

λ gleich geblieben. Das lässt vermuten, dass die Längskonstante nicht von der Membrankapazität und damit auch nicht von der Membrandicke abhängt.

- Durch Entfernen der 2,2 k Ω -Widerstände stellt sich an allen Abschnitten die gleiche Spannung ein, λ wird also unendlich groß. Das lässt vermuten, dass die Längskonstante um so größer wird, je größer der Membranwiderstand ist, je besser die Membran also den Zellinnenraum gegenüber dem Zellaußenraum isoliert.

3.3 Ausbreitung von Strompulsen auf dem Membranmodell

Auf der Membran einer Nervenfasern breiten sich Erregungen als zeitliche Änderungen des Membranpotenzials räumlich aus. Bisher wurde das Zeitverhalten lokal untersucht (s. Punkt 3.1) und die räumliche Verteilung bei Konstantstrom (s. Punkt 3.2). Jetzt wird

beides kombiniert, indem eine rechteckförmige Erregung an den ersten Abschnitt des Modells angelegt und deren Ausbreitung an den übrigen Abschnitten beobachtet wird.

Dazu wird die Stromquelle wieder auf Rechteckstrom mit einer Amplitude von 1 mA eingestellt. Das Digitalmultimeter zur Spannungsmessung wird durch den Oszillographen ersetzt, um den zeitlichen Verlauf der Signale zu beobachten. Die Signale an den einzelnen Abschnitten des Modells werden mit dem am ersten Abschnitt verglichen. Für einige Abschnitte wird die Signalform skizziert.

Die »lange Leitung« äußert sich in einer Amplitudenabnahme (vgl. Punkt 3.2) und einer Änderung der Signalform: Anstieg und Abfall werden immer flacher.

Literatur

- [1] E. R. KANDEL et al. (Hrsg.): Neurowissenschaften: eine Einführung. – Heidelberg: Spektrum, Akad. Verlag 1996. |

ANTJE PASCHMANN, TÖNJES DE VRIES, KATRIN LÜCHTENBORG, NOUSHIN ARSHADI, ILKA PARCHMANN, Universität Oldenburg, Fachbereich Chemie, Didaktik der Chemie, Postfach 25 03, 26111 Oldenburg

Die Bedeutung der Ozeane im Kohlenstoffkreislauf

Eine Hinführung zum Begriff des Chemischen Gleichgewichts im Rahmen der Konzeption *Chemie im Kontext* – Teil 1

Die Ozeane sind von großer Bedeutung für das Klimageschehen auf der Erde, da sie in der Lage sind, sehr große Mengen des Treibhausgases Kohlenstoffdioxid aufzunehmen. Zum Verständnis der Vorgänge, die dabei stattfinden, ist die Kenntnis des chemischen Gleichgewichts und der Faktoren, die dieses Gleichgewicht beeinflussen, notwendig. Der Artikel schildert die wesentlichen fachlichen Hintergründe unter Einbeziehung geeigneter Experimente und zeigt eine Möglichkeit auf, wie die Thematik in der gymnasialen Oberstufe erarbeitet werden kann.

1 Einleitung

Der Begriff des chemischen Gleichgewichts sowie die Betrachtung der Faktoren, die die Lage des chemischen Gleichgewichts beeinflussen, sind Themen der gymnasialen Oberstufe, deren Bearbeitung in der Regel über Betrachtung verschiedener chemischer Reaktionen verläuft. So wird beispielsweise die Reaktion von elementarem Iod mit Wasserstoff zu Iodwas-

serstoff, das Cobaltchloridgleichgewicht oder auch das Essigsäuregleichgewicht behandelt [1, S. 92], [2, S. 143]. Mit der Lebenswelt der Schülerinnen und Schüler haben diese Beispiele in der Regel nur wenig zu tun. Die wichtige Bedeutung dieser Prinzipien für Vorgänge des Lebens und der Umwelt wird dagegen oftmals gar nicht oder nur ergänzend angesprochen (z. B. Thema Mensch, Atmosphäre, Technik). Gerade diese Themen eignen sich jedoch besonders gut, die Notwendigkeit der Kenntnis von chemischen Grundlagen aufzuzeigen und darüber die Motivation der Schülerinnen und Schüler zu erhöhen, sich mit derartigen Inhalten auseinander zu setzen. Die Konzeption *Chemie im Kontext* versucht daher, solche lebensweltbezogene Themen in den Vordergrund des Chemieunterrichts zu stellen (vgl. [3]). In dem folgenden Artikel soll eine Möglichkeit aufgezeigt werden, wie das chemische Gleichgewicht im Rahmen des Kontextes »Die Bedeutung der Ozeane im Kohlenstoffkreislauf« unter Einbeziehung neuer Experimente im Unterricht eingeführt werden kann. Dabei stehen Vorgänge, die bei der Aufnahme von atmosphärischem Kohlenstoffdioxid

ins Ozeanwasser von Bedeutung sind, im Vordergrund. Zunächst werden die fachlichen Grundlagen dargestellt. Die inhaltliche und methodische Gestaltung eines Lernzyklus aus der Konzeption *Chemie im Kontext* wird abschließend vorgestellt. Dabei werden die Experimente in einen konkreten Unterrichtsgang eingebettet.

