

# SOWAS-Projekt

# Gefriertemperatur und Gefrierdauer von Salzlösungen

Danial Kohminaei, Alexander Schauerte, Hannah Treppe

Projektleiter: Mario Farny

## 1. Motivation

Eigenschaften wässriger Salzlösungen sind durch verschiedenste Alltagsphänomene bekannt. Diese reichen von dem Gebrauch von Streusalz bis zu Kochsalz als Siedehilfe. Im Rahmen dieses SOWAS-Projekts sollen einige dieser Eigenschaften untersucht werden. Zum einen wird ein Zusammenhang zwischen Gefriertemperatur und Salzgehalt der Lösung ermittelt, sowie die Gefrierdauer bei verschiedenen Anfangstemperaturen betrachtet. Zum anderen kann mithilfe eines theoretischen Modells die konzentrationsabhängige spezifische Wärmekapazität aus den Messdaten ermittelt werden.

## 2. Modell

### 2.1 physikalische Grundlagen

Wasser zeigt beim Erhitzen bzw. Abkühlen einen stoffspezifischen Temperaturverlauf (siehe Abbildung 1). Wird heißer Wasserdampf kontinuierlich abgekühlt, so erreicht er bei 100°C seinen spezifischen Kondensationspunkt. Seine Temperatur ändert sich nicht mehr, da durch die Aggregatzustandsänderung Energie in Form von Wärme frei wird. Man spricht von der latenten Wärme. Nachdem der Wasserdampf vollständig kondensiert ist, kühlt das Wasser weiter ab und erreicht bei 0°C den Erstarrungspunkt. Nach dem Wasser vollständig kondensiert ist, kühlt das Wasser weiter ab und erreicht bei 0°C den Erstarrungspunkt.

