

Das andere CO<sub>2</sub>-Problem

---

# OZEANVERSÄUERUNG

Acht Experimente für Schüler und Lehrer





## Ozeanversauerung – das andere CO<sub>2</sub>-Problem

Die Ozeane bedecken mehr als zwei Drittel des Planeten Erde. Ihr Wasser nimmt etwa ein Drittel des von Menschen produzierten Kohlendioxids (CO<sub>2</sub>) auf. So verbleibt eine geringere Menge dieses Klimagases in der Atmosphäre – die globale Erwärmung wird verlangsamt. Doch im Meer reagiert das Kohlendioxid zu Kohlensäure. Das Wasser wird saurer und damit zu einer Gefahr für große und kleine Lebewesen. Diese Broschüre erklärt Schülern anhand verschiedener Experimente chemische Abläufe, die der Ozeanversauerung zu Grunde liegen, und regt zum Nachdenken an.

Seit der industriellen Revolution Mitte des 19. Jahrhunderts haben wir Menschen durch die Verbrennung fossiler Energieträger wie Kohle, Erdgas und Erdöl rund 440 Milliarden Tonnen Kohlendioxid (CO<sub>2</sub>) in die Atmosphäre entlassen – das entspricht 440 Millionen Flügen von Deutschland nach Australien und zurück!

Pflanzen verarbeiten dieses unsichtbare und geruchlose Gas bei der Photosynthese zu Sauerstoff. Auch das Meer bindet als so genannte „CO<sub>2</sub>-Senke“ Kohlendioxid. Es nimmt mehr als ein Drittel des von Menschen produzierten Kohlendioxids auf. Gäbe es diese natürlichen Speicher auf unserem Planeten nicht, würde er sich viel stärker und viel schneller erwärmen als wir es heute bereits feststellen. Denn Kohlendioxid ist ein gefährliches Treibhausgas: Gelangt es in die Atmosphäre, reflektiert es dort von der Erde abgestrahlte Wärme – das Klima heizt sich auf.

Die Ozeane bremsen diese globale Erwärmung. Doch das CO<sub>2</sub> aus der Atmosphäre reagiert im Meer mit dem Wasser zu Kohlensäure. Als Folge davon sinkt der pH-Wert des Wassers – es wird saurer.

Experimente und Modellrechnungen zeigen eindeutig, dass steigende Kohlendioxid-Konzentrationen und die damit einhergehende Versauerung der Ozeane Folgen für das Leben im Meer haben. So können sich Korallen, Seeigel, Muscheln und Schnecken, aber auch kleinere Organismen, die ihre Skelette und Schalen aus Kalk aufbauen, im saureren Wasser nicht mehr wie bisher entwickeln. Im Südpolarmeer haben Forscher bereits Plankton entdeckt, dessen Schalen 35 Prozent leichter sind als Vergleichsfunde aus Sedimentkernen aus der Zeit vor der Industrialisierung. Diese winzigen Lebewesen sind als erstes von der Ozeanversauerung betroffen. Sie stehen an der Basis der Nahrungskette und sind Futter für Fische und andere größere Tiere. Außerdem bestimmt ihr Stoffwechsel wichtige chemische Abläufe im Ozean. Diese Systeme geraten durch die Ozeanversauerung aus dem Gleichgewicht. Noch ist unklar, was dies für unser Klima und unsere Umwelt bedeutet. Deshalb arbeiten Wissenschaftler mit Hochdruck daran, den Prozess der Ozeanversauerung besser zu verstehen und seine Auswirkungen besser abzuschätzen.

Die Experimente in dieser Broschüre helfen Kindern und Jugendlichen, die Grundlagen der Ozeanversauerung genauer zu erfassen. In der ersten Hälfte sind alle acht Experimente ausführlich erklärt. Lehrer finden hier Informationen zur Vorbereitung und zum Verlauf der Experimente sowie Antworten auf eventuelle Fragen. Ab Seite 52 sind alle Experimente als Arbeitsbögen für Schüler aufbereitet. Auf der DVD auf der letzten Seite der Broschüre sind diese Bögen als Druckvorlagen enthalten. Außerdem beinhaltet die DVD zwei Filme zum Thema.

Im ersten Experiment erforschen Schüler, wie Kohlendioxid von der Luft ins Wasser und vom Wasser in die Luft gelangt und welchen Einfluss die Temperatur auf diese Prozesse hat. Eine Indikatorlösung im Wasser zeigt ihnen, wie sich der pH-Wert dabei abhängig vom CO<sub>2</sub>-Gehalt ändert. Anschließend erfahren sie, dass vor allem die Grenzschicht versauert, an der Atmosphäre und Ozean aufeinander treffen, und dass saureres Oberflächenwasser erst später durch Konvektion in tiefere Schichten gelangen kann.

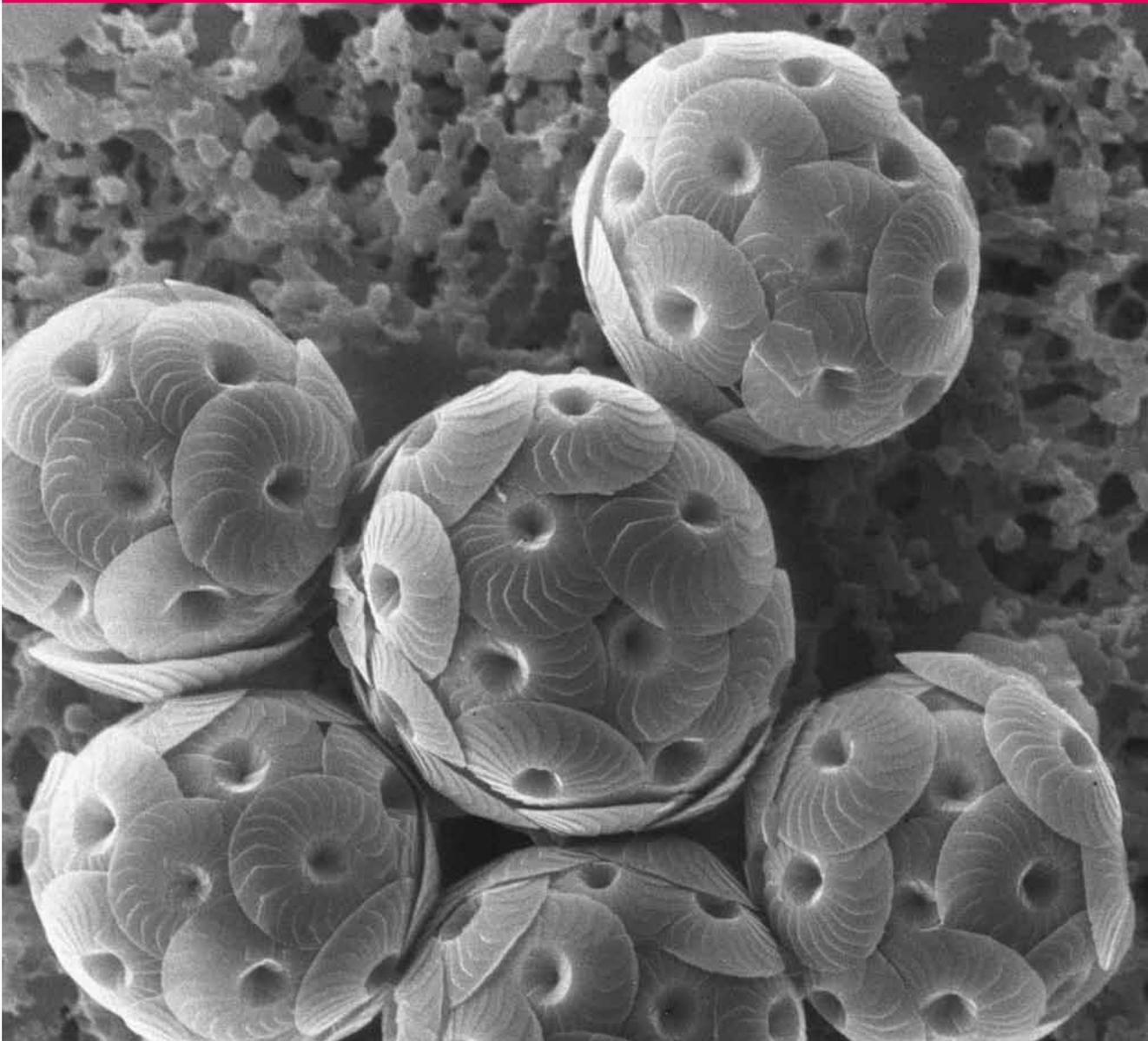
Doch in welche Richtung wandert das Kohlendioxid hauptsächlich? Dass sich die Moleküle immer dorthin bewegen, wo ein geringerer Partialdruck herrscht – die Konzentration also geringer ist – führt Experiment Nummer drei vor Augen: Auch, wenn der Ozean in einigen wärmeren Regionen  $\text{CO}_2$  abgibt, so führt die Hauptrichtung jedoch von der Atmosphäre ins Meer.

Insgesamt nimmt der Ozean an den Polen mehr Kohlendioxid auf als tropische und subtropische Meere, wie ein weiteres Experiment mit warmem und kaltem Wasser zeigt. Allein aufgrund ihrer Temperaturen sind Arktis und Antarktis also besonders von der Ozeanversauerung betroffen. Forscher gehen davon aus, dass die Wasseroberfläche in einigen polaren Regionen bereits 2018 korrosiv sein wird, so dass sich kalkbildende Organismen auflösen.

Wie das Meerwasser im Gegensatz zum Süßwasser von Seen und Flüssen auf den steigenden Kohlendioxid-Eintrag reagiert, zeigt das fünfte Experiment. Je mehr Salz das Wasser enthält, desto langsamer sinkt sein pH-Wert. Die so genannte „Pufferfunktion“ des Meerwassers hängt also von seinem Salzgehalt ab. Doch der Puffer ist nicht grenzenlos – selbst das salzigste Meer wird allmählich saurer.

## heute

Die Coccolithophoride *Calcidiscus* heute...



Im Wasser gelöstes Kohlendioxid bildet im Ozean zusammen mit Hydrogenkarbonat-Ionen ( $\text{HCO}_3^-$ ) und Karbonat-Ionen ( $\text{CO}_3^{2-}$ ) ein großes Kohlenstoffreservoir – von Forschern DIC genannt. Die drei Buchstaben stehen für „dissolved inorganic carbon“, gelöster anorganischer Kohlenstoff. Weitaus geringere Mengen an Kohlenstoff liegen in Form von gelösten organischen Verbindungen – dissolved organic carbon, DOC – vor.

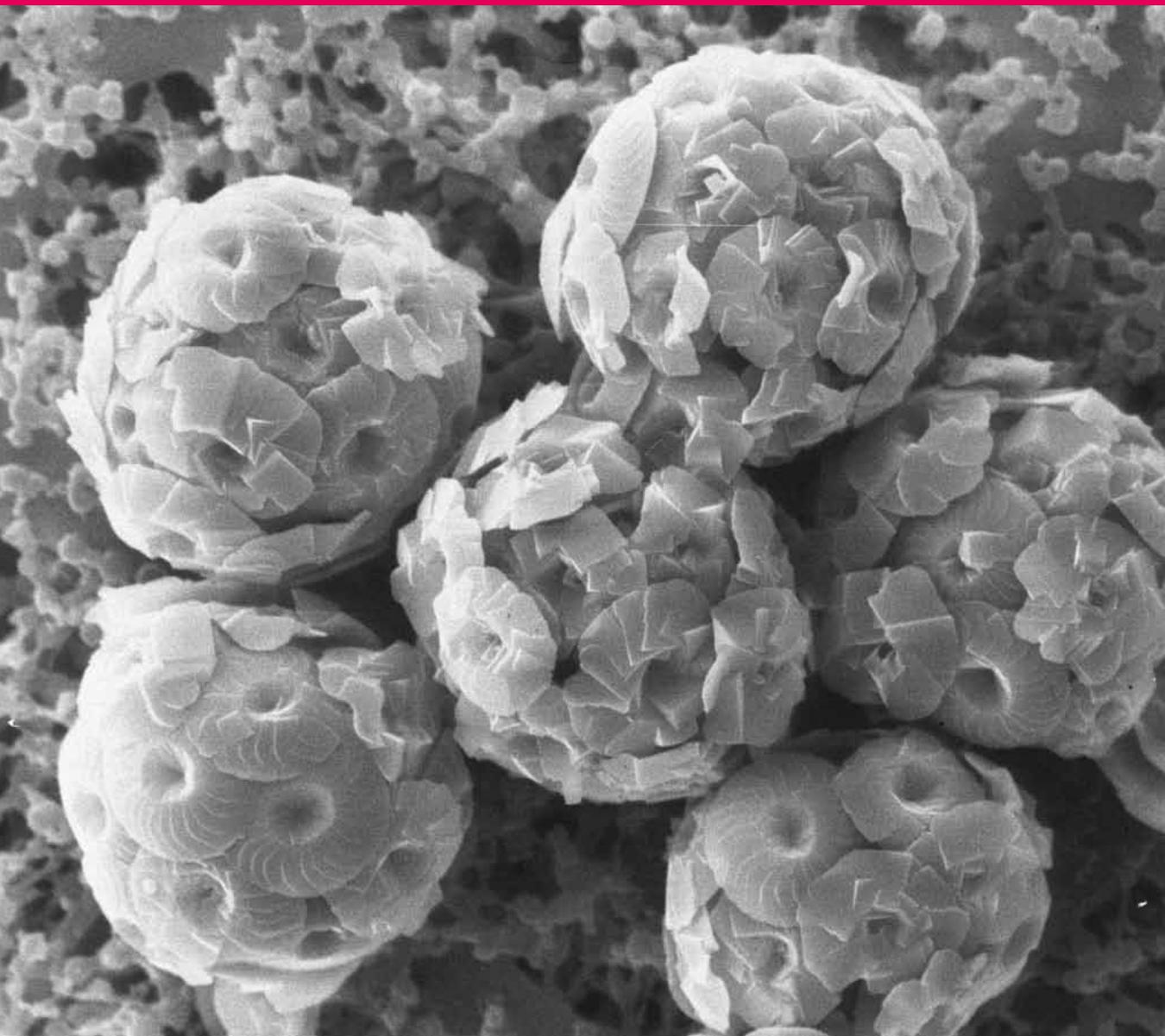
Welchen pH-Wert das Meerwasser besitzt, bestimmt die Konzentration von Kohlendioxid, Hydrogenkarbonat und Karbonat. So führt das sechste Experiment etwas tiefer in die Meereschemie und die pH-Regulation ein.

Wie an Land, findet auch im Ozean Photosynthese statt: Marine Mikroalgen, einzellige Pflanzen, die mit bloßem Auge kaum auszumachen sind, verarbeiten Kohlendioxid oder lagern es in ihren Kalkschalen und -skeletten ein. Dies zeigt ein Experiment mit der Mikroalge *Dunaliella* sp. in Meerwasser.

Schließlich erforschen die Schüler den  $\text{CO}_2$ -Haushalt ihrer Umgebung. Wie viel Kohlendioxid enthält die Luft in ihrem eigenen Klassenzimmer? Welche Faktoren sorgen dafür, dass mehr  $\text{CO}_2$  entsteht, und welche können den  $\text{CO}_2$ -Gehalt verringern? Vielleicht regt das letzte Experiment dazu an, nachzudenken, welche unserer Handlungen noch mehr Kohlendioxid in die Atmosphäre trägt und wie wir helfen können, das gefährliche Klimagas einzusparen?

# 2100

...und unter Lebensbedingungen, die für das Jahr 2100 angenommen werden. Diese Mikroskopaufnahme zeigt deutlich, wie die Kalkschale der Alge unter der Ozeanversauerung leidet.



## Ein bisschen Chemie

Für den Prozess der Ozeanversauerung sind zwei Reaktionen besonders wichtig, die gleichzeitig ablaufen können:

1. Die Entstehung von Kohlensäure und die anschließende Freisetzung von Wasserstoff-Ionen:



2. Die Reaktion zwischen Karbonat-Ionen, CO<sub>2</sub> und Wasser, bei der Hydrogenkarbonat-Ionen entstehen:



Diese Reaktionen lassen nicht nur das Wasser saurer werden, sondern sorgen auch dafür, dass die Anzahl der Karbonat-Ionen sinkt. Doch genau diese benötigen kalkbildende Organismen wie Muscheln und Korallen, um ihre Schalen und Skelette aufzubauen.

## Der pH-Wert

Der pH-Wert gibt an, wie sauer oder basisch (alkalisch) eine Flüssigkeit ist. Sie richtet sich nach der Konzentration der Wasserstoff-Ionen in einer wässrigen Lösung. Mit steigenden pH-Werten fällt die Anzahl der Wasserstoff-Ionen, mit fallenden steigt sie. Reines Wasser hat einen pH-Wert von 7. Niedrigere Werte werden als sauer bezeichnet, höhere als basisch. Meerwasser hat zurzeit einen pH-Wert zwischen 7,8 und 8,5 und gilt darum als leichte Base. Da die pH-Werte auf einer logarithmischen Skala beruhen, entspricht eine Änderung von pH 8 auf pH 7 einer Verzehnfachung des Säuregehaltes. Ändert sich der pH-Wert einer Flüssigkeit von pH 7 auf pH 6, sind zehn Mal so viele zusätzliche Wasserstoff-Ionen enthalten wie bei einer Änderung von pH 8 auf pH 7.

