

## Lösungswärme energetisch betrachtet: Ein Schülerexperiment zur Bestimmung der konzentrationsabhängigen Lösungsenthalpie beim Lösen verschiedener Salze

Cornelia Stiller<sup>1,\*</sup>, Gabriele Beyer-Sehlmeyer<sup>2</sup>,  
Gudrun Friedrich<sup>3</sup>, Andreas Stockey<sup>3</sup> & Tobias Allmers<sup>4</sup>

<sup>1</sup> Universität Bielefeld

<sup>2</sup> Marienschule der Ursulinen, Bielefeld

<sup>3</sup> Oberstufen-Kolleg an der Universität Bielefeld

<sup>4</sup> Kreisgymnasium St. Ursula, Haselünne

\* Kontakt: Universität Bielefeld,  
Fakultät für Biologie / Biologiedidaktik,  
Universitätsstr. 25, 33615 Bielefeld  
cornelia.stiller@uni-bielefeld.de

**Zusammenfassung:** Im folgenden Beitrag wird ein Schülerexperiment zur experimentellen Bestimmung der Temperaturänderung beim Lösen von Salzen vorgestellt. Im Rahmen des Gesamtkonzeptes des Kurses haben sich die Schüler\*innen davor mit der Dichte von Salzlösungen beschäftigt. Der für diese Unterrichtseinheit wichtige Energiebegriff wurde bereits in der Unterrichtseinheit zur Energieerhaltung am Beispiel des Fadenpendels eingeführt und wird hier in einem anderen Kontext aufgegriffen. Anhand des Experiments werden die energetischen Vorgänge beim Lösen eines Salzes erarbeitet.

**Schlagwörter:** Experimentieren, Unterrichtskonzept, Osmose, Lösungsenthalpie, Scientific Inquiry



## 1 Einleitung

Nach Verletzungen oder Muskelkater kommen je nach Anwendungsbereich häufig *Sofort-Wärme-* oder *Sofort-Kältekompressen* zum Einsatz. Einige dieser Kompressen werden als Notfallpacks verkauft und sind nur einmal nutzbar. Kompressen dieser Art enthalten Salze und eine Flüssigkeit, die sich in voneinander getrennten Kammern befinden. Wird die Trennung beider Kammern, z.B. durch Knicken, aufgehoben, löst sich das Salz in der Flüssigkeit und das Kissen kühlt sich ab oder erwärmt sich, je nach verwendetem Salz. In Kältekissen ist z.B. Ammoniumnitrat enthalten, in Wärmekissen z.B. Magnesiumsulfat. Diesen Wärme- und Kältekompressen sind Schüler\*innen im Alltag sicherlich schon häufig begegnet, und vielleicht haben sich einige Schüler\*innen auch die Frage gestellt, was eigentlich beim Lösen eines Salzes passiert und warum der Lösungsvorgang bei einem Salz zur Abkühlung und bei einem anderen zur Erwärmung führt. Betrachtet man das Phänomen auf molekularer Ebene und unter dem Aspekt der chemischen Prozesse, die dabei ablaufen, dann lässt sich mit dem Energiebegriff eine Erklärung dafür finden.

## 2 Chemische Prozesse beim Lösen eines Salzes

In Salzen sind Kationen (positiv geladene Ionen, in der Regel Metallionen) und Anionen (negativ geladene Nichtmetallionen) in Salzgittern angeordnet (vgl. Abb. 1 auf der folgenden Seite). Zwischen den Kationen und Anionen wirken elektrostatische Anziehungskräfte, die in alle Richtungen wirksam sind. Salze haben eine bestimmte Gitterstruktur, bei der jedes Ion eine bestimmte Anzahl von Nachbarionen hat, sodass eine regelmäßige, dreidimensionale Anordnung, das Kristallgitter, entsteht (vgl. Abb. 1; Otter & Stephenson, 2008). Wenn sich Anionen und Kationen zu einem Kristallgitter anordnen, wird Energie frei, die als Gitterenergie bezeichnet wird (z.B. Otter & Stephenson, 2008). Folglich müssen beim Lösen eines Salzes die Ionenbindungen der entgegengesetzt geladenen Ionen unter Energieaufwand aufgebrochen werden, d.h., es muss der Energiebetrag, der beim Bilden eines Salzkristalls frei wird (Gitterenergie), aufgebracht werden (vgl. Abb. 1). Die Anziehung zwischen Ionen ist abhängig vom Radius des Ions und dessen Ladung. Damit sind Ionenradien und Ladungen auch die wesentlichen Einflussfaktoren auf den Betrag der Gitterenergie. Je größer die elektrische Ladung der Ionen und je geringer der Ionenradius ist, desto größer ist die Gitterenergie (Otter & Stephenson, 2008).

Die Energiebeträge, die beim Lösen eines Salzes zum Aufbrechen der Ionenbindungen notwendig sind, werden zum einen dem Wasser und zum anderen der Energie, die bei der Bindung der Wassermoleküle an die Anionen und Kationen frei wird, entnommen. Die am Rand des Salzgitters gelegenen Anionen und Kationen werden von den bipolaren Wassermolekülen angezogen, und bei der Bindung dieser an die Wassermoleküle wird Energie frei. Diese wird genutzt, um das Ion ganz aus dem Kristallgitter herauszulösen, sodass dieses von Wassermolekülen umgeben vorliegt (vgl. Abb. 1). Die negativ geladenen Anionen werden von Wassermolekülen mit der positiven partiellen Ladung umgeben und die positiv geladenen Kationen von Wassermolekülen mit der negativen partiellen Ladung. Die bei diesem Vorgang freigesetzte Energie wird als Hydratationsenergie bezeichnet und setzt sich aus der freiwerdenden Energie bei der Hydratisierung der Ionen und der vernachlässigbaren aufzuwendenden Energie zum Aufbrechen der Wasserstoffbrückenbindungen zwischen den Wassermolekülen zusammen (vgl. Abb. 1). In der Summe ist die Hydratationsenergie immer negativ, d.h., bei der Hydratisierung wird Energie frei. Die Hydratationsenergie beschreibt die Stärke der Anziehung zwischen Wassermolekülen und Ionen und entspricht der Änderung der Energie, die zur Bildung von Ionen in Lösungen aus gasförmigen Ionen aufgewendet werden muss (Otter & Stephenson, 2008). Der Betrag der Hydratationsenergie wird zum einen von der Konzentration der Salzlösung bestimmt und zum anderen vom Ionenradius und der Ladung

der Ionen (Otter & Stephenson, 2008). Wie auch schon bei der Gitterenergie, ist der Betrag höher, je kleiner der Ionenradius und je größer die Ladung ist.