2 Kohlenstoffdioxidsenke Ozean – Die Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid in Wasser

Die außergewöhnlich gute Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid in Wasser spielt eine wichtige Rolle in Hinblick auf das Klimageschehen der Erde. Zur Zeit werden jährlich etwa sechs Milliarden Tonnen des Treibhausgases Kohlenstoffdioxid durch menschliche Aktivitäten (Verbrennung fossiler Rohstoffe, Waldrodung u. a.) an die Atmosphäre abgegeben; jedoch nur knapp die Hälfte davon ist in der Atmosphäre nachzuweisen [4]. Als gesichert gilt inzwischen, dass ein Teil der übrigen Hälfte von den Wäldern der nördlichen Hemisphäre aufgenommen wird, die ein verstärktes Wachstum aufweisen. Ein größerer Teil wird dagegen von den Ozeanen unseres Planeten absorbiert. Die Frage nach dem Verbleib des Kohlenstoffdioxids ist bis heute allerdings noch nicht völlig geklärt: Ein Teil verschwindet in einer bisher unbekanntem Senke (*»missing sink«*) [5, S. 105].

2.1 Kohlenstoffdioxid löst sich im Meerwasser

Die Ozeane stellen die größte in einem natürlichen Austausch stehende Kohlenstoffdioxid-Senke im globalen Kohlenstofffluss dar. In ihnen ist etwa 60-mal soviel Kohlenstoffdioxid gespeichert wie in der Atmosphäre. Die Weltmeere sind also in der Lage, ungeheure Mengen an Kohlenstoffdioxid aufzunehmen. Zur Deutung der Mechanismen, die dabei eine Rolle spielen, muss das Löslichkeitsverhalten von Kohlenstoffdioxid in Wasser näher betrachtet werden. Im Folgenden wird ein Experiment beschrieben, das die Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid in Wasser anschaulich demonstriert.

Versuch 1: Die Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid in Wasser

Geräte und Chemikalien: Glasrohr mit ml-Skala (Höhe: 1,80 m; $\varnothing = 2,6$ cm), Kolbenprober mit Hahn, Schlauch mit gebogenem Glasrohr, 2 Stopfen, Kunststoffschüssel, Leitungswasser, Gasflasche mit Kohlenstoffdioxid, ggf. Universalindikator

Versuchsaufbau: Siehe Abbildung 1.

Versuchsdurchführung: Das Glasrohr wird mit Leitungswasser gefüllt. Mit Hilfe eines Kolbenprobers werden 100 ml Kohlenstoffdioxid langsam durch die untere Öffnung des Glasrohres gegeben. Die aufsteigenden Gasblasen werden beobachtet und das Restvolumen an der am Glasrohr angebrachten Skala abgelesen. Zum Vergleich wird der Versuch mit 100 ml Luft wiederholt.

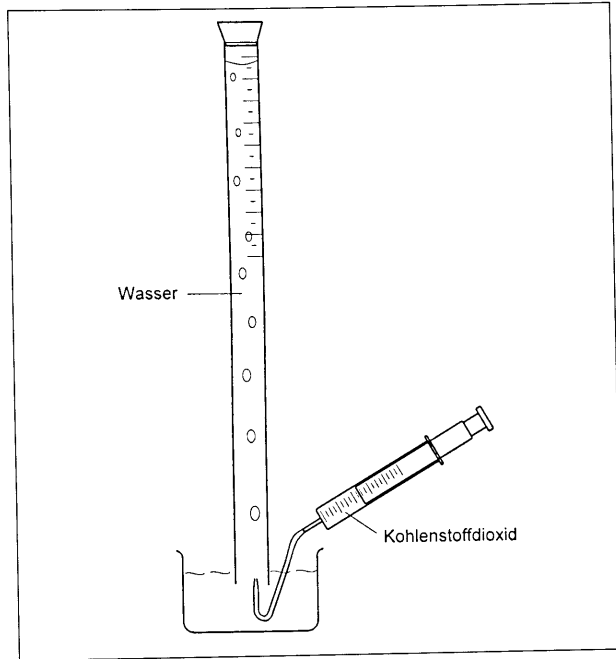
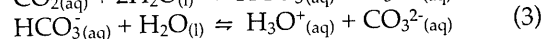


