

I. FÄLLUNGSREAKTIONEN

1. Einführung

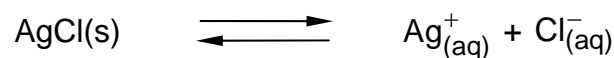
(Literaturhinweis: [1] 319)

Fällungsreaktionen und Kristallisationsprozesse sind seit jeher sehr wichtig für die Chemie. Umweltprobleme machen auch in neuester Zeit wieder deutlich, wie wichtig die Gleichgewichte zwischen Festkörpern und gelösten Stoffen etwa in der Bodenchemie sind. Fällungsreaktionen finden auch Anwendungen in der qualitativen und quantitativen Analyse.

2. Theorie:

2.1 Löslichkeitsprodukt und Löslichkeit

Bringt man einen aus Ionen aufgebauten festen Stoff in Wasser oder ein anderes Lösungsmittel, so bildet sich ein Gleichgewicht aus: Einerseits treten Ionen von der Oberfläche des Kristallgitters in die Flüssigkeit über, andererseits werden Ionen aus der Flüssigkeit ins Kristallgitter eingebaut. Das Gleichgewicht zwischen gelöster Substanz und Festkörper wird (im Falle von ionischen Verbindungen) durch das **Löslichkeitsprodukt** beschrieben. So kann zum Beispiel für Silberchlorid AgCl das Löslichkeitsgleichgewicht beschrieben werden durch



mit der Gleichgewichtskonstanten

$$K' = \frac{[\text{Ag}^{+}][\text{Cl}^{-}]}{[\text{AgCl(s)}]}$$

Da die Aktivität eines Festkörpers in einer Lösung konstant ist, wird das Löslichkeitsprodukt K_L beschrieben durch

$$K_L = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = K'[\text{AgCl(s)}]$$

Mit Hilfe des Löslichkeitsproduktes kann man berechnen, wieviel eines schwerlöslichen Salzes sich löst, das heisst, wie gross die Konzentration einer gesättigten Lösung ist. Diese Konzentration bezeichnet man auch als Löslichkeit (L) oder Sättigungskonzentration. Bei einem 1:1-Elektrolyten ist die Berechnung der Löslichkeit einfach. Pro Formeleinheit AgCl treten ein Kation und ein Anion in die flüssige Phase über. Die Konzentration $[\text{Ag}^+]$ und die Konzentration $[\text{Cl}^-]$ sind also gleich und entsprechen beide der Sättigungskonzentration L des Salzes AgCl. Damit gilt im Fall des 1:1-Elektrolyten

$$K_L = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-] = L \cdot L = L^2$$

bzw.

$$L = \sqrt{K_L}$$

2.2 Temperaturabhängigkeit der Löslichkeit

Die Temperaturabhängigkeit der Löslichkeit folgt qualitativ aus dem Le-Chatelier-Prinzip: Wird auf ein Gleichgewichtssystem ein Zwang ausgeübt, so verschiebt sich das Gleichgewicht so, dass der Zwang vermindert wird. Mit anderen Worten: es wird derjenige Vorgang favorisiert, der den Zwang abbaut. Wenn wir also die Wärmezufuhr zum System als Zwang betrachten, wird das System denjenigen Vorgang favorisieren, der Wärme benötigt. Lösungsvorgänge können endotherm oder exotherm sein (Wärme benötigen oder Wärme freisetzen). Je nachdem ist die Temperaturabhängigkeit der Löslichkeiten unterschiedlicher Stoffe also verschieden. Während Stoffe, die sich endotherm lösen, bei höherer Temperatur in höheren Konzentrationen löslich sind, sinkt bei solchen, deren Lösungsvorgang ein exothermer Prozess ist, die Löslichkeit bei Temperaturerhöhung. Tatsächlich ist die Enthalpie aber nicht alleine entscheidend. Vielmehr müssen für eine quantitative Aussage auch Entropieeffekte mit berücksichtigt werden.