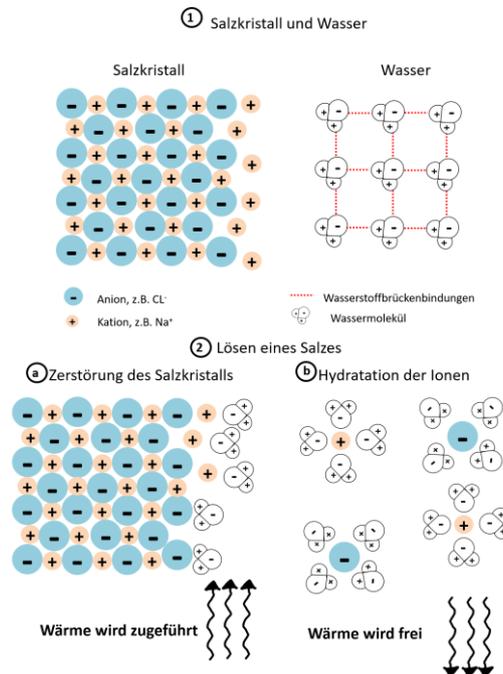


Abbildung 1: Schematische Darstellung des Lösungsvorgangs eines Salzes in Wasser (eigene Darstellung)

Die Energiebilanz bei der Lösung eines Salzes ist in Abbildung 2 auf der folgenden Seite dargestellt. Die von der Umgebung aufgenommene oder an die Umgebung abgegebene Energie wird als Enthalpieänderung bezeichnet (Altmayer, 2012). Die Enthalpieänderung ergibt sich für das Lösen von Salzen aus der Summe der aufgewendeten Energie (Gitterenergie, positives Vorzeichen) und der freigesetzten Energie (Hydratationsenergie, negatives Vorzeichen). Ist der Gesamtprozess endotherm, d.h., ist der Betrag der Gitterenthalpie größer als der der Hydratationsenthalpie, wird Energie benötigt, sodass sich die Lösung insgesamt abkühlt (vgl. Abb. 2a). Für den umgekehrten, einen exothermen Lösungsvorgang, bei dem der Betrag der Gitterenthalpie kleiner ist als der der Hydratationsenthalpie und Energie demnach frei wird, ist eine Erwärmung der Lösung zu beobachten (vgl. Abb. 2b). Lösungswärmen werden experimentell bestimmt und erlauben so unter Berücksichtigung der Gitterenthalpien, die eine relativ sichere theoretische Basis haben, eine reale Abschätzung der Hydratationsenthalpien (Dickerson & Geis, 2008). Zur Bestimmung der Lösungswärme ( $\Delta H_{sol}$ ) bestimmt man die Temperaturänderung beim Lösen einer bestimmten Menge eines Salzes und berechnet daraus die Lösungswärme (vgl. Formel 1).

$$\Delta H_{sol} = m \cdot c \cdot \Delta T \tag{1}$$

$c$  = spezifische Wärmekapazität des Wassers

$$c_{H_2O} = 4,18 \frac{\text{kJ}}{\text{kg K}}$$

$m$  = Masse des Lösungsmittels,  $[m] = 1 \text{ kg}$

$\Delta T$  = Temperaturdifferenz ( $T_2 - T_1$ );  $[T] = 1 \text{ K}$

Die Gesamtenergie eines Lösungsvorgangs setzt sich zusammen aus der aufzuwendenden Gitterenthalpie ( $\Delta H_{\text{git}}$ ) und der entstehenden Hydratationsenthalpie ( $\Delta H_{\text{hyd}}$ ), sodass sich aus der berechneten Lösungswärme nach Formel 1 und dem Wert der Gitterenthalpie aus entsprechenden Tabellen Rückschlüsse auf die Hydratationsenergie ziehen lassen (vgl. Formel 2).

$$\Delta H_{\text{sol}} = \Delta H_{\text{git}} + \Delta H_{\text{hyd}} \quad (2)$$