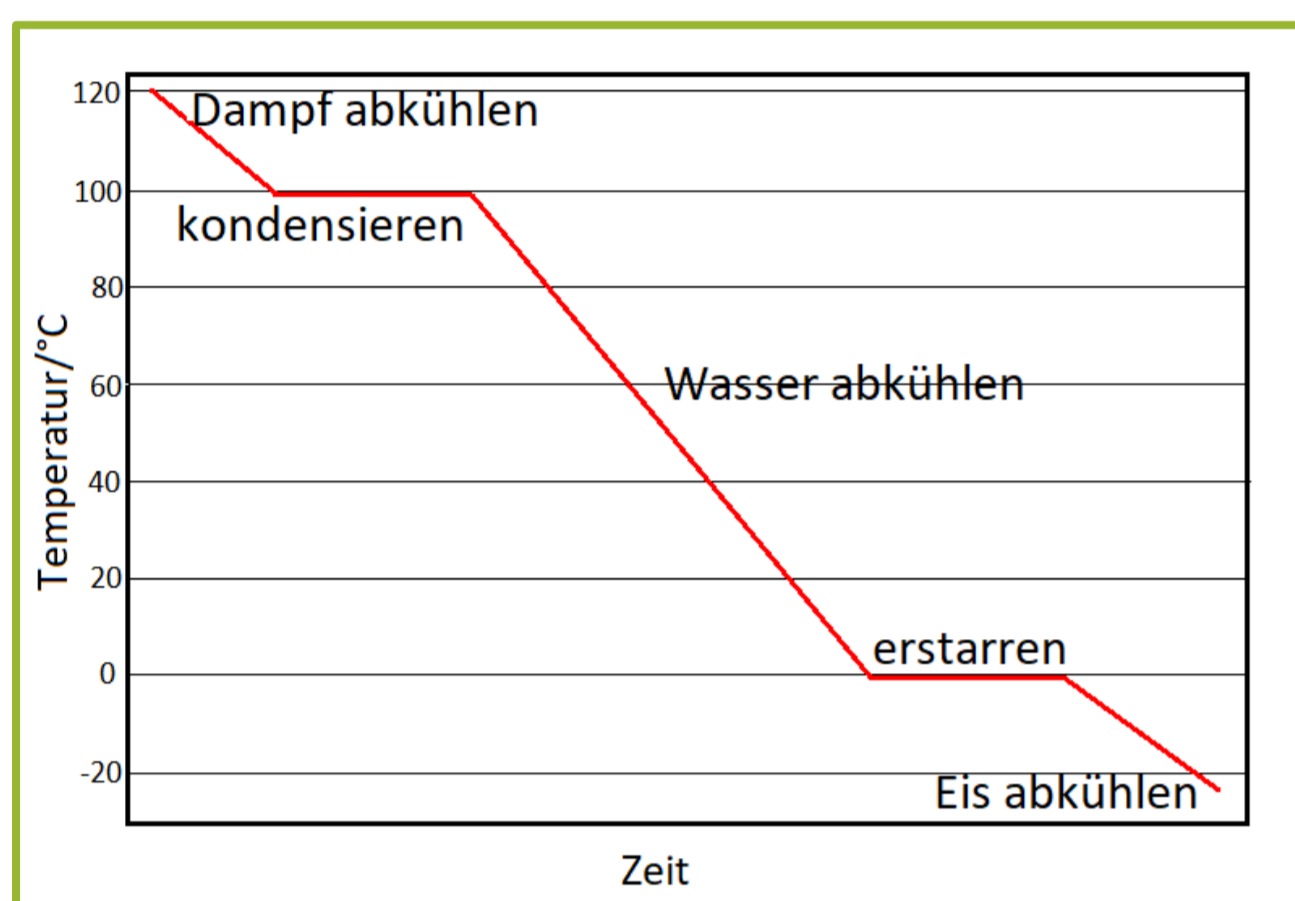


Abbildung 1: Schematischer Temperaturverlauf reinen Wassers.

Durch Solvation von Salz wird der Siedepunkt der Lösung erhöht, sowie der Gefrierpunkt erniedrigt. Ionenverbindungen (Salze) sind meist in polaren Substanzen wie H<sub>2</sub>O gut löslich, da sich aufgrund der höheren Elektronegativität des Sauerstoffs Teilladungen im H<sub>2</sub>O – Molekül ausbilden, wodurch das Wasser mit den Anionen und Kationen im Kristallgitter interagieren kann. Um die herausgelösten Ionen bildet sich daraufhin eine sogenannte oktaedrische Hydrathülle. Zudem ist die Löslichkeit von NaCl in Wasser nahezu temperaturunabhängig.

### 2.2 Theoretisches Modell

Die Gefrierpunktniedrigung kann für kleine Konzentrationen berechnet werden durch

$$\Delta T = E_n \cdot b \quad [1]$$

mit Molalität  $b = \frac{n}{m}$

Dabei:  $\Delta T$  = Temperaturdifferenz;  $n$  = gelöste Stoffmenge;  $m$  = Masse des Lösungsmittels;  $R$  = universelle Gaskonstante;  $T_g$  = Gefrierpunkt des Lösungsmittels;  $L_s$  = spezifische Schmelzenthalpie;  $E_n$  = kryoskopische Konstante, wobei für Wasser gilt:

$$E_n = -1,86 \frac{K \cdot kg}{mol} \quad [2]$$

Dabei ist für große Konzentrationen eine Abweichung nach oben zu erwarten, da mit der kryoskopischen Konstante reinen Wassers der Gefrierpunkt einer gesättigten Salzlösung erst bei -84°C läge und derart starke Gefrierpunktniedrigungen bei Wasser nicht zu beobachten sind.

Für die Gefrierdauer ist eine Zunahme bei höheren Anfangstemperaturen zu erwarten, da sich bei konstanter Kühlung die Differenz zwischen Anfangs- und Endtemperatur vergrößert.

Des Weiteren kann aus der Wärmeleitungsgleichung

$$\frac{dQ}{dt} = -\alpha \cdot A \cdot (T - T_U) \quad [3]$$

und der gespeicherten Wärmemenge im Wasser

$$Q = c \cdot m \cdot (T - T_U) \quad [4]$$

eine zeitabhängige Funktion für den Temperaturverlauf modelliert werden:

$$T(t) = T_U + (T_A - T_U) \cdot e^{-\frac{t}{\tau}} \quad [5]$$

Dabei:  $\tau = \frac{cm}{\alpha A}$  = Zeitkonstante;  $c$  = spezifische Wärmekapazität;  $A$  = Kühlfläche;  $m$  = Masse Medium;  $\alpha$  = Wärmeübergangskoeffizient;  $T_U$  = Umgebungstemperatur;  $T_A$  = Anfangstemperatur

