

Übersättigte Lösung



Klassenstufe	Oberthemen	Unterthemen	Anforderungsniveau	Durchführungsniveau	Vorbereitung
Sek 1	Chemische Grundlagen	Reaktionen	•	•	10 min

Aufgabenstellung

Beobachten Sie die schnelle Kristallisation einer übersättigten Natriumacetatlösung, während wir in dieser beliebten Chemiedemonstration auch die Temperatur überwachen.

Hintergrund

Die Übersättigung ist die Bezeichnung für einen metastabilen Zustand einer Lösung oder von Dampf. Unter gewöhnlichen Bedingungen würde eine solche Überschreitung des Gleichgewichtszustands durch eine Phasenumwandlung verhindert. Bei übersättigten Systemen tritt diese jedoch nicht am erwarteten Gleichgewichtspunkt des Phasendiagramms auf. Der Temperaturbereich, in dem eine Übersättigung auftreten kann, wird auch Ostwald-Miers-Bereich (nach Wilhelm Ostwald und Henry Alexander Miers genannt).

Eine übersättigte Lösung enthält mehr von dem gelösten Stoff, als seiner Löslichkeit bei der betreffenden Temperatur entspricht. Beim langsamen Abkühlen einer gesättigten Lösung bei ruhigem Stehen bildet sich zunächst eine übersättigte Lösung, bevor der Überschuss des gelösten Stoffes ausfällt.

Materialien und Ausrüstung

Sensoren:

- Temperatursensor

Material:

- Natriumacetat 50 g
- Destilliertes Wasser 5 mL

Sicherheit

Fügen Sie diese wichtigen Sicherheitsvorkehrungen zu Ihren normalen Laborverfahren hinzu:

- ◆ Tragen Sie zu jeder Zeit eine Schutzbrille.

Experiment

- Stellen Sie eine gesättigte Lösung aus Natriumacetat und destilliertem Wasser her.
- Verbinden Sie den Temperatursensor mit der Software.
- Stellen Sie den Temperatursensor in die Lösung.
- Beobachten Sie die Veränderung der Temperatur über die Zeit.



Die Datenanalyse

Das Lösen von Salzen in Wasser

Im Lösungsmittel Wasser lösen sich viele Salze gut, völlig unlöslich sind auch die schwer löslichen Salze nicht.

Die Ionen im Gitter werden durch elektrostatische Kräfte zusammengehalten. Beim Lösen lagern sich die Wassermoleküle mit ihren Dipolen anfangen an den Ecken und Kanten an die Ionen an und um sie herum. Dadurch werden die Bindungskräfte zu den anderen Ionen im Gitter geschwächt. Die Ionen gehen als hydratisierte Ionen in Lösung.

Betrachtet man das Lösen von Salzen in Wasser unter diesem Blickwinkel, kann man alle Merkmale einer chemischen Reaktion feststellen.

Energetische Betrachtung des Lösungsvorganges

Um die Ionen aus dem Ionengitter „herauszulösen“, ist Energie nötig. Diese bezeichnet man als Gitterenergie.

Die bei der Bildung der Hydrathülle freiwerdende Energie nennt man dementsprechend Hydratationsenergie.

Erwärmt sich die Lösung beim Lösen des Salzes, ist der Betrag der Hydratationsenergie größer als der der Gitterenergie (exothermer Lösungsvorgang).

Bei einem endothermen Lösungsvorgang ist die Hydratationsenergie kleiner als die Gitterenergie. Die dabei fehlende Energie zum Lösen des Salzes wird dem Lösungsmittel entzogen (die Lösung kühlt ab).