$$\Delta H_{\text{hyd}} = \Delta H_{\text{sol}} - \Delta H_{\text{git}}$$

$H_{\text{git}}$  = Gitterenthalpie

$H_{\text{hyd}}$  = Hydratationsenthalpie

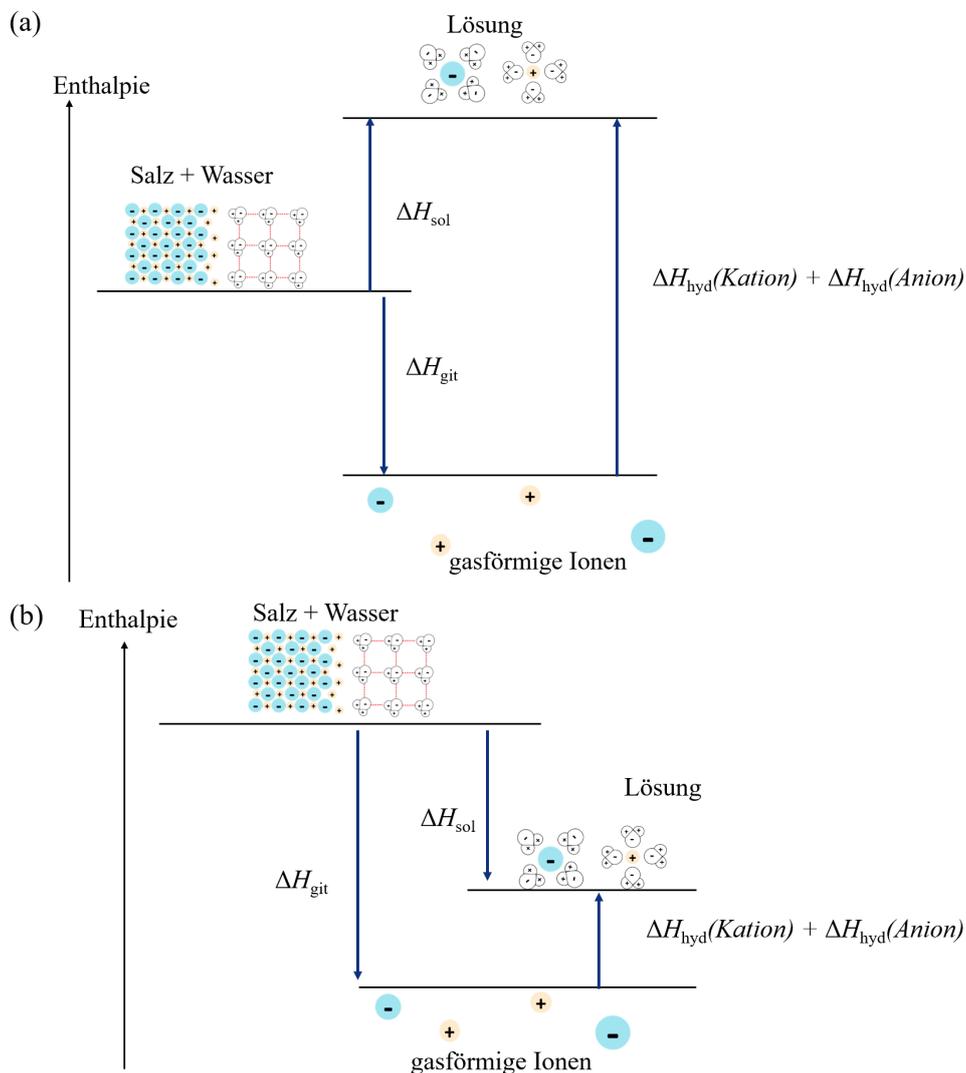


Abbildung 2: Enthalpiediagramme für (a) einen zu lösenden Stoff mit negativen  $\Delta H_{\text{sol}}$  (beim Lösen wird Energie freigesetzt) und (b) einen zu lösenden Stoff mit positivem  $\Delta H_{\text{sol}}$  (benötigt zum Lösen Energie aus der Umgebung) (eigene Darstellung)

### 3 Modelle im chemischen Unterricht

Das Teilchenkonzept gehört im naturwissenschaftlichen Unterricht zu den Schlüsselkonzepten. Sowohl in chemischen (z.B. Aggregatzustände, Aufbau von Molekülen) als auch in biologischen (z.B. Osmose) und physikalischen (z.B. elektrische Leitung) Kontexten wird das Teilchenmodell zur Erklärung von Phänomenen herangezogen (Eilks, Möllering, Leerhoff & Ralle, 2001). Allerdings erweist sich dieses im Rahmen des schulischen Chemieunterrichts häufig als schwierig, da in der Regel ein einfacher Teilchenbegriff (Modell der Kugel) üblich ist und der Begriff des Teilchens variabel für diverse Teilchenarten verwendet wird (Barke, 2006). Diese Problematik sollten Lehrende im Unterricht berücksichtigen und sowohl die Ziele und Vorteile als auch die Grenzen von Modellen thematisieren.

Modelle leisten in den Naturwissenschaften einen wesentlichen Beitrag im Erkenntnisprozess (Krell & Krüger, 2010; KMK, 2005a, 2005b, 2005c; Upmeier zu Belzen & Krüger, 2010). Sie können einerseits genutzt werden, um naturwissenschaftliches Wissen zu generieren, sowie andererseits, um naturwissenschaftliche Inhalte darzustellen und zu veranschaulichen (Krell & Krüger, 2010; Mikelskis-Seifert, Thiele & Wünsch, 2005; Upmeier zu Belzen & Krüger, 2010). Gerade im Unterricht zu Strukturen von Teilchen ist die Verwendung von Modellen unumgänglich, um diese Inhalte den Schüler\*innen zu veranschaulichen und so verständlich zu machen. Der allgemeine Modellbegriff nach Stachowiak zeichnet sich durch drei wesentliche Merkmale aus: *Abbildungs-*, *Verkürzungs-* und *Subjektivierungsmerkmal* (Barke, 2006; Barke, Harsch, Marohn, & Krees, 2015). Demnach repräsentieren Modelle Originale, wobei sie allerdings nur bestimmte Eigenschaften, die für den „Zweck“ des Modells relevant sind, beinhalten und in Abhängigkeit der Personen, die das Modell betrachten, interpretiert werden. Beim Einsatz von naturwissenschaftlichen Modellen in der Schule wird zunächst mit Anschauungsmodellen gearbeitet, aus denen die Schüler\*innen dann erste Denkmodelle entwickeln, die allerdings noch irrelevante Elemente enthalten und mit den Anschauungsmodellen in Konflikt stehen können, und die dann im weiteren Unterricht weiter abstrahiert werden (Barke, 2006; Barke et al., 2015). Dieser Übergang von einem Anschauungsmodell in ein auch für weitere Fragestellungen anwendbares Denkmodell ist für Schüler\*innen ein schwieriger Prozess (Barke, 2006). Um Modelle im Unterricht zur Erkenntnisgewinnung nutzen zu können, ist es erforderlich, im Unterricht den richtigen Umgang damit einzuführen (Mikelskis-Seifert et al., 2005), um so häufig auftretende Fehlvorstellungen, wie z.B. Übertragung makroskopischer Eigenschaften von Körpern (Farbe u.ä.) der alltäglichen Umwelt auf die Mikrowelt, nicht zu unterstützen (Mikelskis-Seifert & Fischler, 2003). Ist z.B. im Unterricht die Struktur eines Kochsalzkristalls Thema, dann sollte zunächst auf die Verwendung von Bindungsmodellen oder Modellen zum Aufbau einzelner Atome verzichtet werden, da diese abstrakte Denkkonstrukte darstellen, die zunächst ein Grundverständnis der chemischen Struktur von Stoffen erfordern (Barke et al., 2015). Zunächst kann mit Kugelpackungsmodellen gearbeitet werden, bei denen durch eine Anregung von Diskussion im Unterricht die irrelevanten Elemente herausgearbeitet werden können (z.B. Material und Farben der Kugeln, Lücken). Anschließend kann das abstrakte Raumgittermodell eingeführt, diskutiert und mit dem Kugelpackungsmodell verglichen werden, sodass bei den Schüler\*innen eine Modellvorstellung von Anordnungen und Größenverhältnissen entstehen kann (Barke, 2006; Barke et al., 2015). Bei Teilchenmodellen kann dieses insbesondere erfolgen, indem in Diskussionen Modelleigenschaften und der wissenschaftliche Modellierungsprozess thematisiert werden und der Vergleich zwischen Erfahrungswelt und Modellwelt gemeinsam mit den Schüler\*innen erarbeitet wird (Mikelskis-Seifert & Fischler, 2003).