Die spezifische Wärmekapazität ist gegeben durch

$$c = \frac{\Delta Q}{m \cdot \Delta T} \quad [6]$$

Wobei  $\Delta Q$  die abgeführte Wärmemenge und  $\Delta T$  die Differenz aus Anfangs- und Endtemperatur beschreibt. Da  $\Delta T$  mit zunehmender Konzentration größer wird (Gefrierpunktniedrigung) ist ein Abfall von  $c$  zu vermuten.

## Literatur

- Bergmann, Ludwig / Schaefer, Clemens: *Mechanik, Akustik, Wärmelehre. Lehrbuch der Experimentalphysik Band 1*. 12. Berlin: de Gruyter, 2008
- Mortimer, Charles E. / Müller, Ulrich: *Chemie*. 9. Stuttgart: Thieme, 2007
- Walcher, Wilhelm: *Praktikum der Physik*. 9. Wiesbaden: Vieweg + Teuber | GWV Fachverlage GmbH, 2006
- Dr. Christian Strutz: „Einem Naturgesetz auf der Spur: Was hat das Abkühlungsgesetz mit dem Werteverlust eines Autos und dem radioaktiven Zerfall gemeinsam?“, in: Internetseite Schulphysik, März 1999, URL: <http://www.schulphysik.de/physik/cooling/newcoo1.htm>, Abruf am 01.04.2018

## Danksagung

Wir danken Herrn Tomasz Domanski und Herrn Klaus Ulrich für ihr offenes Ohr bei technischen Problemen und für die stets nützlichen Anregungen, sowie unserem Projektleiter Mario Farny.

