

Kochsalzkristalle im Eiltempo

Grundlagen

Ionenreaktionen laufen sehr schnell ab. Das gilt auch für das Wachstum von Kristallen. Wie schnell, das zeigen wir anhand des folgenden Versuches.

Geräte

konzentrierte Salzsäure (!)

Natronlauge (w = 40 %)

Kochsalz

kleine Tropfpipetten

Mikroskop

Objektträger und Deckgläschen

Sicherheitshinweis: Es ist zu vermeiden, die Salzsäuredämpfe einzuatmen.

Versuchsablauf

Geben Sie zunächst einen Milliliter Natronlauge auf die Glasplatte, die auf einer dunklen Unterlage liegt. Daneben geben Sie wenige Tropfen Salzsäure auf den Objektträger. Dabei ist darauf zu achten, dass sich die Flüssigkeiten nicht berühren. Nach kurzer Zeit ist zu beobachten, dass die Salzsäuredämpfe zur Natronlauge wandern.

In diesem Moment beginnt in der Natronlauge blitzschnell das Kristallwachstum. Beobachten Sie diesen Moment ganz genau, halten Sie Ihre Beobachtungen protokollarisch fest.

Schauen Sie sich dazu zum Vergleich Kochsalzkristalle aus der Sammlung unter dem Mikroskop an.

Die so hergestellten Kochsalzkristalle auf keinen Fall probieren!

Die chemische Wärmflasche

Material

Erlenmeyerkolben

Becherglas

Bunsenbrenner

Waage

Thermometer

Natriumacetat

demineralisiertes Wasser

Durchführung

Im Erlenmeyerkolben wird das Salz (3,4 g auf 1 ml Wasser) unter ständigem Schütteln und Erwärmen im Wasserbad aufgelöst. Es muss so lange erhitzt werden, bis sich alle Salzkristalle gelöst haben und eine völlig klare Lösung entstanden ist. Dann wird der Kolben aus dem kochenden Wasser genommen, die Temperatur überwacht, bis Zimmertemperatur erreicht ist (beschleunigen in kaltem Wasserbad). Bei ca. 25 °C wird ein kleiner Natriumacetat-Kristall hinzugegeben und die Temperatur sofort wieder gemessen.

Beobachten Sie was passiert, wenn der Kolben wieder ins heiße Wasserbad gestellt wird.

Erstellen Sie ein vollständiges Protokoll.

Wärme und Kälteeffekt beim Lösen von Salzen

Grundlagen zum Versuch: Gitterenergie und Hydratationsenergie

Gitterenergie ist die Energie, die freigesetzt wird, wenn sich aus Ionen im Gaszustand ein fester Salzkristall bildet. Gleichzeitig ist es die Energie, die aufgewendet werden muss, um die elektrostatischen Wechselwirkungen im Ionengitter zu lösen, wenn das Ionengitter in die einzelnen geladenen Ionen aufgebrochen wird.

Hydratationsenergie ist die Energie, die frei wird, wenn sich die Wassermoleküle gemäß ihrer Polarität um die aus dem Ionengitter beim Lösungsvorgang herausgelösten Kationen und Anionen anordnen.

Lösungsenergie: Hydratationsenergie (HE) minus Gitterenergie (GE)

GE \gg HE keine Löslichkeit

GE $>$ HE geringe bis gute Löslichkeit aber unter Abkühlung der Lösung. Der Bedarf an Lösungsenergie entzieht der Umgebung Wärme, eben dem Wasser.

GE = HE Löslichkeit ohne Wärmeumsatz

GE $<$ HE gute Löslichkeit unter Erwärmung der Lösung

Freiwerdende Lösungsenergie wird in die Umgebung, das Wasser, abgegeben.

Lösen verschiedener Salze mit gleichzeitiger Temperaturmessung (vorher Wassertemperatur messen). Nach dem Lösen des Salzes wird die Temperatur erneut gemessen.

Material

3 kleine Bechergläser (100 ml)

1 großes Becherglas (500 ml) mit Wasser

3 Proben unterschiedlicher Salze (NaCl, NaOH, NH_4NO_3)

Spatel und Glasstab zum Umrühren

Thermometer

Arbeitsanweisung

- Beschriften Sie kleine Bechergläser. Die Zuordnung ist wichtig. Ordnen Sie je ein Salz einem Becherglas zu.
- Danach füllen Sie je 50 ml Wasser in die Bechergläser.
- Jetzt messen Sie die Temperatur.
- Lösen Sie nun NACHEINANDER ein Salz in Wasser und messen Sie gleich danach die Temperatur der Lösung.
- Wiederholen Sie dies mit allen Salzproben.
- Fassen Sie Ihre Messergebnisse in einer Tabelle zusammen.

Wärme- und Kälteeffekte

	T (°C)	ΔT
Wasser		-

1. Zeichnen Sie eine Skizze Ihres Versuchsaufbaus.
2. Welche Beobachtung konnten Sie machen?
3. Welches Ergebnis können Sie anhand der Beobachtungen festhalten?

Aufgaben

1. Lithiumchlorid löst sich exotherm, Kaliumchlorid endotherm in Wasser.
Beschreiben Sie den Unterschied mit den Begriffen Gitterenergie, Hydratationsenergie und Lösungswärme.
2. Wie ist es zu erklären, dass man beim Auflösen von Kochsalz keine Temperaturänderung feststellen kann?
3. Welche gemeinsamen Eigenschaften haben Salze?