## 4 Das Schülerexperiment und methodische Aspekte

### 4.1 Zeitplanung / Unterrichtsplanung

Die Unterrichtseinheit „Wärme und Energie“ (vgl. Abb. 3) umfasst ca. acht bis zehn Unterrichtsstunden.

<u>fachliche Inhalte</u> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Lösen von Salzen</li> <li>• Umsatz von Energie/ Energieerhaltung</li> <li>• Lösungswärme</li> <li>• Entwicklung von Atommodellen</li> </ul>	<u>experimentelle Methoden</u> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Umgang mit dem Messzylinder</li> <li>• genaues Ablesen von Masse und Temperatur</li> </ul>
<u>Wissenschaftstheorie</u> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Modelle in den Naturwissenschaften</li> <li>• Nature of Science</li> </ul>	<u>Auswertemethoden</u> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Umgang mit Literaturwerten</li> <li>• Arbeiten mit Diagrammen (z.B. Eichkurven)</li> <li>• Ermitteln eines funktionalen Zusammenhangs</li> </ul>

Abbildung 3: Übersicht über die fachlichen und überfachlichen Inhalte für die Unterrichtseinheit „Wärme und Energie“ (eigene Darstellung)

Bevor in das tatsächliche Thema der Unterrichtseinheit eingestiegen wird, wird je nach Wissensstand der Schüler\*innen im Anschluss an die Unterrichtseinheit „Struktur der Materie“ die Entwicklung der Vorstellung zu den Atommodellen thematisiert (z.B. Allmers, Stiller & Wilde, S. 53–66 in diesem Heft). Die Schüler\*innen haben an dieser Stelle bereits das *Bohrsche Atommodell* kennengelernt. In dieser Unterrichtseinheit sollen weitere, den Schüler\*innen aus der Sekundarstufe I bekannte Atommodelle, wiederholt und weiter vertieft werden. Insbesondere steht hierbei im Fokus, den Schüler\*innen den Erkenntnisgewinn aus Modellen verständlich zu machen und die Veränderlichkeit von naturwissenschaftlichem Wissen ins Bewusstsein zu rücken. Dabei sollte im Besonderen betont werden, dass bestimmte Modelle nur für die Daten gelten können, aus denen sie gewonnen wurden. Kommen neue Daten durch neue, ausgereifere Experimente hinzu, wird ein neues Modell entwickelt, das das alte miteinschließt (Bentzinger & Meyer, 1994). Dazu erhalten die Schüler\*innen den Arbeitsauftrag, sich im Internet oder in Büchern über die Atommodelle von Demokrit, Dalton, Thompson und Rutherford zu informieren, das *Bohrsche Atommodell* zu wiederholen und ein Poster zu erstellen, das die Entwicklung der Atommodelle darstellt (vgl. Online-Supplement, Material 1). Anschließend kann der Aufbau von Atomen zur weiteren Vertiefung detailliert erarbeitet werden (z.B. mithilfe eines Gruppenpuzzles; Gruppenpuzzle Atombau, o.D.).

In der vorangegangenen Unterrichtseinheit haben die Schüler\*innen bereits mit Salzen bzw. deren Lösungen gearbeitet und wissen, wie Salze aufgebaut sind. Als Einstieg in die energetischen Lösungsvorgänge beim Lösen eines Salzes wird ein Bezug zu den physikalischen Inhalten aus der zweiten Unterrichtseinheit hergestellt, indem der Lehrende am Prozess des Lösens eines Salzes die physikalischen Grundbegriffe wiederholt. Für das Lösen eines Salzes muss Arbeit verrichtet werden, da die Gitter aufgebrochen werden müssen. Mit dieser Aktivierung von Vorwissen kann anschließend der Begriff der Gitterenergie für die Schüler\*innen eingeführt werden. In der Regel sollten die Schüler\*innen daraus den Schluss ziehen können, dass zum Aufbrechen der Gitter Energie

aufgebracht werden muss, die der Wärmeenergie entnommen werden kann. Das Ergebnis dieses diskursiven Unterrichtsgesprächs wäre die Hypothese: „Wenn man ein Salz löst, kühlt sich die Lösung ab.“ Im Folgenden wird an die Alltagsvorstellungen der Schüler\*innen angeknüpft, und diese werden gebeten, zu der erarbeiteten Hypothese Stellung zu beziehen. Häufig äußern die Schüler\*innen dabei Bedenken zur Richtigkeit der Hypothese, da sie ihren Alltagsvorstellungen widerspricht (z.B. wird häufig keine Abkühlung von heißem Wasser bei Hinzugabe von Salz beobachtet). Bei der Gelegenheit kann vom Lehrenden thematisiert werden, inwieweit diese alltäglichen Beobachtungen genutzt werden können, um Hypothesen zu überprüfen bzw. welche besseren Alternativen es dafür gibt (z.B. Temperaturmessen beim Lösen eines Salzes). In einem Demonstrationsexperiment löst die Lehrperson zunächst in einem Becherglas mit einem Thermometer Natriumchlorid und Lithiumchlorid in Wasser. Die Schüler\*innen beobachten, dass es beim Lösen von Natriumchlorid zu einem leichten Temperaturabfall und beim Lösen von Lithiumchlorid zu einem Temperaturanstieg kommt. Diese phänomenologische Beobachtung wird als Anlass genommen, um erste Ideen für eine Fragestellung, Hypothesen und deren Überprüfung zu entwickeln. Zur weiteren Unterstützung dieses Prozesses kann eine Aufgabe zum Kühlkissen (vgl. Online-Supplement, Material 2) eingesetzt werden. Die Ideen werden dann im Plenum diskutiert. Dabei wird zunächst auf die Entwicklung einer gemeinsamen Fragestellung fokussiert. Als Ergebnis des gelenkten Unterrichtsgesprächs ergibt sich als Fragestellung die Frage nach der Veränderung der Temperatur, wenn ein bestimmtes Salz in Wasser gelöst wird, und wovon diese Temperaturänderung abhängig ist. Anknüpfend an die Ideen aus der vorherigen Gruppenarbeit erfolgt in einer weiteren Unterrichtsstunde die Erarbeitung des Untersuchungsplans zum Experiment, entweder im Lehrer\*innen-Schüler\*innen-Gespräch oder in Gruppenarbeit. Bei beiden Varianten werden die Leitfragen (vgl. Online-Supplement, Material 3) für die Schüler\*innen an die Wand projiziert und dann entweder im Plenum im Rahmen einer Diskussion beantwortet, oder es werden in Gruppen von drei bis vier Schüler\*innen Vorschläge gesammelt, wie die Fragestellung untersucht werden kann. Bei der Gruppenarbeit werden die Ergebnisse im Plenum vorgestellt und diskutiert. Als Ergebnis der Gruppenarbeit bzw. des Unterrichtsgesprächs ergibt sich dann ein gemeinsames, allgemeines Untersuchungsdesign, das den Schüler\*innen als Versuchsanleitung zur Verfügung gestellt wird (vgl. Online-Supplement, Material 4) und das dann in den jeweiligen Experimentiergruppen weiter spezifiziert und ausdifferenziert werden kann, bevor die Schüler\*innen mit der Durchführung des Experiments starten (ca. 1–2 Unterrichtsstunden). Als Salze werden für das Schülerexperiment Lithium-, Natrium-, und Kaliumchlorid zur Verfügung gestellt. Das jeweilige Kation des Salzes befindet sich in der ersten Gruppe des Periodensystems der Elemente, sodass bei der Auswertung der Daten die Abhängigkeit der Temperaturänderung auf die Größe der Kationen und die Konzentration der Salzlösung zurückgeführt werden kann. Ein weiterer Einflussfaktor auf die Temperaturänderung, die Ladung der Ionen, kann ausgeschlossen werden, da diese bei allen drei Ionen gleich ist. Als Abschluss der Unterrichtseinheit werden in ca. zwei bis drei Unterrichtsstunden die Daten ausgewertet und interpretiert.