Abb. 1. Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid in Wasser

Beobachtung und Auswertung: Die Kohlenstoffdioxidblasen, die durch das Rohr nach oben steigen, werden im Laufe ihres Weges durch das Wasser immer kleiner. Durchschnittlich bleibt von 100 ml Kohlenstoffdioxid ein Restvolumen von 10 ml übrig; die restlichen 90 ml werden im Wasser gelöst. Färbt man das Wasser vor Versuchsbeginn mit Universalindikator an, so ist bei Durchleiten von Kohlenstoffdioxid allmählich ein Farbumschlag in den sauren Bereich zu beobachten. Kohlenstoffdioxid reagiert mit Wasser unter Bildung von Oxonium-Ionen nach folgenden Gleichgewichtsreaktionen:



Die chemischen Reaktionen (2) und insbesondere (3) spielen bei der Absorption von Kohlenstoffdioxid in Wasser keine entscheidende Rolle. 99,8% des Kohlenstoffdioxids liegen physikalisch gelöst, d. h. als $\text{CO}_{2(\text{aq})}$ vor [6, S. 718].

Qualitativ kann auch experimentell gezeigt werden, dass die Reaktion nicht vollständig abläuft, in dem mit Hilfe eines pH-Meters der pH-Wert der Lösung vor und nach Durchführung des Versuches bestimmt wird. Bei einer vollständig ablaufenden Reaktion würden pro Mol Kohlenstoffdioxid zwei Mol Oxoniumionen gebildet werden. Die Messwerte zeigen jedoch, dass die pH-Wert-Erniedrigung deutlich geringer ist. Demnach reagiert nur ein kleiner Teil des Kohlenstoffdioxids mit dem Wasser. Über 99% des Kohlenstoffdioxids liegen dagegen physikalisch gelöst vor. Wird der Versuch mit Luft wiederholt, so bleibt die Größe der Gasblasen unverändert. Nach Zugabe von 100 ml Luft beträgt das Endvolumen ca. 115 ml – es ist also eine Zunahme des Volumens festzustellen. Diese auf den ersten Blick erstaunliche Volumenzunahme wird durch die Gewichtskraft der Wassersäule verur-

sacht, die einen Unterdruck im Gasraum bewirkt. Eine physikalische Betrachtung der Vorgänge, die dieses Phänomen verdeutlichen, wird in [7] vorgenommen. Zusammenfassend kann also gesagt werden, dass Kohlenstoffdioxid im Vergleich zu Luft eine deutlich bessere Löslichkeit in Wasser besitzt. Tatsächlich wird also ein beachtlicher Teil des atmosphärischen Kohlenstoffdioxids in den Weltmeeren gelöst. Die Aufnahme an Kohlenstoffdioxid kann allerdings je nach Region stark variieren. Weltweite Messungen haben ergeben, dass die polaren Ozeane beider Hemisphären die Hauptsenke für atmosphärisches Kohlenstoffdioxid darstellen, während in den Äquatorregionen Kohlenstoffdioxid aus dem Ozean an die Atmosphäre abgegeben wird [8]. Ferner nimmt die Kohlenstoffdioxid-Konzentration mit der Tiefe zu. So enthält das Oberflächenwasser durchschnittlich 46 ml Kohlenstoffdioxid pro Liter Meerwasser, während in 1000 Metern Tiefe ca. 52 ml Kohlenstoffdioxid pro Liter Meerwasser gelöst sind [4, S. 156]. Kohlenstoffdioxid ist offensichtlich in den kalten Regionen und in der Tiefe besonders gut löslich. Es ist daher sinnvoll, den Einfluss von Temperatur und Druck auf die Kohlenstoffdioxidlöslichkeit näher zu untersuchen. Ferner könnte eine mögliche Abhängigkeit der Kohlenstoffdioxidlöslichkeit vom pH-Wert für die Aufnahme von Kohlenstoffdioxid von Bedeutung sein. Der pH-Wert der Ozeane liegt mit Werten zwischen $\text{pH} = 7,5\text{--}8,5$ im alkalischen Bereich [4, S. 156]. Auch der mögliche Einfluss des Salzgehaltes kann in diesem Zusammenhang betrachtet werden, wird an dieser Stelle aber nicht näher erläutert.

Im Folgenden wird beschrieben, wie der Einfluss der drei Faktoren pH-Wert, Temperatur und Druck auf die Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid experimentell untersucht werden kann.

2.2 Versuche zur pH-Wert-Abhängigkeit der Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid

Die Abhängigkeit der Kohlenstoffdioxidlöslichkeit vom pH-Wert kann ebenfalls mit dem Aufbau aus Versuch 1 untersucht werden. Anstelle von Wasser befüllt man das Rohr jetzt mit verdünnter Natronlauge ($c = 1 \text{ mol/l}$). Leitet man 100 ml Kohlenstoffdioxid durch die Lauge, so beträgt das Restvolumen lediglich 1 ml. Der Aufbau aus Versuch 1 eignet sich in erster Linie für Demonstrationsexperimente. Die Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid in Wasser (Versuch 1) und die Abhängigkeit der Kohlenstoffdioxidlöslichkeit vom pH-Wert können durch Variation dieses Aufbaus jedoch auch in Form von Schülerversuchen untersucht werden. Anstelle des Glasrohres wird dabei eine Bürette verwendet und der Kolbenprober wird durch eine 20-ml-Einwegspritze ersetzt.

