

Flügelschnecke in Gefahr – Einführung des chemischen Gleichgewichts in der Sekundarstufe I an einem naturbezogenen Beispiel

R. Heimann und S. Bierbach



Dieser Beitrag ist erschienen in: Heimann, R., Bierbach, S.: Flügelschnecke in Gefahr – Einführung des chemischen Gleichgewichts in der Sekundarstufe I an einem naturbezogenen Beispiel. PdN-Chemie in der Schule (2017) 1/66, 29-34

1 Einleitung

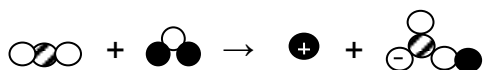
Die im Folgenden beschriebene Unterrichtseinheit gehört zum Konzept Chemie³ [1-3]. Ein wesentliches Merkmal von Chemie³ sind häufige Bezüge zu Phänomenen der belebten Natur, die sich in den Erprobungen als sehr motivierend erwiesen haben. Im Lehrplan Sachsen ist eine erste Einführung in das chemische Gleichgewicht am Gymnasium in Stufe 10 im Rahmen der Veresterung vorgesehen, die in der Regel aber nur an der Oberfläche bleibt und – soll sie experimentell erfolgen – recht aufwendig ist. In der Stufe 12 folgt dann eine tiefer gehende Betrachtung. Die hier beschriebene Unterrichtskonzeption geht einen anderen Weg. Sie integriert die Erarbeitung des chemischen Gleichgewichts bereits in den Themenbereich Kalk der Jahrgangsstufe 9. Dabei wird schon ein erstes Verständnis auf der submikroskopischen Ebene angestrebt. Ausgangspunkt ist ein motivierender Naturbezug, die Gefährdung von See-Engel und Flügelschnecke durch die steigende Kohlenstoffdioxidkonzentration im Meer. Der Kontext Meer wird in der Literatur mehrfach zur Einführung in das chemische Gleichgewicht vorgeschlagen. In [4] steht das System aus atmosphärischem Kohlenstoffdioxid und im Meer gelöstem Kohlenstoffdioxid im Mittelpunkt. Im Projekt Marischool [5] spielt das Löslichkeitsgleichgewicht von Calciumcarbonat und die Gefahr der Kalkschalen durch zunehmenden Kohlenstoffdioxideintrag ebenfalls eine Rolle. Dieses Konzept ist wie das in [4] beschriebene für die Sekundarstufe II gedacht.

2 Die Konzeption zur Einführung in das chemische Gleichgewicht in Stufe 9

2.1 Erster Abschnitt: Das Löslichkeitsgleichgewicht am Beispiel Calciumcarbonat

Zu Beginn werden den Schülern Videos zum See-Engel (*Clione limacina*) gezeigt (z.B. <https://www.youtube.com/watch?v=JVMYg9dXkWo> und <https://www.youtube.com/watch?v=sip6ZOeEOOo>). Der See-Engel schwebt durch das Wasser. Durch diese eindrucksvollen Bilder werden viele Schüler emotional angesprochen; ihr Interesse ist geweckt. Es wird ihnen nun die Information gegeben, dass der See-Engel vom Aussterben bedroht ist. Was sind die Ursachen? Das Problem des See-Engels besteht darin, dass er sich bezüglich seiner Nahrung extrem spezialisiert hat. Er ernährt sich fast ausschließlich von der Flügelschnecke (Foto in Arbeitsblatt 1), die ihrerseits durch Umweltveränderungen bedroht ist. Sie ist nur wenige Millimeter groß und schwebt in den Tiefen der Ozeane und zwar in den Polarmeeren der Arktis und Antarktis. Der Aufbau ihrer Kalkschale wird zunehmend schwieriger. Aber warum ist das Gehäuse der Flügelschnecke durch eine erhöhte Kohlenstoffdioxidkonzentration in Gefahr?

Da die Schüler Säuren und Basen bereits behandelt haben und auch wissen, dass Nichtmetalloxide mit Wasser zu sauren Lösungen reagieren und saure Lösungen mit Kalk unter Kohlenstoffdioxidbildung reagieren, kommen sie vielleicht selbst auf die Idee, dass eine zunehmende Versauerung der Meere die Ursache sein könnte. Für die Entstehung einer sauren Lösung wird das Teilchenbild betrachtet und die Reaktionsgleichung formuliert:



Die zweite Dissoziationsstufe wird nicht betrachtet.