## 4.2 Methodische Einbindung

Auch für dieses Experiment müssen von den Lehrenden gemeinsam mit den Schüler\*innen bzw. selbstständig von den Schüler\*innen Entscheidungen getroffen werden (vgl. Online-Supplement, Material 6). Die Fragestellung und die Hypothesen in diesem Experiment werden durch eine Lehrer\*innen-Schüler\*innen-Interaktion gemeinsam erarbeitet. Zu Beginn der Experimentierstunde erhalten die Schüler\*innen die zuvor gemeinsam erarbeitete Versuchsanleitung (vgl. Online-Supplement, Material 4), in der bereits auf wesentliche Vorgehensweisen und einen angemessenen Umgang mit den Materialien hingewiesen wird. Bevor die Schüler\*innen mit dem Experimentieren beginnen, müssen

diese sich überlegen, wie sie die Rohdaten notieren wollen. Dieser Schritt beim Experimentieren ist den Schüler\*innen zwar bereits durch die vorhergehenden Experimente bekannt (vgl. Stiller, Allmers, Habigsberg, Stockey & Wilde, S. 28–39 in diesem Heft; Stiller, Hahn, Stockey & Wilde, S. 5–16 in diesem Heft); der bzw. die Lehrende sollte aber dennoch gegebenenfalls einschreiten und durch Nachfragen oder kleinere Hinweise die Schüler\*innen an das Vorbereiten einer angemessenen Wertetabelle erinnern. In dieser sollte jeweils eine Spalte für die Masse, für die Temperatur zu Beginn und für die Temperatur nach dem Lösen des Salzes enthalten sein. Außerdem sollte aus der Tabelle deutlich hervorgehen, für welches Salz die Daten aufgenommen wurden. Ebenfalls können bereits Überlegungen zur Auswertung der Rohdaten mit in die Planung der Wertetabelle einbezogen werden und so z.B. auch Spalten für die Berechnung der Temperaturdifferenz und der Mittelwerte mit eingeplant werden. In diesem Zusammenhang müssen sich die Schüler\*innen auch überlegen, wie viele Messwiederholungen zur Bearbeitung ihrer Fragestellung sinnvoll sind. Beim Experimentieren in der Schule sind in der Regel vier bis sechs Messungen pro Masse beim Lösen des Salzes ausreichend und von den Schüler\*innen innerhalb der Experimentierzeit von 90 Minuten zu bewältigen. Auch diese „Entscheidung“ ist den Schüler\*innen durchaus zuzutrauen, da sie diesen Schritt auch im vorangegangenen Experiment alleine ausgeführt haben, sollte aber dennoch bei Bedarf begleitet werden, indem z.B. von dem bzw. der Lehrenden darauf geachtet wird, dass eine ausreichende Anzahl an Wiederholungen eingeplant wird.

Im Bereich der *Data Literacy* sollten die Schüler\*innen bereits alleine in der Lage sein, die Mittelwerte zu berechnen, ein passendes Diagramm aus den Daten zu erstellen, eine Ausgleichsgerade einzuzichnen und das Diagramm zu beschreiben (Stiller, Allmers, Stockey & Wilde, eingereicht; Stiller, Stockey, Hahn & Wilde, eingereicht; Stiller, Hahn et al., S. 5–16 in diesem Heft). Daher benötigen sie dabei keine bzw. nur wenig Unterstützung oder Anleitung. In den vorherigen Experimenten haben sie bereits den Umgang mit Messungenauigkeiten, den Umgang mit signifikanten Ziffern und die Berechnung und Bedeutung statistischer Kennwerte (z.B. Standardfehler) kennengelernt. Diese Themen werden gemeinsam mit den Schüler\*innen am Ende der Durchführung im Kontext des Experiments thematisiert, sodass diese in der Lage sind, dieses selbstständig für ihre Daten umzusetzen. Wenn alle Schüler\*innen das Experiment durchgeführt haben, werden zunächst die Ergebnisse der einzelnen Gruppen zusammengetragen. Der Fokus liegt hierbei zunächst auf der Richtung der Temperaturänderung. Daran anknüpfend können die weiteren energetischen Prozesse beim Lösen von Salzen thematisiert werden. Dazu wird zunächst am Beispiel eines Magnetmodells die Hydratationsenergie erläutert, indem zwei Magnete die gegensätzlich geladenen Ionen symbolisieren. Die Schüler\*innen „erfahren“ dabei, dass Energie aufgewendet werden muss, um zwei Magnete zu trennen. Dahingegen wird Energie frei, wenn zwei Magnete sich „verbinden“. Analog zu diesem Modell werden dann die Vorgänge bei der Bildung eines Salzes sowie dem Lösen dargestellt und die Zusammenhänge erläutert (Begriffe: Gitterenergie, Hydratationsenergie, Lösungswärme, Formeln). Bei der Berechnung der Lösungswärmen muss das Vorzeichen berücksichtigt werden. Dazu muss die Konvention zu den Begriffen „exotherm“ (Temperaturerhöhung und damit Energiefreisetzung, negatives Vorzeichen) und „endotherm“ (Temperaturerniedrigung und damit Energiezufuhr, positives Vorzeichen) gemeinsam mit den Schüler\*innen thematisiert werden (vgl. Online-Supplement, Material 5). Entsprechend dieser Konvention müssen die Schüler\*innen das Vorzeichen nach Berechnung des Energiebetrages festlegen.