Versuch 2: Die Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid in Wasser und in Natronlauge im Schülerversuch

Geräte und Chemikalien: Bürette (50 ml), Einwegspritze (20 ml) mit Schlauchstück, Kristallisierschale, Natronlauge ($c = 1 \text{ mol/l}$), Einweg-Handschuhe

Versuchsaufbau: Siehe Abbildung 2.

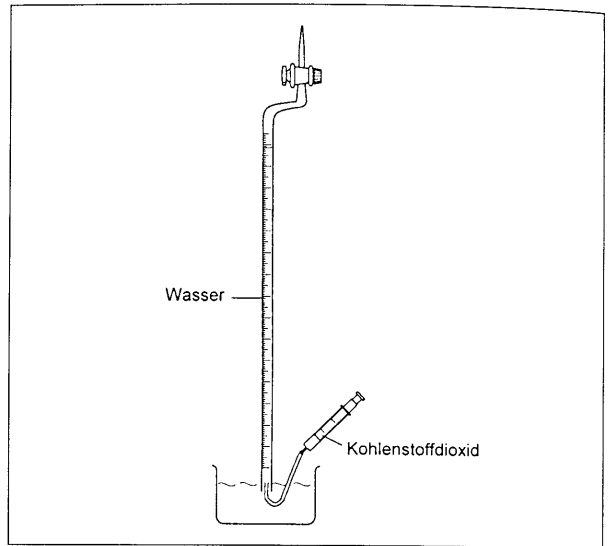


Abb. 2. Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid in Wasser und Natronlauge

Kurzbeschreibung und Auswertung: Nach dem Durchleiten von 20 ml Kohlenstoffdioxid durch eine mit Wasser gefüllte Bürette bleibt ein Restvolumen von ca. 5 ml übrig. Gibt man 20 ml Luft durch das Wasser, so beträgt das Restvolumen etwa 20 ml. Werden 20 ml Kohlenstoffdioxid durch eine mit Natronlauge ($c = 1 \text{ mol/l}$) gefüllte Bürette geleitet, so werden die Gasblasen auf dem Weg nach oben immer kleiner und verschwinden schließlich völlig. In Natronlauge löst sich also mehr Kohlenstoffdioxid als in Wasser. Die Hydroxidionen der Lauge reagieren mit den im Gleichgewichtssystem (1) bis (3) gebildeten Oxoniumionen. Die Folge ist, dass sich das Gleichgewichtssystem zu Gunsten der Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid verschiebt. Während die Absorption von Kohlenstoffdioxid in Wasser weitgehend auf physikalische Löslichkeit zurückzuführen ist, wird die Absorption von Kohlenstoffdioxid in Lauge also von der chemischen Reaktion bestimmt.

Durch Zugabe von Lauge wird das Gleichgewichtssystem also zu Gunsten der Aufnahme von Kohlenstoffdioxid verschoben. Bei Säurezugabe sollte Kohlenstoffdioxid wieder freigesetzt werden. Die Verschiebung des Gleichgewichtssystems, je nach Zugabe von Lauge oder Säure, wird im folgenden Versuch demonstriert.

Versuch 3: Die Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid in Natronlauge und Salzsäure

Geräte und Chemikalien: 100-ml-Saugflasche, Stopfen, 2 Einwegspritzen (10 ml), Kolbenprober, Magnetrührer mit Rührkern, Natronlauge ($c = 0,5 \text{ mol/l}$), Salzsäure ($c = 0,5 \text{ mol/l}$), Gasflasche mit Kohlenstoffdioxid

Versuchsaufbau: Siehe Abbildung 3.

Durchführung: Der Kolbenprober wird mit 100 ml Kohlenstoffdioxid gefüllt. In die Saugflasche werden mit einer Einwegspritze 10 ml der Natronlauge gegeben und der Gasraum darüber wird zur Verdrängung der Luft mit Kohlenstoffdioxid gespült. Die Flasche wird nun mit dem Stopfen verschlossen und der

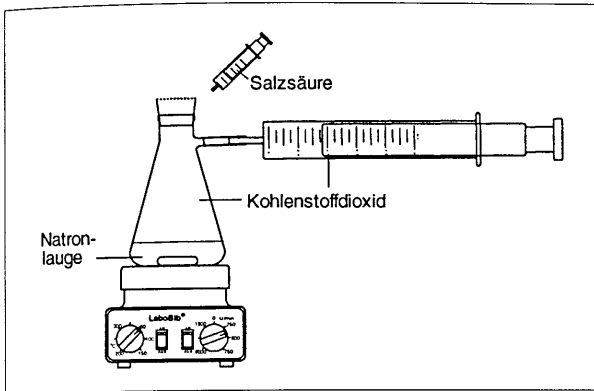


Abb. 3. pH-Wert-Abhängigkeit der Kohlenstoffdioxid-Löslichkeit

Magnetrührer wird angestellt. Man beobachtet so lange, bis keine Veränderung mehr eintritt, hebt dann vorsichtig den Stopfen und gibt mit der zweiten Spritze zügig 10 ml der Salzsäure in die Saugflasche. Der Stopfen wird wieder aufgesetzt. Wenn wiederum keine Veränderung mehr am Kolbenprober zu erkennen ist, werden erneut 10 ml Natronlauge hinzugefügt. Der Vorgang wird mehrmals wiederholt.

