert sich die Form der Dendriten. Natrium- und Chloridionen gehen also zuerst in Lösung und scheiden sich kurze Zeit später an den Dendriten der Ammoniumbromidkristalle ab. Die Kristallisation wird wahrscheinlich durch eine Übersättigung der Lösung (durch Abkühlung oder Verdunstung) hervorgerufen. Dies würde die Veränderung der Form der Dendriten erklären. Für diese Erklärung spricht zudem, dass die Veränderung in der Form der Dendriten stärker ist, je näher sie den Natriumchloridkristallen sind, weil dort dann mehr Natrium- und Chloridionen in Lösung gehen und sich später wieder an den Dendriten abscheiden. Es könnte jedoch auch sein, dass die Verdickungen durch eine Verlangsamung des Kristallisationsprozesses zustande kommen. Dadurch würden die Ionen mehr Zeit haben, sich abzuscheiden und könnten annähernd polyedrische Formen (Verdickungen) annehmen. Dies würde bedeuten, dass die Verdickungen nicht aus den Ionen des Natriumchlorids, sondern aus denen des Ammoniumchlorids bzw. Ammoni-

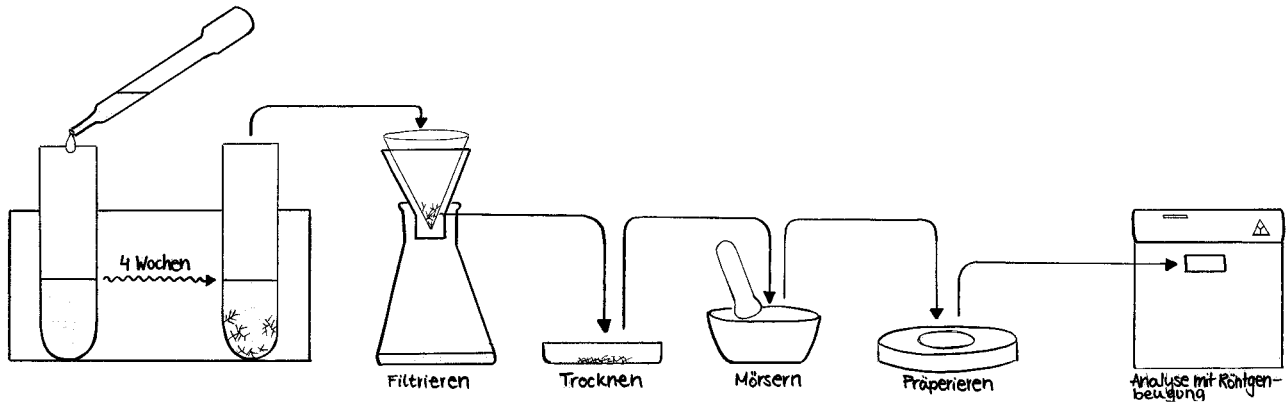


Abb. 7: Vorbereitung der Proben für die Röntgenbeugungsanalyse.

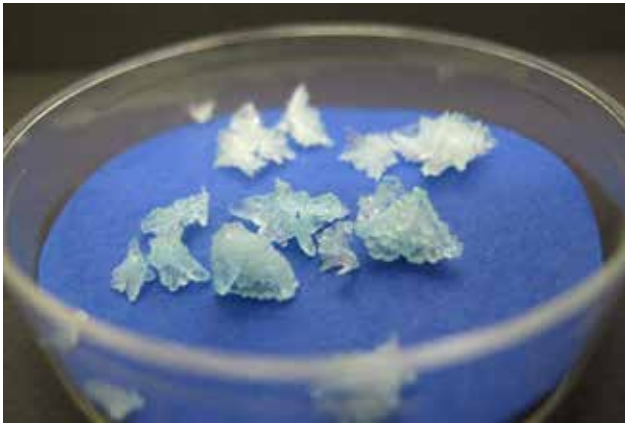


Abb. 8: Kristalle, die sich nach einer Vermischung einer NH_4Cl - mit CuSO_4 -Lösung gebildet haben.



Abb. 9: Kristalle, die sich nach einer Vermischung einer NH_4Cl - mit NaCl -Lösung gebildet haben.

umbromids aufgebaut sind. Aufgrund der beschriebenen Beobachtungen ist diese Erklärung jedoch unwahrscheinlich.