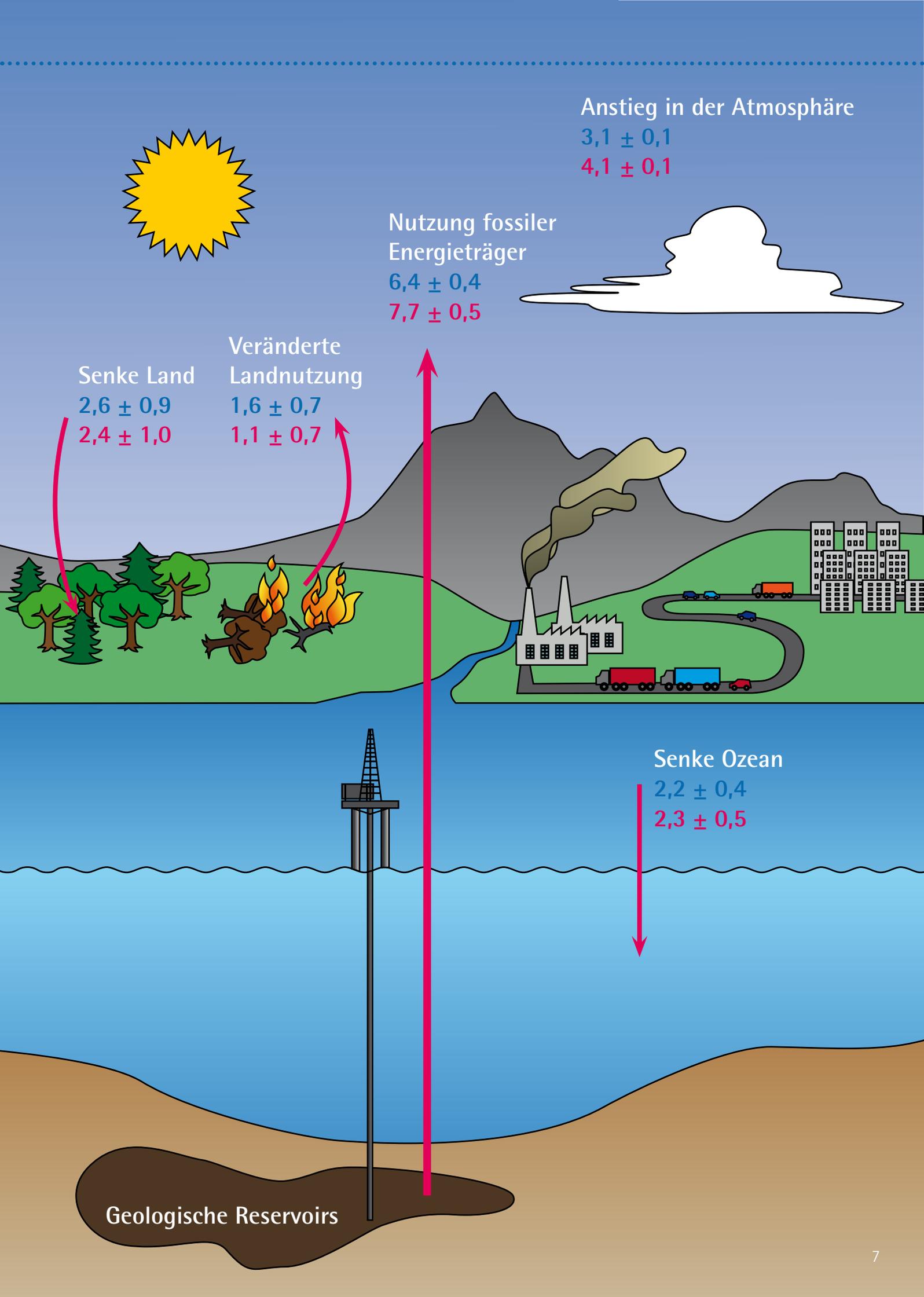
## Tipp: Meerwasser herstellen

Die Experimente werden zum Teil mit Meerwasser durchgeführt. Sollte kein Meerwasser verfügbar sein, lässt sich dieses leicht mit einer Salzmischung aus der Zoohandlung hergestellen. Dabei sollte ein Salzgehalt von 35 erreicht werden.

Jedes Wasser, das für die Experimente verwendet wird – also frisch angemischtes „Meerwasser“, Leitungswasser oder destilliertes Wasser – sollte über Nacht in einem offenen Behälter stehen, damit sich sein Kohlendioxidgehalt mit dem der Umgebungsluft angleichen kann. Sofern in den Anleitungen nicht anderes beschrieben, sollte das für die Experimente verwendete Wasser immer Raumtemperatur haben.

Wissenschaftler geben den Salzgehalt inzwischen ohne Maßeinheit an – das Maß psu (practical salinity units) wird nicht mehr verwendet. Auch die ältere Einheit Promille ist nicht mehr im Gebrauch. Ein Salzgehalt von 35 entspricht 35 Gramm Salz pro Liter Wasser.

Abbildung rechts: Das globale Kohlendioxid-Budget für die Jahre 1990 bis 2000 (blau) und 2000 bis 2009 (rot), angegeben in Gigatonnen pro Jahr. Durch Entwaldung und andere Veränderungen in der Landnutzung, durch die Nutzung fossiler Energieträger oder durch die Zementproduktion wird Kohlendioxid (CO<sub>2</sub>) an die Atmosphäre abgegeben. Der CO<sub>2</sub>-Gehalt in der Atmosphäre steigt. Pflanzen an Land und der Ozean nehmen als so genannte „Senken“ einen Teil des CO<sub>2</sub> auf.



Anstieg in der Atmosphäre

$3,1 \pm 0,1$

$4,1 \pm 0,1$

Nutzung fossiler  
Energieträger

$6,4 \pm 0,4$

$7,7 \pm 0,5$

Veränderte  
Landnutzung

$1,6 \pm 0,7$

$1,1 \pm 0,7$

Senke Land

$2,6 \pm 0,9$

$2,4 \pm 1,0$

Senke Ozean

$2,2 \pm 0,4$

$2,3 \pm 0,5$

Geologische Reservoirs



## Der Gasaustausch zwischen Meer und Atmosphäre

Die Weltmeere tauschen an ihren Oberflächen Gase wie Sauerstoff und Kohlendioxid (CO<sub>2</sub>) mit der Atmosphäre aus. Dies geschieht an der Grenzschicht, in der Luft und Wasseroberfläche aufeinander treffen. Neben der Temperatur bestimmen der jeweilige Druck des CO<sub>2</sub> und chemische Reaktionen zwischen bereits gelöstem Kohlendioxid mit anderen gelösten Stoffen im Wasser, wie viel CO<sub>2</sub> das Meer dabei aufnehmen kann. Auch verschiedene biologische und physikalische Prozesse entscheiden über Freisetzung oder Aufnahme von CO<sub>2</sub>.

Dieses Experiment zeigt, wie Gase von der Luft ins Wasser oder vom Wasser in die Luft gelangen, wie dabei ein Ausgleich zwischen Luft und Wasser stattfindet, wie sich dabei der pH-Wert des Wassers ändert und welchen Einfluss die Temperatur auf diese Prozesse hat. Dabei erfahren die Schüler, dass die Ozeane in der warmen Zone rund um den Äquator CO<sub>2</sub> abgeben, während die kalten Polarmeere besonders viel CO<sub>2</sub> aufnehmen.

# Experiment 1

## Information

<b>Vorbereitungszeit:</b>	10 Minuten
<b>Dauer:</b>	10 Minuten für den Aufbau, 1 Stunde für die Beobachtung
<b>Geeignete Altersgruppe:</b>	10 bis 14 Jahre
<b>Anwendung:</b>	Physik- oder Chemieunterricht, außerschulische Aktivität
<b>Dauer Datenanalyse und Diskussion:</b>	20 Minuten
<b>Erforderliches Vorwissen:</b>	Faktoren, die die Löslichkeit von Gasen beeinflussen
<b>Schwierigkeitsgrad:</b>	Einfach
<b>Sicherheitshinweis:</b>	Obwohl die Indikatorlösung ungiftig ist, sollten die Schüler ausschließlich Luft in die Flaschen hineinblasen und die Flüssigkeit nicht ansaugen.

## Material

- 3 gleich große Flaschen oder Kolben (beliebige Größe, beliebiges Material)
- 3 Messbecher oder Trinkgläser, in die die Flaschen hineinpassen
- 1 Trinkhalm
- 1 Pipette
- Universalindikator (McCrumb)
- Wasser: Destilliertes Wasser, Leitungswasser oder Meerwasser sind geeignet
- Heißes Wasser
- Eiswürfel

## Versuchsablauf



Abbildung 1: Flaschen mit destilliertem Wasser und McCrumb Indikatorlösung



Abbildung 2: Mit der Atemluft wurde  $\text{CO}_2$  hinzugefügt. Die gelbe Farbe bedeutet, dass das Wasser saurer geworden ist.



Abbildung 3: Die geöffneten Flaschen stehen in Wasserbädern mit verschiedenen Temperaturen.

**1.** Füllen Sie die Flaschen zur Hälfte mit Wasser. Verwenden Sie dabei entweder nur destilliertes Wasser, nur Leitungswasser oder nur Meerwasser. Geben Sie mit der Pipette genügend Indikatorlösung hinzu, sodass das Wasser in allen Flaschen denselben Grünton hat. Die Menge der zugegebenen Indikatorlösung hängt von der verwendeten Wassermenge ab.

**2.** Atemluft enthält Kohlendioxid. Blasen Sie darum mit dem Trinkhalm Luft in die Flaschen, bis die Farbe von grün zu gelb wechselt. Dies bedeutet, dass sich der pH-Wert des Wassers von basisch zu sauer gewandelt hat. Fügen Sie so lange Luft hinzu, bis sich die Farbe nicht mehr ändert.

**3.** Füllen Sie das erste Becherglas zur Hälfte mit Wasser in Raumtemperatur, das zweite mit heißem Wasser und das dritte mit Wasser und einigen Eiswürfeln.

**4.** Stellen Sie je eine Flasche geöffnet in eines der Bechergläser und beobachten Sie die Veränderung der Wasserfarbe in den Flaschen. Je nach der Temperatur des jeweiligen Wasserbads, kann es bis zu einer Stunde dauern, bis die Veränderung sichtbar wird.

## Ergebnisse

1. Hat sich die Farbe des Wassers in den drei Flaschen geändert?
2. Was bedeutet die Farbveränderung?

## Anmerkungen

1. Das Wasser in der Flasche, die im heißen Wasserbad platziert wurde, hat sich allmählich von gelb zu grün verfärbt. Das bedeutet, dass gelöstes  $\text{CO}_2$  zurück in die Luft entwichen ist und das Wasser wieder basischer wurde. Dies zeigt einigermaßen deutlich, weshalb das Meerwasser in den niederen Breiten  $\text{CO}_2$  abgibt: In diesen Regionen wird kaltes  $\text{CO}_2$ -reiches Wasser, das neu an die Oberfläche gelangt, erwärmt. So entlässt es  $\text{CO}_2$  in die Atmosphäre.



Abbildung 4: Die Grünfärbung zeigt: Das Wasser in der Flasche im heißen Bad hat bereits wieder  $\text{CO}_2$  abgegeben.

2. Hohe Temperaturen verringern die Löslichkeit von Gasen im Wasser und steigern somit die Freisetzung von gelösten Gasen in die Atmosphäre. In kaltem Wasser löst sich dagegen eine größere Menge an Gas. Der arktische und antarktische Ozean kann also viel mehr Kohlendioxid aufnehmen als die Meere in Äquatornähe. Dort werden Gase schneller wieder an die Atmosphäre abgegeben.

### Weitere Experimente

1. Vergleichen Sie die Unterschiede im Versuchsverlauf bei Verwendung von destilliertem Wasser, Leitungswasser und Meerwasser. Destilliertes Wasser wird sich stärker gelb färben als Leitungswasser und Meerwasser, da diese Kalziumkarbonat (Kalk) enthalten, das eine Pufferfunktion übernimmt.
2. Um den Einfluss der Größe der Fläche festzustellen, an der die Wasseroberfläche Kontakt zur Luft hat, können Flaschen oder Container mit verschiedenen Durchmessern verwendet werden. Nehmen Sie dabei für alle Behälter dieselbe Wassermenge. Beobachten Sie die Geschwindigkeit des Farbwechsels. Im Behälter mit dem größeren Durchmesser, der gleichzeitig auch eine geringere Tiefe besitzt, wird sich die Farbe schneller wieder zum Grün ändern. Nach diesem Experiment können Sie die Schüler darauf hinweisen, dass der Ozean 71 Prozent der Erde bedeckt und damit eine riesige Fläche für den Austausch von  $\text{CO}_2$  bietet.



## Versauerung an der Grenzschicht zwischen Ozean und Atmosphäre

In Seen, Flüssen oder im Meer gibt es einen ständigen Gasaustausch zwischen der Luft und der Wasseroberfläche. Je nach Temperatur und der Menge des bereits gelösten Kohlendioxids ( $\text{CO}_2$ ) nimmt das Wasser entweder  $\text{CO}_2$  aus der Atmosphäre auf oder gibt es an die Atmosphäre ab. Aufgenommenes Kohlendioxid kann mit dem Oberflächenwasser in tiefere Schichten transportiert werden, wenn das Wasser an der Oberfläche durch Abkühlung schwerer als das darunter liegende Wasser wird – dann ist vom Ozean als „Kohlenstoffsene“ die Rede. Geschieht dies nicht, bleibt gelöstes Gas an der Wasseroberfläche, wo ein Ausgleich mit der Atmosphäre stattfindet.

Dieses Experiment veranschaulicht den Gasaustausch an der Grenzschicht zwischen Wasser und Luft. Außerdem wird deutlich, wie die Temperatur die Abläufe beeinflusst. Beobachtungen aus dem Versuch lassen sich zu den Prozessen in Verbindung bringen, die an der Schnittstelle zwischen Ozean und Atmosphäre ablaufen.

# Experiment 2

## Information

<b>Vorbereitungszeit:</b>	15 Minuten
<b>Dauer:</b>	15 Minuten
<b>Geeignete Altersgruppe:</b>	10 bis 14 Jahre
<b>Anwendung:</b>	Physik- oder Chemieunterricht, außerschulische Aktivität
<b>Dauer Datenanalyse und Diskussion:</b>	15 Minuten
<b>Erforderliches Vorwissen:</b>	Säure-Basen-Reaktion, Verwendung von Indikatoren
<b>Schwierigkeitsgrad:</b>	Einfach
<b>Sicherheitshinweis:</b>	Da mit Kerzen gearbeitet wird, sollte dieses Experiment unter Aufsicht eines Erwachsenen durchgeführt werden

## Material

6 Salatschüsseln mit demselben Durchmesser  
 Destilliertes Wasser in Raumtemperatur  
 Gefrorenes destilliertes Wasser (Eiswürfel)  
 12 weiße Schwimmkerzen oder Teelichter  
 Streichhölzer  
 Weiße Unterlage (Papier, Küchentuch oder -papier, usw.)  
 Universalindikator (McCrumb)  
 Pipette

Um Material zu sparen, können die einzelnen Teile des Experiments auch nacheinander durchgeführt werden. In diesem Fall werden nur zwei gleich große Salatschüsseln und vier Schwimmkerzen benötigt.

## Versuchsablauf



Abbildung 1: Schüssel mit grün gefärbtem Wasser.



Abbildung 2: Vier brennende Kerzen schwimmen in der Schüssel mit grün gefärbtem Wasser.

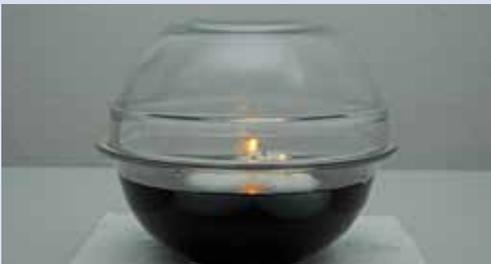


Abbildung 3 und 4. Die Schüssel mit den brennenden Kerzen ist mit einer zweiten Schüssel abgedeckt. Nach einigen Minuten erlöschen die Kerzen.

1. Platzieren Sie drei Salatschüsseln auf der weißen Unterlage. Füllen Sie sie mit derselben Menge destilliertem Wasser. Diese Schüsseln sollen drei Ozeane darstellen. Kühlen Sie den Inhalt einer Schüssel, indem Sie Eiswürfel hinzugeben. Wichtig: Alle drei Schüsseln sollen gleich hoch, etwa zu drei Vierteln, gefüllt sein. Geben Sie in jede Schüssel gleich viel Universalindikator, bis das Wasser den gleichen dunklen Grünton annimmt.

2. Entzünden Sie acht Schwimmkerzen und setzen Sie je vier auf das Wasser in zwei der Schüsseln. Die nicht brennenden vier Kerzen sollen in der dritten Schüssel schwimmen, die als Kontrolle dient. Decken Sie die drei Schüsseln mit den übrigen drei Schüsseln ab. Achten Sie darauf, dass sich die Schüler die Farbe des Wassers zu Beginn des Experiments merken – vor allem an der Grenzschicht zwischen Luft und Wasser.

3. Beobachten Sie, wie die Kerzen erlöschen, und wie sich die Farbe in den Schüsseln verändert. Dies ist besonders gut an der Grenze zwischen Wasser und Luft zu sehen. Erläutern Sie den Schülern gegebenenfalls, dass die Kerzen den Sauerstoff unter der Glashaube aufgebraucht haben und darum nicht länger brennen können, und dass sie beim Brennen Kohlendioxid freisetzen.

## Ergebnisse

1. Welche Farbveränderung haben Sie festgestellt? Was bedeutet sie?
2. Wo findet die Farbveränderung statt? Hat das gesamte Wasser in der Schüssel seine Farbe gewechselt? Was bedeutet dies übertragen auf die Ozeane?
3. In welcher Schüssel war die Farbveränderung besonders deutlich? Wie lässt sich dies erklären?

## Anmerkungen

1. Der Farbwechsel von grün zu gelb (und die Veränderung des pH-Werts von basisch zu sauer) tritt nur an der Oberfläche des Wassers auf, die direkten Kontakt zur darüber liegenden Luft hat. Das Kohlendioxid, das die Kerzen beim Verbrennen produzieren, löst sich in der oberen Wasserschicht und macht diese saurer. Weil in der Kontroll-Anordnung kein zusätzliches  $\text{CO}_2$  durch brennende Kerzen produziert wurde, sollte sich die Farbe in dieser Schüssel nicht geändert haben.
2. Steht die Schüssel unbewegt, bleibt das saurere, gelb gefärbte Wasser an der Oberfläche und verteilt sich nicht ohne Weiteres in das Wasser weiter unten. Im Ozean wird das an der Oberfläche gelöste  $\text{CO}_2$  tatsächlich nur aus der Atmosphäre entzogen, wenn es durch Konvektionsströmungen in die tieferen Schichten transportiert wird.
3. Das gekühlte Wasser in einer Schüssel sollte deutlicher gelb gefärbt sein, weil sich darin mehr Gase lösen können. Doch weil das Wasser in der ganzen Schüssel dieselbe Temperatur hat, wird das saurere Wasser nicht weiter nach unten transportiert.
4. Dieses Experiment verwendet bewusst destilliertes Wasser, um mit Hilfe des Universalindikators die Veränderung des pH-Werts an der Oberfläche zu zeigen. Meerwasser kann hierfür nicht genutzt werden, weil der Indikator nicht empfindlich genug ist, um auch einen geringen Abfall des pH-Werts anzuzeigen. Die Pufferfunktion des Meerwassers führt dazu, dass sich der pH-Wert weniger ändert als beim Einsatz von destilliertem Wasser.

### Vorher



Abbildung 5: Farbe des Wassers vor dem Experiment mit den brennenden Kerzen.

### Nachher

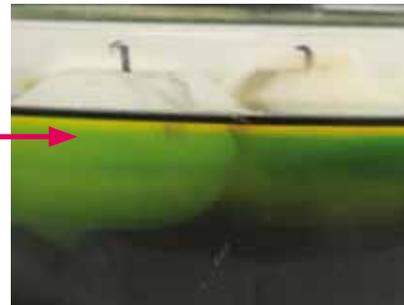
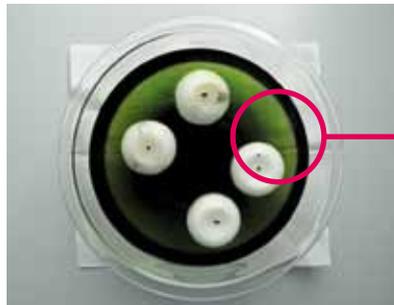


Abbildung 6 und 7: Nach einigen Minuten erlöschen die Kerzen, und eine dünne gelbe Wasserschicht wird an der Oberfläche sichtbar. Dies bedeutet, dass das Wasser dort saurer ist als das Wasser weiter unten in der Schüssel, weil an der Grenzfläche  $\text{CO}_2$  gelöst ist.

### Weiteres Experiment

Entfernen Sie die zur Abdeckung genutzten Schüsseln und lassen Sie die Versuchsanordnung eine zeitlang stehen. Beobachten Sie die Farbveränderung an der Wasseroberfläche: Nach einigen Minuten verschwindet die gelbe Schicht, weil sich der erhöhte  $\text{CO}_2$ -Gehalt im Wasser mit dem geringeren  $\text{CO}_2$ -Gehalt in der umgebenden Luft ausgleicht.