Beobachtung: Nach Einschalten des Rührers wird der Kolben langsam in den Kolbenprober hineingezogen, bis das Gasvolumen auf 0 ml zurückgegangen ist. Nach Zugabe der Säure nimmt das Volumen im Kolbenprober bis zu einem Wert von ca. 90 ml wieder zu. Wird nun die Lauge hinzugefügt, so geht das Volumen wieder auf 0 ml zurück. Bei erneuter Säurezugabe entstehen erneut ca. 90 ml Gas.

Auswertung: Das durch die Gleichungen (1) bis (3) beschriebene System wird durch Zugabe der Lauge zu Gunsten der Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid verschoben. Bei Säurezugabe nimmt die Konzentration an Oxoniumionen wieder zu. Das Gleichgewicht verschiebt sich in die entgegengesetzte Richtung und Kohlenstoffdioxid wird wieder freigesetzt.

Fazit: Der alkalische pH-Wert des Ozeanwassers begünstigt die Aufnahme von Kohlenstoffdioxid ins Oberflächenwasser der Ozeane.

Versuch 4: Temperaturabhängigkeit der Aufnahme von Kohlenstoffdioxid in Wasser

Geräte und Chemikalien: 2 300-ml-Erlenmeyerkolben, 2 Luftballons, Kolbenprober mit Hahn, 300-ml-Becherglas, 50-ml-Becherglas, 200-ml-Messzylinder, Glasstab, 2 1-ml-Kolbenpipetten, kleine Wanne mit einer Kältemischung aus Eis und Natriumchlorid, Bunsenbrenner, Universalindikatorlösung pH 5 (Merck Nr. 6130), Gasflasche mit Kohlenstoffdioxid, Natronlauge ($c = 0,01 \text{ mol/l}$)

Durchführung: Zu 200 ml destilliertem Wasser wird 1 ml der Mischindikatorlösung gegeben. Nun werden unter ständigem Rühren wenige Tropfen der stark verdünnten Natronlauge hinzugefügt, bis der Indikator gerade eine graugrüne Färbung annimmt. Jeweils 100 ml dieser Lösung werden in zwei Erlenmeyerkolben pipettiert.

In einen Kolbenprober mit Hahn gibt man 10 ml Koh-

lenstoffdioxid und füllt auf 100 ml mit Luft auf. In jeden Erlenmeyerkolben werden 100 ml dieses Gasgemisches gegeben. Die Kolben verschließt man mit den Luftballons. Nun wird einer der beiden Kolben bei Raumtemperatur aufbewahrt, der andere wird unter Schwenken über der Bunsenbrennerflamme erhitzt und anschließend für ca. fünf Minuten in eine Kältemischung gestellt.

Beobachtung: Nach Versetzen mit Kohlenstoffdioxid schlägt in beiden Kolben der Indikator von grün nach violett um. Der erhitzte Ansatz färbt sich grün, nach Abkühlen wieder violett. Dieser Vorgang lässt sich wiederholen. Der bei Raumtemperatur aufbewahrte Ansatz behält seine Farbe.

Auswertung: Der Indikatorumschlag in den sauren Bereich bei Kühlung des Ansatzes zeigt, dass die Konzentration an Oxoniumionen gestiegen ist. Beim Erhitzen der Lösung erfolgt Grünfärbung, da das Gleichgewicht der Reaktionen (1) bis (3) unter Verminderung der Oxoniumionen-Konzentration verschoben wird. Kohlenstoffdioxid entweicht aus der Lösung. Wird dieser Ansatz gekühlt, so verschiebt sich das Gleichgewicht in die entgegengesetzte Richtung zu Gunsten der Bildung von Oxonium-Ionen.

Allgemein nimmt die Löslichkeit von Stoffen bei exothermen Lösungsvorgängen mit sinkender Temperatur zu. Da sich Kohlenstoffdioxid, wie die meisten anderen Gase, exotherm in Wasser löst ($\Delta H_{17^\circ\text{C}} = -14,89 \text{ kJ/mol}$ [9, S. 129]), steigt auch hier die Wasserlöslichkeit mit abnehmender Temperatur.

Fazit: Kohlenstoffdioxid weist in den Polarmeeren eine höhere Wasserlöslichkeit auf, als in den Äquatorregionen.