2.3 Übersättigung

Eine gesättigte Lösung ist dadurch charakterisiert, dass sie den gelösten Stoff in derjenigen Konzentration enthält, die dem Löslichkeitsprodukt entspricht. Lösungen kleinerer Konzentrationen bezeichnet man als „ungesättigte“ Lösungen. Unter gewissen Umständen und bei bestimmten Salzen ist es auch möglich, Lösungen herzustellen, die eine grössere Konzentration an gelöstem Stoff enthalten als der Sättigungskonzentration entspricht. Eine solche „übersättigte Lösung“ entspricht einem metastabilen Zustand. Werden solche übersättigten Lösungen "gestört", kristallisiert das zuviel gelöste Salz innerhalb relativ kurzer Zeit (oft sogar schlagartig) aus. Solche Störungen können das "Impfen" der Lösung (Zugabe eines Kristalls der gelösten Substanz), Reiben mit einem Glasstab an der inneren Gefäßwand, oder Erschütterungen des Systems sein.

2.4 Fällungsanalyse

Die Fällungsanalyse dient zur Ermittlung des Gehaltes einer Lösung an einer bestimmten Ionenart. Grundsätzlich hat man bei der Fällungsanalyse die Möglichkeit entweder den gebildeten Festkörper zu wägen (Gravimetrie), oder aber die Menge an Fällungsreagenz zu messen, die bis zur vollständigen Ausfällung des Feststoffs nötig ist (Fällungstitration).

3. *Rechenbeispiele*

3.1 Einfache Konzentrationsberechnungen

Beispiel I.1

Wie gross ist die Konzentration einer gesättigten Silberchloridlösung? Wieviel Silberchlorid löst sich in 250 mL Wasser? ($pK_L = 9.77$)

$$K_L = 10^{-pK_L} = 1.7 \cdot 10^{-10}$$

Beim Lösen von AgCl gehen gleichviel Silberionen wie Chloridionen in Lösung. Also gilt

$$[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-]$$

Daher ist

$$K_L = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = [\text{Ag}^+]^2 = [\text{Cl}^-]^2$$

$$[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-] = \sqrt{K_L} = 1.30 \cdot 10^{-5}$$

Die Molmasse von Silberchlorid ist 143 g/mol. Die Löslichkeit von Silberchlorid in Wasser (in g/l) ist also

$$143 \cdot 1.30 \cdot 10^{-5} \text{ g/L} = 1.86 \cdot 10^{-3} \text{ g/L}$$

In 250 mL Wasser lösen sich daher $0.25 \cdot 1.30 \cdot 10^{-5}$ mol AgCl. Die Menge gelösten Silberchlorids in 250 mL Wasser beträgt

$$0.25 \text{ L} \cdot 1.30 \cdot 10^{-5} \cdot 143 \text{ gL}^{-1} = 4.7 \cdot 10^{-4} \text{ g}$$

3.2 Löslichkeit in Gegenwart eines Überschusses des einen Ions

Beim Ausfällen eines Ions als schwerlösliche Verbindung geht man im allgemeinen so vor, dass man das Gegenion in grossem Überschuss zur Lösung zugibt. Dadurch wird die Löslichkeit verringert.

Beispiel 1.2

Die oben beschriebene gesättigte Silberchloridlösung (250 mL) wird filtriert. Dann fügt man 250 mL 1 M Kochsalzlösung zu. Wieviel Silberchlorid wird ausgefällt, und wie gross sind die resultierenden Konzentrationen aller Teilchen in Lösung?