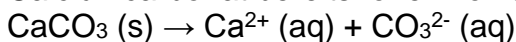
Die entstehenden H⁺-Ionen sind für den Abfall des pH-Werts verantwortlich. Die entstehenden Anionen heißen Hydrogencarbonat-Ionen. Eigene Recherche oder Information durch die Lehrkraft ergeben, dass das Meerwasser aktuell einen pH-Wert von ca. 8,1 aufweist [6]. Der pH-Wert liegt also im alkalischen Bereich (weniger alkalisch als vor der zunehmenden Industrialisierung, aber noch längst nicht im sauren Bereich).

Nun wird die folgende Problemfrage aufgeworfen:

Warum haben Flügelschnecken bei weiterem Anstieg des Kohlenstoffdioxideintrags der Meere das Problem, ihre Kalkschale aufzubauen bzw. sind sogar davon bedroht, dass sich ihre Kalkschale auflöst, obwohl der pH-Wert gar nicht im sauren Bereich liegt?

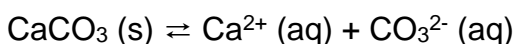
Als erstes wird der Frage nachgegangen, ob Kalk, also Calciumcarbonat, in Wasser wirklich völlig unlöslich oder zumindest zu einem geringen Teil löslich ist. Die Lernenden sollen überlegen, wie man das überprüfen könnte. Beim Lösen gelangen frei bewegliche Ionen ins Wasser, was zu einer Steigerung der elektrischen Leitfähigkeit führen müsste. Im Experiment (Experiment 1 unter Kapitel 3 und Arbeitsblatt 1) wird zuerst die Leitfähigkeit von dest. Wasser, dann die Leitfähigkeit der überstehenden Flüssigkeit nach Einrühren von Calciumcarbonat in dest. Wasser überprüft. Die Leitfähigkeit ist nach Einrühren des Calciumcarbonats erkennbar größer, es liegt also eine höhere Ionenkonzentration vor. Ein (kleiner) Teil des Calciumcarbonats hat sich gelöst. Leider lässt sich für diesen Versuch nicht Leitungswasser einsetzen, dessen pH-Wert dem des Meerwassers ähnlicher wäre. Es hat aber aufgrund der gelösten Salze ohnehin schon eine deutliche Leitfähigkeit, so dass die Veränderung durch den geringen Anteil an gelöstem Calciumcarbonat nicht eindeutig erkennbar wäre.

Die Dissoziationsgleichung wird formuliert, wobei wiederholt wird, dass auch im festen Calciumcarbonat bereits Ionen vorliegen und diese nicht beim Lösen entstehen:



Beim Bilden der Kalkgehäuse wird dieser Vorgang umgekehrt. Im Demonstrationsversuch (Zusammengeben von je 0,1 molaren Lösungen Calciumchlorid und Natriumcarbonat) fällt Calciumcarbonat aus.

Das Lösen von Calciumcarbonat ist also ein umkehrbarer Vorgang, der offensichtlich nur zu einem geringen Teil abläuft. Anhand eines Teilchenbildes wird dies deutlich gemacht (Abb. 1 oberer Teil). Wie sieht es nun beim Ausfällen von Calciumcarbonat aus? Läuft dieses vollständig ab? Dieser Frage wird in Stufe 9 nicht experimentell, sondern anhand eines weiteren Teilchenbildes nachgegangen (Abb. 1 unterer Teil), welches deutlich macht, dass zwar der größte Teil der Calcium- und Carbonat-Ionen in Form von festem Calciumcarbonat ausfällt, dass aber die beiden Ionen in genau dergleichen Konzentration gelöst bleiben, wie sie beim Lösungsversuch in Lösung gegangen sind. Konzentration wird als Zahl der Ionen pro Volumen Lösung verstanden. Man kann also im Nachhinein nicht mehr erkennen, ob ein Zustand durch Lösen von Calciumcarbonat in Wasser oder beim Ausfällen von Calciumcarbonat entstanden ist. Es liegt ein chemisches Gleichgewicht vor. Im besprochenen Beispiel liegt das Gleichgewicht auf der Seite der Edukte, da nur ein geringer Teil in Form gelöster Ionen vorhanden ist. Der Gleichgewichtspfeil wird eingeführt. Lösen und Fällern werden hier übrigens beide als chemische Reaktionen angesehen.