Versuch 5: Druckabhängigkeit der Aufnahme von Kohlenstoffdioxid in Wasser

Die Druckabhängigkeit der Aufnahme von Kohlenstoffdioxid in Wasser kann ebenfalls mit dem Versuchsaufbau aus Versuch 1 demonstriert werden.

Geräte und Chemikalien: s. Versuch 1, Mineralwasser (z. B. Vilsa[®], mit Kohlenstoffdioxid versetzt)

Versuchsdurchführung: Die Säule aus Versuch 1 wird unten mit einem Stopfen verschlossen und vollständig mit kohlenstoffdioxidhaltigem Mineralwasser gefüllt. Der obere Stopfen wird aufgesetzt. Nun wartet man, bis die Gasentwicklung zum Stillstand kommt und entfernt den oberen Stopfen wieder. Nach einiger Zeit wird der obere Stopfen wieder aufgesetzt, man wartet, bis die Gasentwicklung erneut zum Stillstand gekommen ist und entfernt nun den unteren Stopfen.

Beobachtung: Im Rohr steigen Gasblasen auf, die von unten nach oben immer größer werden. Verschließt man das Rohr oben mit dem Stopfen, so wird die Gasblasenbildung geringer und stellt sich bald ganz ein. Entfernt man den oberen Stopfen, so setzt die Gasblasenentwicklung wieder ein und kommt zum Stillstand, wenn der Stopfen wieder aufgesetzt wird. Nach Entfernen des unteren Stopfens steigen erneut Gasblasen im Rohr empor. Setzt man den Stopfen wieder ein, so verringert sich die Gasblasenbildung wieder und wird erneut beobachtet sobald der Stopfen entfernt wird.

Deutung: Im verschlossenen Rohr stellt sich die Gasblasenentwicklung ein, bis das Kohlenstoffdioxid der Gasphase mit dem in der Lösung im Gleichgewicht steht. Dabei herrscht in der Gasphase ein Überdruck. Bei Entfernung des oberen Stopfens entweicht dieser Druck und das Gleichgewicht zwischen Gasphase und Lösung wird gestört. Die Gasblasenentwicklung setzt erneut ein.

Durch Entfernen des unteren Stopfens wird durch die Gewichtskraft der Wassersäule ein Unterdruck im Gasraum verursacht (vgl. Versuch 1). Das Gleichgewicht wird auch hier gestört. Dem Unterdruck, der eine Systemänderung darstellt, sucht das System entgegenzuwirken, indem das gelöste Gas in die Gasphase übergeht. Wird der untere Stopfen wieder eingesetzt, nimmt die Gasblasenbildung wieder ab, bis der Gleichgewichtszustand erneut erreicht ist.

Eine Verringerung des Drucks bewirkt also eine vermehrte Freisetzung von Kohlenstoffdioxid. Die Zunahme der Größe der Gasblasen bei ihrem Aufstieg in der Säule deutet ebenfalls auf die Druckabhängigkeit der Aufnahme von Kohlenstoffdioxid in Wasser hin. Dies reicht als eindeutige Erklärung aber nicht aus, da hier auch die allgemeine Freisetzung von Kohlenstoffdioxid auf dem Weg nach oben von Bedeutung ist.

Fazit: Kohlenstoffdioxid ist in der Tiefsee besser löslich als im Oberflächenwasser, da dort ein höherer Druck herrscht.

Zusammenfassend lässt sich sagen, dass die Aufnahme von Kohlenstoffdioxid in Wasser von den Faktoren pH-Wert, Temperatur und Druck abhängig ist. Somit wird verständlich, warum der Kohlenstoffdioxid-Gehalt in Polnähe und im Tiefenwasser besonders hoch ist. Um weitere Mechanismen deuten zu können, die auf das Kohlenstoffdioxid-Absorptionsvermögen der Ozeane Einfluss nehmen, muss die Struktur der Ozeane näher betrachtet werden.

2.3 Die thermohaline Schichtung des Ozeans

Aufgrund der unterschiedlichen Temperatur- und Salzgehaltverhältnisse im Ozean kommt es zur Ausbildung von sogenannten *thermohalinen Schichten*. So ist die Oberflächenschicht des Ozeans durch die Sonne aufgewärmt und reicht lediglich bis in Tiefen zwischen 10 und 300 Metern. Da diese wärmere Oberflächenschicht auf einer kälteren, salzhaltigen Schicht ruht, die somit eine höhere Dichte aufweist, ist ein Stoffaustausch zwischen diesen Schichten nur äußerst bedingt möglich. Kohlenstoffdioxid gelangt auf diesem Wege kaum in tiefere Ozeanbereiche. Im Folgenden wird ein Modellexperiment beschrieben, mit dem die thermohaline Schichtung des Ozeans demonstriert werden kann. Ähnliche Experimente werden in [10] und [11] beschrieben.