## Versauerung der Meere- Der Kohlenstoffdioxidpartialdruck in der Atmosphäre nimmt zu

Steigende Kohlendioxid-Konzentrationen in der Luft bedeuten auch einen steigenden Partialdruck des Kohlenstoffdioxids ( $\text{CO}_2$ ) in der Atmosphäre – also einen steigenden Anteil dieses Gases innerhalb des Gasgemisches in der Atmosphäre. Um das Gleichgewicht des Partialdrucks zwischen Atmosphäre und Ozean wieder herzustellen, diffundiert das  $\text{CO}_2$  dorthin, wo der  $\text{CO}_2$ -Partialdruck geringer ist – nämlich in den Ozean hinein. In diesem leicht auszuführenden Experiment sehen Sie, wie sich die stetige Zunahme des  $\text{CO}_2$ -Partialdrucks in der Luft auf den Ozean auswirkt.

# Experiment 3

## Information

<b>Vorbereitungszeit:</b>	10 Minuten
<b>Dauer:</b>	10 bis 20 Minuten
<b>Geeignete Altersgruppe:</b>	12 bis 18 Jahre
<b>Anwendung:</b>	Chemie-, Physik- oder Geographieunterricht, außerschulische Aktivität
<b>Dauer Datenanalyse und Diskussion:</b>	20 Minuten
<b>Erforderliches Vorwissen:</b>	empfohlen: Grundwissen über Säuren und Basen
<b>Schwierigkeitsgrad:</b>	Einfach

## Material

2 große Reagenzgläser  
 2 Gummistopfen mit je 2 Bohrungen  
 2 Glasröhrchen, die in die Bohrung der Stopfen passen  
 2 Thermometer  
 1 Gummi-Verbindungsschlauch  
 Reagenzglasständer  
 Universalindikator (McCrumbs)  
 destilliertes Wasser\*  
 Leitungswasser oder Meerwasser\*  
 Vitamin-Brausetabletten, in Viertel zerteilt

\* Achten Sie darauf, dass die zu untersuchenden Wasserproben Raumtemperatur haben.

## Versuchsablauf



Abbildung 1: Reagenzglas A färbt sich grün durch Indikator



Abbildung 2: Reagenzglas B ist gefüllt mit Brausetablette und Leitungswasser



Abbildung 3: Ablesen der Temperatur

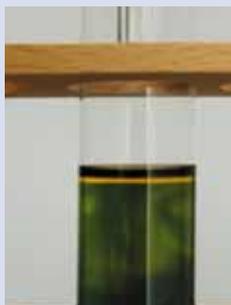


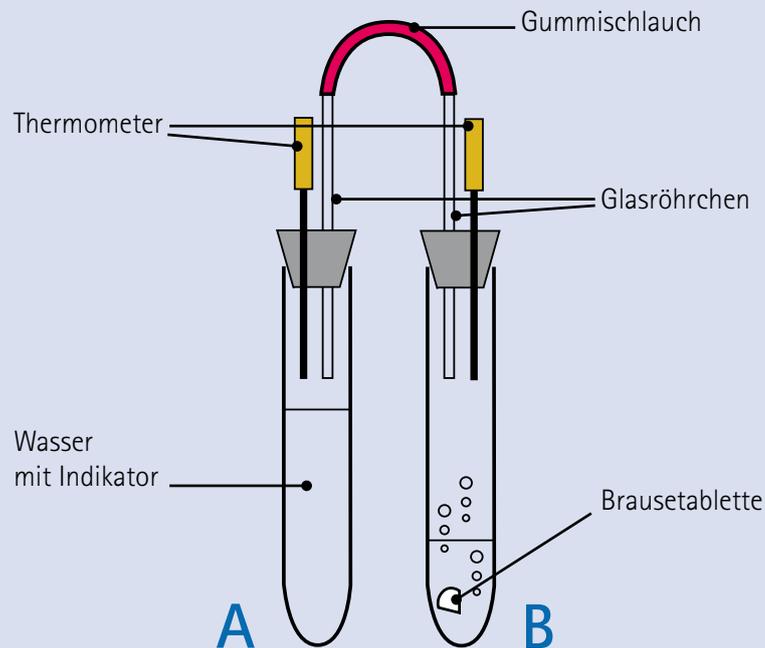
Abbildung 4: Farbveränderung in Reagenzglas A



Abbildung 5: Farbveränderung nach Zugabe einer Viertel Brausetablette

1. Stecken Sie jeweils ein Glasröhrchen und ein Thermometer in jeden Gummistopfen und verbinden Sie die beiden Glasröhrchen mit dem Gummischlauch.
2. Verschließen Sie die beiden Reagenzgläser mit den Stopfen. Notieren Sie die Temperatur in beiden Gläsern, sobald sie sich stabilisiert hat.
3. Füllen Sie ein Reagenzglas zur Hälfte mit destilliertem Wasser und geben Sie einige Tropfen Universalindikator hinzu, bis sich das Wasser dunkelgrün färbt. Setzen Sie den Stopfen wieder ein und achten Sie darauf, dass das Thermometer nicht ins Wasser hineinreicht. Stellen Sie das Reagenzglas in den Ständer. Dies ist Reagenzglas A.
4. Geben Sie in das andere Reagenzglas zuerst ein Viertel einer Brausetablette und dann ein wenig Leitungswasser, so dass die Tablette ganz bedeckt ist. Verschließen Sie es sofort mit dem Stopfen, ohne dass das Thermometer ins Wasser hineinragt, und stellen Sie es neben das erste in den Ständer. Dies ist Reagenzglas B.
5. Notieren Sie die Temperatur in beiden Reagenzgläsern.
6. Betrachten Sie die Farbe des Wassers mit der Indikatorlösung im Reagenzglas A. Können Sie schon eine Veränderung sehen?
7. Jetzt geben Sie Reagenzglas B noch eine Viertel Brausetablette hinzu. Verschließen Sie das Reagenzglas sofort. Warten Sie etwa 3 bis 5 Minuten und betrachten Sie wieder das Wasser in dem anderen Reagenzglas. Sehen Sie jetzt eine Veränderung? Fügen Sie genügend Brausetablettenstücke hinzu, bis eine Farbänderung zu beobachten ist. Notieren Sie die Temperatur stets bei der Zugabe einer viertel Tablette.
8. Wiederholen Sie das Ganze mit Leitungswasser oder mit Meerwasser.

## Versuchsaufbau



Beobachtung												
Brause- tabletten- zugabe	0		1/4		1/2		3/4		1		1 1/4	
	Temp (°C)	Farbe /pH										
Destilliertes Wasser												
Leitungs- wasser												
Meerwasser												

## Ergebnisse

1. Was passierte mit dem mit Indikator versetzten Wasser im Reagenzglas A, nachdem das erste Viertel der Brausetablette im Reagenzglas B gelöst wurde? Nach einer halben Brausetablette und so weiter? Was bedeutet die sichtbare Veränderung?
2. Was passiert mit der Temperatur in den Reagenzgläsern bei jeder Zugabe von Brausetabletten? Was entspricht dieser Temperaturerhöhung?
3. Bei welcher Temperatur ist eine Veränderung der Farbe auf der Oberfläche des destillierten Wassers zu sehen? Bei Leitungs- und bei Meerwasser? Wie kann man den Unterschied erklären?

## Anmerkungen

1. Das feste Natriumhydrogencarbonat und die feste Zitronensäure aus der Brausetablette werden durch die Wasserzugabe gelöst. Sie zerfallen in ihre Ionen, wobei Kohlendioxid entsteht. Dieses entstehende Kohlendioxid erhöht den Druck im Reagenzglas B, und das Gas wird in Reagenzglas A gepresst. Das Kohlendioxid reagiert dabei mit dem Wasser zu Kohlensäure, die umgehend in Wasserstoff-, Hydrogenkarbonat- und Karbonat-Ionen zerfällt.
2. Die dosierte Zugabe von Brausetabletten veranschaulicht, dass der Ozean saurer zu werden beginnt, wenn mehr Kohlendioxid produziert wird. Die Temperatur im Reagenzglas B steigt, da auch der Druck innerhalb des Glases steigt. Die Auflösung der Brausetablette im Wasser ist zwar ein endothermer Prozess (Energie wird der Umgebung entzogen, was zu einer niedrigeren Temperatur führt). Dieser Effekt wird jedoch durch den erhöhten Druck aufgehoben.
3. Je höher der Druck, desto höher die Temperatur. Das Wasser beginnt, saurer zu werden, wenn der Druck im Glas A zunimmt, also wenn die Temperatur dort auch anfängt, zu steigen. Dies passiert bei destilliertem Wasser schneller als bei Leitungs- oder Meerwasser.
4. Am Anfang zeigen das Leitungs- und das Meerwasser keine Veränderung, da sie in der Lage sind, die Säure zu puffern – im Leitungswasser wegen des hohen Kalkgehalts (je nach Region in Deutschland mehr oder weniger stark), und im Meerwasser aufgrund des Karbonatsystems. Wenn der  $\text{CO}_2$ -Partialdruck im Glas weiter steigt, werden jedoch auch das Leitungs- und das Meerwasser saurer.
5. Das saure Oberflächenwasser im Glas A wandert nicht automatisch in die Tiefe. Auch im Meer verbleibt es an der Oberfläche. Dort wird  $\text{CO}_2$  entweder wieder mit der Luft ausgetauscht oder von Mikroalgen aufgenommen.
6. Als zusätzliches Experiment kann man den oberen Teil des Reagenzglases A mit Eiswürfeln kühlen. Entfernen Sie die Verbindung zwischen den beiden Reagenzgläsern um eine weitere  $\text{CO}_2$ -Zufuhr in Reagenzglas A zu vermeiden. Kühlen Sie nur den Teil, in dem saureres Wasser vorhanden ist. Nach einiger Zeit können Sie beobachten, wie der saure Teil weiter nach unten wandert oder wie er sich tiefer im Reagenzglas ausbreitet. Im Ozean wird auch das aufgenommene  $\text{CO}_2$  durch Abkühlung in die Tiefe transportiert.



Abbildung 6: Kühlen von Reagenzglas A mit Eiswürfeln



Abbildung 7: Ausbreitung des sauren Teils





## Wie beeinflusst die Temperatur die Löslichkeit von CO<sub>2</sub> in Wasser?

Steigt der Anteil des Klimagases Kohlendioxid (CO<sub>2</sub>) in der Atmosphäre, dann steigt durch den Treibhauseffekt auch die Temperatur in der Luft und im Ozean. Haben diese steigenden Wassertemperaturen positive oder negative Auswirkungen auf die Fähigkeit des Wassers, CO<sub>2</sub> aufzunehmen? Wird dieser Effekt global oder regional zu beobachten sein?

Dieses einfache Experiment illustriert, dass sich in kaltem Wasser größere Gasmengen lösen als in warmem. In Bezug auf den Ozean wird so deutlich, dass die Meere in den Polarregionen besonders viel Kohlendioxid aufnehmen können. Einerseits fungieren sie damit als CO<sub>2</sub>-Speicher und bremsen den Klimawandel. Andererseits haben steigende CO<sub>2</sub>-Konzentrationen schädliche Folgen für die Lebewesen im Wasser. In den Tropen und Subtropen gibt das Meer sogar CO<sub>2</sub> an die Atmosphäre ab. Mit Blick auf den globalen Temperaturanstieg bedeutet dies: Je wärmer das Wasser unserer Ozeane wird, desto weniger CO<sub>2</sub> nimmt es auf.

# Experiment 4

## Information

<b>Vorbereitungszeit:</b>	10 Minuten
<b>Dauer:</b>	15 bis 20 Minuten
<b>Geeignete Altersgruppe:</b>	11 bis 16 Jahre
<b>Anwendung:</b>	Chemie-, Physik- oder Geographieunterricht, außerschulische Aktivität
<b>Dauer Datenanalyse und Diskussion:</b>	20 Minuten
<b>Erforderliches Vorwissen:</b>	Keines
<b>Schwierigkeitsgrad:</b>	Einfach

## Material

Glasschüssel oder kleines Aquarium  
 Durchsichtiger Messzylinder (250 ml)  
 Trichter  
 Petrischalen-Deckel  
 Eiswürfel / kaltes Wasser  
 Tauchsieder / warmes Wasser  
 Vitamin-Brausetabletten

Um den Vergleich zu erleichtern, können ein Versuch mit warmem und ein Versuch mit kaltem Wasser parallel durchgeführt werden. Dazu kann das warme Wasser mit Lebensmittelfarbe rot und das kalte Wasser blau eingefärbt werden.

## Versuchsablauf



Abbildung 1: Zudecken des Zylinders mit Petrischale



Abbildung 2: Einsetzen des Trichters



Abbildung 3: Festhalten des Messzylinders während des Experiments.



Abbildung 4: Die beiden Messzylinder im Vergleich. Zur besseren Unterscheidung ist das warme Wasser rot und das kalte Wasser blau eingefärbt.

1. Füllen Sie den Wasserbehälter zur Hälfte mit kaltem oder warmem Wasser.
2. Füllen Sie den Messzylinder randvoll mit Wasser aus der Schüssel und stellen Sie ihn vorsichtig kopfüber in den Wasserbehälter. Achten Sie darauf, dass kein Wasser aus dem Zylinder schwappt, so dass keine Blasen entstehen. Dies erreichen Sie, wenn Sie mit der umgedrehten Petrischale die Öffnung des Messzylinders zudecken. Drehen Sie den Zylinder um und stellen Sie ihn ins Becken. Nehmen Sie den Deckel erst ab, wenn die Zylinderöffnung unter Wasser ist.
3. Halten Sie den Messzylinder schräg und platzieren Sie den Trichter in der Zylinderöffnung. Halten Sie den Messzylinder fest. Anschließend soll der Zylinder fest auf dem Trichter stehen.
4. Legen Sie eine Brausetablette unter den Trichter. Die Brausetablette löst sich im Wasser auf. Beobachten Sie, wie sich ein Luftraum am oberen Ende des umgestülpten Zylinders bildet. Notieren Sie das Volumen des Luftraums in der unten stehenden Tabelle. Wiederholen Sie den Versuch mehrmals.
5. Vergleichen Sie die Ergebnisse, die Sie bei Verwendung von warmem und kaltem Wasser erzielen und tragen Sie diese in die Tabelle ein.

Abbildung 5

Bildung eines Luftvolumens im Messzylinder		
Anzahl Brausetabletten	Volumen des Luftraums im Messzylinder (ml)	
	Kaltes Wasser	Warmes Wasser
Versuchsnummer		
1		
2		
3		

## Ergebnisse

1. Womit erzielt man einen größeren Luftraum im Messzylinder: mit kaltem oder warmem Wasser – und warum?
2. Was wird die Konsequenz aus der Ozeanerwärmung sein? Wie wird dies die Rolle der Ozeane als CO<sub>2</sub>-Speicher verändern?
3. Wo auf der Welt nehmen die Ozeane mehr CO<sub>2</sub> auf? Und wo weniger?

## Anmerkungen

1. Wenn sich die Brausetabletten auflösen und Blasen aufsteigen, wird CO<sub>2</sub> frei. Das Volumen des Luftraums, der sich im Messzylinder bildet, entspricht dem Volumen an CO<sub>2</sub> (oder einem anderen Gas), das nicht im Wasser gelöst werden kann. Anfangs nimmt das Wasser noch Gas auf, aber wenn es damit gesättigt ist, entweicht das Gas, bildet einen Luftraum und drückt Wasser nach unten aus dem Zylinder.
2. Die Löslichkeit von Gasen in Wasser nimmt mit steigenden Temperaturen ab. Deshalb ist der Luftraum im Zylinder mit warmem Wasser größer.
3. Der Nordatlantik und der antarktische Ozean sind die wichtigsten CO<sub>2</sub>-Speicher, weil sie kälter sind als andere Meere. Außerdem besitzt kaltes Wasser eine höhere Dichte als warmes und sinkt deshalb ab. Das an der Oberfläche aufgenommene CO<sub>2</sub> wird deshalb in tiefere Schichten transportiert (Konvektion).
4. Warmes Wasser in Äquatornähe tendiert dazu, CO<sub>2</sub> in die Atmosphäre zu entlassen. In diesen Regionen strömt CO<sub>2</sub>-reiches Wasser aus der Tiefe nach oben und erwärmt sich dort. Dadurch nimmt seine Fähigkeit CO<sub>2</sub> zu binden ab, so dass an der Oberfläche CO<sub>2</sub> freigesetzt wird.

## Weitere Experimente

1. Versuchen Sie das Experiment mit variierendem Salzgehalt im Wasser. Der Salzgehalt hat einen geringeren Effekt als die Temperatur. Daher sollten sehr unterschiedliche Salzkonzentrationen verwendet werden, etwa beim Vergleich zwischen destilliertem Wasser und Meerwasser (Salzgehalt: 35).
2. Verwenden Sie nacheinander zwei Brausetabletten bei gleichbleibender Temperatur. Die Schüler werden annehmen, dass jede Tablette das gleiche Gasvolumen im Zylinder produziert. Die zweite Tablette wird den Luftraum im Zylinder jedoch stärker vergrößern als die erste, weil das Wasser bereits mit Gas gesättigt ist. Damit lässt sich demonstrieren, dass Wasser nur begrenzt aufnahmefähig für Gase ist.
3. Mit diesem Experiment lässt sich auch zeigen, wie der pH-Wert die Fähigkeit des Wassers beeinflusst, CO<sub>2</sub> aufzunehmen. Hierfür führen Sie das Experiment wie oben beschrieben mit normalem und mit Essig angesäuertem Wasser durch.



## Die Folgen eines erhöhten CO<sub>2</sub>-Gehalts in der Luft für Meerwasser und für destilliertes Wasser

Mehr als 70 Prozent der Erde sind mit Wasser bedeckt – wir leben wahrlich auf einem blauen Planeten! Nur rund drei Prozent sind Süßwasser. Die übrigen 67 Prozent bestehen aus mehr oder minder salzigem Meerwasser. Wie beeinflussen steigende Kohlendioxid-Konzentrationen in der Atmosphäre den pH-Wert von Meerwasser und von Süßwasserflächen wie Seen und Flüsse? Dieses Experiment zeigt, dass der Salzgehalt eine Auswirkung darauf hat, wie Meere und Seen auf Kohlendioxid (CO<sub>2</sub>) reagieren, das aus der Luft ins Wasser gelangt. Dabei wird deutlich, dass Meerwasser der Versauerung länger standhalten kann als Süßwasser.

In diesem Experiment verwenden Sie destilliertes Wasser – reines Wasser, das keine gelösten Ionen oder andere Bestandteile enthält – und Meerwasser, um zu sehen, wie sie auf einen steigenden CO<sub>2</sub>-Gehalt in der Luft reagieren.

# Experiment 5

## Information

<b>Vorbereitungszeit:</b>	15 Minuten
<b>Dauer:</b>	30 Minuten
<b>Geeignete Altersgruppe:</b>	11 bis 15 Jahre
<b>Anwendung:</b>	Chemieunterricht, außerschulische Aktivität
<b>Dauer Datenanalyse und Diskussion:</b>	30 Minuten
<b>Erforderliches Vorwissen:</b>	Säure-Basen-Reaktion
<b>Schwierigkeitsgrad:</b>	Mittel
<b>Sicherheitshinweis:</b>	Da mit Kerzen gearbeitet wird, sollte dieses Experiment unter Aufsicht eines Erwachsenen durchgeführt werden

## Material

- 1 großes transparentes Aquarium
- 2 Bechergläser (500 Milliliter)
- 2 pH-Meter
- Aquariumspumpe
- 2 Plastikschläuche und 2 Luftsprudler mit Regelventil
- Destilliertes Wasser, Meerwasser\*
- 5 Teelichter
- Streichhölzer
- Stoppuhr

\* Das Wasser sollte mindestens über Nacht stehen, damit sich der Kohlendioxid-Gehalt im Wasser und in der Luft angleichen kann.