Da die Kupfersulfat- und Eisensulfat-Ionen sich fast sofort lösen und an ihnen keine dendritischen oder anderen Kristalle wachsen, fungieren diese nicht als Kristallisationskeime. Es entstehen zwar dendritische Strukturen; sie wachsen jedoch am Rand der Lösung, also in dem Bereich, der am weitesten von den gelösten Ionen des n-d-k Salzes entfernt ist. Zudem nimmt die Anzahl der dendritischen Kristalle ab, je mehr Kupfersulfat bzw. Eisensulfat auf den Objektträger gegeben wird. Je weniger dendritische Kristalle entstehen, desto mehr kleine eckige Kristalle wachsen (bei Kupfersulfat sind diese blau, bei Eisensulfat farblos).

Auch Magnesiumsulfat dient nicht als Kristallisationskeim für Ammoniumchlorid, da sich die Magnesiumsulfatkristalle nach Zugabe der Ammoniumchloridlösung lösen und danach keine Kristallisation stattfindet. Möglicherweise beginnt die Kristallisation wie beim Reagenzglasversuch jedoch erst nach einem längeren Zeitraum.

Die Hypothese, dass das n-d-k Salz als Kristallisationskeim für das d-k Salz dient, hat sich für Natriumchlorid bestätigt. Kupfersulfat, Eisensulfat und Magnesiumsulfat fungieren hingegen nicht als Kristallisationskeim für Ammoniumchlorid.

6 Phasenanalyse mit Röntgenbeugung

6.1 Herstellung der Proben

Durch die Reagenzglas- und Objektträgerversuche konnte ich meine Kristallisationskeim-Hypothese überprüfen. Jedoch konnte ich mit den schulischen Mitteln keine Aussagen über den inneren Aufbau der Kristalle machen und folglich meine zweite Frage, ob bei der Vermischung zweier Salzlösungen (Reagenzglasversuch) ein Mischkristall entsteht, nicht überprüfen. Insbesondere bei den Vermischungsversuchen von Ammoniumchlorid mit Kupfersulfat liegt die Vermutung nahe, dass sich Mischkristalle bilden, da die entstehenden Kristalle eine leicht türkise Färbung aufwiesen (siehe Abb. 8). Gleichzeitig waren sie dendritisch und ihr Verzweigungsmuster entsprach dem von dendritischen Ammoniumchloridkristallen. Die türkise Färbung ist jedoch nur zu erklären, wenn Kupferionen vorhanden sind, da diese mit Chloridionen einen türkisen Komplex bilden.

An der Universität Bremen im Fachbereich Kristallographie erhielt ich die Möglichkeit, eine Röntgenbeugungsanalyse durchzuführen. Dadurch konnte ich die innere Struktur der Kristalle, die bei den Vermischungsversuchen entstanden sind, untersuchen und so überprüfen, ob ein Mischkristall entsteht. Zum einen mit den Kristallen, die bei der Vermischung von Ammoniumchloridlösung mit Kupfersulfatlösung entstehen (siehe Abb. 8) und zum anderen mit den Kristallen, die bei der Vermischung von Ammoniumchloridlösung mit Natriumchloridlösung entstanden sind (siehe Abb. 9). Zudem wurden noch Röntgenbeugungsanalysen mit den Ausgangssalzen (Ammoniumchlorid, Natriumchlorid, Kupfersulfat) durchgeführt.

Die Kristalle habe ich in der Schule vorbereitet. Dazu habe ich den Reagenzglasversuch mit den entsprechenden Salzen wiederholt. Dieses Mal jedoch nicht mit 5 ml sondern mit 15 ml Lösung (und entsprechend drei Mal so vielen Tropfen der Lösung des n-d-k Salzes) sowie mehreren Reagenzgläsern, damit genügend Kristalle für die Röntgenbeugungsanalyse entstehen konnten. Nach vier Wochen habe ich die Lösung aus den Reagenzgläsern abgossen

und die zurückgebliebenen Kristalle zuerst auf Filterpapier und danach im Trockenschrank getrocknet. In der Universität habe ich die Kristalle dann präpariert und, wenn nötig, vorher noch zermörsert. Nachdem die fünf Proben vorbereitet waren, wurde die erste Röntgenbeugungsanalyse gestartet. Da bei dem Vorgang selbst jedoch nichts beobachtet werden kann, war ich bei den folgenden Analysen nicht mehr dabei. Die Röntgenbeugungsdiagramme wurden mir zugeschickt und ich habe sie dann mit dem „Brass“-Programm der Universität Bremen ausgewertet.