Vor Zugabe der Kochsalzlösung gilt:

$$[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-] = 1.30 \cdot 10^{-5}$$

Verdünnen um einen Faktor 2:

$$[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-] = 6.5 \cdot 10^{-6}$$

Wenn wir jetzt annehmen, dass die Chloridkonzentration nur von der zugegebenen Kochsalzmenge abhängt, so ist

$$[\text{Cl}^-] = 0.5$$

Dies ist sicher gerechtfertigt, da der Beitrag des aufgelösten Silberchlorids zur Chloridkonzentration vernachlässigbar klein ist ($< 10^{-4}$ M). Einsetzen dieser Konzentration in den Ausdruck für das Löslichkeitsprodukt gibt

$$K_L = [\text{Cl}^-][\text{Ag}^+] = 0.5[\text{Ag}^+] \text{ M} = 1.7 \cdot 10^{-10}$$

$$[\text{Ag}^+] = 3.4 \cdot 10^{-10}$$

Dies entspricht einer Menge von $0.5 \cdot 3.4 \cdot 10^{-10} \cdot 143 \text{ g} = 2.43 \cdot 10^{-8} \text{ g}$ gelöstem AgCl. Somit sind also $4.7 \cdot 10^{-4} \text{ g} - 2.43 \cdot 10^{-8} \text{ g} = 4.7 \cdot 10^{-4} \text{ g}$ AgCl ausgefallen, quantitative Fällung!

Zum Schluss muss man nun noch überprüfen, ob die Annahme gerechtfertigt war, dass die Chloridionenkonzentration von 0.5 M durch Auflösen von AgCl nicht verändert wurde. Da die Änderung der Chloridkonzentration gleich der Konzentration von Ag^+ ist (also 10^{-10} M) war diese Annahme bestimmt gerechtfertigt. In vielen Fällen ist es möglich, durch Annahmen dieser Art Konzentrationsberechnungen stark zu vereinfachen.

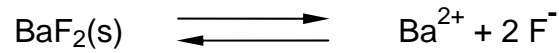
(Der Vollständigkeit halber sei hier darauf hingewiesen, dass sich im Überschuss von Chlorid lösliche Komplexe $[\text{AgCl}_2]^-$ bilden können. Dieses Problem soll aber hier nicht weiter diskutiert werden.)

3.3 Berechnungen für einen 1:2-Elektrolyten

Bei Salzen, die mehrfach geladene Ionen enthalten, können analog dieselben Berechnungen durchgeführt werden, wobei aber die Gleichungen leicht modifiziert werden müssen. Dies soll hier anhand eines Beispiels gezeigt werden.

Beispiel 1.3

Bariumfluorid BaF_2 ist ein schwerlösliches Salz mit einem Löslichkeitsprodukt $K_L = 10^{-6}$. Das Lösungsgleichgewicht von BaF_2 wird beschrieben durch



Das Löslichkeitsprodukt muss natürlich der Tatsache Rechnung tragen, dass pro Ba^{2+} -Ion, das in Lösung geht, zwei F^- -Ionen freigesetzt werden. Der aus dem Massenwirkungsgesetz abgeleitete Ausdruck lautet deshalb:

$$K_L = [\text{Ba}^{2+}][\text{F}^-]^2$$

Wenn man nun die Ba^{2+} - und F^- -Konzentrationen einer gesättigten BaF_2 -Lösung berechnen will, so kann man folgende Bilanzgleichung aufstellen:

$$[\text{F}^-] = 2 [\text{Ba}^{2+}]$$

(Die Fluoridkonzentration in einer gesättigten Lösung ist doppelt so gross wie die Bariumkonzentration, da eben pro Ba^{2+} -Kation zwei F^- -Anionen in Lösung gehen.) Einsetzen in den Ausdruck für das Löslichkeitsprodukt gibt

$$K_L = [\text{Ba}^{2+}](2[\text{Ba}^{2+}])^2 = 4 [\text{Ba}^{2+}]^3$$

Also ist

$$[\text{Ba}^{2+}] = (K_L/4)^{1/3} = (0.25 \cdot 10^{-6})^{1/3} = 6.3 \cdot 10^{-3}$$

$$[\text{F}^-] = 2 [\text{Ba}^{2+}] = 1.3 \cdot 10^{-2}$$

Will man nun die Konzentrationen einer gesättigten Lösung berechnen, die durch Auflösen von BaF_2 in 1 M NaF hergestellt wurde, so stellt man mit Vorteil folgende Bilanzgleichung auf:

$$[\text{F}^-] = [\text{F}^-]_0 + 2 [\text{Ba}^{2+}]$$

wobei hier $[\text{F}^-]_0$ die Anfangskonzentration von Fluorid, das heisst $c_{\text{F}^-} = 1\text{M}$, bezeichnet. Also ist

$$K_L = [\text{Ba}^{2+}][\text{F}^-]^2 = [\text{Ba}^{2+}](1.0 + 2 [\text{Ba}^{2+}])^2$$