2.2 Zweiter Abschnitt: Festigung des Löslichkeitsgleichgewichts und Einstellung eines neuen Gleichgewichts bei gleichionigem Zusatz

Die am Beispiel des Calciumcarbonats erarbeiteten Sachverhalte müssen zunächst gut geübt werden. Außerdem empfiehlt es sich, die Beeinflussung des Gleichgewichts durch Veränderung der Konzentration an gelösten Ionen bzw. Molekülen in diesem Zusammenhang einzuführen. Dafür muss der Kontext des See-Engels vorübergehend verlassen werden.

Die Schüler werden zunächst gefragt, ob sich auch beim Natriumchlorid ein Löslichkeitsgleichgewicht einstellt. Aufgrund der guten Löslichkeit von Natriumchlorid werden die Schüler dies möglicherweise verneinen. Daher wird eine gesättigte Natriumchloridlösung hergestellt, indem in einem Präparateglas (30 mL) 8 g Natriumchlorid mit 20 mL Wasser bei geschlossenem Deckel 30 Sekunden geschüttelt werden. Es bleibt ungelöstes Natriumchlorid, das sich schnell absetzt. Dazu sollen die Schüler ein Teilchenbild zeichnen, das anschließend verglichen wird (Abb. 2, nur der linke untere Teil). Auch hier liegt ein Gleichgewicht vor; allerdings sind sehr viel mehr Gitterausschnitte des Salzes gelöst als im Fall des Calciumcarbonats. Das Gleichgewicht kann also je nach gelöstem Stoff bei ganz unterschiedlichen Ionenkonzentrationen liegen. In der gesättigten Lösung ist die maximale Konzentration an Natrium- und Chlorid-Ionen vorhanden. Es kann erwähnt werden, dass Feststoffe keine Konzentration haben, also egal ist, ob viel oder wenig Bodensatz vorhanden ist.

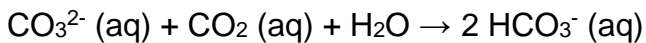
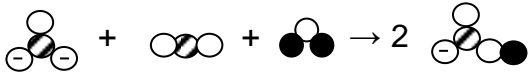
Nun werden die Schüler mit folgendem Problem konfrontiert: Was wird passieren, wenn man zu dieser gesättigten Lösung Salzsäure gibt, also H^+ - und Cl^- -Ionen? Die H^+ -Ionen haben keine Wirkung, aber die Chlorid-Ionen vielleicht? Die Schüler sollen Vermutungen anstellen. Dann gibt die Lehrperson zu 5 ml der abpipettierten gesättigten Natriumchloridlösung in einer Petrischale auf schwarzem Untergrund oder auf einem Overheadprojektor zunächst 5 Tropfen, dann insgesamt 0,5 mL 32 %ige Salzsäure hinzu. Ein weißer Niederschlag von Natriumchlorid fällt aus. Dies wird auf Teilchenebene (Abb. 2, ganz aufdecken) erklärt. Es stellt sich ein neues Gleichgewicht ein, bei dem die Konzentration an Natrium-Ionen nicht mehr gleich der Konzentration der Chlorid-Ionen ist. Gleiches passiert auch, wenn die Konzentration an Natrium-Ionen erhöht wird. Das Prinzip wird auf das Calciumcarbonat-Gleichgewicht übertragen, allerdings aufgrund der geringen Konzentration an gelösten Ionen nicht experimentell. Es wird durchgespielt, welche Wirkung eine Erhöhung und Erniedrigung der Ionenkonzentration hat.

2.3 Dritter Abschnitt: Das Gleichgewicht zwischen Carbonat, Kohlenstoffdioxid und Hydrogencarbonat

Nun wird zum Kontext des See-Engels zurückgekehrt. Kalk löst sich also auch in Wasser, allerdings nur in einem Umfang, der dem Kalkgehäuse der Flügelschnecken nicht gefährlich werden kann. Es bleibt die Frage, warum durch die Erhöhung der Kohlenstoffdioxidkonzentration das Lösen des Calciumcarbonats begünstigt wird. Unter Rückgriff auf die Betrachtungen im vorherigen Abschnitt wird überlegt, wann das Ausfallen von Kalk begünstigt wird und wann das Auflösen. Wenn die Calcium-Ionen- und/oder die Carbonat-Ionen-Konzentration abnimmt, löst sich mehr Kalk und die Flügelschnecke ist bedroht. Aber kann Kohlenstoffdioxid die Carbonat-Ionen-Konzentration verringern?