## Versuchsablauf



Abbildung 1: Es sprudelt in beiden Bechergläsern gleich stark



Abbildung 2: Ablesen des Ausgangswertes am pH-Meter

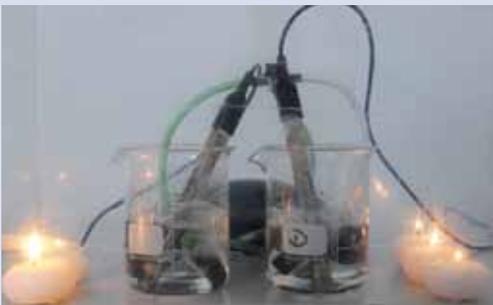


Abbildung 3: Entzünden der Teelichter



Abbildung 4: Minütliches Ablesen des pH-Wertes

1. Füllen Sie ein Becherglas zur Hälfte mit Meerwasser und eines zur Hälfte mit destilliertem Wasser. Führen Sie dem Wasser mit den an die Aquariumspumpe angeschlossenen Sprudlern Luft zu. Regeln Sie dabei die Luftzufuhr so, dass es in beiden Gläsern gleich stark sprudelt.

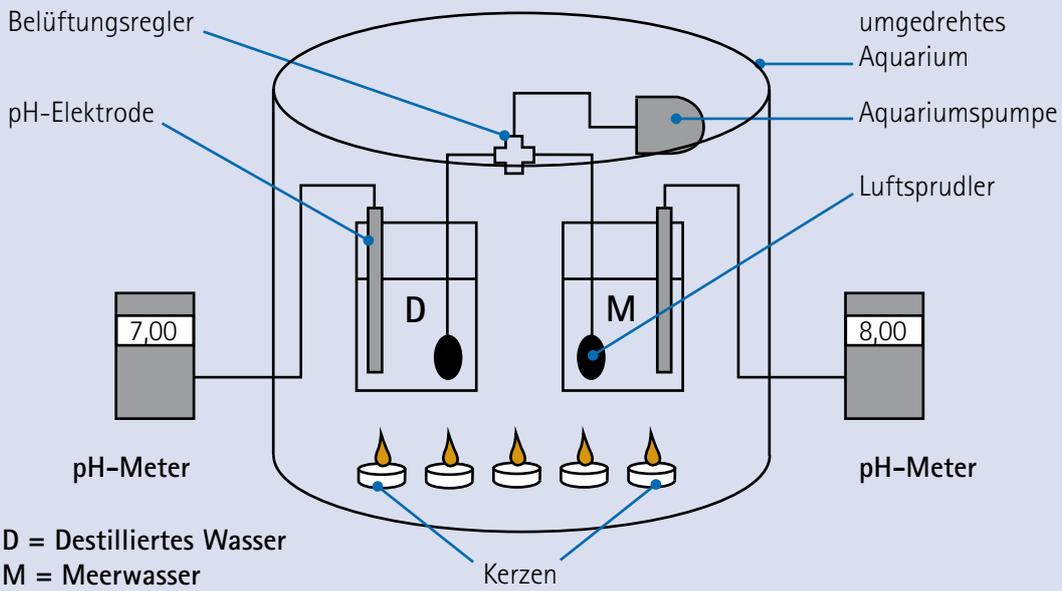
2. Platzieren Sie eine pH-Elektrode in jedem Becherglas und verbinden Sie diese mit dem pH-Meter. Lesen Sie den Ausgangswert ab und tragen Sie diesen in die Tabelle ein.

3. Entzünden Sie die Teelichter und stellen Sie diese vor den Bechergläsern auf. Decken Sie den gesamten Aufbau mit dem umgedrehten Aquarium ab. Es ist wichtig, dass sich die Aquariumspumpe ebenfalls unter der Glashaube befindet. Die pH-Meter können jedoch außerhalb liegen, falls das Aquarium nicht groß genug ist.

4. Messen Sie mindestens zehn Minuten lang jede Minute den pH-Wert und tragen Sie diesen in die Tabelle ein. Markieren Sie auch den Zeitpunkt, an dem die Kerzen erlöschen.

5. Erstellen Sie aus den Daten in der Tabelle einen Graphen.

### Versuchsaufbau

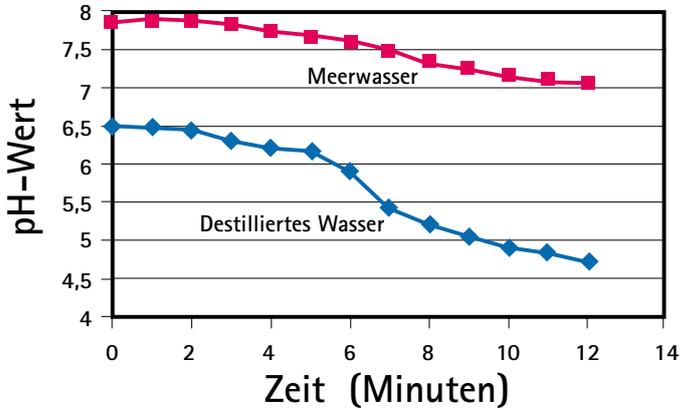


Zeit (Minuten)	pH-Wert	
	Meerwasser	Destilliertes Wasser
0		
1		
2		
3		
4		
5		
6		
7		
8		
9		
10		
11		
12		
13		
14		



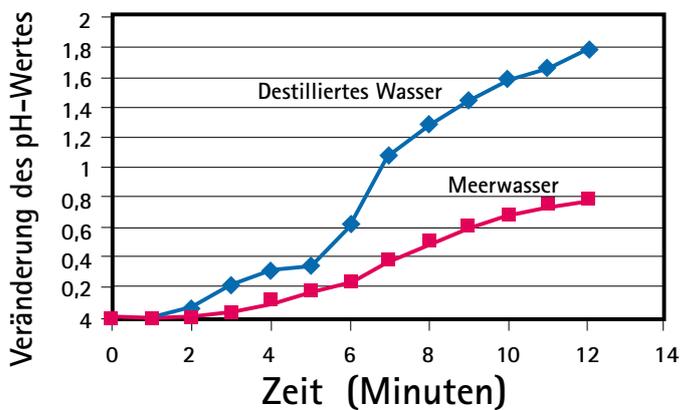
## Anmerkungen

1. Im destillierten Wasser sinkt der pH-Wert schneller und weiter als im Meerwasser.



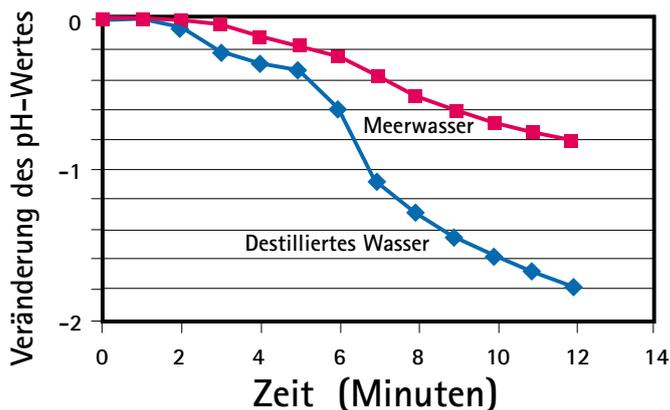
pH-Wert in den Bechergläsern im Laufe der Zeit

In unserem Beispiel fällt der pH-Wert im destillierten Wasser innerhalb von zehn Minuten von 6,5 auf 4,6, während der pH-Wert des Meerwassers von 7,8 auf 7,0 sinkt. Die Veränderung des pH-Werts kann folgendermaßen berechnet werden: pH-Wert zu Beginn des Experiments (pH<sub>0</sub>) minus der pH-Wert zu einem bestimmten Zeitpunkt (pH<sub>t</sub>). Bitte Sie die Schüler, eine grafische Darstellung zu zeichnen, die die Entwicklung des pH-Werts im Verlauf der Zeit darstellt.



Entwicklung des pH-Werts in den Bechergläsern

Eine andere Art, den Abfall des pH-Werts zu zeigen, ist, die Werte mit -1 zu multiplizieren. Die Ergebnisse stellen sich dann folgendermaßen dar:



Entwicklung des pH-Werts in den Bechergläsern

2. Das Wasser sollte von einer Pumpe aus belüftet werden, die sich im Aquarium befindet. Steht die Pumpe zusammen mit den Kerzen im Aquarium, dann befördert sie Luft aus dem Aquarium ins Wasser. Das Belüften fördert den Gasaustausch zwischen der Luft im Aquarium mit dem Wasser in den Bechergläsern und führt dazu, dass mehr Gas im Wasser gelöst wird.
3. Die Pufferfunktion des Wassers (Alkalinität, Basizität) hängt vom Karbonatsystem sowie von den gelösten Ionen im Meerwasser ab. Alkalinität ist ein Maß, mit dem die Fähigkeit des Wassers bezeichnet wird, Schwankungen des pH-Werts auszugleichen.
4. Einige Seen enthalten „hartes Wasser“ mit einem hohen Magnesium- und Kalzium-Gehalt sowie einer hohen Alkalinität. Andere haben „weiches Wasser“ mit wenig Magnesium, wenig Kalzium und einem geringen Gehalt an gelösten Salzen. Ihre Alkalinität ist darum niedrig. Meerwasser hat einen hohen Salzgehalt (35), eine hohe Alkalinität und darum einen gut funktionierenden Puffer. Salzgehalt wird definiert als gesamter Inhalt an gelösten Ionen im Wasser.
5. Seen sind überwiegend heterotroph: Es wird mehr organische Materie abgebaut als durch Photosynthese produziert wird. Dadurch sind sie eine Netto-CO<sub>2</sub>-Quelle. Sie können entweder CO<sub>2</sub> freisetzen oder als „Senken“ CO<sub>2</sub> aufnehmen. Die meisten Seen sind sauer, weil sie über Zuflüsse mit saurem Wasser von Land versorgt werden und zusätzlich von Säureeintrag in nasser (Regen, Schnee, Nebel) und trockener Form (Gase, Partikel) betroffen sind. In kleinen oder flachen Seen ist dieser Effekt weitaus stärker als in den Ozeanen, wo Strömungs- und Verdünnungsprozesse die Auswirkungen eines erhöhten CO<sub>2</sub>-Eintrags von Land und aus der Atmosphäre ausgleichen können.

### Weitere Experimente

1. Sofern die Zeit es zulässt, kann die Abnahme des pH-Werts in beiden Bechergläsern so lange dokumentiert werden, bis sich keine Veränderung mehr feststellen lässt. Achten Sie darauf, wie lange es dauert, bis der endgültige pH-Wert erreicht ist und wo dieser liegt. Nach einiger Zeit wird sich der pH-Wert in beiden Bechergläsern stabilisieren. Dann sind CO<sub>2</sub> in der Umgebungsluft und im Wasser ausgeglichen.
2. Versuchen Sie, die Pufferfunktion des Wassers aus verschiedenen Seen zu untersuchen, die über „weiches Wasser“ oder „hartes Wasser“ verfügen.
3. Vergleichen Sie die Pufferfunktion von Wasser mit verschiedenem Salzgehalt, indem Sie verschiedene Mengen an Meersalz darin auflösen.



## pH-Regulation im Meerwasser: Die Rolle von Karbonat ( $\text{CO}_3^{2-}$ ) und Hydrogenkarbonat ( $\text{HCO}_3^-$ )

Der gelöste anorganische Kohlenstoff (DIC, Dissolved Inorganic Carbon) stellt das größte Kohlenstoffreservoir im Ozean dar. Dieser Speicher umfasst das im Wasser gelöste Kohlendioxid ( $\text{CO}_2$ ) sowie Hydrogenkarbonat- ( $\text{HCO}_3^-$ ) und Karbonat-Ionen ( $\text{CO}_3^{2-}$ ). Der pH-Wert des Meerwassers hängt davon ab, in welchem Mengenverhältnis diese Bestandteile vorliegen. Der aktuelle pH-Wert unserer Ozeane liegt im Bereich des Basischen, zwischen 7,8 und 8,5. Bei diesem Wert dominieren die  $\text{HCO}_3^-$ -Ionen. Steigt der pH-Wert, dann steigt die Konzentration der Karbonat-Ionen. Wenn sich mehr  $\text{CO}_2$  im Meerwasser löst, dann wird dieses saurer – der pH-Wert sinkt. Bei der chemischen Reaktion im Wasser entsteht Kohlensäure ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ). Diese ist relativ instabil und zerfällt direkt weiter. Ein Teil der Wasserstoff-Ionen, die beim Zerfall der Kohlensäure entstehen, reagieren mit dem Karbonat zu Hydrogenkarbonat. Die Konzentration der Karbonat-Ionen nimmt dadurch ab.

Die Ionen sind verantwortlich für die Pufferfunktion des Meerwassers: Das Meerwasser kann deutlichen Schwankungen des pH-Werts widerstehen, selbst nachdem leichte Basen oder Säuren hinzugefügt wurden. Die Karbonat-Ionen können mit den massenhaft im Meerwasser enthaltenen Kalzium-Ionen reagieren. Es entsteht Kalziumkarbonat (Kalk,  $\text{CaCO}_3$ ), das Material, aus dem auch Muschelschalen, Korallenskelette oder die Hüllen von einigen Mikroalgen bestehen. Dieses Experiment verdeutlicht mittels eines einfachen Versuchs, wie Hydrogenkarbonat und Karbonat den pH-Wert von Meerwasser regulieren, und führt dessen Pufferfunktion vor Augen.

# Experiment 6

## Information

<b>Vorbereitungszeit:</b>	5 Minuten
<b>Dauer:</b>	30 Minuten
<b>Geeignete Altersgruppe:</b>	12 bis 16 Jahre
<b>Anwendung:</b>	Physik- oder Chemieunterricht, außerschulische Aktivität
<b>Dauer Datenanalyse und Diskussion:</b>	20 Minuten
<b>Erforderliches Vorwissen:</b>	Säure-Basen-Reaktion, Verwendung von Indikatoren
<b>Schwierigkeitsgrad:</b>	Mittel
<b>Sicherheitshinweis:</b>	Obwohl die Indikatorlösung ungiftig ist, sollten die Schüler ausschließlich Luft in die Flaschen hineinblasen und die Flüssigkeit nicht ansaugen.

## Material

3 bis 6 gleich große Flaschen mit Deckeln  
 Destilliertes Wasser  
 Meerwasser  
 Sechs Trinkhalme  
 Natriumkarbonat ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ )  
 Natriumhydrogenkarbonat (Backpulver, Natron) ( $\text{NaHCO}_3$ )  
 Universalindikator (McCrumb) mit Farbtafel  
 Pipette  
 Pulverisierte Eierschale (optional)

## Versuchsablauf



Abbildung 1: Die Flaschen vor Hinzufügen des Indikators



Abbildung 2: Die Flaschen nach Hinzufügen des Indikators



Abbildung 3: Die Flaschen nach Einblasen der Atemluft

1. Füllen Sie drei Flaschen mit je gleich viel Meerwasser und drei Flaschen mit je gleich viel destilliertem Wasser. Fügen Sie einer Flasche mit Meerwasser und einer Flasche mit destilliertem Wasser je eine kleine Prise Natriumkarbonat zu. Fügen Sie einer Flasche mit Meerwasser und einer Flasche mit destilliertem Wasser je eine kleine Prise Natriumhydrogencarbonat zu.

2. Vergleichen Sie die Farben des Wassers in den Flaschen. Sind Unterschiede zu erkennen?

3. Fügen Sie allen Flaschen gleich viel Indikatorlösung hinzu und bestimmen Sie mit der Farbtafel den jeweiligen pH-Wert. Sind Unterschiede zu erkennen?

4. Stellen Sie einen Trinkhalm in jede Flasche und achten Sie darauf, dass er ins Wasser eintaucht.

5. Blasen Sie durch die Trinkhalme Luft in die Flaschen, um ihnen  $\text{CO}_2$  zuzufügen. Versuchen Sie je Flasche 20 Sekunden lang gleichmäßig zu blasen. Bestimmen Sie den pH-Wert und tragen Sie ihn in die Tabelle ein.

6. Blasen Sie nun 40 und dann 60 Sekunden. Sind Unterschiede zu erkennen?

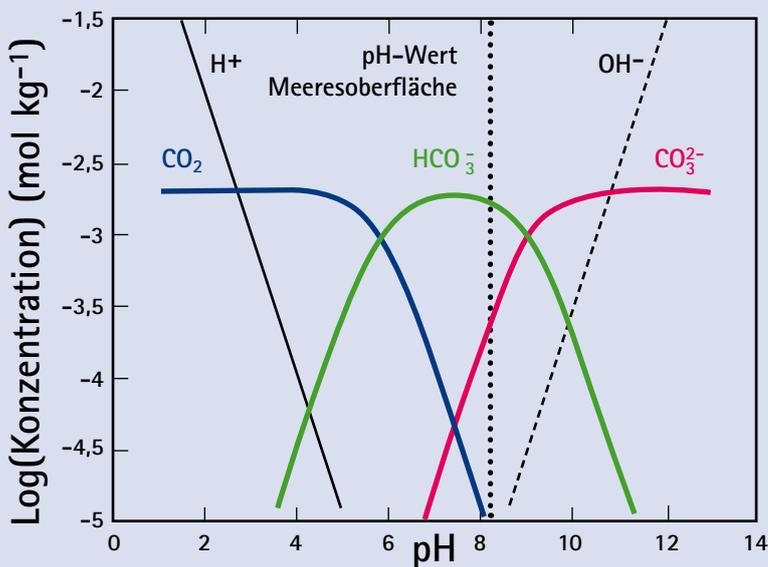


Abbildung 4: Mit sinkendem pH-Wert steigt der Anteil des gelösten  $\text{CO}_2$ . Der Anteil der Karbonationen nimmt ab.

Tabelle für die Ergebnisse:

Wasserproben	pH-Wert (mit Farbskala vergleichen)				
	Ursprüngliche Farbe	Farbe nach Hinzufügen des Indikators	Farbe nach 20 Sekunden blasen	Farbe nach 40 Sekunden blasen	Farbe nach 60 Sekunden blasen
Meerwasser					
Meerwasser mit $\text{NaHCO}_3$					
Meerwasser mit $\text{Na}_2\text{HCO}_3$					
Destilliertes Wasser					
Destilliertes Wasser mit $\text{NaHCO}_3$					
Destilliertes Wasser mit $\text{Na}_2\text{HCO}_3$					

## Ergebnisse

1. Konnten Sie Unterschiede im Aussehen des Wassers in den unterschiedlichen Flaschen erkennen, bevor Sie Indikatorlösung hinzugefügt haben?
2. Welche pH-Werte lassen sich nach Hinzufügen des Indikators für die einzelnen Flaschen ablesen? Wie beeinflussen  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  und  $\text{NaHCO}_3$  den pH-Wert des Meerwassers und des destillierten Wassers, bevor Luft beziehungsweise  $\text{CO}_2$  in die Flaschen geblasen wurde?
3. Was passiert mit dem Wasser, nachdem  $\text{CO}_2$ -haltige Luft hineingeblasen wurde? Wie beeinflussen  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  und  $\text{NaHCO}_3$  den pH-Wert des Meerwassers und des destillierten Wassers, nachdem Luft in die Flaschen geblasen wurde?
4. Eierschale besteht aus Kalziumkarbonat (Kalk,  $\text{CaCO}_3$ ). Fügen Sie dem sauren Meerwasser und dem sauren destillierten Wasser pulverisierte Eierschale zu. Ändert sich der pH-Wert? Inwiefern? Weshalb? Was ist der Unterschied zwischen dem  $\text{CO}_3^{2-}$  in der Eierschale und im  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ?
6. Können Sie nach dem Experiment Schlüsse in Bezug auf die Rolle von  $\text{HCO}_3^-$  und  $\text{CO}_3^{2-}$  für die Pufferfunktion des Meerwassers ziehen?