6.2 Grundlagen der Röntgenbeugungsanalyse

Die Röntgenbeugungsanalyse ist eine zerstörungsfreie Methode zur Strukturanalyse

Salz	Kristallstrukturtyp	Ionenradien in nm	
		Kation	Anion
Ammoniumchlorid	Cäsiumchloridtyp (8:8)	NH ₄ ⁺	0,143
		Cl ⁻	0,181
Natriumchlorid	Natriumchloridtyp (6:6)	Na ⁺	0,095
		Cl ⁻	0,181
Kupfersulfat	triklin	Cu ²⁺	0,072
		SO ₄ ²⁻	0,230

Tab. 3: Kristallstruktur und Ionenradien der bei den Vermischungsversuchen verwendeten Salze.

Vermischung	Abweichung der Kationenradien	Abweichung der Anionenradien
NH ₄ Cl + NaCl	NH ₄ ⁺ ; Na ⁺ 33,6 %	Cl ⁻ ; Cl ⁻ 0 %
NH ₄ Cl + CuSO ₄	NH ₄ ⁺ ; Cu ²⁺ 49,7 %	Cl ⁻ ; SO ₄ ²⁻ 21,3 %

Tab. 4: Radienunterschiede der verwendeten Ionen.

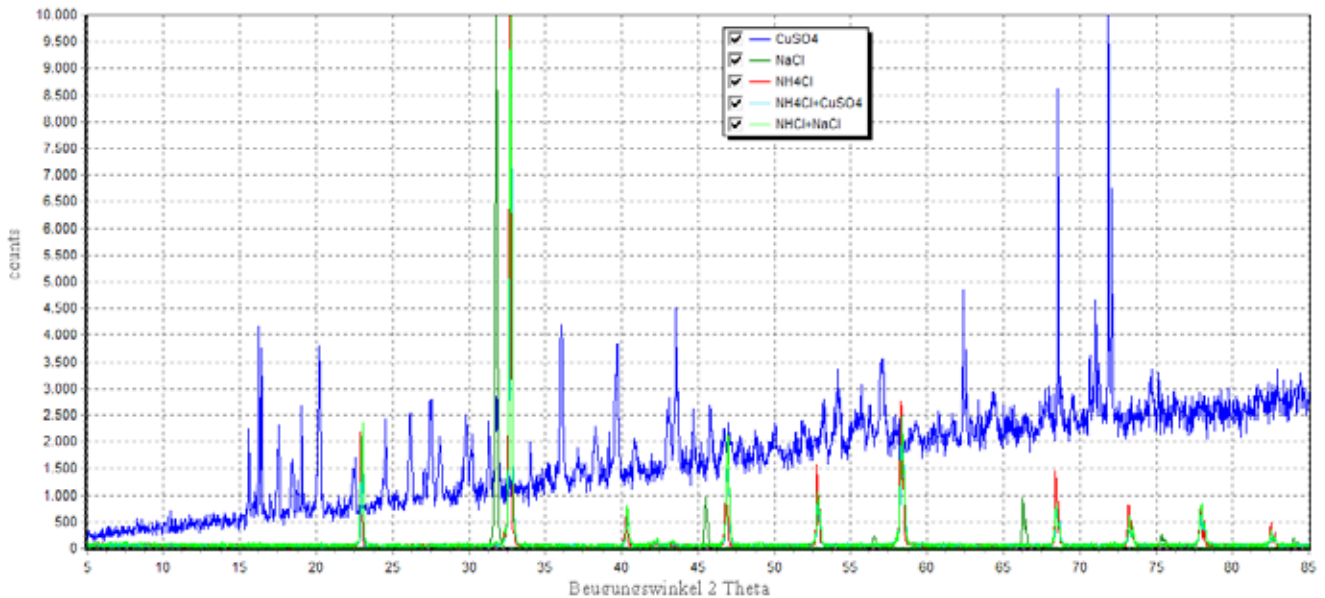


Abb. 10: Röntgenbeugungsdiagramme von: Kupfersulfat (CuSO₄), Natriumchlorid (NaCl), Ammoniumchlorid (NH₄Cl), Ammoniumchlorid und Kupfersulfat (NH₄Cl+CuSO₄), Ammoniumchlorid und Natriumchlorid (NH₄Cl+NaCl).