## 3. Aufbau und Durchführung

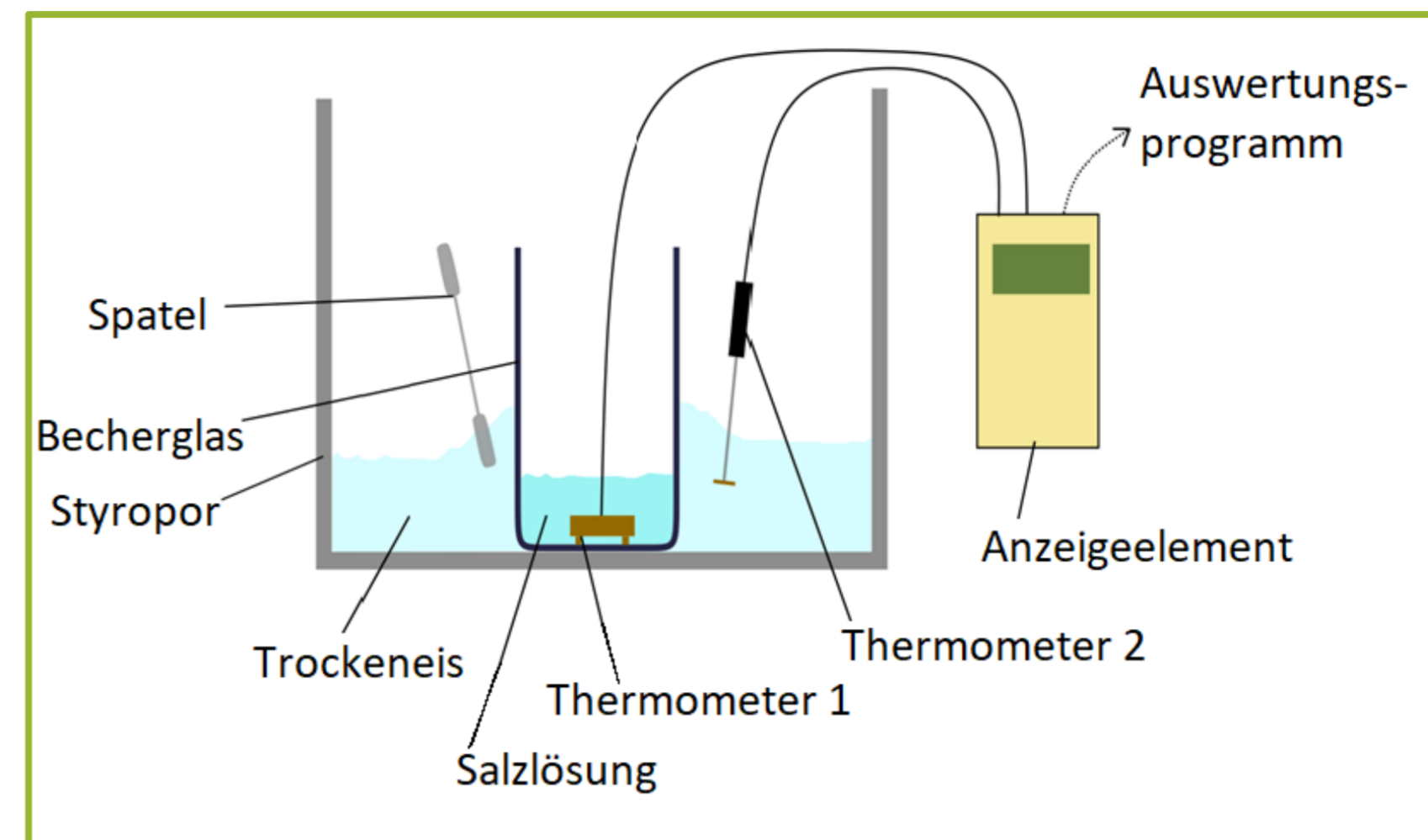


Abbildung 2: Schematischer Versuchsaufbau.

- Versuchsparameter:
  - Konzentrationen: 0, 1, 3, 5, 20, 50, 80, 100%
  - Anfangstemperaturen: 25, 50, 80°C und siedend
- Randbedingungen:
  - 25 ml Proben (abgewogen bei Raumtemperatur)
  - 2 Messungen pro Sekunde
  - Becherglas bis Versuchsbeginn bei Raumtemperatur
  - Salz bei Raumtemperatur gelöst
  - aufgenommene Messdaten: Raumtemperatur, Temperatur des Trockeneises, Temperaturverlauf