Weiterhin ist es wichtig, dass die Lösungsenthalpien der einzelnen Lösungsvorgänge vergleichbar sind und deswegen die Lösungswärme in kJ/mol angegeben werden muss. Die Menge des eingesetzten Salzes wurde allerdings in g gewogen, d.h., es muss noch in mol umgerechnet werden. In der Regel genügt es dabei, die Problematik zu thematisieren, indem mit der gesamten Kursgruppe Stoffmenge, ihre Einheit und die Formel (vgl. Formel 3 auf der folgenden Seite) für die Umrechnung von g in mol wiederholt

werden. Die Umrechnung einer Masse  $m$  [g] in eine Stoffmenge  $n$  [mol] sollte dann in einem Beispiel (Abb. 4) vertieft werden, bevor die Schüler\*innen dieses für ihre eigenen Daten anwenden. Die bei der Reaktion entstandene Lösungswärme muss auf ein Mol bezogen werden, indem die entstandene Lösungswärme [kJ/g] durch die entsprechende Stoffmenge dividiert wird. Die berechneten Lösungswärmen sollen mit Angaben aus einschlägiger Literatur (z.B. Haynes & Lide, 2013; Lautenschläger, Schröter & Wanninger, 2005) verglichen werden. In diesem Zusammenhang sollte den Schüler\*innen erläutert werden, wie sie vorgehen können, wenn sie Literaturwerte suchen, und wie sie mit den Werten angemessen umgehen (vgl. Stiller, Allmers et al., eingereicht). Entsprechende Tabellen (z.B. Haynes & Lide, 2013; Lautenschläger et al., 2005) werden den Schüler\*innen zur Verfügung gestellt. Weiterhin werden bei der Auswertung der Ergebnisse auch die Begriffe der statistischen und systematischen Fehlerbetrachtung (vgl. Stiller, Allmers et al., eingereicht) thematisiert. Dazu werden zunächst die beiden aus der vorherigen Unterrichtseinheit bekannten Begrifflichkeiten wiederholt. Im Plenum werden anschließend die verschiedenen Unsicherheiten, die bei der Datenaufnahme und -interpretation aufgetreten sein könnten, gesammelt und den Begrifflichkeiten zugeordnet.

$$n = \frac{m}{M} \tag{3}$$

$n$  = Stoffmenge, [n] = 1 mol

$m$  = Masse des Lösungsmittels, [m] = 1 kg

$M$  = molare Masse; [M] = 1  $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$

<b>Umrechnen der Masse <math>m</math> [g] in Stoffmenge <math>n</math> [mol]</b>	
<b>Aufgabe: Berechne die Stoffmenge von 20 g Calciumchlorid.</b>	
Schritte	Beispiel
1. Summenformel für den Stoff	CaCl <sub>2</sub>
2. Atommassen aus dem Periodensystem suchen	<div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="text-align: center;"> <p>Atomgemasse</p> </div> </div>
3. Berechnen der molaren Masse $M$	$M_{\text{CaCl}_2} = M_{\text{Ca}} + 2 \cdot M_{\text{Cl}}$ $= 40,08 \text{ g/mol} + 2 \cdot 35,45 \text{ g/mol}$ $= 110,98 \text{ g/mol}$
4. Berechnen der Stoffmenge $n$	$n = \frac{m}{M} = \frac{20,00\text{g}}{110,98\text{g/mol}} = 0,18 \text{ mol}$

Abbildung 4: Mögliches Tafelbild für die Wiederholung der Umrechnung von Masse  $m$  [g] in Stoffmenge  $nL$  [mol] (eigene Darstellung)

### 4.3 Durchführung und Auswertung

- *Materialien:* Messzylinder, Weithalskolben oder Bechergläser (Fassungsvermögen > 100 mL), Magnetrührer und Magnetrührstäbchen, Waage, Spatel, Thermometer
- *Chemikalien:* LiCl (Lithiumchlorid), NaCl (Natriumchlorid), und KCl (Kaliumchlorid)

*Durchführung:* Die Experimentiergruppen lösen zunächst die verschiedenen Mengen des jeweiligen Salzes in je 100,0 ml Wasser unter ständigem Rühren durch den Magnetrührer. Jeweils vor dem Lösen und nach dem Lösen wird die Temperatur der Lösung abgelesen und in der vorbereiteten Wertetabelle notiert. Aus den Rohdaten können dann die Temperaturdifferenz für jede Messung berechnet und für jedes Salz der Mittelwert und die Standardabweichung der Temperaturänderung bestimmt werden. Die Temperaturdifferenzen werden dann anschließend in einem Diagramm in Abhängigkeit von der Masse des gelösten Salzes eingetragen (mit Hilfe eines Computerprogramms oder auf Millimeterpapier) und die Lösungswärme berechnet. Anschließend werden die Ergebnisse in Bezug auf die Fragestellung diskutiert.

### 4.4 Mögliche Ergebnisse und ihre Interpretation

Aus Abbildung 5 wird deutlich, dass zwischen der Menge des gelösten Salzes und der Temperaturänderung eine lineare Abhängigkeit besteht. Je mehr eines Salzes gelöst wird, desto endo- bzw. exothermer ist der gesamte Lösungsvorgang.