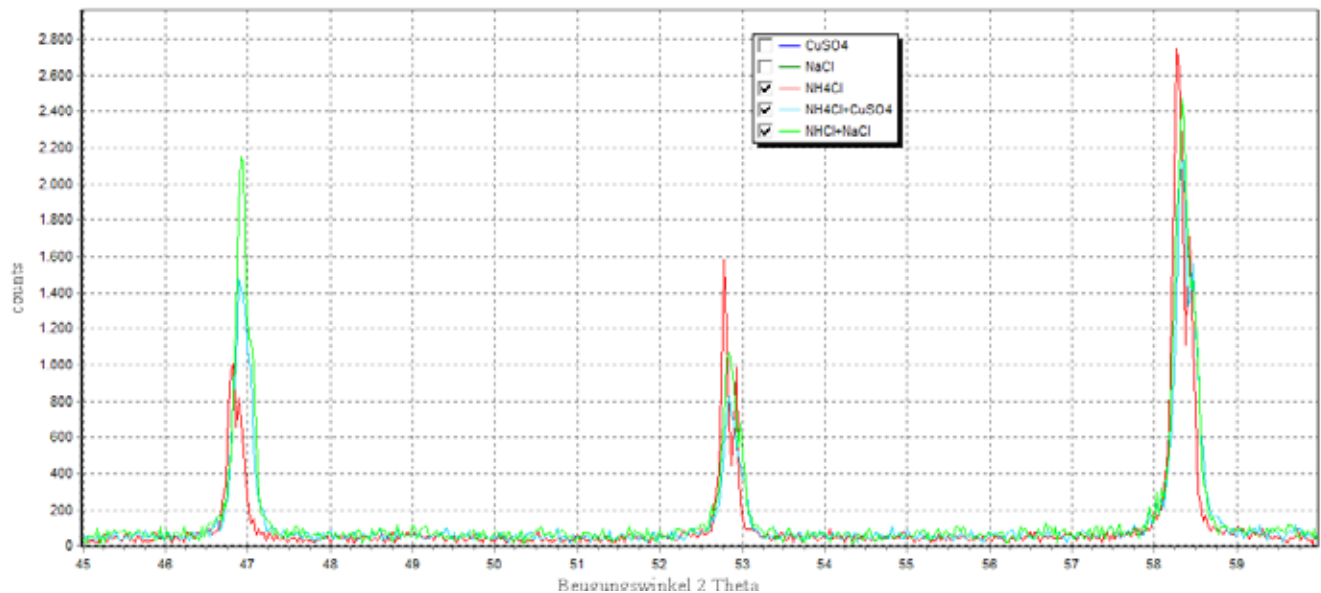


Abb. 11: Ausschnitt (45°-60°) der Röntgenbeugungsdiagramme von Ammoniumchlorid (NH₄Cl), Ammoniumchlorid und Kupfersulfat (NH₄Cl+CuSO₄), Ammoniumchlorid und Natriumchlorid (NH₄Cl+NaCl).

von Kristallen. Aus den entstehenden Röntgenbeugungsdiagrammen kann die Art der untersuchten kristallinen Stoffe bestimmt werden. Die Messungen an der Universität Bremen wurden mit einem Pulverdiffraktometer vom Typ PW1800 der Firma Philips durchgeführt. Dabei handelt es sich um ein Diffraktometer mit einer so genannten Bragg-Brentano-Geometrie. Dies bedeutet zum einen, dass die Probe flach sein muss. Zudem entspricht bei der Bestrahlung der Probe mit Röntgenstrahlung der Einfallswinkel des primären Röntgenstrahls dem Ausfallswinkel des abgelenkten Strahls bzw. Reflex. Die Analyse wurde mit Kupfer alpha Strahlung durchgeführt, deren Wellenlänge 0,15418 nm beträgt. Der Messbereich für meine Messungen lag bei 5° bis 85° im Beugungswinkel 2 Theta, die Schrittweite entsprach 0,03° und die Gesamtzeit betrug 45 Minuten.