Die Schüler haben beim Kalkkreislauf die Herstellung von Kalk aus Gelöschtem Kalk kennengelernt. Dies wird kurz wiederholt und im folgenden Experiment zur Herstellung von Kalk verwendet (Arbeitsblatt 2, zunächst nur 1. Teil als Lehrerdemo). Das aus Brausetabletten erzeugte Kohlenstoffdioxid wird in Calciumhydroxidlösung geleitet. Zunächst fällt – wie erwartet – Calciumcarbonat aus. Zur Überraschung der Schüler löst sich der Calciumcarbonatniederschlag aber rasch wieder auf. Bei dem Versuch geschieht also genau das, was auch die Flügelschnecke bedroht: Calciumcarbonat löst sich bei hohen Kohlenstoffdioxidkonzentrationen auf. Kohlenstoffdioxid muss mit den Carbonat-Ionen reagieren, so dass sich Calciumcarbonat nachlöst. Aber was passiert bei der Reaktion von Carbonat-Ionen mit Kohlenstoffdioxidmolekülen?

Die Reaktion zu Hydrogencarbonat wird zunächst anhand von Schaumstoffkugelmodellen erarbeitet und dann im Teilchenbild und in einer Reaktionsgleichung formuliert:



Die Lehrkraft informiert, dass auch diese Reaktion nicht vollständig abläuft. Edukte und Produkte liegen nebeneinander in ganz bestimmter Konzentration vor. Der Gleichgewichtspfeil wird eingezeichnet.

Es wird nun anhand von Abb. 1 noch einmal ausführlich besprochen, warum eine Erhöhung der Kohlenstoffdioxid-Konzentration das Lösen von Kalk begünstigt.

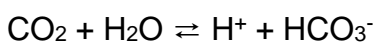
Wenn dies von den Schülerinnen und Schülern verstanden ist, führen sie das gesamte Experiment aus Arbeitsblatt 2 selbst durch, schließen also auch den zweiten Teil zum Wiederausfällen des Kalks an. Dabei zeigt sich, dass ein Erhitzen, also eine Verringerung der Kohlenstoffdioxidkonzentration, und eine Erhöhung der Hydrogencarbonat-Ionenkonzentration zum Ausfällen von Kalk führen. Die Lernenden sollen nun in Partnerarbeit selbst versuchen, die Beobachtungen zu erklären. In leistungsfähigen Klassen kann man auch Vorhersagen machen lassen, die dann im Experiment überprüft werden.

Schließlich wird die Ausgangsfrage noch einmal beantwortet, warum der Aufbau einer Kalkschale bei erhöhter Kohlenstoffdioxidkonzentration erschwert ist bzw. die Schale sich sogar teilweise auflösen kann. Die erhöhte Kohlenstoffdioxidkonzentration bewirkt eine Abnahme der Carbonat-Ionenkonzentration, was zu einem verstärkten Lösen von Kalk führt.

Die kennengelernten Merkmale des chemischen Gleichgewichts werden in einer Übersicht festgehalten.

2.3 Vierter Abschnitt: Übertragung auf das Gleichgewicht bei der Reaktion von Kohlenstoffdioxid und Wasser

Die Schüler sollen die gewonnenen Erkenntnisse auf eine weitere bereits bekannte Reaktion, die Reaktion von Kohlenstoffdioxid mit Wasser, übertragen. Sie sollen zunächst vorhersagen, ob stilles Mineralwasser oder stark sprudelndes Mineralwasser eine stärker saure Lösung ist und dies begründen. Da im stark sprudelnden Mineralwasser die Kohlenstoffdioxidkonzentration offensichtlich größer ist, entstehen auch mehr H^+ -Ionen. Die zugehörige Gleichung wird wiederholt (noch ohne Gleichgewichtspfeil). Die Hypothese wird im Demonstrationsversuch anhand der Zugabe von 2 Tropfen Universalindikator zu 10 ml der beiden Mineralwässer überprüft. Dann sollen die Schüler vorhersagen, wie sich der pH-Wert verändern wird, wenn aus dem stark sprudelnden Mineralwasser möglichst viel Kohlenstoffdioxid ausgetrieben wird und ihre Hypothese begründen. Die Überprüfung kann mit Experiment 2 (unter Kapitel 3) erfolgen. Auch die Reaktion von Kohlenstoffdioxid mit Wasser läuft nicht vollständig ab.



Durch festes Rühren wird Kohlenstoffdioxid ausgetrieben. Dadurch wird die Rückreaktion begünstigt, wodurch die H^+ -Konzentration sinkt und der pH-Wert steigt. Diese Überlegungen werden durch das Experiment bestätigt.