## Anmerkungen

1. Eine kleine Prise  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  kann bereits zur Übersättigung des Meerwassers mit  $\text{CO}_3^{2-}$  führen (Übersättigung bedeutet, dass das Wasser bereits mehr von einem Stoff enthält als gelöst werden kann), so dass sich eine trübe Lösung bildet. Im destillierten Wasser ist dieser Effekt nicht zu beobachten.
2. Nach Hinzufügen der Indikatorlösung erkennen die Schüler die Unterschiede in den ursprünglich so ähnlich aussehenden Wasserproben.
3. Die Tabelle unten zeigt die pH-Werte der verschiedenen Wasserproben nach dem Hinzufügen verschiedener Mengen von  $\text{CO}_2$ . Die Unterschiede ergeben sich daraus, wie lange in die Flaschen hineingeblasen wurde. Falls es eine Möglichkeit gibt, den Lösungen genauere Mengen von  $\text{CO}_2$  zuzugeben – beispielsweise aus einer Gasflasche – sollte dies gerade bei der Arbeit mit älteren Schülern genutzt werden.  
Es ist ebenfalls ratsam, den pH-Wert des Meerwassers und des destillierten Wassers vor Beginn des Experiments zu messen. Das Meerwasser sollte einen pH-Wert von 8 haben, das destillierte Wasser einen pH-Wert von 7. Sollte dies nicht der Fall sein, hilft es, die Wasserproben über Nacht in Gefäßen mit großen Öffnungen stehen zu lassen oder sie zu durchlüften. So kann sich der Gasgehalt in den Proben mit der Umgebung justieren.

Wasserproben	pH-Wert (mit Farbskala vergleichen)				
	Ursprüngliche Farbe	Farbe nach Hinzufügen des Indikators	Farbe nach 20 Sekunden blasen	Farbe nach 40 Sekunden blasen	Farbe nach 60 Sekunden blasen
Meerwasser	klar	8	7	7	6-7
Meerwasser mit $\text{NaHCO}_3$	klar	8	8	8	8
Meerwasser mit $\text{Na}_2\text{CO}_3$	klar (kann trüb sein)	12	12	12	12
Destilliertes Wasser	klar	7	5	4	3-4
Destilliertes Wasser mit $\text{NaHCO}_3$	klar	8	8	8	8
Destilliertes Wasser mit $\text{Na}_2\text{CO}_3$	klar	12	12	12	12

Aus der Tabelle wird ersichtlich, dass sich der pH-Wert des destillierten Wassers zügig ändert, sobald  $\text{CO}_2$  hinzugefügt wird. Dagegen ändert sich der pH-Wert im Meerwasser nicht so schnell. Dennoch wird auch der pH-Wert des Meerwassers bis hin zum Bereich des Sauern sinken, wenn mehr  $\text{CO}_2$  hinzugefügt wird. Wird dem Meerwasser und dem destillierten Wasser  $\text{NaHCO}_3$  oder  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  zugesetzt, ändert sich der pH-Wert nicht.

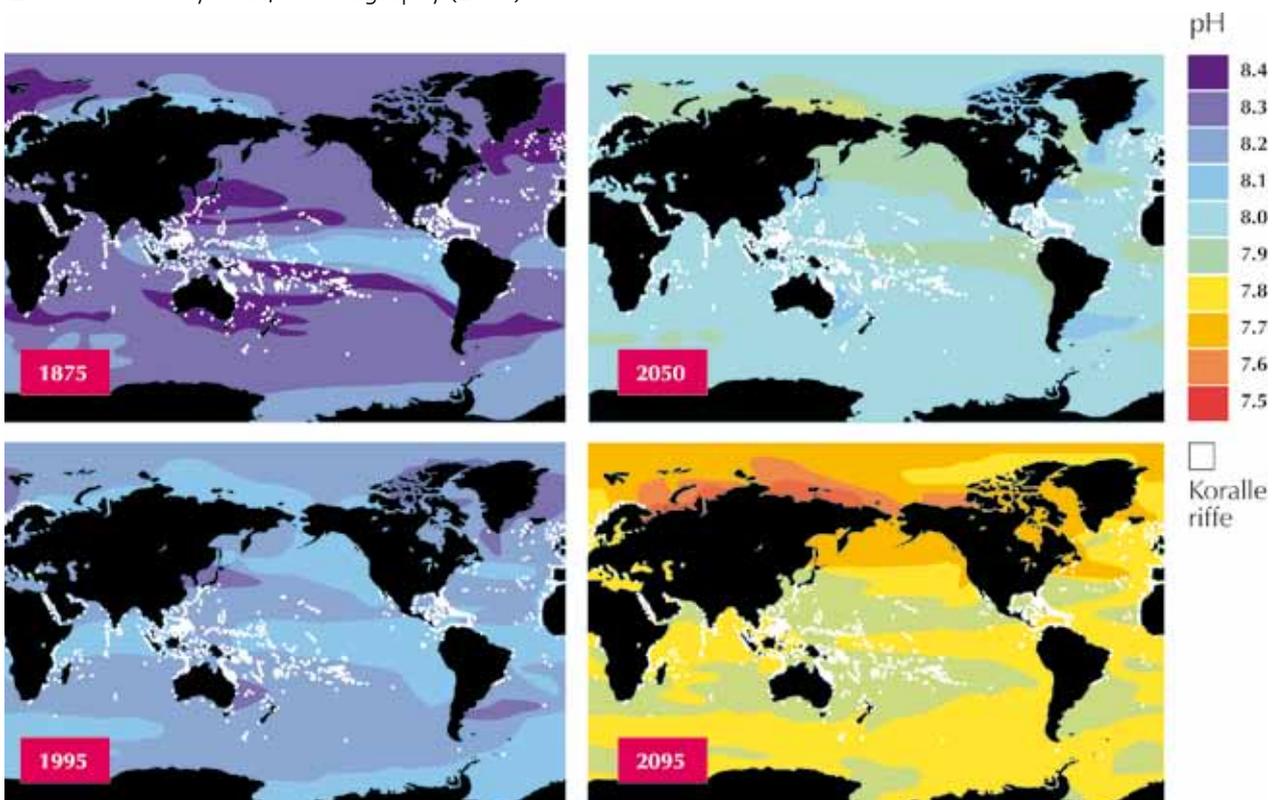
4. Das Hinzugeben von Eierschale führt zu keiner Änderung des pH-Werts, obwohl diese aus Kalziumkarbonat (Kalk,  $\text{CaCO}_3$ ) besteht. Dies liegt daran, dass der Kalk nicht gelöst ist. Erinnern Sie die Schüler daran, dass nur gelöster Kohlenstoff den pH-Wert von Meerwasser beeinflusst.

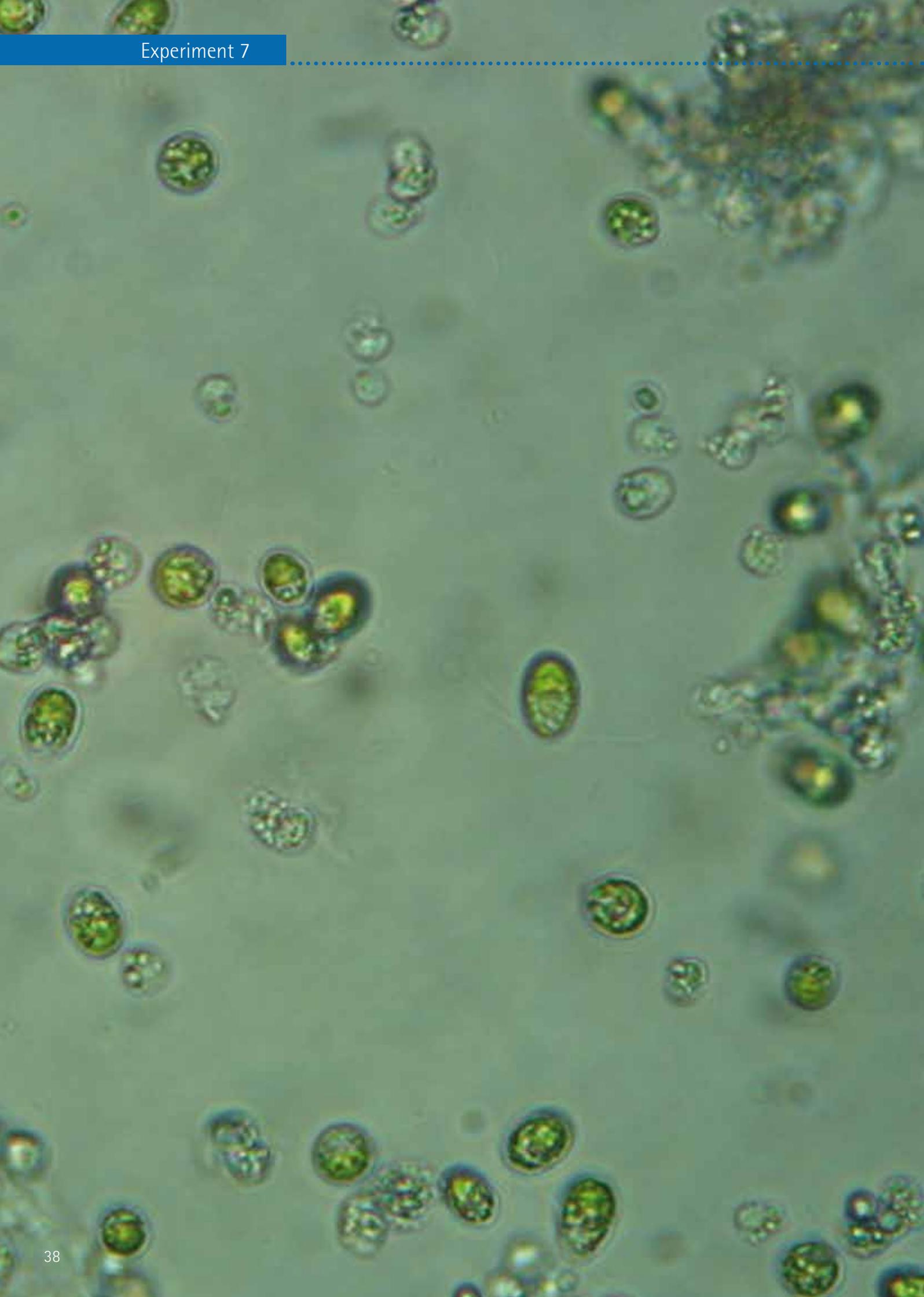
## Weitere Experimente

1. Lassen Sie die Schüler den pH-Wert in Proben mit destilliertem Wasser bestimmen, denen nach und nach immer mehr  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  zugesetzt wird. Falls Ihre Schule eine gute Waage besitzt, wiegen Sie dafür verschiedene Mengen ab. Dann blasen Sie Atemluft in die Flaschen. So beobachten die Schüler, dass sich der pH-Wert bei Hinzufügen von  $\text{CO}_2$  stärker ändert, wenn weniger  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  zugesetzt wird. Erklären Sie den Schülern, dass im Meerwasser auch eine begrenzte Menge an  $\text{CO}_3^{2-}$  enthalten ist und der Ozean nur eine gewisse Menge an  $\text{CO}_2$  aufnehmen kann.
2. Erlauben Sie den Schülern eigene Experimente mit den Wasserproben. Lassen Sie sie beispielsweise herausfinden, was mit einer Wasserprobe mit  $\text{NaHCO}_3$  passiert, wenn zusätzlich  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  zugegeben wird. Lassen Sie sie herausfinden, was mit einer Wasserprobe mit  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  passiert, wenn zusätzlich  $\text{NaHCO}_3$  zugegeben wird. Dies wird ihnen vor Augen führen, dass der pH-Wert des Wassers davon abhängt, welche Form des gelösten anorganischen Kohlenstoff-Ions dominiert. Diese Übung kann auch verstehen helfen, dass das Hinzufügen von  $\text{HCO}_3^{2-}$  bis zur Übersättigung das Wasser nicht basischer, sondern sogar weniger basisch macht, wenn eine basische Lösung mit  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  im Übermaß zugesetzt wird. Dies ist am besten in der Grafik zu Beginn des Experiments zu sehen.

Mit dem Community Climate System Modell 3.1 (CCSM3) des National Center for Atmospheric Research berechnete mittlere pH-Werte an der Meeresoberfläche für die Jahre 1875, 1995, 2050 und 2095.

Quelle: nach Feely et al., Oceanography (2009)





## Kohlendioxid-Düngung von marinen Mikroalgen-Kulturen (*Dunaliella* sp.)

Marine Mikroalgen – kleinste, einzellige Pflanzen, die im Meerwasser leben – benötigen Kohlendioxid (CO<sub>2</sub>), um zu wachsen. Sie helfen also wie Pflanzen an Land, CO<sub>2</sub> aus der Luft zu entfernen, und tragen zur Funktion des Ozeans als „Kohlenstoffsенke“ bei. Dieses Experiment illustriert, wie wichtig CO<sub>2</sub> für das Wachstum der Mikroalge *Dunaliella* sp. in Meerwasser ist. Die Bedingungen, die in diesem Experiment simuliert werden, bilden jedoch nicht die natürliche Umgebung ab, da im Meer immer CO<sub>2</sub> aus der Atmosphäre nachgeliefert wird. Neue Forschungsergebnisse zeigen, dass das Wachstum einiger Algenarten im Ozean durch eine erhöhte CO<sub>2</sub>-Konzentration beschleunigt werden könnte.

# Experiment 7

## Information

<b>Vorbereitungszeit:</b>	20 Minuten
<b>Dauer:</b>	1 bis 2 Wochen
<b>Geeignete Altersgruppe:</b>	10 bis 14 Jahre
<b>Anwendung:</b>	Biologieunterricht
<b>Dauer Datenanalyse und Diskussion:</b>	1 Stunde
<b>Erforderliches Vorwissen:</b>	Photosynthese
<b>Schwierigkeitsgrad:</b>	Mittel

## Material

Erlenmeyer Kultur-Kolben (200 Milliliter)  
 Mit einem Loch versehene Gummistopfen für die Kolben  
 (Alternative: in Klarsichtfolie gewickelte Wattestopfen)  
 Pipetten  
 Vakuumfilter-Gerät  
 Filterpapier  
 Glasfaser-Filter (GFF)  
 Trinkhalme  
 Wattebausch  
 Kulturwasser: Teich- oder Seewasser, Meerwasser (Salzgehalt: 35) und Brackwasser (Salzgehalt: 15)  
 Nährstoffe für die Algenkultur: Nitrat (NO<sub>3</sub>), Phosphat (PO<sub>4</sub>), Silikat (Si(OH)<sub>4</sub>), Vitaminmischung, Metallmischung (Sind keine Nährstoffe verfügbar, kann Pflanzendünger mit hohen Nitrat- und Phosphatanteilen verwendet werden. Pro Liter Kulturwasser reichen 5 bis 10 Milliliter Dünger.)  
 Stammkultur von Süß- oder Meerwasseralgen (Ist keine Algen-Stammkultur verfügbar, können natürlich auftretende Populationen verwendet werden. Dabei kann es länger dauern, bis erste Ergebnisse sichtbar werden. *Dunaliella* sp. aus der Natur benötigt kein Silikat.)

## Versuchsablauf

1. Filtern Sie das Kulturwasser zuerst mit Papierfiltern und anschließend mit den Glasfaser-Filtern. Die Filterung ist nicht zwingend erforderlich. Sie reinigt das Wasser jedoch von Bakterien und Mikroalgen.
2. Bereiten Sie einheitliches Kulturwasser für alle Versuche vor. Dazu fügen Sie einem Liter des gefilterten Wassers die Nährstoffe zu – hier je 1 Milliliter jeder Nährstofflösung aus Nitrat, Phosphat, Silikat und Metallen und 500 Mikroliter der Vitaminmischung.
3. Fügen Sie dem Kulturmedium etwa 5 Milliliter der Algenstammkultur hinzu. Die genaue Menge hängt von der Dichte der Algenkultur ab. Je mehr von der Stammkultur Sie zugeben, desto schneller wird sich die „Tochterkultur“ vermehren. Wenn der Versuch im Winter durchgeführt wird, ist es besser, mehr zuzugeben, und im Sommer, wenn es wärmer und sonniger ist, weniger.
4. Spülen Sie die Kultur-Kolben mit gefiltertem Kulturwasser aus und füllen Sie diese bis zur 150-Milliliter-Marke mit der vorbereiteten Algenkultur. Dann können Sie über die Art der Behandlung entscheiden.

Zum Beispiel:

- |                    |   |
|--------------------|---|
| Behandlung 1 (B1): | ohne CO <sub>2</sub> -Zugabe – Kolben fest verschlossen   |
| Behandlung 2 (B2): | CO <sub>2</sub> -gedüngt – Kolben mit dem Gummi- oder Wattestopfen geschlossen, durch den ein Trinkhalm gesteckt wird, um CO <sub>2</sub> -haltige Atemluft in den Kolben zu blasen |
| Behandlung 3 (B3): | Kontroll-Kolben mit Wattebausch, der nicht in Klarsichtfolie gewickelt ist  |

5. Bereiten Sie zum Vergleich drei Kolben für jede Behandlung. Stellen Sie die Kolben an einem hellen Ort, jedoch nicht im direkten Sonnenlicht auf. Behandlung 1 und Behandlung 3 sollten mindestens zweimal am Tag sanft geschüttelt werden. Behandlung 2 sollte zweimal am Tag 30 bis 60 Sekunden lang Atemluft zugefügt werden.

## Ergebnisse

**Beobachten Sie die Algenkulturen über zwei Wochen. Wie verändern sich die Farben in den Kolben? Was sagt dies über das Wachstum der Algen unter den verschiedenen Bedingungen aus?**

## Anmerkungen

Folgende Änderungen sollten sichtbar werden:

<b>Tag 0</b>	Noch keine Veränderungen
<b>Tag 4</b>	Leichter Grünschimmer in B2
<b>Tag 6</b>	Hellgrün in B2, Leichter Grünschimmer in B1 und B3
<b>Tag 10</b>	Dunkleres Grün in B2, B3 wird dunkler als B1
<b>Tag 13</b>	Dunkleres Grün in B2, B3 nähert sich B2 an, B1 am hellsten
<b>Tag 14</b>	Keine weitere Veränderung in B2 und B3, B1 ist weiterhin viel heller als B2 und B3, kein weiteres Zellwachstum



**Abbildung 1:**

Von links nach rechts die Behandlung ohne CO<sub>2</sub> im verschlossenen Behälter (B1), die mit CO<sub>2</sub> gedüngte Kultur (B2) der Kontrollbehälter (B3) zum Start des Experiments.