6.3 Mischkristalle

Während der Durchführung der Röntgenbeugungsanalysen, habe ich mich genauer mit dem Begriff des „Mischkristalls“ beschäftigt. Kleber unterscheidet mehrere Arten von Mischkristallen [5]:

- *Substitutionsmischkristalle* (Austauschmischkristalle), bei denen sich die betreffenden Atome auf äquivalenten Positionen in der Kristallstruktur gegenseitig ersetzen.
- *Additionsmischkristalle* (Einlagerungsmischkristalle), bei denen Atome mit hinreichend kleinen Radien in Lücken bzw. auf Zwischenplätzen eingelagert werden.
- *Subtraktionsmischkristalle*, bei denen ein Teil der Positionen in der Kristallstruktur nicht besetzt ist

Borchardt-Ott geht noch genauer auf die Substitutionsmischkristalle ein. Er gibt einen Richtwert von 15 % für die Abweichung der Radien der ausgetauschten Bausteine an. Ist die Differenz der Radien größer, kann demzufolge kein Mischkristall entstehen [3].

Da der Richtwert von 15 % für die Differenz der Radien bei beiden Mischungsversuchen deutlich überschritten ist (siehe Tabelle 4), dürften keine Mischkristalle entstehen. Allgemein ist bei Mischkristallen noch zu beachten, dass sich die Elementarzellen innerhalb eines Mischkristalls unterscheiden können, da der Austausch von Bausteinen, abhängig von

Salze	Lage der Peaks		Relative Höhe der Peaks	
	NH ₄ Cl + NaCl	NH ₄ Cl + CuSO ₄	NH ₄ Cl + NaCl	NH ₄ Cl + CuSO ₄
NH ₄ Cl	gleich	gleich	ungleich	ungleich
NaCl	ungleich	ungleich	ungleich	ungleich
CuSO ₄	ungleich	ungleich	ungleich	ungleich

Tab. 5: Auswertung der Röntgenbeugungsanalyse.

dem Verhältnis der Ionen bzw. Atome, nicht in jeder Elementarzelle stattfindet.

6.4 Auswertung der Röntgenbeugungsdiagramme

Jeder kristalline Feststoff hat ein für ihn charakteristisches Röntgenbeugungsdiagramm. Die Ausschläge der Kurve werden als Peaks bezeichnet. Die Lage der Peaks (auf der x-Achse) ist abhängig von der Struktur des Kristalls, während die Zählrate bzw. die relative Höhe des Peaks unter anderem von den Atomen innerhalb der Kristallstruktur abhängt.

Da die Lage der Peaks von NH₄Cl (siehe Abb. 10) und den Vermischungen gleich ist, weisen die Kristalle, die bei den Vermischungen entstanden sind, die gleiche Kristallstruktur wie NH₄Cl auf (Cäsiumchloridtyp). Diese Ergebnisse sprechen gegen die Bildung eines Substitutionsmischkristalls, da dies häufig mit einer Verzerrung der Gitterstruktur einhergeht, insbesondere wenn die beiden Salze, die vermischt werden, nicht die gleiche Kristallstruktur haben. Dies ist hier jedoch nicht der Fall, da sich die Lage der Peaks bei Ammoniumchlorid und bei den Kristallen der Mischungsversuche nicht verändert. Gegen das Vorliegen eines Substitutionsmischkristalls spricht zudem, dass die Differenz der Ionenradien der diadochen Bausteine bei allen Ionen (außer bei Cl⁻ und Cl⁺) weit über dem von Borchardt-Ott angegebenen Richtwert von 15 % liegt [3]. Die Peaks der Vermischungssalze und der Ausgangssalze unterscheiden sich in ihrer relativen Höhe zueinander. Die unterschiedlichen Höhen der Peaks könnten zum einen durch Präparationsfehler hervorgerufen worden sein. Zum anderen kann sich auch die Höhe der Peaks bei gleichartigen Proben unterscheiden. Die Diskussion der Ergebnisse lässt sich analog auf die Auswertung des Röntgenbeugungsdiagramms des Mischungsversuchs von Ammoniumchlorid mit Natriumchlorid übertragen. Durch die Röntgenbeugungsanalyse kann die Mischkristallhypothese also nicht eindeutig geklärt werden. Es bleibt die Frage offen, weshalb der deutliche Unterschied in der Morphologie der entstehenden Kristalle, die bei den Mischungsversuchen von

Ammoniumchlorid mit Natriumchlorid bzw. Kupfersulfat-lösung entstehen, auftritt.