Versuch 6: Modellexperiment zur thermischen Schichtung des Ozeans

Geräte und Chemikalien: Glaswanne (29 cm × 15,5 cm × 15,5 cm), Becherglas (1000 ml), Heizrührer, Haushaltsmessbecher (1000 ml), Gartenfolie (z. B. Abdeckplane »extra stark«, Firma Lux), Fön, Leitungswasser, 50 Eiswürfel, Methylenblau

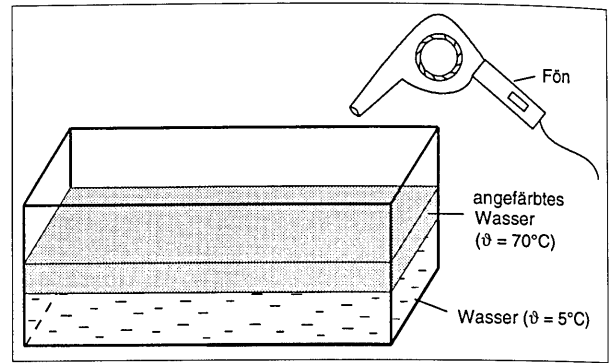


Abb. 4. Modellexperiment zur thermischen Schichtung

Durchführung: Drei Liter Leitungswasser werden in die Glaswanne gefüllt und ungefähr 50 Eiswürfel werden hinzugegeben, bis die Temperatur der Lösung ca. 5°C beträgt. In einem Becherglas wird ein Liter Wasser auf eine Temperatur von 70°C erhitzt. Das Wasser wird mit Methylenblau angefärbt. Auf die stark gekühlte Wasserschicht in der Glaswanne legt man die zurechtgeschnittene Gartenfolie und schichtet die heiße, farbige Lösung langsam darüber. Danach wird die Folie vorsichtig herausgezogen. Mit Hilfe eines Föns wird nun versucht, die beiden Wasserschichten zu vermischen (Abb. 4).

Beobachtung: Die warme, farbige Schicht ruht auf der kalten Schicht. Die Schichten bleiben auch dann stabil, wenn mit dem Fön eine Verwirbelung der oberen Schicht hervorgerufen wird.

Auswertung: Das warme Wasser hat eine geringere Dichte als das kalte Wasser. Es kommt zur Ausbildung einer stabilen Schichtung. Die Dichtedifferenz ist so groß, dass es auch mit dem Fön nicht gelingt, die Schichten zu durchmischen.

Dieses Modellexperiment stellt die thermische Schichtung zweier Wasserkörper dar. Zur Demonstration der thermohalinen Schichtung der Ozeane kann die untere, kalte Schicht mit Salzwasser versetzt werden. Es ist aber sicher zunächst überraschender, dass auch lediglich mit Hilfe der Temperaturdifferenz eine stabile Schichtung erreicht werden kann. Für einen Einsatz im Unterricht schlagen wir daher vor, das Experiment wie beschrieben durchzuführen und in der Diskussion das Ergebnis auf die thermohaline Schichtung zu erweitern.

Die thermohaline Schichtung unterbindet den Stofftransport in die unteren Schichten des Ozeans. Dennoch sind über 95% des Kohlenstoffdioxids im Mittel- und Tiefenwasser des Ozeans zu finden. Da der Stofftransport in diese Tiefen nicht durch bloße Diffusion erfolgen kann, müssen weitere Vorgänge existieren, die das Kohlenstoffdioxid in die Tiefsee transportieren. Zwei dieser Prozesse sind unter dem Namen *biologische* und *physikalische Kohlenstoffpumpe* bekannt.

Literatur

- [1] W. ASSELBORN et. al.: Chemie heute – Sekundarbereich II. – Hannover: Schroedel 1998.
- [2] W. JANSEN et. al: Reaktionskinetik und chemisches Gleichgewicht. – Köln: Aulis 1984.

- [3] I. PARCHMANN - B. RALLE - R. DEMUTH: Chemie im Kontext. - MNU 53 (2000) Nr. 3, 132-137.
- [4] A. C. DUXBURY - A. B. DUXBURY: An Introduction to the World's Oceans. 5. Aufl. - Dubuque: Wm. C. Brown Publishers 1997.
- [5] D. W. SCHINDLER: Carbon Cycling. The mysterious missing sink. - Nature 398 (1999) Nr. 6723, 105-107.
- [6] HOLLEMANN - WIBERG: Lehrbuch der Anorganischen Chemie. 91. - 100. Aufl. - Berlin: Walter de Gruyter 1985.
- [7] A. PASCHMANN - T. DE VRIES - M. STEINMANN - I. PARCHMANN: Die Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid in Wasser. - CHEMKON (im Druck).
- [8] T. TAKAHASHI, et. al.: Global air-sea flux of CO₂: An estimate based on measurements of sea-air pCO₂ difference. - <http://ads.smr.uib.no/jgofs/images/Maps/co2flux.html>
- [9] K. v. BACZKO: Gmelin Handbuch der anorganischen Chemie. Kohlenstoff Teil C 3. - Weinheim: Verlag Chemie 1973.
- [10] K. IMBERG - P. POHL - P. SEIFERT: Die haline Schichtung der Ostsee. Modellversuch für den Unterricht in der Sekundarstufe II (12. Schülerjahrgang). - Unterricht Biologie 4 (1980) Nr. 43, 36-41.
- [11] H. TIEMANN: Ökosystem Antarktis. Unterrichtsmodell für die Sekundarstufe II. - Unterricht Biologie 15 (1991) Nr. 169, 45-50.