**Abbildung 2:**

Von links nach rechts: B1, B2 und B3 nach sechs Tagen. Zwischen den drei Kulturen sind deutliche Unterschiede zu erkennen. Das Algenwachstum in B2 hat fast sein „Plateau-Stadium“ erreicht und wird sich nur noch wenig weiter verfärben.



**Abbildung 3:**

Von links nach rechts: B1, B2 und B3 nach 14 Tagen. B2 und B3 sind fast identisch, B1 verzeichnet noch immer ein extrem geringes Wachstum.



## Wie viel Kohlendioxid befindet sich im Klassenzimmer?

Wie viel Kohlendioxid (CO<sub>2</sub>) enthält die Luft in einem Klassenzimmer? Welche Faktoren sorgen dafür, dass mehr CO<sub>2</sub> entsteht, und welche können den CO<sub>2</sub>-Gehalt verringern? In diesem Experiment dokumentieren Schüler im Team wie sich die CO<sub>2</sub>-Konzentrationen in einem vorgegebenen Zeitraum (hier: innerhalb einer Woche) entwickeln und wie sich die CO<sub>2</sub>-Konzentrationen durch zusätzliche Experimente (hier: innerhalb von zwei Wochen) verändern.

# Experiment 8

## Information

<b>Dauer:</b>	eine Woche für die normalen Messungen, eine Woche oder länger für weitere Experimente
<b>Geeignete Altersgruppe:</b>	10 bis 18 Jahre
<b>Anwendung:</b>	Gruppenarbeiten in Biologie, Chemie, Erdkunde, Mathe. Hier kann fachübergreifend gearbeitet werden
<b>Dauer Datenanalyse und Diskussion:</b>	1 bis 4 Unterrichtseinheiten
<b>Erforderliches Vorwissen:</b>	Abhängig von den Experimenten
<b>Schwierigkeitsgrad:</b>	Einfach bis mittelschwer
<b>Sicherheitshinweis:</b>	Da mit Kerzen gearbeitet wird, sollte dieses Experiment unter Aufsicht eines Erwachsenen durchgeführt werden

## Material

Tragbarer CO<sub>2</sub>-Sensor mit Datenspeicher (im Beispiel verwendetes Gerät: TSI IAQ-Calc 7535)  
 Ständer mit Klemmhalter  
 Computer  
 Verlängerungskabel  
 Klebeband  
 Digitalkamera  
 Kerzen, Streichhölzer  
 Pflanzen  
 Aquarium  
 Wasser oder Meerwasser  
 pH-Meter mit Sonde  
 Aquariumspumpe, Plastikschauch, Luftsprudler

## Versuchsablauf

### 1. Einführung

Als Einführung bietet es sich an, dass die Schüler zunächst die CO<sub>2</sub>-Konzentration an verschiedenen Stellen in der Schule messen. Lassen Sie die Schüler mit einem tragbaren CO<sub>2</sub>-Sensor zum Beispiel die Werte auf dem Schulhof, dem Parkplatz, in Räumen mit unterschiedlich vielen Personen darin, auf dem Dach oder an anderen Orten ermitteln.

### 2. Rollenverteilung

Wenn die Schüler mit dem Sensor vertraut sind, können Sie verschiedene Verantwortliche benennen:

- Analysten: Alle Schüler gehören zu dieser Gruppe
- Fotografen: Zwei Schüler, die alle Aktivitäten der Klasse dokumentieren
- Monteure: Zwei Schüler, die den Sensor im Klassenzimmer installieren und darauf achten, dass er stets korrekt funktioniert
- Datenerfasser: Drei Schüler, die die vom Sensor gelieferten Daten in den Computer übertragen und daraus Grafiken für die Klasse erstellen
- Reporter: Zwei Schüler, die das Experiment zusammenfassen und eine Präsentation erstellen
- Beobachter: Zwei Schüler, die alle Ereignisse im Klassenzimmer notieren:  
 Wann betritt die erste Person morgens das Klassenzimmer?  
 Wie viele Menschen befinden sich im Raum?  
 Wann waren Türen und Fenster geöffnet? Wie lange?  
 Wann kam die Klasse ins Zimmer? Und wann ging sie wieder hinaus?  
 Wann verließ die letzte Person den Raum?  
 Wie war das Wetter draußen (sonnig, bewölkt, regnerisch etc.)?  
 Sind Pflanzen im Raum?

### 3. Installation des CO<sub>2</sub>-Sensors

- Die Monteure stellen mit Hilfe des Lehrers den CO<sub>2</sub>-Sensor hinten im Klassenzimmer auf; am besten erhöht auf einem Schrank, damit die Schüler während des normalen Unterrichts nicht davon abgelenkt sind.
- Benutzen Sie Ständer und Klemmhalter und eventuell Klebeband zum Befestigen des Sensors. Stellen Sie sicher, dass die Luft um den Sensor frei zirkulieren kann (Abbildung 1).
- Wenn ein Thermometer und ein Hygrometer verfügbar sind, können auch Temperaturen und Luftfeuchtigkeit im Raum gemessen werden.
- Achten Sie beim Verwenden von Verlängerungskabeln darauf, dass diese gut befestigt sind und keine Stolpergefahr besteht.
- Die Monteure sollten regelmäßig prüfen, ob der CO<sub>2</sub>-Sensor Daten misst und speichert.



Abbildung 1: Der CO<sub>2</sub>-Sensor steht, mit Ständer und Klemmhalter befestigt, auf einem Schrank hinten im Klassenraum. So ist er keine Ablenkung für die Schüler, und die Luft kann frei um den Sensor zirkulieren.

#### 4. Basis-Experiment

a) Die Datenerfasser zeichnen die täglichen Schwankungen des  $\text{CO}_2$ -Gehalts im Klassenzimmer auf und erstellen eine Basislinie (Abbildung 2).

b) Die Beobachter notieren in einem Protokollheft die Zeitspannen, in denen sich Schüler im Raum befanden oder in denen Türen und Fenster geöffnet waren. Als Variante können Sie den  $\text{CO}_2$ -Gehalt in Abhängigkeit von der Anzahl der Personen im Raum betrachten oder messen, ob bei normalem Unterricht oder während einer Klassenarbeit mehr  $\text{CO}_2$  in die Luft gelangt. Um den Spaß an der Sache zu erhöhen, können die Schüler versuchen, durch intensives Atmen oder Hüpfen den  $\text{CO}_2$ -Gehalt in der Luft zu beeinflussen.

c) Die Fotografen sollten den Klassenraum und die Aktivität der Schüler regelmäßig fotografieren, damit die Reporter am Ende des Experiments aus den Daten und Fotos eine Präsentation für die gesamte Schule erstellen können.

Abbildung 2:

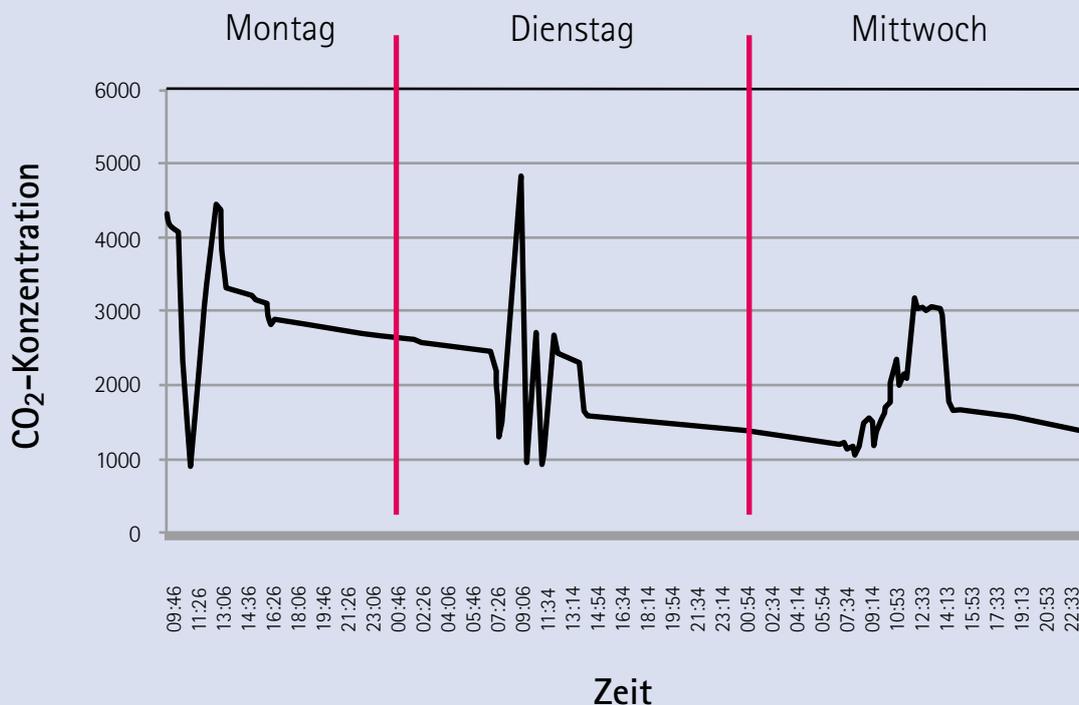
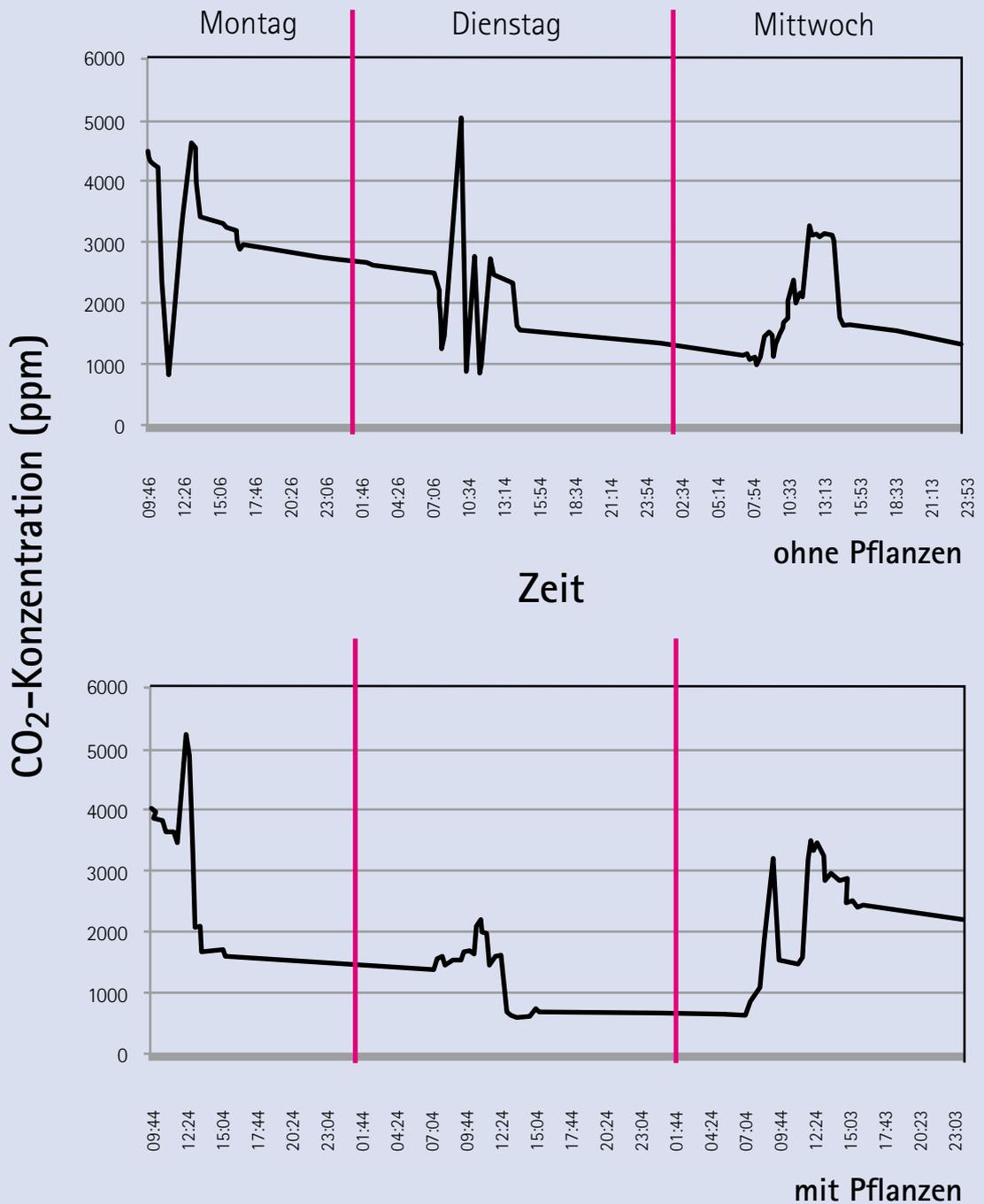


Abbildung 2: Die Basislinie zeigt die regelmäßigen Schwankungen der  $\text{CO}_2$ -Konzentration im Klassenraum unter „normalen Bedingungen“. Sobald ein Schüler morgens den Raum betritt, beginnt die  $\text{CO}_2$ -Konzentration zu steigen. Interessant sind dabei auch die Schwankungen, die sich bei jeder Veränderung ergeben, etwa wenn die Klasse für ein anderes Fach in einen anderen Raum geht. Nach dem Unterricht beginnen die  $\text{CO}_2$ -Werte zu sinken.

**5a.** Wie beeinflussen Pflanzen die CO<sub>2</sub>-Konzentration im Klassenraum?

Bitte Sie die Schüler, jeweils eine Topfpflanze mit in die Schule zu bringen. Stellen Sie die Pflanzen auf die Fensterbank und messen Sie die Veränderungen der CO<sub>2</sub>-Konzentration. Nach einer Woche können die Schüler die Entwicklung des CO<sub>2</sub>-Gehalts mit den Ergebnissen aus der Basismessung vergleichen (Abbildung 3).

Abbildung 3:



**5b. Wie lässt sich die Verbrennung fossiler Brennstoffe simulieren?**

Lassen Sie die Schüler Kerzen anzünden und nach 15 Minuten wieder löschen. Dies sollte unter besonders aufmerksamer Beobachtung durch die Lehrkraft stattfinden, damit die Kinder nicht mit dem Feuer spielen. Dieses Telexperiment kann mit dem zuvor beschriebenen kombiniert werden: Die Schüler können die Kerzen in einem Raum mit oder ohne Pflanzen anzünden und die unterschiedlichen Ergebnisse miteinander vergleichen (Abbildungen 4 und 5).

Abbildung 4:

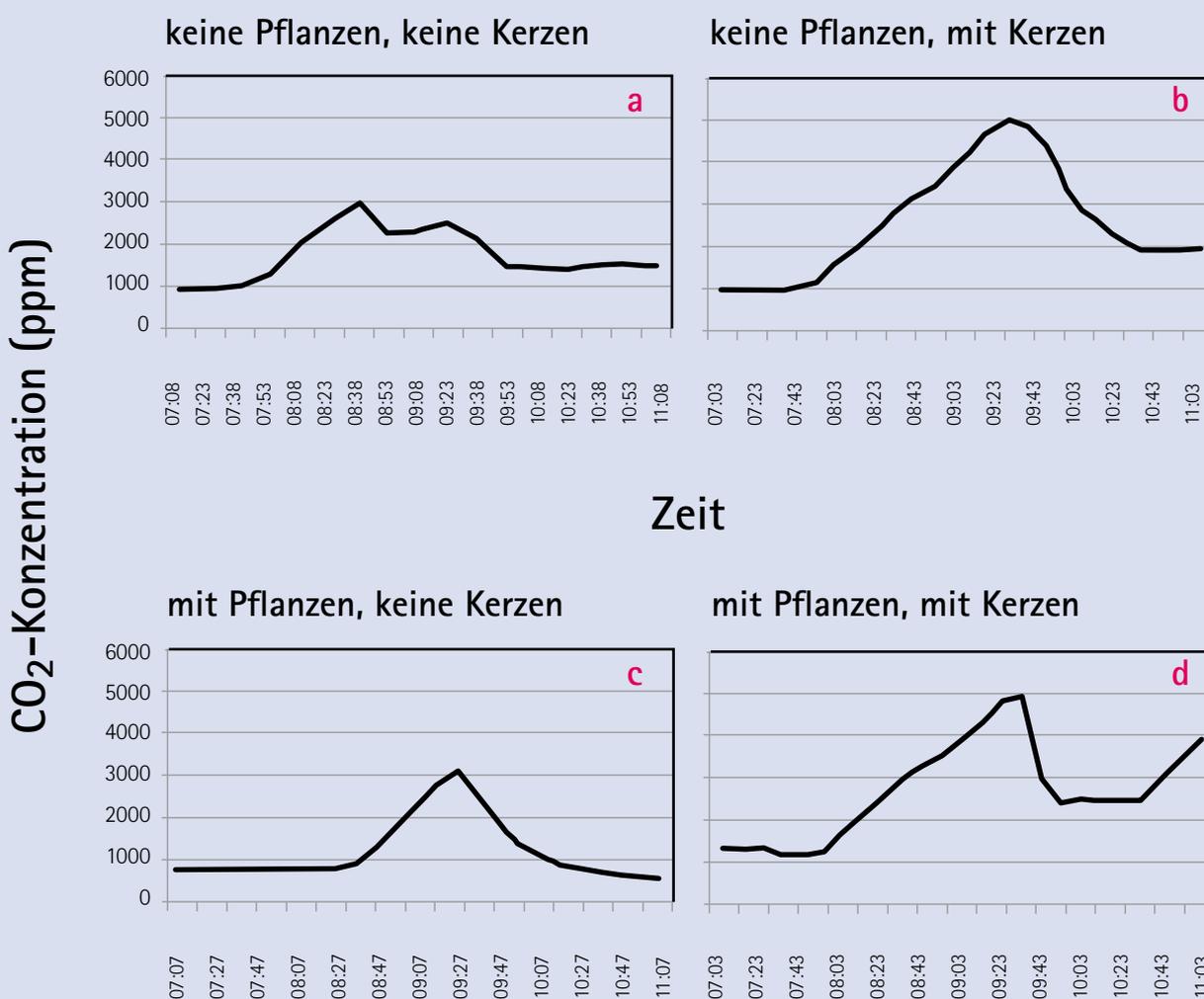


Abbildung 4: Ergebnisse unterschiedlicher Experimente. Die Profile zeigen die CO<sub>2</sub>-Konzentrationen im Klassenraum jeweils am gleichen Wochentag, so dass immer der gleiche Stundenplan galt und die Ergebnisse vergleichbar sind. Profil a: Basislinie, ohne Pflanzen, ohne Kerzen. Bis zu 3.000 ppm CO<sub>2</sub> (ppm: parts per million, 10<sup>-6</sup>, millionster Teil eines Ganzen). Profil b: Ohne Pflanzen, aber mit Kerzen. Steigerung des CO<sub>2</sub>-Gehalts auf bis zu 5.000 ppm. Profil c: Mit Pflanzen, aber ohne Kerzen. Steigerung des CO<sub>2</sub>-Gehalts auf bis zu 3.000 ppm, aber Absenkung auf unter 1.000 ppm nach dem Unterricht und damit unter das Niveau der Basislinie. Profil d: Mit Pflanzen, mit Kerzen. Ebenfalls Steigerung des CO<sub>2</sub>-Gehalts auf bis zu 5.000 ppm, aber schnellere Absenkung nach dem Ausblasen der Kerzen.