Umformen liefert die kubische Gleichung

$$4[\text{Ba}^{2+}]^3 + 4(1.0)[\text{Ba}^{2+}]^2 + (1.0)[\text{Ba}^{2+}] - K_L = 0$$

Diese Gleichung kann durch Einsetzen in die entsprechende Formel direkt algebraisch gelöst werden.

Besser führt man hingegen eine Näherungsrechnung durch. Wenn wir annehmen, dass die Fluoridkonzentration nur unwesentlich von 1.0 M abweichen wird (d.h. $[\text{F}^-] \gg 2 [\text{Ba}^{2+}]$), weil BaF_2 schwerlöslich ist, dann gilt

$$[\text{F}^-] = [\text{F}^-]_0 + 2 [\text{Ba}^{2+}] \cong [\text{F}^-]_0$$

Man erhält dann

$$K_L = [\text{Ba}^{2+}][\text{F}^-]^2 = [\text{Ba}^{2+}] \cdot (1.0)^2$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{10^{-6}}{(1.0)^2} = 1.0 \cdot 10^{-6}$$

Die Annahme, dass $[\text{F}^-] \gg 2 [\text{Ba}^{2+}]$ gilt, war also gerechtfertigt, die vereinfachte Berechnung hat zum richtigen Resultat geführt.

Als Übung sollen die Konzentrationen einer Lösung berechnet werden, die durch Zugabe von 100 mL 0.6 M Bleinitratlösung zu 50 mL einer gesättigten Bleiodidlösung hergestellt wurde (Löslichkeitsprodukt von Bleiodid: $pK_L = 8.1$).

Videoaufzeichnungen von Fällungsreaktionen:

<http://www.cci.ethz.ch/de/exlist.html?ismovie=-1&exlist=-1&exchap=1+-1>

4. Experimente

Versuch I.1

Bestimmung des Löslichkeitsprodukts von Kaliumperchlorat (KClO₄)

Vorgehen

In ein grosses, tariertes Reagenzglas werden 0.48 bis 0.52 g gepulvertes KClO₄ genau eingewogen. Man gibt 15 mL Wasser zu und löst das Salz unter Erwärmen völlig auf. Man kühlt auf 25 °C ab. Kristallisiert dabei noch KClO₄ aus, so fügt man in kleinen Portionen 0.5 bis 1.0 mL Wasser zu, löst jeweils wieder unter leichtem Erwärmen, usw., bis man eine bei 25 °C gerade gesättigte Lösung hat. Nun bestimmt man das Gewicht der Lösung und berechnet das Löslichkeitsprodukt von KClO₄.

Auswertung

$$K_L = [K^+] \cdot [ClO_4^-]$$

Die Dichte der gesättigten Kaliumperchloratlösung bei 25 °C beträgt $d_{25} = 1.015$ g/mL.

Man berechnet die Konzentration der erhaltenen Lösung aus der Einwaage und der Masse der Lösung unter Zuhilfenahme der Dichte. Das Ergebnis setzt man in den Ausdruck für das Löslichkeitsprodukt ein.

Entsorgung der eingesetzten Chemikalien

Perchlorate sind starke Oxidationsmittel und deshalb umweltgefährdend. Die Versuchslösung muss in den Sammelbehälter für Metallsalze entsorgt werden.