## 4. Ergebnisse

### a) Gefrierpunktniedrigung

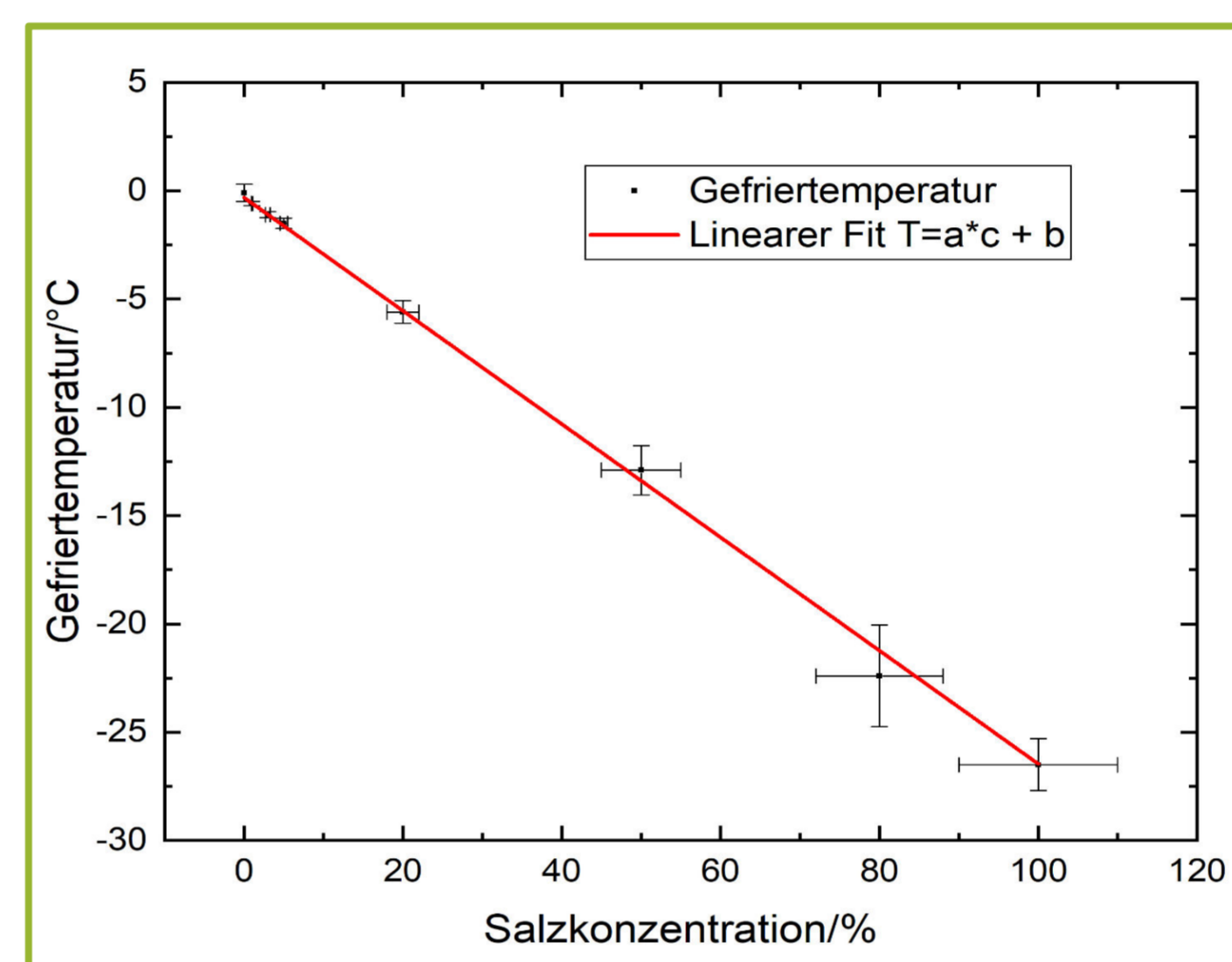


Abbildung 3: Gefriertemperatur in Abhängigkeit von der Salzkonzentration.

- Die Gefriertemperatur verringert sich mit steigender Salzkonzentration
- verhält sich linear mit etwa  $\Delta T = (-0,59 \pm 0,06 \frac{K \cdot kg}{mol}) \cdot b$