2.4 Fünfter Abschnitt: Das chemische Gleichgewicht auf der submikroskopischen Ebene

Es wird nun eine Frage zum chemischen Gleichgewicht aufgeworfen, die später beantwortet werden soll:

Laufen nach Einstellung des Gleichgewichts die Hin- und Rückreaktion weiter ab oder sind die Reaktionen zum Stillstand gekommen?

Zur Klärung dieser Frage wird nun in Anlehnung an Harsch [7] ein Simulationsspiel durchgeführt. Da an den bisher betrachteten Reaktionen immer mehrere Edukte bzw. Produkte beteiligt waren und dafür die Simulation zu langwierig würde, wird die einfachere Reaktion Traubenzucker \rightleftharpoons Fruchtzucker betrachtet. Den Schülern kann gesagt werden, dass diese Reaktion ebenfalls eine Gleichgewichtsreaktion ist, an der nur insgesamt zwei Stoffe beteiligt sind. Der Einfachheit halber wird gerade diese Reaktion nachgespielt.

Zuerst muss klar sein, wie die chemische Reaktion im Simulationsspiel abgebildet wird. Dies sowie die Regeln des Spiels stellt die Lehrkraft vor (Arbeitsblatt 3). Anhand einiger Ziehungen wird das Prinzip veranschaulicht.

Anschließend spielen mindestens 14 Gruppen die Einstellung des Gleichgewichts ausgehend von Traubenzucker. In der Oberstufe ist es instruktiv, die Einstellung des Gleichgewichts auch ausgehend vom Produkt, also vom Fruchtzucker, nachzuspielen. Die Gruppen erhalten jeweils 30 weiße Kugeln in einem Becher (z.B. Joghurtbecher oder Blumentopf aus Kunststoff) oder einem undurchsichtigen Beutel und in einer Frühstückstüte 30 rote Kugeln zum Austauschen. Nach erfolgtem Spiel werden die Ergebnisse der Gruppen gemittelt und von den Schülern graphisch dargestellt (Abb. 3). Es zeigt sich, dass sich ein Gleichgewicht bei einer bestimmten Zahl an weißen und roten Kugeln einstellt.

Die Ausgangsfrage wird beantwortet. Die Schüler erkennen, dass auch nach Erreichen des Gleichgewichts Hin- und Rückreaktion ablaufen, allerdings gleich schnell, so dass man keine Änderung beobachten kann und die Konzentration der Ausgangsstoffe und Reaktionsprodukte gleich bleibt. Es liegt also ein dynamisches Gleichgewicht vor.

Es werden nun weitere Übungen zum chemischen Gleichgewicht durchgeführt. In die jeweils rechten Teilchenbilder zum Löslichkeitsgleichgewicht in Abb. 1 und 2 werden Gleichgewichtspfeile zwischen dem Bodensatz und den gelösten Ionen eingezeichnet, um deutlich zu machen, dass ständig Ionen in Lösung gehen und gleich viele Ionen wieder ins Ionengitter eingebaut werden.

2.5 Sechster Abschnitt: Anwendung zum Chemischen Gleichgewicht

Nach diesen theoretischen Betrachtungen soll wieder eine selbstständige Experimentierphase erfolgen. Die Schüler erhalten die Information, dass Forscher davon ausgehen, dass gerade die kalkbildenden Lebewesen im Polarmeer durch eine weitere Erhöhung der Kohlenstoffdioxidkonzentration der Luft besonders stark betroffen sein werden.

Sie sollen selbstständig eine Hypothese dazu aufstellen, was der Grund sein könnte, und ein Experiment zur Überprüfung der Hypothese planen und durchführen (Arbeitsblatt 4).

Zur Unterstützung stehen Gestufte Hilfen zur Verfügung. Das Experiment ist eine Abwandlung des bekannten Versuchs zur Kohlenstoffdioxidlöslichkeit in Wasser (siehe auch [8]).

In der Vorschrift sind mehr Materialien angegeben, als benötigt werden.

Zum Abschluss wird die Ausgangsfrage im Plenum beantwortet: Im kalten Wasser löst sich mehr Kohlenstoffdioxid, welches dann mit Carbonat-Ionen reagiert und deren Konzentration verringert. Daher löst sich mehr Calciumcarbonat.

3. Die nicht in den Arbeitsblättern beschriebenen Experimente der Unterrichtseinheit

Experiment 1: Ist Calciumcarbonat in Wasser komplett unlöslich?