Versuch I.2

Temperaturabhängigkeit der Löslichkeit von Ammoniumchlorid (NH₄Cl) und Kaliumnitrat (KNO₃)

Vorgehen

In ein grosses Reagenzglas werden ca. 4 g NH₄Cl eingewogen und 10 mL Wasser zupipettiert. Der Feststoff wird durch Erwärmen gerade gelöst. Während des

Abkühlens misst man die Temperatur (Thermometer im Reagenzglas) beim Auftreten der ersten Kristalle. Man wägt anschliessend noch zweimal je 1 g NH_4Cl in das gleiche Reagenzglas und bestimmt nach erneutem Erwärmen und Abkühlen die zu diesen Konzentrationen gehörenden Temperaturen. Bei KNO_3 beginnt man mit 4 g und fügt noch zweimal je 3 g hinzu.

Auswertung

Die Konzentrationen der gesättigten Salzlösungen lassen sich aus Einwaage und Lösungsmittelvolumen zwar ungefähr berechnen, wir würden dabei allerdings einen Fehler begehen, da wir die Volumenänderung beim Lösen des Salzes nicht berücksichtigen. Weil wir das Endvolumen der bei unterschiedlichen Temperaturen gesättigten Lösungen nicht so einfach bestimmen können, können wir im vorliegenden Fall auch die Sättigungskonzentrationen nicht genau genug berechnen. Stattdessen sollen für beide Salze die gelösten Stoffmengen (in mol) als Funktion der Temperatur in einem Diagramm aufgezeichnet werden.

Entsorgung der eingesetzten Chemikalien

Ammoniumchloridlösung und Kaliumnitratlösung sind ungefährlich und dürfen in den Abguss gegeben werden.

Versuch I.3

Übersättigte Lösungen

Vorgehen

In drei sauberen Reagenzgläsern werden je 10 g Natriumacetat-Trihydrat ($\text{CH}_3\text{COONa}\cdot 3\text{H}_2\text{O}$) in 4 mL Wasser durch mässiges Erhitzen vollständig gelöst. Die Reagenzgläser verschliesst man (mit Wattepfropfen, Parafilm oder Gummistopfen) und lässt sie im Reagenzglasständer ohne Erschütterung erkalten. Beim ersten Reagenzglas fügt man einen kleinen Natriumacetat-Kristalls zu, beim zweiten kratzt man ein wenig mit einem Glasstab an der Innenwand. Das dritte Glas dient als Kontrolle.

Auswertung

Notieren Sie Ihre Beobachtungen. Berühren Sie die Aussenwände der drei Reagenzgläser mit dem Finger. Bemerken Sie einen physikalischen Effekt?

Entsorgung der eingesetzten Chemikalien

Natriumacetatlösungen sind ungiftig und können in den Abguss gegeben werden.

Versuch I.4

Argentometrische Chloridbestimmung nach Mohr

Unter dem Begriff „Argentometrie“ fasst man Titrationszusammenfassungen, bei denen schwerlösliche Silbersalze gebildet werden. Eine Standardanwendung ist die Bestimmung der Halogenidmenge in einer Probelösung, indem man die Halogenidionen mit Silbernitratlösung als schwerlösliche Silberhalogenide ausfällt.

Bei der Halogenidbestimmung nach Mohr setzt man als Indikator Chromationen (CrO_4^{2-}) zu, die mit dem Fällungsreagenz Ag^+ einen rotbraunen Niederschlag von Silberchromat (Ag_2CrO_4) bilden, dessen Löslichkeit nur ganz wenig über derjenigen der Silberhalogenide liegt. Bei der Zugabe von Silbernitratlösung zur halogenidhaltigen Probelösung erhöht sich zunächst die Silberionenkonzentration in der Probe so weit, bis die der Sättigungskonzentration L des Silberhalogenids entsprechende Konzentration erreicht ist. Jetzt beginnt die Ausfällung des Feststoffs. Solange diese andauert, bleibt die Konzentration freier Silberionen in der Lösung praktisch konstant (und gleich der Sättigungskonzentration). Erst wenn die Halogenidfällung beendet ist, erhöht sich bei weiterer Reagenzzugabe die Konzentration freier Silberionen. Ist Chromat zugegen, so wird nur wenig später die Sättigungskonzentration von Silberchromat erreicht, was sich durch das Auftreten des braunen Silberchromatniederschlags bemerkbar macht. Da die Löslichkeit von Silberchromat nur sehr wenig höher ist als diejenige der Silberhalogenide, fällt das Auftreten der Chromatfällung praktisch mit dem Ende der Halogenidfällung zusammen. Wir begehen also nur einen minimalen Fehler, wenn wir die braune Färbung des Silberchromatniederschlags als Endpunktsanzeige nehmen.