7 Fehleranalyse

Sättigungstemperatur

Die Sättigungstemperaturen der Salze unterschieden sich voneinander, was die Vergleichbarkeit der entstehenden Kristalle einschränkt. Dies gilt nicht für Natriumchlorid, da die Löslichkeit nur sehr schwach temperaturabhängig ist.

Zudem wäre es sinnvoll gewesen, mehrere Salzlösungen des gleichen Salzes mit unterschiedlichen Konzentrationen anzusetzen. Dadurch hätten die Lösungen unterschiedliche Sättigungstemperaturen gehabt. Folglich hätten bei der Abkühlung auf Raumtemperatur unterschiedlich hohe Kristallisationszwänge auf die Ionen gewirkt. Dabei hätte die Einwirkung der Höhe des Kristallisationszwangs auf die Morphologie der Kristalle untersucht werden können.

Bei den Mischungsversuchen habe ich noch ein weiteres Mal mit Ammoniumbromid experimentiert. Dabei habe ich zwei Lösungen mit unterschiedlichen Konzentrationen, also auch unterschiedlichen Sättigungstemperaturen (30 °C und 40 °C), hergestellt. Die Lösung mit der Sättigungstemperatur von 30 °C kristallisierte im Vergleich zu jener mit der Sättigungstemperatur von 40 °C langsamer. Zudem entstanden deutlich weniger Kristalle und die Abstände zwischen diesen waren größer. Die Kristallisation lief insgesamt langsamer ab.

Konzentrationen der Lösungen

Die Salzlösungen, mit denen ich gearbeitet habe, hatten unterschiedliche Konzentrationen. Dies ist damit zu erklären, dass die verwendeten Salze in Wasser unterschiedlich gut löslich sind. Für meine Versuche war die gleiche Konzentration der Salzlösungen nicht das entscheidende Kriterium, sondern eine ähnliche Sättigungstemperatur.

Zugabe des nicht dendritisch kristallisierenden Salzes

Bei der Zugabe des n-d-k Salzes als Feststoff wurde immer die ähnliche Menge



Abb. 12: Prototyp eines Experimentierkastens zur dendritischen Kristallisation von Salzen.

(z. B. eine Spatelspitze/5 Tropfen) zugegeben. Die Salze besitzen jedoch eine unterschiedlich hohe Löslichkeit in Wasser. Daher entstehen bei der Zugabe der gleichen Mengen Lösungen mit unterschiedlichen Sättigungen.

Reinheit der Salze

Der Großteil der verwendeten Salze weist einen hohen Reinheitsgrad von über 99 % auf. Da diese Chemikalien jedoch auch im Unterricht für Schülerexperimente verwendet werden, könnte die Verunreinigung dadurch steigen. Zudem fehlen die Reinheitsangaben von Ammoniumbromid Eisen- sowie Magnesiumsulfat.

8 Prototyp für einen Experimentierkasten zur dendritischen Kristallisation

Besonders Ammoniumbromid und Ammoniumchlorid bilden bei der Kristallisation ästhetisch beeindruckende Kristalle mit einer hohen Regelmäßigkeit. Da die Versuchsdurchführung hier unkompliziert ist, könnte dieses Experiment in leicht abgeänderter Form als Erweiterung der bekannten Kristallbaukästen (z. B.: „Kosmos - Kristalle züchten“) dienen (siehe Abb. 12). Der Vorteil hierbei besteht darin, dass die Kristalle innerhalb von wenigen Minuten wachsen und nicht wie bei der Züchtung großer polyedrischer Kristalle mehrere Tage bis Wochen benötigen. Zudem sind die entstehenden Kristalle groß genug, um sie mit einer einfachen Lupe zu betrachten. Bei diesen Versuchen können die Einwirkung von schneller oder langsamer Abkühlung der Lösung oder von mechanischem Druck auf die Morphologie der entstehenden Kristalle untersucht werden.