Materialien:

Becherglas (100 mL hohe Form), Spatel, Graphikfähiger Taschenrechner incl. Leitfähigkeitsmesssonde, dest. Wasser, Calciumcarbonat (Kalk)

Versuchsdurchführung:

- 80 ml dest. Wasser werden in ein 100 mL-Becherglas gegeben.
- Am Sondenadapter muss der kleinste Messbereich (0-200 μ S) eingestellt sein.

- Die Leitfähigkeit wird ermittelt, indem die Sonde in das Wasser eingetaucht wird, im Wasser kurz hin und her bewegt wird und dann **sofort** der entsprechende Messwert abgelesen wird.
- Die Sonde wird aus dem Wasser genommen.
- 1 nicht zu kleine Spatelspitze Kalk wird in das Wasser gegeben, und es wird einmal gut mit dem Spatel umgerührt.
- Das Becherglas wird nun neben die Leitfähigkeitsmessvorrichtung gestellt und 2 Minuten gewartet, bis sich der Feststoff abgesetzt hat.
- Die Leitfähigkeit wird ermittelt, indem die Sonde in das Becherglas gehalten wird, kurz hin und her bewegt wird (möglichst ohne den abgesetzten Kalk aufzuschütteln) und dann sofort die Leitfähigkeit abgelesen.
- Die Sonde wird gut mit dest. Wasser gespült.

Experiment 2: Welche Wirkung hat der Entzug von Kohlenstoffdioxid durch Rühren? [9]

Materialien:

Becherglas (100 mL hohe Form), Graphikfähiger Taschenrechner incl. pH-Messsonde, Rührgerät, Rührmagnet, sprudelndes Mineralwasser, Stativmaterial

Versuchsdurchführung:

- 50 mL Sprudelwasser und ein Rührfisch werden in das Becherglas gegeben. Das Becherglas wird auf den Magnetrührer gestellt.
- Die pH-Messsonde wird mit Hilfe des Stativmaterials **vorsichtig** so befestigt, dass sie ins Sprudelwasser eintaucht und dabei den Rührmagnet nicht berührt.
- Im Taschenrechner wird eine 5-minütige pH-Wert-Ermittlung vorbereitet, bei welcher alle 25 Sekunden ein Messwert aufgenommen wird.
- Das Rührgerät wird auf starke Rührleistung (Stufe 7-8) eingestellt. Etwa 20 Sekunden später wird die Messung mit dem Taschenrechner gestartet.

Beobachtungen:

Innerhalb von 5 Minuten steigt der pH-Wert von z.B. 5,18 auf 5,43 (nach 10 Minuten erreicht er den Wert 5,59).

Abb. 4 zeigt einen typischen Bildschirmausdruck.