Vorgehen

a. Herstellung und Einstellung einer 0.05-M AgNO_3 -Masslösung

Chromate sind krebserregend und können über die Haut resorbiert werden. Unbedingt mit Handschuhen arbeiten!

0.88 g Silbernitrat (AgNO_3) werden in ein grosses Reagenzglas oder in ein kleines Becherglas eingewogen und in etwas Wasser (maximal 20 mL) vollständig aufgelöst. Die Lösung wird quantitativ in einen 100 mL Masskolben überführt (Reagenz- bzw. Becherglas noch 3 Mal mit wenig Wasser nachspülen). Anschliessend wird der Masskolben bis zur Marke mit Wasser aufgefüllt und umgeschüttelt. Mit einem Teil der so hergestellten Masslösung füllt man die 50 mL Bürette.

Die Indikatorlösung kann für alle gemeinsam hergestellt werden. Dazu werden 4.2 g Kaliumchromat (K_2CrO_4) und 0.7 g Kaliumdichromat ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) in 100 mL Wasser gelöst.

Zur Einstellung der Masslösung werden ca. 300 mg Kaliumchlorid (KCl) exakt (mit der Analysenwaage) in einen 100 mL Masskolben eingewogen und in wenig Wasser vollständig gelöst. Der Kolben wird bis zur Marke aufgefüllt. Ein Viertel dieser Lösung (25 mL) wird mit der Vollpipette in einen 200 mL Weithalslerlenmeyer transferiert und mit Wasser auf ca. 150 mL verdünnt. Dann wird mit der Stabpipette genau 1 mL Indikatorlösung zugesetzt.

Man gibt jetzt ein Magnetührstäbchen in den Erlenmeyer, lässt die ersten 15 mL der Silbernitratlösung unter Rühren relativ rasch zulaufen und titriert dann langsam weiter, bis die rotbraune Farbe des Silberchromats, das sich an der Eintropfstelle zunächst immer bildet, dann aber wieder in Lösung geht, in der ganzen Suspension bestehen bleibt. Man notiert den Verbrauch an Masslösung und führt mit weiteren 25 mL der Kaliumchloridlösung auf dieselbe Art eine zweite Bestimmung durch. Aus dem Mittelwert beider Bestimmungen errechnet man die tatsächliche Konzentration der Masslösung. Diese wird im nächsten Versuchsteil zur Bestimmung der Chloridmenge in einer unbekannt Probe gebraucht.

b. Bestimmung einer unbekannt Probe

Jeder Student bekommt vom Assistenten eine eigene Probelösung in einem 100 mL Messkolben. Zuerst muss der Kolben bis zur Marke mit Wasser aufgefüllt und sorgfältig umgeschüttelt werden. Dann werden 25 mL mit der Vollpipette entnommen, in einen 200 mL Erlenmeyer gegeben und mit Wasser auf ca. 150 mL verdünnt. Wie oben beschrieben wird noch 1 mL Indikatorlösung zugegeben und unter Rühren bis zum Äquivalenzpunkt titriert. Mit einem zweiten 25 mL Ansatz wird eine zweite Bestimmung durchgeführt.