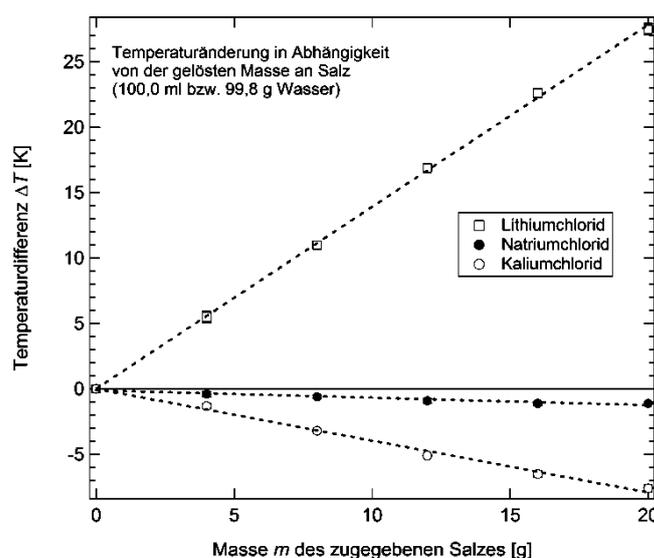


Abbildung 5: Ergebnisse aus dem Schülerexperiment. Dargestellt sind Mittelwerte und Standardfehler für die Temperaturänderung bei den drei verwendeten Salzen. (eigene Darstellung)

Beim Lösen von Lithiumchlorid ist die Temperaturänderung positiv, d.h., beim Lösungsvorgang wird Energie frei. Im Gegensatz dazu zeigt sich bei Natrium- und Kaliumchlorid eine negative Temperaturänderung, d.h., beim Lösen muss Energie zugeführt werden. Das Lösen von Lithiumchlorid ist demnach ein exothermer Vorgang, während das Lösen von Natrium- und Kaliumchlorid endotherm ist. Für die verschiedenen Salze und deren Konzentrationen ergeben sich verschiedene Lösungswärmen (vgl. Tab. 1 auf der folgenden Seite).

Tabelle 1: Ergebnisse zu den Lösungswärmen aus experimentellen Daten (eigene Berechnung)

Salz	$m$ [g]	$n$ [mol]	$\Delta T$ [K]	Lösungswärme pro Masse des Salzes $m_{\text{Salz}}$	Lösungswärme pro mol [kJ/mol]
Lithiumchlorid	4,0	0,094	$5,5 \pm 0,4$	$-580 \pm 43$	$-24 \pm 1,8$
	8,0	0,19	$11,0 \pm 0,3$	$-580 \pm 16$	$-24 \pm 0,7$
	12,0	0,283	$16,9 \pm 0,3$	$-590 \pm 12$	$-25 \pm 0,5$
	16,0	0,377	$22,6 \pm 0,3$	$-590 \pm 9$	$-25 \pm 0,4$
	20,0	0,472	$27,5 \pm 0,4$	$-580 \pm 9$	$-24 \pm 0,4$
Natriumchlorid	4,0	0,068	$-0,4 \pm 0,2$	$41 \pm 20$	$2,4 \pm 1,2$
	8,0	0,14	$-0,6 \pm 0,1$	$31 \pm 5,9$	$1,8 \pm 0,35$
	12,0	0,205	$-0,9 \pm 0,2$	$31 \pm 6,6$	$1,8 \pm 0,38$
	16,0	0,274	$-1,1 \pm 0,2$	$29 \pm 4,0$	$1,7 \pm 0,23$
	20,0	0,342	$-1,1 \pm 0,1$	$23 \pm 1,6$	$1,3 \pm 0,09$
Kaliumchlorid	4,0	0,053	$-1,3 \pm 0,2$	$330 \pm 20$	$23 \pm 1,5$
	8,0	0,11	$-3,2 \pm 0,1$	$270 \pm 5,9$	$20 \pm 0,44$
	12,0	0,161	$-5,1 \pm 0,1$	$230 \pm 2,6$	$17 \pm 0,20$
	16,0	0,215	$-6,5 \pm 0,2$	$200 \pm 5,9$	$15 \pm 0,44$
	20,0	0,268	$-7,6 \pm 0,3$	$160 \pm 5,5$	$12 \pm 0,41$

Vergleicht man die experimentell bestimmten, gemittelten Lösungswärmen mit den Standardlösungsenthalpien aus der Literatur (vgl. Tab. 2), wird deutlich, dass die experimentell bestimmten Werte von diesen abweichen. Die Beträge der ermittelten Werte sind kleiner als die Literaturwerte, was auf den Wärmeaustausch mit der Umgebung zurückzuführen ist. Das Ergebnis für NaCl weicht deutlich vom Literaturwert ab. Hier ist zusätzlich ein Wärmeeintrag durch Reibung des Magnetrührers zu vermuten. Dieser ansonsten kleine Energieeintrag kann bei den kleinen Temperaturänderungen durch das Lösen des Kochsalzes zu der hier beobachteten Abweichung führen.

Tabelle 2: Literaturwerte für Lösungswärmen (eigene Darstellung)

Salz	Lösungsenthalpie aus den experimentellen Ergebnissen [kJ/mol] (SEM)	Standardlösungsenthalpien [kJ/mol]	
		aus: Lautenschläger, Schröter & Wanninger, 2005	aus: Haynes & Lide, 2013
Lithiumchlorid	-25 (0,2)	-	-37,0
Natriumchlorid	1,4 (0,08)	5,4	3,88
Kaliumchlorid	16 (0,15)	20,0	17,2

## 5 Anregungen zur Reflexion

Zum Abschluss der Unterrichtseinheit kann noch einmal der Modellbegriff aufgegriffen und am Beispiel der hier verwendeten Atommodelle diskutiert werden. In diesem Zusammenhang können mit den Schüler\*innen die drei Merkmale von Modellen (Abbildungs-, Verkürzungs-, und Subjektivierungsmerkmal) erarbeitet und sie dadurch unter Rückbezug auf den Einstieg in diese Unterrichtseinheit („Entwicklung der Atommodelle“) auch für den daraus resultierenden angemessenen Umgang mit Modellen sensibilisiert werden. Eine weitere Vertiefung des Themas „Lösungsenthalpie“ wäre die Erarbeitung des Themas „Salze als Speichermedien“ als eine mögliche technische Anwendung. Dazu gibt es bereits mit dem Projekt „Thermische Batterie“ der Leuphana Universität Lüneburg (Thermische Batterie, o.D.) erste Ansätze, wie die thermochemischen Reaktionen beim Lösungsvorgang von Salzen zur Wärmespeicherung genutzt werden können.