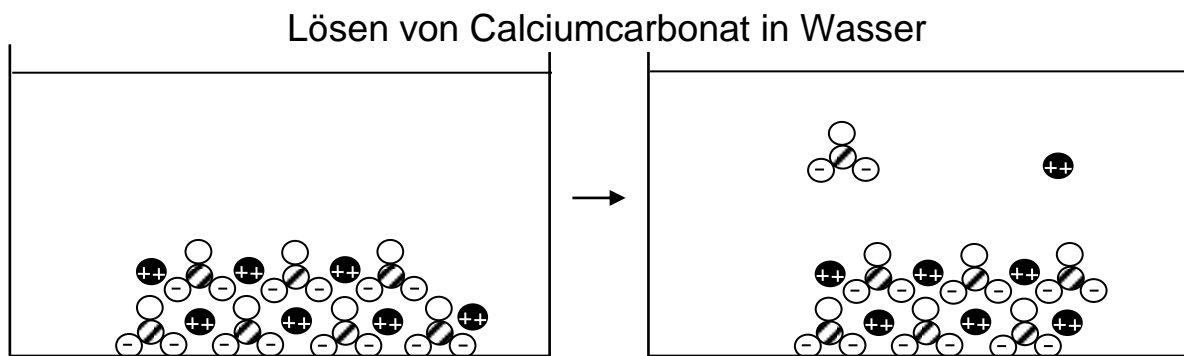
Literatur

- [1] R. Heimann, Das Thema Wasser im Chemieanfangsunterricht. Von den Eigenschaften und der biologischen Bedeutung zur Struktur. PdN-Chemie in der Schule 63 (2), S. 5-9 (2014)
- [2] R. Heimann, I. Olschewski, Salze im Konzept Chemie³ – Verknüpfung ihrer chemischen Erarbeitung mit Bezügen zu Mensch und Natur. PdN-Chemie in der Schule 64 (7), S. 5-8 (2015)
- [3] R. Heimann, Chemie³ – ein aktivierendes Unterrichtskonzept mit Bezug zur Natur. PdN-Chemie in der Schule 65 (zur Veröffentlichung angenommen)
- [4] A. Paschmann, Chemie im Kontext: Die Ozeane. Didaktisches Zentrum Oldenburg 2003
- [5] MariSchool, Modul 1: CO₂ – und Me(e)hr. Universität Rostock und Leibniz-Institut für Ostseeforschung Warnemünde
- [6] M.J. Hardt, C. Safina, Saure Meere – Ozeane in Gefahr. Spektrum der Wissenschaft spezial Heft 4 (2012), S. 40-47
- [7] G. Harsch, Vom Würfelspiel zum Naturgesetz. VCH, Weinheim 1985

[8] BIOACID/Helmholtz-Zentrum für Ozeanforschung Kiel (Hrsg.), Ozeanversauerung – Das andere CO₂-Problem. Acht Experimente für Schüler und Lehrer. 2. Auflage, Januar 2012

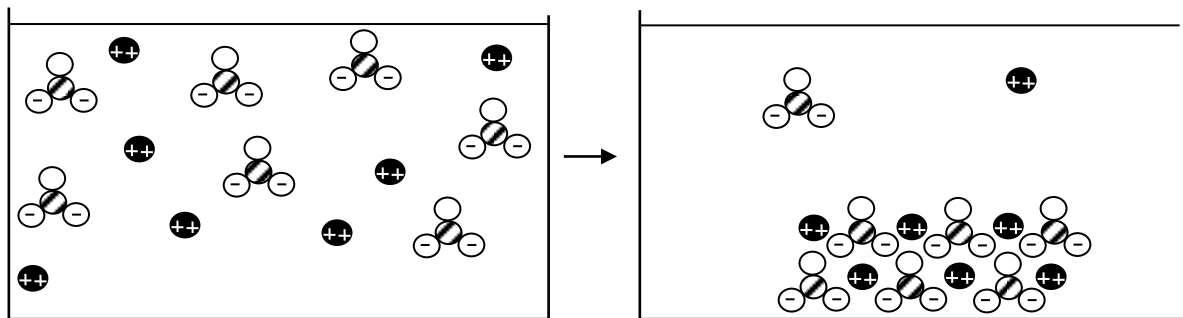
[9] *F. Liebner* (Hrsg.) Naturwissenschaftlichen Phänomenen auf der Spur. Experimente für den naturwissenschaftlichen Unterricht. Westfälische Wilhelms-Universität Münster, Zentrum für Lehrerbildung (2011)

Abb. 1: Teilchenbilder zum chemischen Gleichgewicht beim Lösen von Calciumcarbonat in Wasser