Auswertung

Berechnung der Konzentration der Kaliumchloridlösung:

$$c = \frac{n}{V} ; n = \frac{m}{M} \Rightarrow c = \frac{m}{M \cdot V}$$

Berechnung der Konzentration der Masslösung:

am Äquivalenzpunkt gilt:

$$c_{\text{KCl-Lsg}} \cdot V_{\text{KCl-Lsg}} = c_{\text{Masslsg}} \cdot V_{\text{Masslsg}}$$

Berechnung der Stoffmenge in der unbekannt Probe:

$$c_{\text{Masslsg}} \cdot V_{\text{Masslsg}} = n_{\text{Probe}}$$

Aus der Stoffmenge lässt sich über die Molmasse die Masse berechnen. Beachten Sie jedoch, dass Sie pro Ansatz nur $\frac{1}{4}$ der Probenmenge titriert haben. Teilen Sie ihr Ergebnis dem Assistenten mit und erfragen Sie die tatsächliche Einwaage. Vergleichen Sie Ihr Resultat anschliessend mit diesem Wert. Die Abweichung sollte nicht grösser als 5 % sein. Die Resultate werden bewertet.

Entsorgung der eingesetzten Chemikalien

Silberhaltige Lösungen und Suspensionen (austitrierte Proben und Reste der Masslösung) werden in einem gesonderten Abfallbehälter für Silbersalze gesammelt. Reste der chromathaltigen Indikatorlösung müssen in den Sammelbehälter für Metallsalze entsorgt werden. Kaliumchloridlösungen (Reste der Probelösungen) sind ungefährlich und können in den Abguss gegeben werden.

Versuch I.5

Kristallzucht

Vorgehen

a. Herstellung von Kaliumalaun ($KAl(SO_4)_2$) –Impfkristallen

25 g Kaliumalaun ($KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$) werden in ein 250 mL Becherglas eingewogen und 100 mL Wasser zugegeben. Man erhitzt auf ca. 60 °C unter Rühren solange, bis das Salz sich vollständig gelöst hat. Anschliessend filtriert man die Lösung heiss durch einen Faltenfilter und verteilt sie auf zwei 100 mL Bechergläser, in die man jeweils einen Faden hängt. Die Gläser werden mit einem Uhrglas (oder mit Alufolie) abgedeckt und möglichst erschütterungsfrei zum Abkühlen stehengelassen. Nach einigen Stunden sind am Faden bereits kleine Alaunkristalle gewachsen.

b. Züchten von grossen Kaliumalaun-(Ein)kristallen

Man nimmt die Impfkristalle vorsichtig aus der Mutterlauge und lässt sie an der Luft abtrocknen. Währenddessen wird die Mutterlauge nochmals filtriert und wieder auf zwei 100 mL Bechergläser verteilt. Man wählt nun für jedes Becherglas einen möglichst grossen, idealerweise oktaedrisch geformten Impfkristall aus, trocknet ihn nochmals auf einem Filterpapier vollständig ab und befestigt ihn mit Sekundenkleber an einem neuen Faden. Dabei darf man den Kristall nicht mit den Fingern berühren, benutzen Sie also eine Pinzette. Zudem sollte man nicht zuviel Klebstoff benutzen und diesen vor allem möglichst wenig über die Kristallflächen verteilen. Anschliessend hängt man die Kristalle in die filtrierte Mutterlauge, deckt die Bechergläser erneut ab, schreibt sie mit Namen und Platznummer an und lässt sie an einem vor Erschütterungen möglichst gut geschützten Ort ein bis zwei Wochen stehen. In dieser Zeit verdampft allmählich ein Teil des Lösungsmittels, was dazu führt, dass langsam immer mehr vom gelösten Salz auskristallisiert und so der Kristall wachsen kann.

Entsorgung der eingesetzten Chemikalien

Sie können Ihre gezüchteten Kristalle mit nach Hause nehmen. Zum Schutz vor Luftfeuchtigkeit kann man sie eventuell noch mit klarem Nagellack überziehen. Die Mutterlauge kann ins Abwasser gegeben werden.