9 Fazit und Ausblick

Die allgemeinen Untersuchungen zur dendritischen Kristallisation von Salzen, die ich zu Beginn meines Projektes durchführte, haben gezeigt, dass verschiedene Salze unter bestimmten Bedingungen unterschiedlich stark dendritisch ausfallen. Ein Parameter, der beeinflusst, ob ein Salz unter bestimmten Bedingungen dendritisch kristallisiert, ist die Temperaturabhängigkeit der Lös-

lichkeit des Salzes. Dies ist wahrscheinlich nur einer von vielen weiteren Parametern, die Einfluss auf die Kristallisation eines Salzes nehmen. In weiteren Versuchen könnten weitere Faktoren, wie beispielsweise die Gitterenergie oder der Aufbau des Kristallgitters, überprüft werden.

Der Experimentierkasten zur dendritischen Kristallisation könnte für Kinder wie auch Schüler hilfreich sein, den Prozess der Kristallisation besser zu verstehen.

Abschließend bleibt die Frage offen, wie der Unterschied in der Morphologie der Kristalle, die bei den Vermischungsversuchen von Ammoniumchlorid mit Natriumchlorid- bzw. Kupfersulfatlösung entstehen, zu erklären ist.

Danksagung

An dieser Stelle möchte ich mich ganz herzlich bei allen bedanken, die mein Projekt unterstützt haben. Insbesondere bei meinem Projektbetreuer Jens-Henning Kreker, der für alle meine Fragen immer Zeit hatte und sich genauso sehr für meine Versuche begeistert hat wie ich, sowie bei Dr. Michael Wendschuh von der Universität Bremen, wo ich einige Analysen durchführen durfte. Ein letzter Dank gilt meinen Eltern, die mich durchgehend unterstützt und motiviert haben.

Quellenverzeichnis

- [1] Asselborn, W./ Jäckel, M./ Ritsch, Dr. K. T. (2009): Chemie heute – SI Gesamtband. Druck . Braunschweig: Schroedel Verlag
- [2] Asselborn, W./ Jäckel, M./ Ritsch, Dr. K. T. (2009): Chemie heute – SII. Druck . Braunschweig: Schroedel Verlag
- [3] Borchardt-Ott (2009): Kristallographie – Einführung für Naturwissenschaftler. 7. Auflage. Berlin-Heidelberg: Springer Verlag
- [4] Höltkemeier, D./Kreker, J.-H./Oetken, M. (2006): Dendritische Salze im Eilzugtempo. In: Chemkon 13.Jg., H. 2, S. 63-67
- [5] Kleber, W. (1998): Einführung in die Kristallographie. 18., stark bearbeitete Auflage von H. J. Bausch/ J. Bohm. Berlin: Verlag Technik GmbH
- [6] Mortimer, C. E. (1996) : Chemie – Das Basiswissen der Chemie. 6. Auflage. Stuttgart New York: Georg Thieme Verlag
- [7] Ohne Verfasser (2007): Kosmos Kristalle züchten – Anleitung. 3. Auflage. Stuttgart: Franckh-Kosmos Verlags-GmbH & Co. KG
- [8] Vogel, Dipl.-Germ. G. (2008): Der Brockhaus in sechs Bänden. Mannheim: F. A. GmbH
- [9] Weast, R. C. (o. J.): Handbook of Chemistry and Physics. 58. Auflage. The Chemical Rubber Publishing Company
- [10] Blume, R./Wiehoczec, D. (2000): Eine Einführung in die Kristallchemie für die Schule. <http://www.chemieunterricht.de/dc2/kristalle/>: 20.05.2012
- [11] Föll, Prof. Dr. H. (o. J.): Einführung in die Materialwissenschaften I. http://www.tf.uni-kiel.de/matwis/amat/mw1_ge/index.html: 17.10.2012
- [12] Roller, S./Röhr, C. (o. J.): Strukturtypen-Datenbank. <http://132.230.13.25/Vorlesung/Strukturtypen/alle.html>: 23.10.2012
- [13] Schultz, Prof. Dr. L./ Freudenberger, Dr. J. (o. J.): Physikalische Werkstoffeigenschaften. <http://www.ifw-dresden.de/institutes/imw/lectures/pwe/pwe-default-page/c3-kristall.pdf>: 05.10.2012
- [14] Seilnacht, T. (o. J.): Seilnachts Lexika und Stoffdatenbanken. <http://www.seilnacht.com/lexika.htm>: 03.09.2012