### c) Spezifische Wärmekapazität

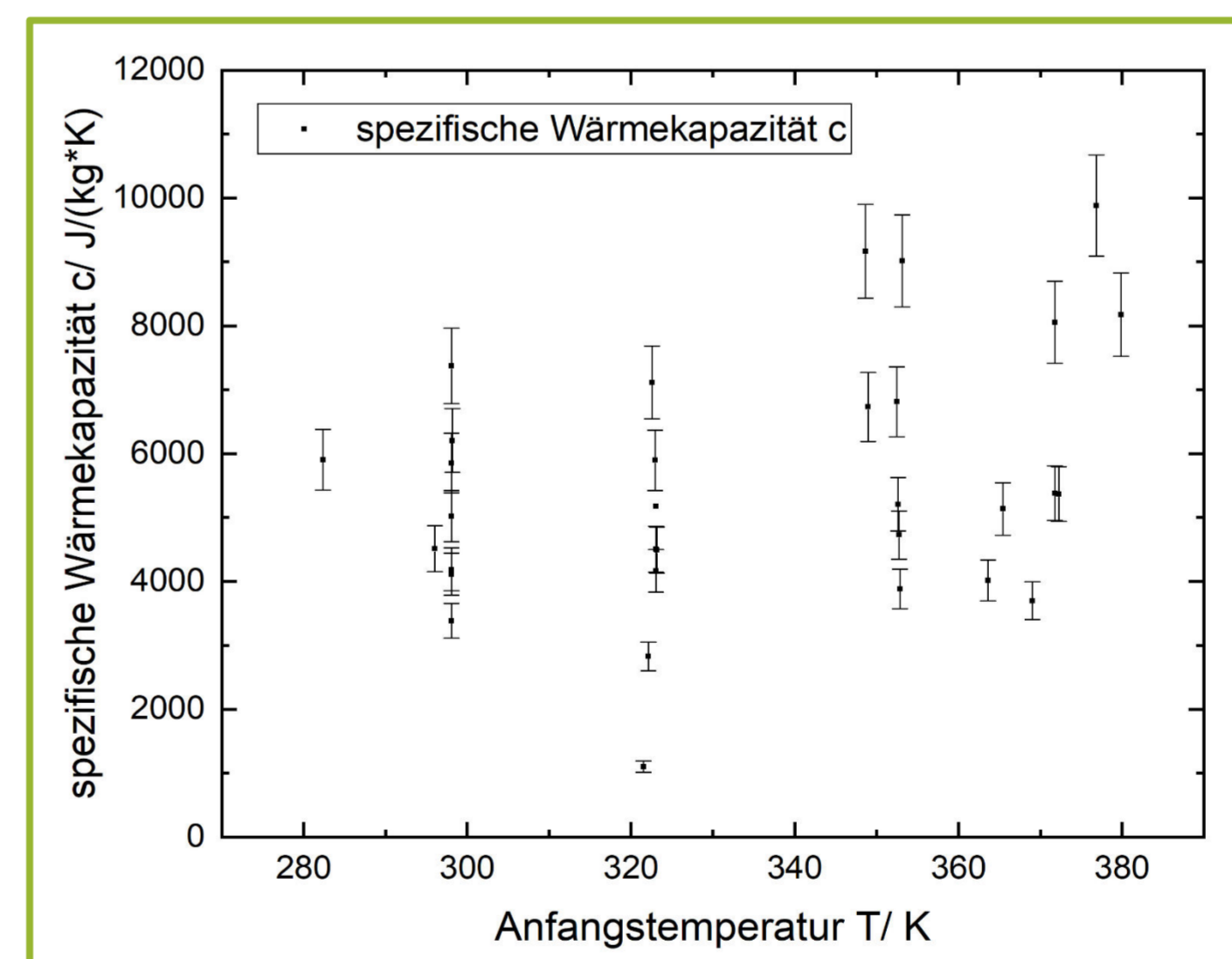


Abbildung 5: Spezifische Wärmekapazität in Abhängigkeit von der Anfangstemperatur.

- große Streuung der Wärmekapazitäten bei ähnlicher Anfangstemperatur
- Grund: variierende Salzkonzentrationen beeinflussen die Relation ebenfalls