Abbildung 5:

### Einfluss von Pflanzen im Raum

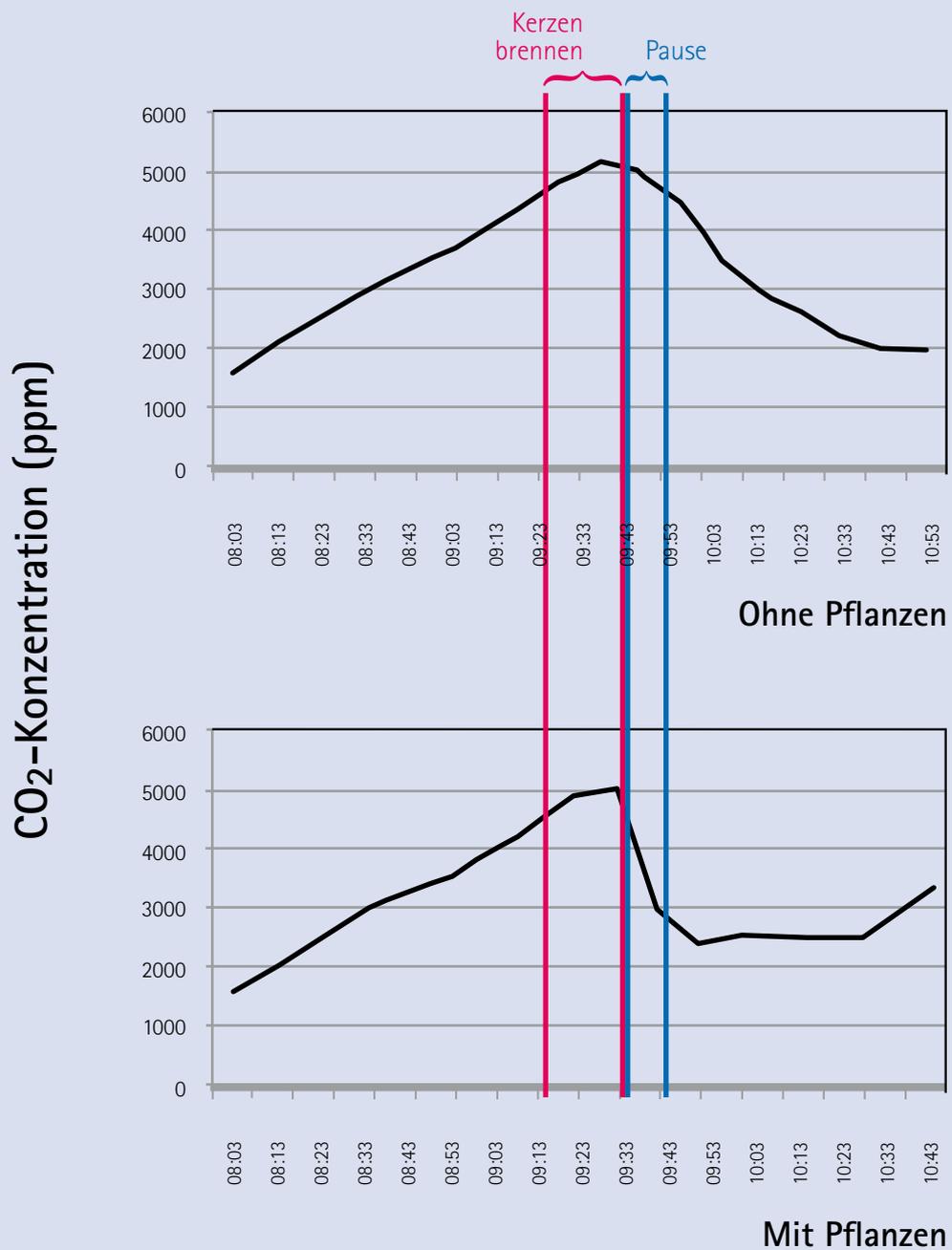


Abbildung 5: Der Effekt von Pflanzen. Werden Kerzen angezündet, steigt der CO<sub>2</sub>-Gehalt auf bis zu 5.000 ppm, ob mit oder ohne Pflanzen. Nach dem Erlöschen der Kerzen sinkt das CO<sub>2</sub>-Niveau zügig, wenn Pflanzen im Raum sind.

5c. Wie beeinflussen erhöhte CO<sub>2</sub>-Konzentrationen die Ozeane?

Stellen Sie hinten im Klassenzimmer ein Aquarium auf. Füllen Sie dieses mit destilliertem Wasser (oder Meerwasser). Belüften Sie das Aquarium mit einer Pumpe, um sicherzustellen, dass das Wasser ausreichend mit der Umgebungsluft in Berührung kommt. Platzieren Sie ein pH-Messgerät im Wasser und messen Sie kontinuierlich den pH-Wert (Abbildung 6). Setzen Sie die pH-Werte des Wassers mit den CO<sub>2</sub>-Konzentrationen der Luft in Beziehung (Abbildung 7).

Versuchsaufbau

Abbildung 6:

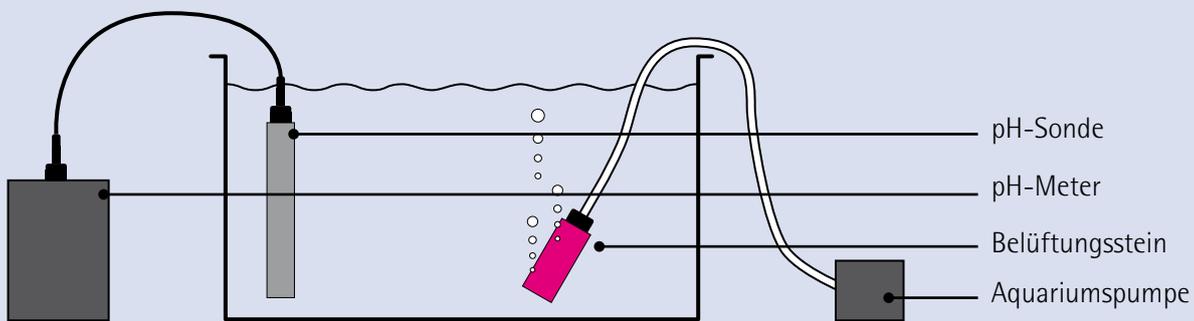


Abbildung 7:

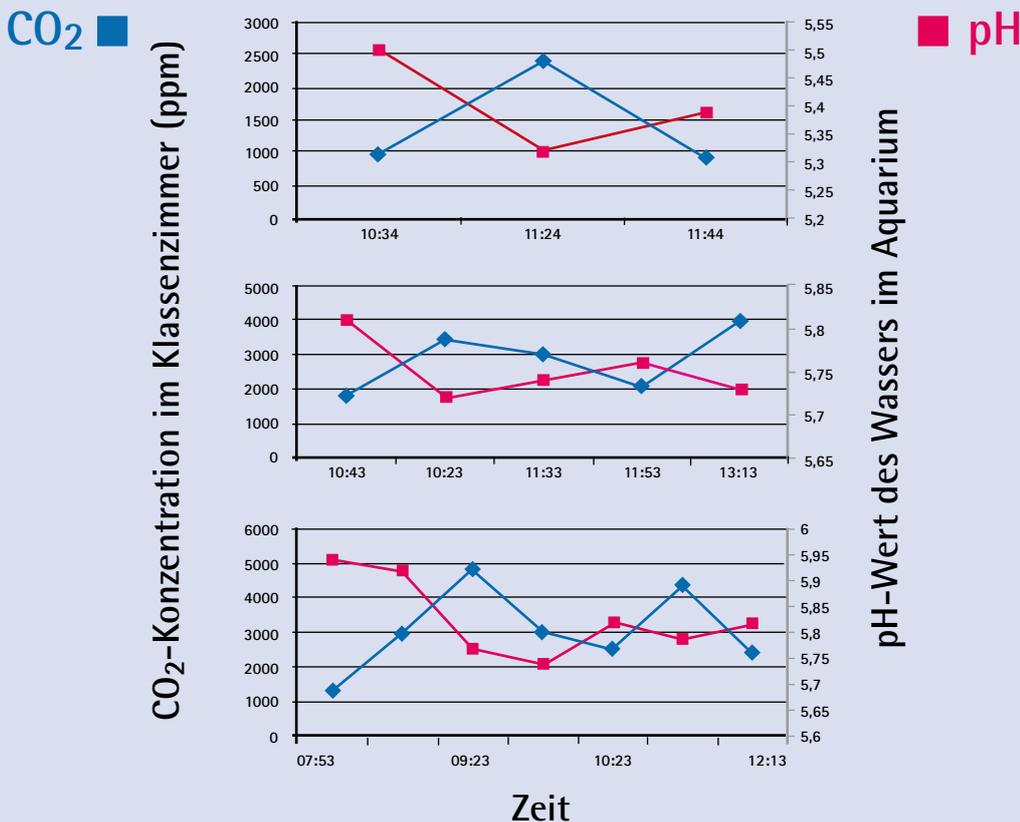


Abbildung 7: Der Effekt von CO<sub>2</sub> auf den pH-Wert von Wasser. Steigt die CO<sub>2</sub>-Konzentration in der Luft, sinkt der pH-Wert im Wasser. Es wird saurer.

Das andere CO<sub>2</sub>-Problem

---

# OZEANVERSÄUERUNG

Arbeitsbögen für Schüler



### Der Gasaustausch zwischen Meer und Atmosphäre

Die Weltmeere tauschen an ihren Oberflächen Gase wie Sauerstoff und Kohlendioxid ( $\text{CO}_2$ ) mit der Atmosphäre aus. Dies geschieht an der Grenzschicht, in der Luft und Wasseroberfläche aufeinander treffen. Neben der Temperatur bestimmen der jeweilige Druck des  $\text{CO}_2$  und chemische Reaktionen zwischen bereits gelöstem Kohlendioxid mit anderen gelösten Stoffen im Wasser, wie viel  $\text{CO}_2$  das Meer dabei aufnehmen kann. Auch verschiedene biologische und physikalische Prozesse entscheiden über Freisetzung oder Aufnahme von  $\text{CO}_2$ .

Dieses Experiment zeigt, wie Gase von der Luft ins Wasser oder vom Wasser in die Luft gelangen, wie dabei ein Ausgleich zwischen Luft und Wasser stattfindet, wie sich dabei der pH-Wert des Wassers ändert und welchen Einfluss der Temperatur auf diese Prozesse hat. Anhand Deiner Beobachtungen, kannst Du Rückschlüsse darauf ziehen, wo der Ozean eher  $\text{CO}_2$  aufnimmt und wo er  $\text{CO}_2$  abgibt.

#### Du brauchst

- 3 gleich große Flaschen oder Kolben (beliebige Größe, beliebiges Material)
- 3 Messbecher oder Trinkgläser, in die die Flaschen hineinpassen
- 1 Trinkhalm
- 1 Pipette
- Universalindikator (McCrumb)
- Wasser: Destilliertes Wasser, Leitungswasser oder Meerwasser sind geeignet
- Heißes Wasser
- Eiswürfel

#### So geht's



Abbildung 1: Flaschen mit destilliertem Wasser und McCrumb Indikatorlösung

1. Fülle die Flaschen zur Hälfte mit destilliertem Wasser. Gib mit der Pipette genügend Indikatorlösung hinzu, so dass das Wasser in allen Flaschen denselben Grünton hat.



Abbildung 2: Mit der Atemluft wurde  $\text{CO}_2$  hinzugefügt. Die gelbe Farbe bedeutet, dass das Wasser saurer geworden ist.



Abbildung 3. Die geöffneten Flaschen stehen in Wasserbädern mit verschiedenen Temperaturen.

2. Atemluft enthält Kohlendioxid. Blase darum mit dem Trinkhalm Luft in die Flaschen, bis die Farbe von Grün zu Gelb wechselt. Dies bedeutet, dass sich der pH-Wert des Wassers von basisch zu sauer gewandelt hat. Füge so lange Luft hinzu, bis sich die Farbe nicht mehr ändert.

3. Fülle das erste Becherglas zur Hälfte mit Wasser in Raumtemperatur, das zweite mit heißem Wasser und das dritte mit Wasser und einigen Eiswürfeln.

4. Stelle je eine Flasche geöffnet in eines der Bechergläser und beobachte die Veränderung der Wasserfarbe in den Flaschen. Je nach der Temperatur des jeweiligen Wasserbads, kann es bis zu einer Stunde dauern, bis die Veränderung sichtbar wird.

## Ergebnisse

1. Hat sich die Farbe des Wassers in den drei Flaschen geändert?
2. Was bedeutet die Farbveränderung?

### Weitere Experimente

1. Vergleiche die Unterschiede im Versuchsverlauf bei Verwendung von destilliertem Wasser, Leitungswasser und Meerwasser.
2. Um den Einfluss der Größe der Fläche festzustellen, an der die Wasseroberfläche Kontakt zur Luft hat, kannst Du Flaschen oder Container mit verschiedenen Durchmessern verwenden. Nimm dabei für alle Behälter dieselbe Wassermenge. Beobachte, in welchem Gefäß sich die Farbe schneller verändert. Kannst Du Deine Beobachtung erklären?

## Versauerung an der Grenzschicht zwischen Ozean und Atmosphäre

In Seen, Flüssen oder im Meer gibt es einen konstanten Gasaustausch zwischen der Luft und der Wasseroberfläche. Je nach Temperatur und der Menge des bereits gelösten Kohlendioxids ( $\text{CO}_2$ ) nimmt das Wasser entweder ( $\text{CO}_2$ ) aus der Atmosphäre auf oder gibt Kohlendioxid an die Atmosphäre ab. Aufgenommenes Kohlendioxid kann mit dem Oberflächenwasser in tiefere Schichten transportiert werden, wenn das Wasser an der Oberfläche durch Abkühlung schwerer als das darunter liegende Wasser wird – dann ist vom Ozean als „Kohlenstoffsene“ die Rede. Geschieht dies nicht, bleibt gelöstes Gas an der Wasseroberfläche, wo ein Ausgleich mit der Atmosphäre stattfindet.

Dieses Experiment veranschaulicht den Gasaustausch an der Grenzschicht zwischen Wasser und Luft. Außerdem wird deutlich, wie die Temperatur die Abläufe beeinflusst. Beobachtungen aus dem Versuch lassen sich zu den Prozessen in Verbindung bringen, die an der Schnittstelle zwischen Ozean und Atmosphäre ablaufen.

### Du brauchst

6 Salatschüsseln mit demselben Durchmesser  
 Destilliertes Wasser in Raumtemperatur  
 Gefrorenes destilliertes Wasser (Eiswürfel)  
 12 weiße Schwimmkerzen  
 Streichhölzer  
 Weiße Unterlage (Papier, Küchentuch oder-papier, usw.)  
 Universalindikator (McCromb)  
 Pipette

Um Material zu sparen, können die einzelnen Teile des Experiments auch nacheinander durchgeführt werden. In diesem Fall werden nur zwei gleich große Salatschüsseln und vier Schwimmkerzen benötigt.

### So geht's



Abbildung 1: Schüssel mit grün gefärbtem Wasser.

**1.** Stelle drei Salatschüsseln auf die weiße Unterlage. Fülle sie mit derselben Menge destilliertem Wasser. So erhältst Du drei kleine Ozeane für Deine Versuche. Kühle den Inhalt einer Schüssel, indem Du einige Eiswürfel hinzugibst. Wichtig: Alle drei Schüsseln sollen gleich hoch, etwa zu drei Vierteln, gefüllt sein. Gib in jede Schüssel gleich viel Universalindikator bis das Wasser den gleichen dunklen Grünton annimmt.



Abbildung 2: Vier brennende Kerzen schwimmen in der Schüssel mit grün gefärbtem Wasser.



Abbildung 3: Die Schüssel mit den brennenden Kerzen ist mit einer zweiten Schüssel abgedeckt. Nach einigen Minuten erlöschen die Kerzen, weil sie allen Sauerstoff aufgebraucht haben.

2. Zünde acht Schwimmkerzen an und setze je vier auf das Wasser in zwei der Schüsseln. Die nicht brennenden vier Kerzen sollen in der dritten Schüssel schwimmen. Sie dient Dir als Kontrolle für alle späteren Beobachtungen. Decke die drei Schüsseln mit den übrigen drei Schüsseln ab – sie sind die Atmosphäre über Deinen Ozeanen. Merke Dir die Farbe des Wassers zu Beginn des Experiments – vor allem dort, wo sich Luft und Wasser berühren.

3. Beobachte, was mit den Kerzen passiert und wie sich die Farbe in den Schüsseln verändert. Dies ist besonders gut an der Grenze zwischen Wasser und Luft zu sehen. Weißt Du, weshalb die Kerzen erloschen sind? Weißt Du, welches Gas brennende Kerzen in die Luft abgeben?

## Ergebnisse

1. Welche Farbveränderung hast Du festgestellt? Was bedeutet sie?
2. Wo findet die Farbveränderung statt? Hat das gesamte Wasser in der Schüssel seine Farbe gewechselt? Was bedeutet dies übertragen auf die Ozeane?
3. In welcher Schüssel war die Farbveränderung besonders deutlich? Wie lässt sich dies erklären?

### Weiteres Experiment

Entferne die zur Abdeckung genutzten Schüsseln und lasse die Versuchsanordnung eine zeitlang stehen. Beobachte die Farbveränderung an der Wasseroberfläche und versuche, sie zu erklären.

## Versauerung der Meere- Der Kohlenstoffdioxidpartialdruck in der Atmosphäre nimmt zu

Steigende Kohlendioxid-Konzentrationen in der Luft bedeuten auch einen steigenden Partialdruck des Kohlenstoffdioxids (CO<sub>2</sub>) in der Atmosphäre – also einen steigenden Anteil dieses Gases innerhalb des Gasgemisches in der Atmosphäre. Um das Gleichgewicht des Partialdrucks zwischen Atmosphäre und Ozean wieder herzustellen, diffundiert das CO<sub>2</sub> dorthin, wo der CO<sub>2</sub>-Partialdruck geringer ist – nämlich in den Ozean hinein. In diesem leicht auszuführenden Experiment wirst Du die Wirkung der stetigen Zunahme des CO<sub>2</sub>-Partialdruckes in der Luft auf den Ozean sehen.

### Du brauchst

- 2 große Reagenzgläser
- 2 Gummistopfen mit je 2 Bohrungen
- 2 Glasröhrchen, die in die Bohrung der Stopfen passen
- 2 Thermometer
- 1 Gummi-Verbindungsschlauch
- Reagenzglasständer
- Universalindikator (McCrumb)
- destilliertes Wasser\*
- Leitungswasser oder Meerwasser\*
- Vitamin-Brausetabletten, in Viertel zerteilt
- \* Achte darauf, dass die zu untersuchenden Wasserproben Raumtemperatur haben.