Zur Diskussion gestellt

Dr. ANJA SCHOSTER und
Prof. Dr. STEFAN VON AUFSCHNAITER,
Institut für Didaktik der Physik,
Universität Bremen, Postfach 33 04 40,
28334 Bremen

Schüler lernen Elektrostatik, und der Lehrer schaut zu!

Am Institut für Didaktik der Physik der Universität Bremen ist eine Elektrostatik-Unterrichtseinheit entwickelt worden, die Schülern die Möglichkeit bietet, selbstständig zu experimentieren und dabei wichtige Phänomene der Elektrostatik zu entdecken. Sie werden nur durch Aufgabenkarten angeleitet, Experimente durchzuführen und Beobachtungen zu notieren. Der Kartensatz ist so angelegt, dass die Schüler durch die Experimente und die systematische Variation einzelner Versuchsparameter auch selbstständig zu einer Erklärung der beobachteten Phänomene gelangen. Durch diese Gestaltung der Unterrichtseinheit ist eigentlich keine Lehrkraft zur Unterstützung erforderlich.

1 Einleitung

In der von uns entwickelten Elektrostatik-Unterrichtseinheit sollen die Schüler insgesamt 50 ganz überwiegend experimentelle Aufgaben be-

arbeiten. Die Aufgaben haben eine feste Reihenfolge und sind nach zunehmender Kompliziertheit geordnet. Jede Aufgabe steht auf einer Karte, auf der auch jeweils Platz für das Aufschreiben von Beobachtungen oder Erklärungen vorgesehen ist. Die Schüler bearbeiten die Aufgabenkarten eigenständig ohne weiteres Eingreifen des Lehrers und können durch die Karten auch Erklärungen zu den beobachteten Phänomenen entwickeln. Dieses im Gegensatz zu »normalem« Physikunterricht eher ungewöhnliche Design einer Unterrichtseinheit erhöhte bei den von uns untersuchten Schülerinnen und Schülern die Bereitschaft, sich mit der Physik, hier der Elektrostatik, und ihren Phänomenen zu beschäftigen. Insbesondere neue und für sie überraschende Versuchsausgänge wirkten auf die Schüler motivierend.

Die Erprobungen des Materials fanden bisher allerdings nur im »Labor« statt. Das heißt: jeweils drei Schülerinnen und Schüler arbeiten in einem Raum, beobachtet von einer Videokamera und einem »stummen« Versuchsleiter. Wir können uns jedoch sehr gut vorstellen, dass die im Folgenden vorgestellte Unterrichtseinheit auch im Unterricht erprobt werden kann, insbesondere im Rahmen der zweiten Phase der Lehrerbildung, für handlungsorientierten oder Projektunterricht.

2 Theoretische Vorbemerkung

Wir untersuchen seit etwa zehn Jahren, wovon im Detail Lernen abhängt. Dazu haben wir eine Theorie entwickelt, die vorhersagt, dass Bedeutungen (Wissen) von den Schülerinnen und Schülern immer selbst entwickelt werden, und dass ihnen dies nur gelingt, wenn sie zunächst sehr konkrete Aufgaben bearbeiten können und erst danach gefordert sind, abstrakte Beschreibungen oder Erklärungen zu »produzieren« (s. [1], [2]). Schüler müssen also (so eine Vorhersage unserer Theorie) immer zunächst die Möglichkeit erhalten, mit konkreten Objekten selbst handelnd umzugehen. Nur durch eigenes Manipulieren (Operieren) mit Objekten können sie auf bestimmte (z. B. physikalische) Objektmerkmale fokussieren und dabei zunehmend häufiger diese Objekte aufgrund für bestimmte (z. B. elektrostatische) Kontexte wichtiger Objektmerkmale zu Objektklassen zusammenfassen. Diese Objektmerkmale werden dann zu Eigenschaften dieser Objektklassen (z. B.: *Es gibt die gemeinsame Eigenschaft bzw. den Begriff »negativ geladen« für im Übrigen ganz unterschiedliche Objekte*). Erst wenn Schüler sicher bestimmte Eigenschaften zu Objektklassen erzeugen können, sind sie in der Lage, diese Eigenschaften miteinander zu verbinden (ohne dabei an alle möglichen anderen Merkmale von Objekten denken