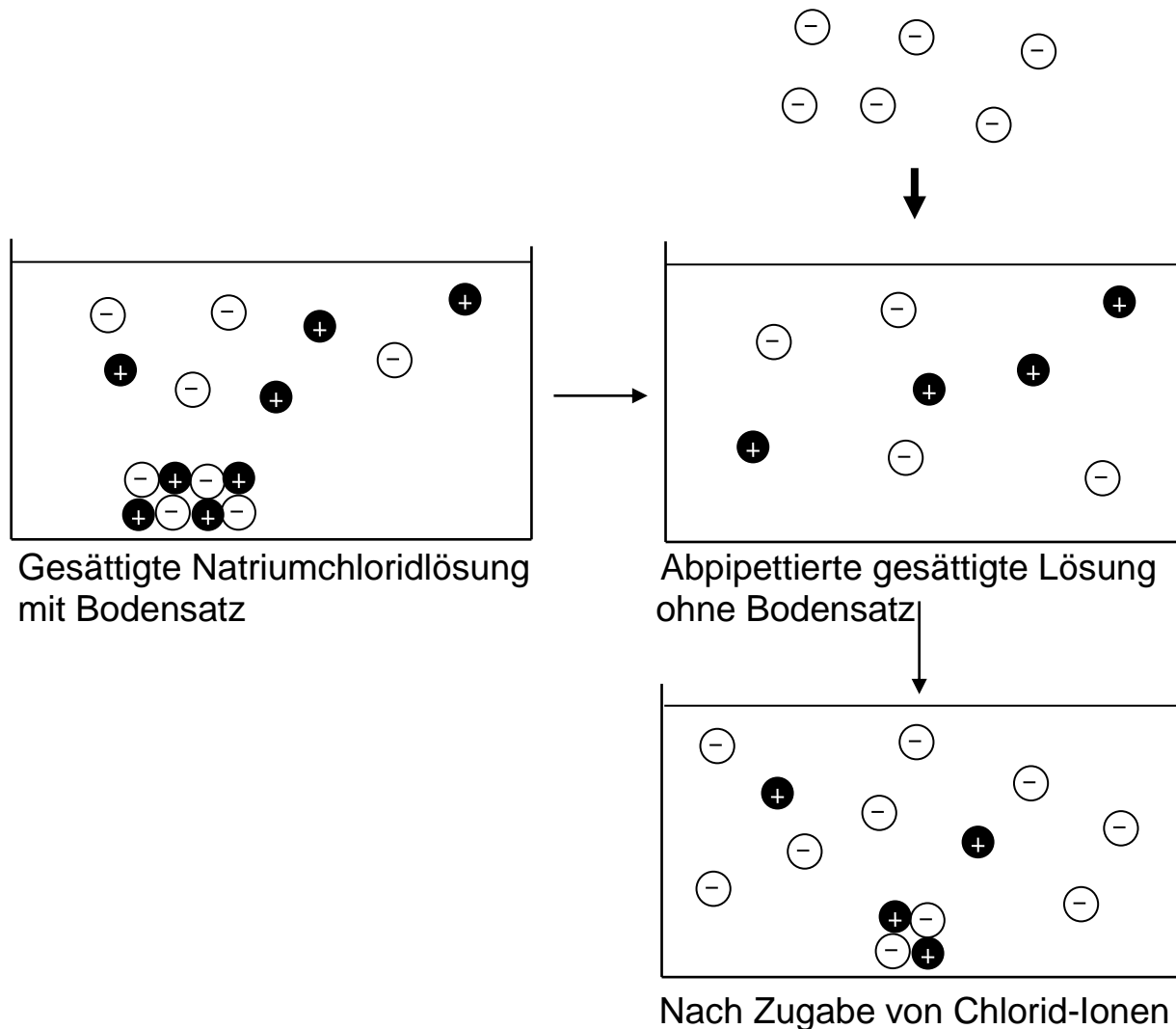
Hinweis: Die Wassermoleküle sind nicht eingezeichnet!

Ausfällen von Calciumcarbonat
durch Zusammengeben von gelöstem Calciumchlorid und Natriumcarbonat



Hinweis: Die Wassermoleküle, Natriumionen und Chloridionen sind nicht eingezeichnet!

Zugabe von Salzsäure zu gesättigter Natriumchloridlösung



Hinweis: Die Wassermoleküle und Wasserstoffionen sind nicht eingezeichnet!

Abb. 3: Ergebnisse des Simulationsspiels mit 7 Gruppen pro Variante

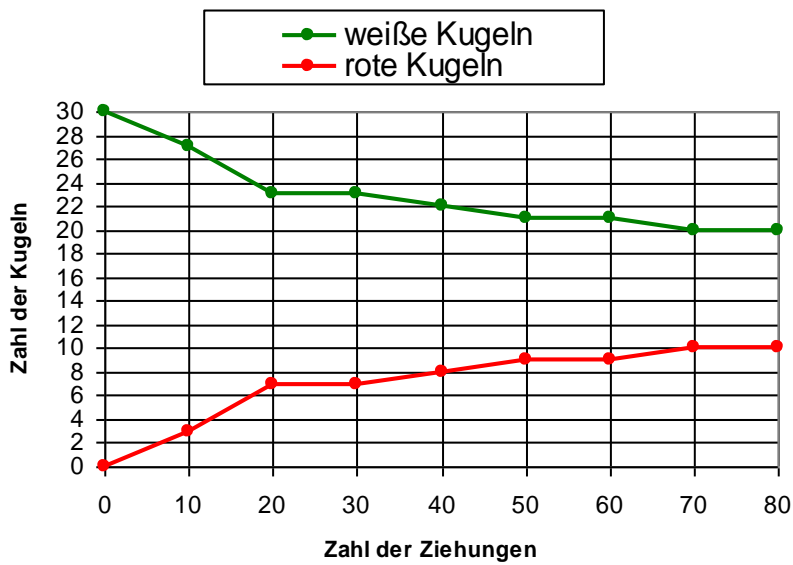


Abb. 4: Bildschirmausdruck bei Experiment 2 mit einer Messzeit von 10 Minuten (5 Minuten reichen aber aus).