### b) Gefrierdauer

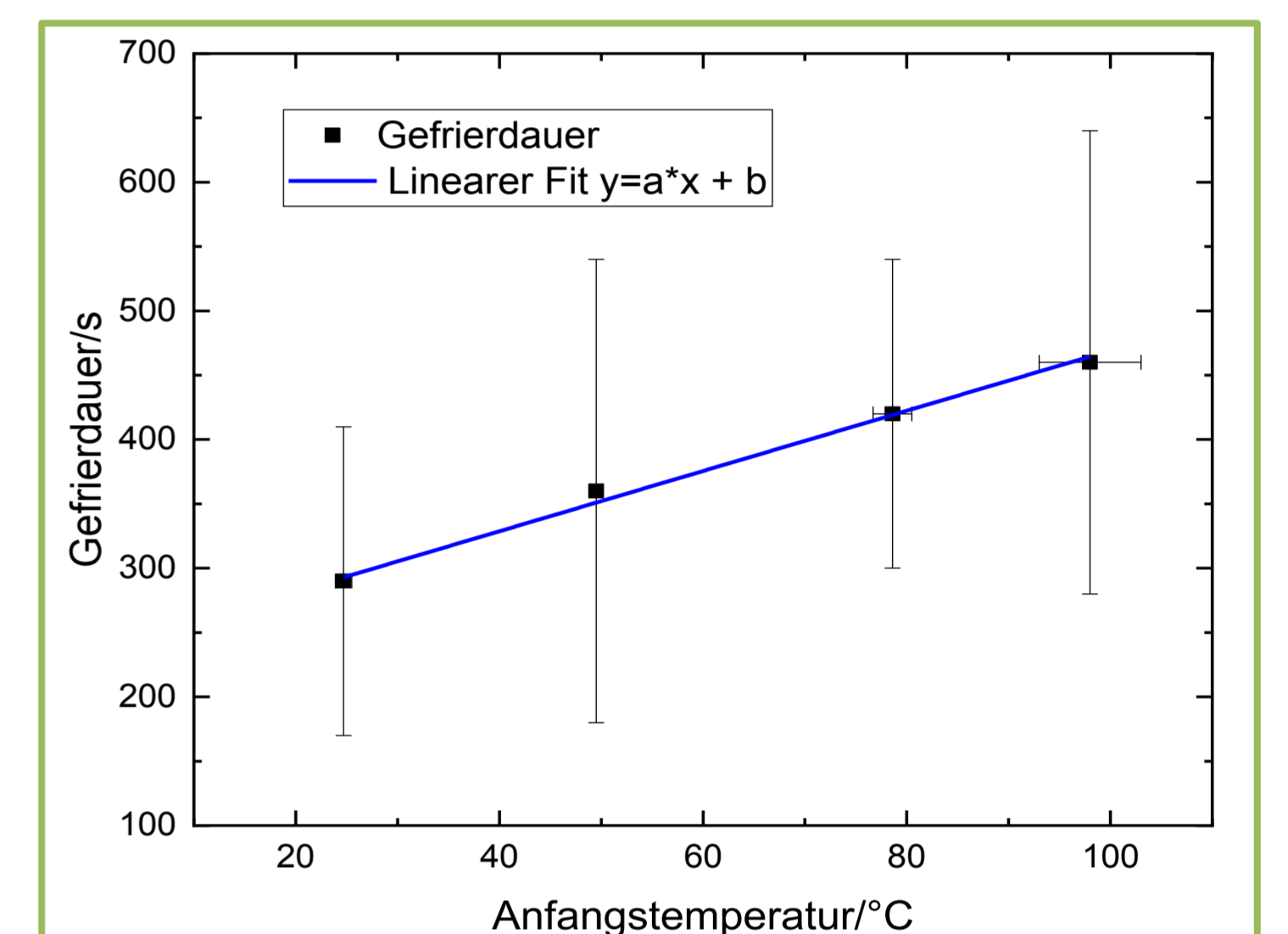


Abbildung 4: Gefrierdauer in Abhängigkeit von der Anfangstemperatur.

- Die Gefrierdauer nimmt mit steigender Anfangstemperatur zu
- Es ist ein linearer Zusammenhang erkennbar

