



Fertigen Sie ein Protokoll an! Sie können erneut Teile ausschneiden und ins Heft einkleben.

Theoretische Vorüberlegungen:

Schlagen Sie folgende Begriffe nach und erklären Sie diese!

- Abhängigkeit der Löslichkeit eines Salzes von???
- Löseprozess und Gitterbildung von Natriumacetat (mit Formel: (f) = fest; (aq.) = in Wasser gelöst)
- Definition: Übersättigte Lösung

Nutzen Sie zur späteren Auswertung auch die im Folgenden beschriebenen Informationen.

- Unterkühlte Schmelzen oder Flüssigkeiten

Eine Flüssigkeit oder Schmelze (man verwendet den Begriff Schmelze bei Stoffen, die bei Raumtemperatur normalerweise fest sind) erstarrt normalerweise an ihrem Schmelzpunkt, etwa Wasser bei 0°C. Viele Flüssigkeiten kann man aber auch unterhalb ihres Schmelzpunkts abkühlen, ohne dass sie fest werden. Solche unterkühlten Flüssigkeiten bezeichnet man als metastabil, da der natürlich Prozess „überfällig“ ist und ihr Erstarren plötzlich einsetzen kann. Die Aneinanderlagerung der Teilchen zu ihren Kristallformen wird durch „fremde“ Teilchen gestört, bzw. verhindert. Oftmals kann das Erstarren einer unterkühlten Flüssigkeit auch gezielt ausgelöst werden, etwa dadurch, dass man einen Kristallisationskeim hinzufügt.

- Metastabil und latente Wärme

Bei vorsichtiger Handhabung bleibt die Kristallisation des Salzes über einen weiten Temperaturbereich aus. Man kann den Zustand tagelang erhalten. Erst durch "Anstoßen" wird der Zustand gestört; das Natriumacetat kristallisiert schlagartig aus und gibt die im System gespeicherte Wärme ("latente Wärme") frei. Diesen „scheintoten“ Zustand nennt man metastabil.

Die Ionen bauen zunächst das Ionengitter auf. Simultan nehmen Wassermoleküle in den Zwischenräumen des Ionengitters festgelegte Plätze ein, wobei sie ihre Dipole exakt ausrichten. Die Wassermoleküle bilden sozusagen ein Gitter im Kristallgitter. Die Anzahl der Wassermoleküle pro Formeleinheit ist genau definiert, z.B. drei Wassermoleküle auf ein Salzion. Die bei diesem Vorgang freigesetzte latente Wärme beruht hauptsächlich auf der freiwerdenden Gitterenergie. Festes Natriumacetat, das Natriumsalz von gewöhnlichem Essig, wird bei 54°C flüssig, doch kann die Schmelze bis auf etwa -10°C abgekühlt werden, ohne dass sie wieder fest wird. Setzt der Erstarrvorgang jedoch ein wird die Ionengitterenergie frei, und die Schmelze erwärmt sich bis zu ihrem Schmelzpunkt von 54°C und hält auch diese Temperatur, bis sie komplett erstarrt ist.

- Ein Knackfrosch als Auslöser

Der entscheidende Trick bestand noch darin, einen Auslöser für das Erstarren des unterkühlten Natriumacetats zu finden, damit man die Heizung auch nach Belieben anstellen kann. Normalerweise löst man die Kristallisation durch die Zugabe eines Kristallisationskeims (kleines Salzkristall) aus, in dem bereits die Kristallstruktur der „vorstrukturiert“ ist, sodass sich die Teilchen der unterkühlten Schmelze hier anlagern können. Bei den Wärmepackungen mit Knackfrosch wird beim Knicken ein Geräusch gemacht. Durch die hierdurch ausgelöste Schallwelle verdichtet sich die Lösung für einen kurzen Moment der ausreicht, um die Kristallisation des Natriumacetats auszulösen.

Planung:

Fertigen Sie eine beschriftete Versuchsskizze an!

Geräte: 2 Reagenzgläser, Löffelspatel, Messzylinder (10 ml), Waage, Gasbrenner, evtl. Trichter, Thermometer, Glasstab

Chemikalien: Natriumacetat (wasserfrei)

Durchführung: Man wägt in zwei saubere Reagenzgläser je 5 g Natriumacetat ein und gibt jeweils 2 ml Wasser hinzu. Nun erwärmt man die Gemische über der Flamme des Gasbrenners, bis alles Natriumacetat gelöst ist. Es ist darauf zu achten, dass auch die Natriumacetatkristalle, die im oberen Teil des Reagenzglases haften, vollständig gelöst und in die Lösung herabgespült werden. Dann stellt man die Reagenzgläser ab und taucht in ein Reagenzglas einen Thermofühler.

Haben die Lösungen in etwa Raumtemperatur erreicht, löst man im ersten Reagenzglas die Kristallisation durch Einwerfen eines kleinen Natriumacetatkristalls und im zweiten Reagenzglas durch Reiben der Reagenzglaswand (im Inneren der Lösung) mit einem sauberen Glasstab aus.

Um die erhebliche Wärmetönung zu spüren, sollte man den Temperaturanstieg mit Hilfe des Thermometers bestimmen.

Hinweis: Sollte die Kristallisation schon während des Abkühlens einsetzen, waren Kristallisationskeime (evtl. Schmutz) vorhanden. Der Versuch muss wiederholt werden.

Beobachtung:

Halten Sie ihre Beobachtungen in einer geeigneten Darstellungsform fest!

Auswertung:

Erklären Sie das Phänomen! Beginnen Sie bei Ihrer Ausführung mit der Herstellung einer unterkühlten Schmelze und erklären Sie die theoretischen Hintergründe. Erklären Sie dann die Theorie und Abläufe, die zur Wärmebildung führen.