## Literatur und Internetquellen

- Allmers, T., Stiller, C., & Wilde, M. (2020). Quantitative Konzentrationsbestimmung von Kochsalzlösungen: Ein Vergleich zwischen verschiedenen Methoden. *PFLB – PraxisForschungLehrer\*innenBildung*, 2 (2), 53–66. <https://doi.org/10.4119/pflb-3304>
- Altmayer, W. (2012). *Salter's Chemie – Chemical Ideas. Schülerband. Theoretische Grundlagen*. Braunschweig: Schroedel.
- Barke, H.-D. (2006). *Chemiedidaktik. Diagnose und Korrektur von Schülervorstellungen*. Berlin & Heidelberg: Springer. <https://doi.org/10.1007/3-540-29460-0>
- Barke, H.-D., Harsch, G., Marohn, A., & Krees, S. (2015). *Chemiedidaktik kompakt. Lernprozesse in Theorie und Praxis*. Berlin: Springer Spektrum. <https://doi.org/10.1007/978-3-662-43396-6>
- Bentzinger, R., & Meyer, M. (1994). Modelle für das Unsichtbare. Vom Nutzen von Atommodellen. *Praxis der Naturwissenschaften. Chemie*, 43 (7), 24–29.
- Dickerson, R.E., & Geis, I. (2008). *Chemie – eine lebendige und anschauliche Einführung* (2. Nachdruck). Weinheim et al.: Wiley-VCH.
- Eilks, I., Möllering, J., Leerhoff, G., & Ralle, B. (2001). Teilchenmodell oder Teilchenkonzept? Oder: Rastertunnelmikroskopie im Anfangsunterricht. *CHEMKON*, 8 (2), 81–85. <https://doi.org/10.1002/ckon.20010080205>
- Gruppenpuzzle Atombau* (o.D.). Zugriff am 15.03.2019. Verfügbar unter: <http://www.msina.de/gruppenpuzzleatom.doc>.
- Haynes, W.M., & Lide, D.R. (Hrsg.). (2013). *CRC Handbook of Chemistry and Physics. A Ready-Reference Book of Chemical and Physical Data*. Boca Raton, FL: CRC Press.
- KMK (Sekretariat der Ständigen Konferenz der Kultusminister der Länder in der Bundesrepublik Deutschland) (2005a). *Bildungsstandards im Fach Biologie für den mittleren Schulabschluss (Jahrgangsstufe 10)*. Beschluss vom 16.12.2004. München & Neuwied: Luchterhand.
- KMK (Sekretariat der Ständigen Konferenz der Kultusminister der Länder in der Bundesrepublik Deutschland) (2005b). *Bildungsstandards im Fach Chemie für den Mittleren Schulabschluss. Jahrgangsstufe 10*. Beschluss vom 16.12.2004. München & Neuwied: Luchterhand.
- KMK (Sekretariat der Ständigen Konferenz der Kultusminister der Länder in der Bundesrepublik Deutschland) (2005c). *Bildungsstandards im Fach Physik für den Mittleren Schulabschluss. Jahrgangsstufe 10*. Beschluss vom 16.12.2004. München: Luchterhand in Wolters Kluwer Deutschland.

- Krell, M., & Krüger, D. (2010). Diagnose von Modellkompetenz. Deduktive Konstruktion und Selektion von geschlossenen Items. *Erkenntnisweg Biologiedidaktik*, 9, 23–38.
- Lautenschläger, K.-H., Schröter, W., & Wanninger, A. (2005). *Taschenbuch der Chemie*. Frankfurt a.M.: Deutsch.
- Mikelskis-Seifert, S., & Fischler, H. (2003). Die Bedeutung des Denkens in Modellen bei der Entwicklung von Teilchenvorstellungen – Empirische Untersuchung zur Wirksamkeit der Unterrichtskonzeption. *Zeitschrift für Didaktik der Naturwissenschaften*, 9, 89–103.
- Mikelskis-Seifert, S., Thiele, M., & Wünscher, T. (2005). Modellieren – Schlüsselfähigkeit für physikalische Forschungs- und Lernprozesse. *PhyDid A, Physik und Didaktik in Schule und Hochschule*, 4 (1), 30–46.
- Otter, C., & Stephenson, K. (2008). *Chemical Ideas. AS A2*. Oxford: Heinemann.
- Stiller, C., Allmers, T., Habigsberg, A., Stockey, A., & Wilde, M. (2020). Erkenntnisgewinnung in den Naturwissenschaften: Von der Hypothese zur Theorie. *PFLB – PraxisForschungLehrer\*innenBildung*, 2 (2), 28–39. <https://doi.org/10.4119/pflb-3302>
- Stiller, C., Allmers, T., Stockey, A., & Wilde, M. (eingereicht). „Data-Literacy“ – Grundbildung im Umgang mit empirischen Daten. *MNU – Der mathematische und naturwissenschaftliche Unterricht*.
- Stiller, C., Hahn, S., Stockey, A., & Wilde, M. (2020). Experimentierend zu mehr Selbstbestimmung: Der *Basiskurs Naturwissenschaften* – Theoretische Leitlinien und empirische Hinweise. *PFLB – PraxisForschungLehrer\*innenBildung*, 2 (2), 5–16. <https://doi.org/10.4119/pflb-3300>
- Stiller, C., Stockey, A., Hahn, S., & Wilde, M. (eingereicht). Das Konzept des fächerübergreifenden „Basiskurs Naturwissenschaften“ und seine didaktisch-methodischen Prinzipien. *MNU – Der mathematische und naturwissenschaftliche Unterricht*.
- Thermische Batterie* (o.D.). Zugriff am 15.03.2019. Verfügbar unter: <http://www.leuphana.de/partner/regional/nachhaltige-energie/thermische-batterie.html>.
- Upmeier zu Belzen, A., & Krüger, D. (2010). Modellkompetenz im Biologieunterricht. *Zeitschrift für Didaktik der Naturwissenschaften*, 16, 41–57.

## Beitragsinformationen

### Zitationshinweis:

Stiller, C., Beyer-Sehlmeyer, G., Friedrich, G., Stockey, A., & Allmers, T. (2020). Lösungswärme energetisch betrachtet: Ein Schülerexperiment zur Bestimmung der konzentrationsabhängigen Lösungsenthalpie beim Lösen verschiedener Salze. *PFLB – PraxisForschungLehrer\*innenBildung*, 2 (2), 67–79. <https://doi.org/10.4119/pflb-3305>

### Online-Supplement:

Materialien für ein Schülerexperiment zur Bestimmung der konzentrationsabhängigen Lösungsenthalpie beim Lösen verschiedener Salze

Online verfügbar: 19.02.2020

ISSN: 2629-5628



© Die Autor\*innen 2020. Dieser Artikel ist freigegeben unter der Creative-Commons-Lizenz Namensnennung, Weitergabe unter gleichen Bedingungen, Version 4.0 Deutschland (CC BY-SA 4.0 de).

URL: <https://creativecommons.org/licenses/by-sa/4.0/de/legalcode>