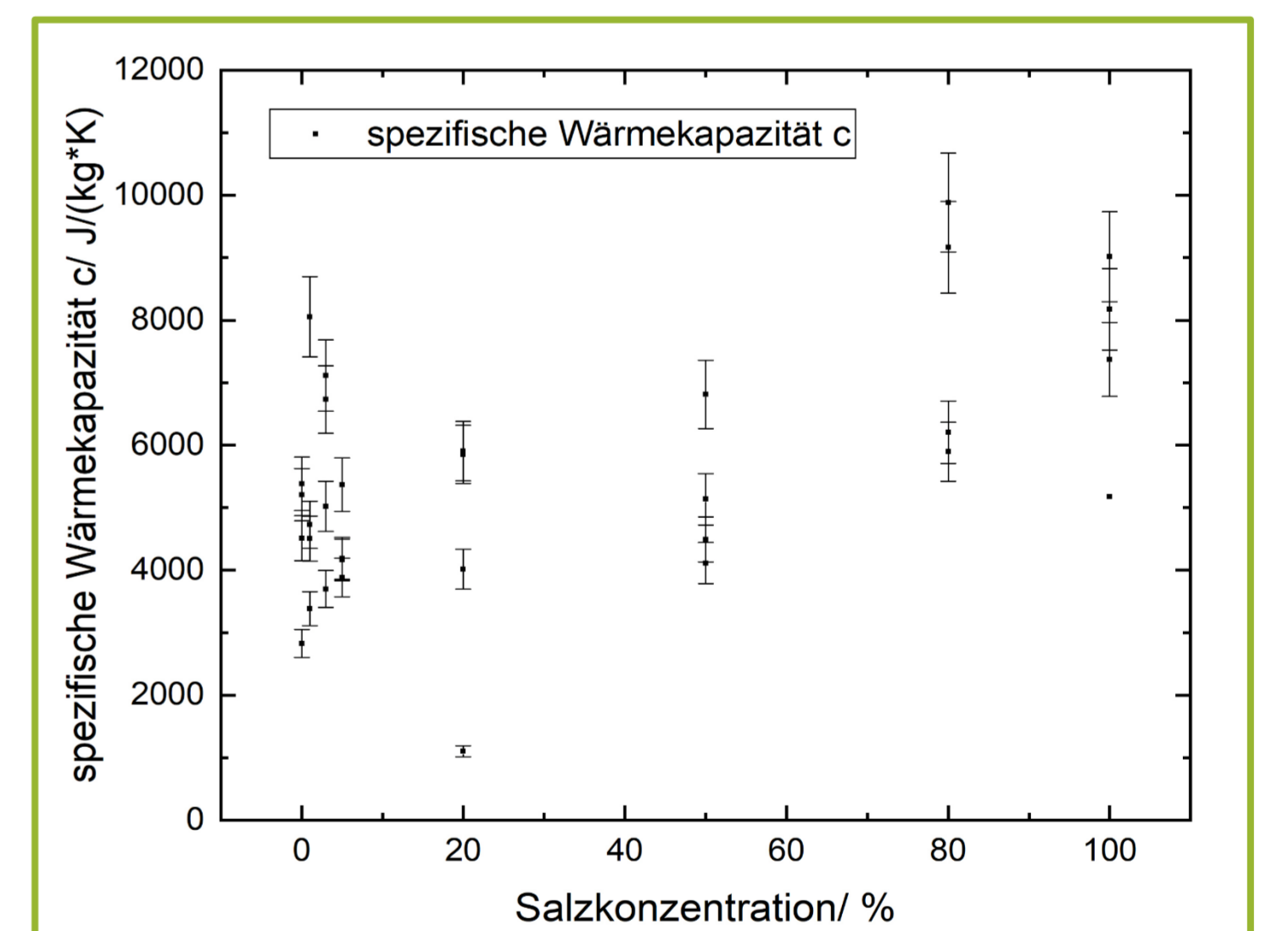


Abbildung 6: Spezifische Wärmekapazität in Abhängigkeit von der Salzkonzentration.

- tendenzieller Anstieg der sowohl oberen, als auch unteren Grenze der errechneten Wärmekapazitäten samt Fehlerbalken bei steigender Konzentration
- Leichter Anstieg der spezifischen Wärmekapazität mit der Salzkonzentration

## 5. Fazit

Wie zu erwarten weicht die Gefriertemperatur der Salzlösung deutlich von dem in 2.2 dargestellten Modell nach oben ab. Dabei ist ein deutlicher linearer Zusammenhang erkennbar. Die zunehmend größer werdenden Fehler der Konzentration sind durch die Verdunstung des Wassers begründet.

Die Gefrierdauer steigt mit der Anfangstemperatur an, was unseren Vorhersagen entspricht (siehe 2.2). Eine Abhängigkeit der Gefrierdauer von der Konzentration war nicht erkennbar, allerdings war die Streuung der Messwerte groß. Hier könnten weiterführende Experimente Aufschluss bringen.

Ebenso verhält es sich mit dem Zusammenhang zwischen der spezifischen Wärmekapazität und der Anfangstemperatur. Da wir theoretisch einen leichten Anstieg erwartet haben, besteht die Möglichkeit, dass unsere Messgenauigkeit nicht ausreichend war, um diesen Effekt beobachten zu können. Außerdem beeinflusst die variierte Salzkonzentration diesen Zusammenhang ebenfalls, weshalb zur weiteren Untersuchung die Messungen unabhängig voneinander durchgeführt werden sollten. Allerdings war festzustellen, dass sich bei erhöhter Konzentration auch die spezifische Wärmekapazität der Salzlösung erhöht, was den Vorüberlegungen widerspricht. Dies ist damit zu begründen, dass die abgeführte Wärmemenge  $\Delta Q$  bei steigender Konzentration durch die Gefrierpunktniedrigung erhöht wird.

Weitere Abweichungen sind begründbar durch die Kühlmethode (offenes System, händisches Umrühren) und die schlechte Wärmeleitfähigkeit von Glas, die Fehler im Fit der Temperaturkurve verursacht. In weiterführenden Messungen könnte daher ein besser wärmeleitendes geschlossenes Gefäß gewählt werden.