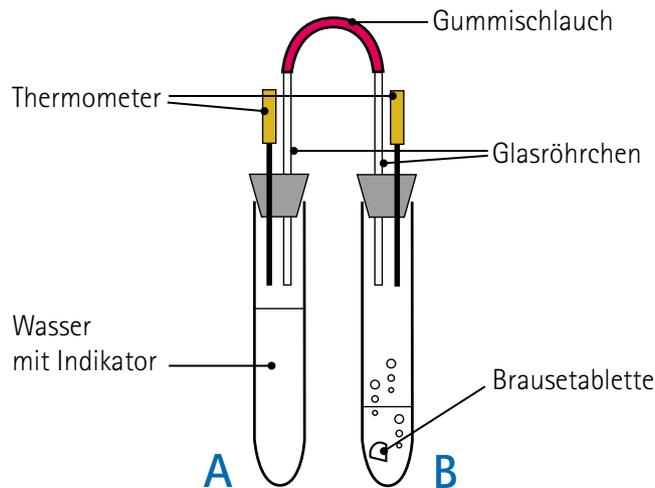
### So geht's

1. Stecke jeweils ein Glasröhrchen und ein Thermometer in jeden Gummistopfen und verbinde die beiden Glasröhrchen mit dem Gummischlauch.
2. Verschließe die beiden Reagenzgläser mit den Stopfen. Notiere die Temperatur in beiden Gläsern, sobald sich diese stabilisiert hat.
3. Fülle ein Reagenzglas zur Hälfte mit destilliertem Wasser und gib einige Tropfen Universalindikator hinzu. Schwenke das Reagenzglas, sodass sich der Indikator gut im Wasser verteilt und es sich dunkelgrün färbt. Setze den Stopfen wieder ein und achte darauf, dass das Thermometer nicht ins Wasser hineinreicht. Stelle das Reagenzglas in den Ständer. Dies ist Reagenzglas A.
4. Gib in das andere Reagenzglas zuerst ein Viertel einer Brausetablette und dann ein wenig Leitungswasser hinzu, bis die Tablette ganz bedeckt ist. Verschließe es sofort mit dem Stopfen, ohne dass das Thermometer ins Wasser hineinragt, und stelle es neben das erste in den Ständer. Dies ist Reagenzglas B.
5. Notiere die Temperatur in beiden Reagenzgläsern.
6. Betrachte die Farbe des Wassers mit der Indikatorlösung im Reagenzglas A. Kannst Du schon eine Veränderung sehen?

7. Gib jetzt in Reagenzglas B noch eine Viertel Brausetablette hinzu. Verschließe das Reagenzglas sofort. Warte etwa 3 bis 5 Minuten und betrachte wieder das Wasser in Reagenzglas A. Siehst Du jetzt eine Veränderung? Füge genügend Brausetabletten-Stücke hinzu, bis eine Farbveränderung zu beobachten ist. Notiere die Temperatur stets bei Zugabe einer Vierteltablette.

8. Wiederhole das Ganze mit Leitungswasser oder mit Meerwasser.

### Versuchsaufbau



Beobachtung												
Brause- tabletten- zugabe	0		1/4		1/2		3/4		1		1 1/4	
	Temp (°C)	Farbe /pH										
Destilliertes Wasser												
Leitungs- wasser												
Meerwasser												

### Ergebnisse

1. Was passierte mit dem mit Indikator versetzten Wasser im Reagenzglas A, nachdem das erste Viertel der Brausetablette im Reagenzglas B gelöst wurde? Nach einer halben Brausetablette und so weiter? Was bedeutet die sichtbare Veränderung?

2. Was passiert mit der Temperatur in den Reagenzgläsern bei jeder Zugabe von Brausetabletten? Was entspricht dieser Temperaturerhöhung?

3. Bei welcher Temperatur ist eine Veränderung der Farbe auf der Oberfläche des destillierten Wassers zu sehen? Bei Leitungs- und bei Meerwasser? Wie kann man den Unterschied erklären?

## Wie beeinflusst die Temperatur die Löslichkeit von CO<sub>2</sub> in Wasser?

Steigt der Anteil des Klimagases Kohlendioxid (CO<sub>2</sub>) in der Atmosphäre, dann steigt durch den Treibhauseffekt auch die Temperatur in der Luft und im Ozean. Haben diese steigenden Wassertemperaturen positive oder negative Auswirkungen auf die Fähigkeit des Wassers, CO<sub>2</sub> aufzunehmen? Wird dieser Effekt global oder regional zu beobachten sein?

Dieses einfache Experiment zeigt Dir, wie viel Gas sich in kaltem und in warmem Wasser lösen kann. Was bedeutet dies für die Meere an den Polen und im Bereich der Tropen und Subtropen?

### Du brauchst

Glasschüssel oder kleines Aquarium  
Durchsichtiger Messzylinder (250 ml)  
Trichter  
Petrischalen-Deckel  
Eiswürfel / kaltes Wasser  
Tauchsieder / warmes Wasser  
Vitamin-Brausetabletten

Um den Vergleich zu erleichtern, können ein Versuch mit warmem und ein Versuch mit kaltem Wasser parallel durchgeführt werden. Dazu kann das warme Wasser mit Lebensmittelfarbe rot und das kalte Wasser blau eingefärbt werden.

### So geht's

1. Fülle den Wasserbehälter zur Hälfte mit kaltem oder warmem Wasser.
2. Fülle den Messzylinder randvoll mit Wasser aus der Schüssel und stelle ihn vorsichtig kopfüber in den Wasserbehälter. Achte darauf, dass kein Wasser aus dem Zylinder schwappt, so dass keine Blasen entstehen. Dies erreichst Du, wenn Du mit der umgedrehten Petrischale die Öffnung des Messzylinders zudeckst. Drehe den Zylinder um und stelle ihn ins Becken. Nimm den Deckel ab, wenn die Zylinderöffnung unter Wasser ist.
3. Halte den Messzylinder schräg und platziere den Trichter in der Zylinderöffnung. Halte den Messzylinder fest. Anschließend soll der Zylinder fest auf dem Trichter stehen.



Abbildung 1: So hältst Du den Messzylinder in Position.

4. Lege eine Brausetablette unter den Trichter. Die Brausetablette löst sich im Wasser auf. Beobachte, wie sich ein Luftraum am oberen Ende des umgestülpten Zylinders bildet. Notiere Dir das Volumen des Luftraums in der unten stehenden Tabelle. Wiederhole den Versuch mehrmals.

5. Vergleiche die Ergebnisse, die Du bei Verwendung von warmem und kaltem Wasser erzielst und trage diese in die Tabelle ein.



Abbildung 2: Festhalten des Messzylinders während des Experiments.

Bildung eines Luftvolumens im Messzylinder		
Anzahl Brausetabletten	Volumen des Luftraums im Messzylinder (ml)	
Versuchsnummer	Kaltes Wasser	Warmes Wasser
1		
2		

## Ergebnisse

1. Womit erzielt man einen größeren Luftraum im Messzylinder: mit kaltem oder warmem Wasser – und warum?
2. Was wird die Konsequenz aus der Ozeanerwärmung sein? Wie wird dies die Rolle der Ozeane als CO<sub>2</sub>-Speicher verändern?
3. Wo auf der Welt nehmen die Ozeane mehr CO<sub>2</sub> auf? Und wo weniger?

### Weitere Experimente

1. Versuche das Experiment mit variierendem Salzgehalt im Wasser.
2. Verwende nacheinander zwei Brausetabletten, ändere aber nicht die Temperatur.
3. Versuche das Experiment mit Wasser, in das Du zuvor etwas Essig gegeben hast.

## Die Folgen eines erhöhten CO<sub>2</sub>-Gehalts in der Luft für Meerwasser und für destilliertes Wasser

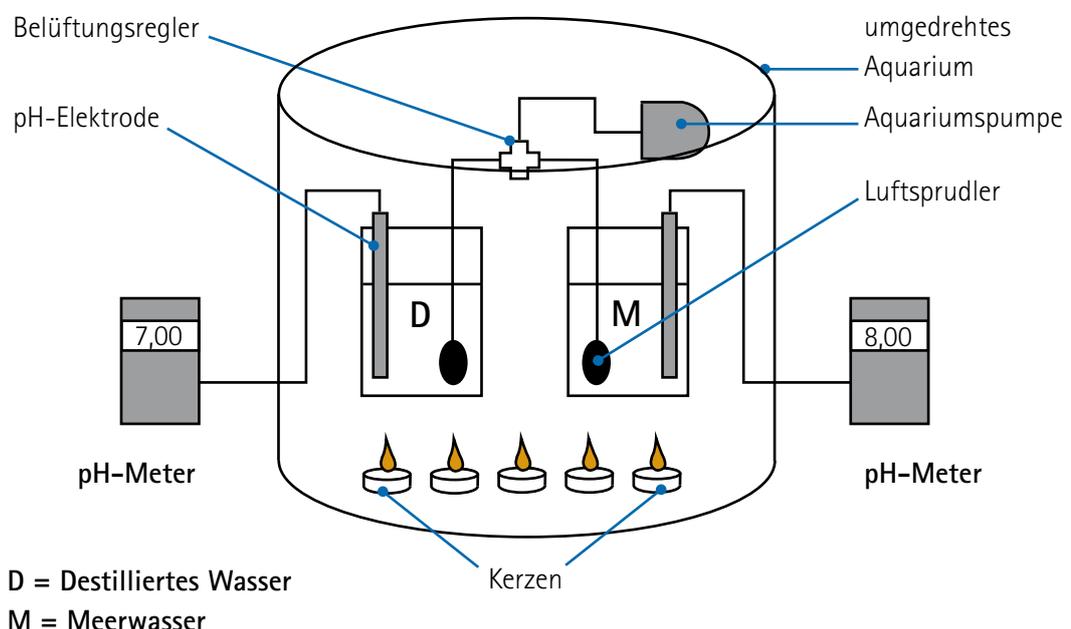
Mehr als 70 Prozent der Erde sind mit Wasser bedeckt – wir leben wahrlich auf einem blauen Planeten! Nur rund drei Prozent sind Süßwasser. Die übrigen 67 Prozent bestehen aus mehr oder minder salzigem Meerwasser. Wie beeinflussen steigende Kohlendioxid-Konzentrationen in der Atmosphäre den pH-Wert von Meerwasser und von Süßwasserflächen wie Seen und Flüsse? Dieses Experiment zeigt, dass der Salzgehalt eine Auswirkung darauf hat, wie Meere und Seen auf Kohlendioxid (CO<sub>2</sub>) reagieren, das aus der Luft ins Wasser gelangt. Dabei wird deutlich, dass Meerwasser der Versauerung länger standhalten kann als Süßwasser.

### Du brauchst

- 1 großes transparentes Aquarium
- 2 Bechergläser (500 Milliliter)
- 2 pH-Meter
- Aquariumspumpe
- 2 Plastikschläuche und 2 Luftsprudler mit Belüftungsregler
- Destilliertes Wasser, Meerwasser\*
- 5 Teelichter
- Streichhölzer
- Stoppuhr

\* Das Wasser sollte mindestens über Nacht stehen, damit sich der Kohlendioxid-Gehalt im Wasser und in der Luft angleichen kann.

### Versuchsaufbau



## So geht's



Abbildung 1: Es sprudelt in beiden Bechergläsern gleich stark



Abbildung 2: Ablesen des Ausgangswertes am pH-Meter

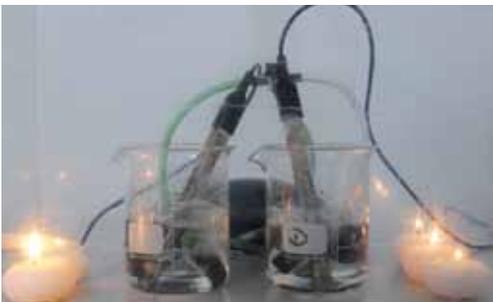


Abbildung 3: Entzünden der Teelichter



Abbildung 4: Minütliches Ablesen des pH-Wertes

1. Fülle ein Becherglas zur Hälfte mit Meerwasser und eines zur Hälfte mit destilliertem Wasser. Lege die Luftsprudler ins Wasser, schließe sie an die Pumpe an und schalte diese ein. Achte darauf, dass es in beiden Gläsern gleich stark sprudelt.

2. Lege eine pH-Elektrode in jedes Becherglas und verbinde diese mit dem pH-Meter. Lies den Ausgangswert ab und trage ihn in eine Tabelle ein.

3. Zünde die Teelichter an und stelle diese vor den Bechergläsern auf. Decke den gesamten Aufbau mit dem umgedrehten Aquarium ab. Es ist wichtig, dass sich die Aquariumspumpe ebenfalls unter der Glashaube befindet. Die pH-Meter können außerhalb liegen, falls das Aquarium nicht groß genug ist.

4. Miss mindestens zehn Minuten lang jede Minute den pH-Wert und trage ihn in die Tabelle ein. Markiere auch den Zeitpunkt, zu dem die Kerzen erlöschen.

5. Erstelle aus den Daten in der Tabelle einen Graphen.

Abbildung 5: Tabelle

pH-Wert des Wassers in den Bechergläsern		
Zeit (Minuten)	pH-Wert	
	Meerwasser	Destilliertes Wasser
0		
1		
2		
3		
4		
5		
6		
7		
8		
9		
10		
11		
12		
13		
14		

Abbildung 6: Veränderung des pH-Werts

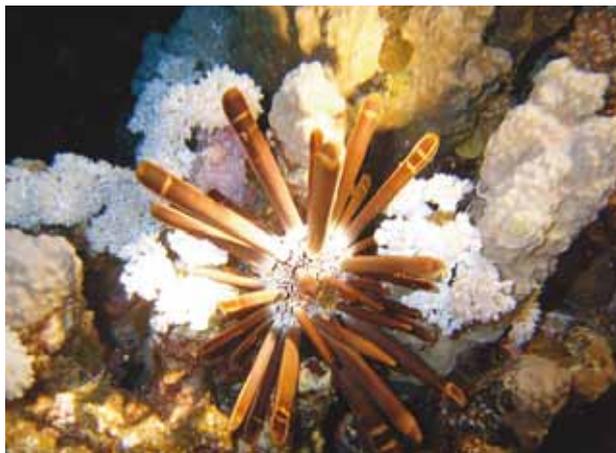
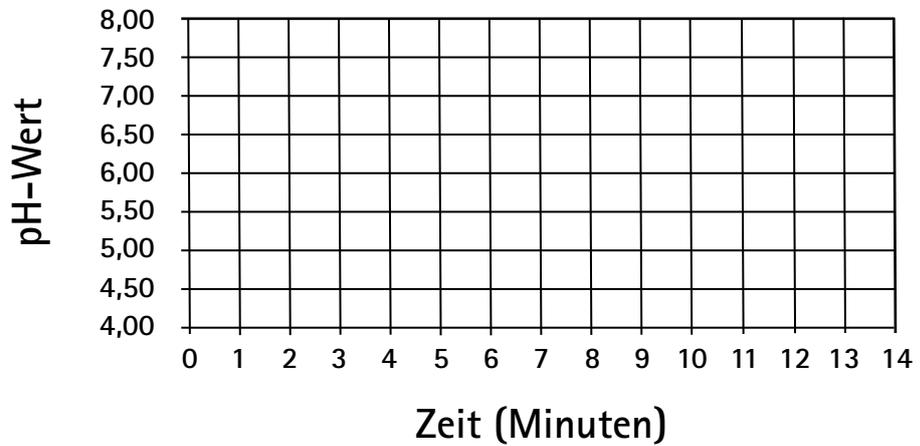


Abbildung 7: Griffelseeigel: Werden Meerestiere, die ihre Schalen aus Kalk aufbauen, den Veränderungen des pH-Werts im Wasser standhalten?

## Ergebnisse

1. In welchem Becherglas hat sich der pH-Wert stärker verändert? Ist das Wasser darin basischer oder saurer geworden?
2. Viele der Lebewesen im Wasser können keine großen Schwankungen im pH-Wert verkraften. Was könnte Deiner Meinung nach die Folge eines erhöhten  $\text{CO}_2$ -Gehalts in der Umwelt für die Lebewesen in Seen und im Ozean sein?
3. Warum wurde das Wasser in den Bechergläsern belüftet? Warum sollte die Pumpe ebenfalls unter dem Glasdeckel platziert werden?
4. Wie beeinflussen die brennenden Kerzen die Luft unterhalb des Aquariums? Was passiert mit dem Sauerstoff? Welches Gas erzeugen die brennenden Kerzen?

### Weitere Experimente

1. Sofern die Zeit es zulässt, kannst Du die Abnahme des pH-Werts in beiden Bechergläsern so lange verfolgen, bis sich keine Veränderung mehr feststellen lässt. Achte darauf, wie lange es dauert, bis der endgültige pH-Wert erreicht ist und wo dieser liegt.
2. Versuche, die Pufferfunktion des Wassers aus verschiedenen Seen zu untersuchen, die über „weiches Wasser“ oder „hartes Wasser“ verfügen.
3. Vergleiche die Pufferfunktion von Wasser mit verschiedenem Salzgehalt, indem Du verschiedene Mengen an Salz darin auflöst.



Abbildung 8: In Laborexperimenten wird untersucht, welche Auswirkungen Ozeanversauerung und -erwärmung auf Kaltwasserkorallen haben.

## pH-Regulation im Meerwasser: Die Rolle von Karbonat ( $\text{CO}_3^{2-}$ ) und Hydrogenkarbonat ( $\text{HCO}_3^-$ )

Der gelöste anorganische Kohlenstoff (DIC, Dissolved Inorganic Carbon) stellt das größte Kohlenstoffreservoir im Ozean dar. Dieser Speicher umfasst das im Wasser gelöste Kohlendioxid ( $\text{CO}_2$ ) sowie Hydrogenkarbonat- ( $\text{HCO}_3^-$ ) und Karbonat-Ionen ( $\text{CO}_3^{2-}$ ). Der pH-Wert des Meerwassers hängt davon ab, welcher dieser Bestandteile vorherrscht.

Der aktuelle pH-Wert unserer Ozeane liegt im Bereich des Basischen, zwischen 7,8 und 8,5. Bei diesem Wert dominieren die  $\text{HCO}_3^-$ -Ionen. Steigt der pH-Wert, dann steigt die Konzentration der Karbonat-Ionen. Wenn sich mehr  $\text{CO}_2$  im Meerwasser löst, dann wird dieses saurer – der pH-Wert sinkt. Bei der chemischen Reaktion im Wasser entsteht Kohlensäure ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ). Diese ist relativ instabil. Sie trennt sich deshalb sofort weiter auf und bildet Hydrogenkarbonat- und Karbonat-Ionen. Die Ionen sind verantwortlich für die Pufferfunktion des Meerwassers: Das Meerwasser kann deutlichen Schwankungen des pH-Werts widerstehen, selbst nachdem leichte Basen oder Säuren hinzugefügt wurden. Die Karbonat-Ionen können mit den massenhaft im Meerwasser enthaltenen Kalzium-Ionen reagieren. Es entsteht Kalziumkarbonat ( $\text{CaCO}_3$ ), das Material, aus dem auch Muschelschalen, Korallenskelette oder die Hüllen von Mikroalgen bestehen.

Dieses Experiment verdeutlicht mittels eines einfachen Versuchs, wie Hydrogenkarbonat und Karbonat den pH-Wert von Meerwasser regulieren, und führt dessen Pufferfunktion vor Augen.

### Du brauchst

- 3 bis 6 gleich große Flaschen mit Deckeln
- Destilliertes Wasser
- Meerwasser
- Sechs Trinkhalme
- Natriumkarbonat ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ )
- Natriumhydrogenkarbonat (Backpulver, Natron) ( $\text{NaHCO}_3$ )
- Universalindikator (McCrumb) mit Farbtafel
- Pipette
- Pulverisierte Eierschale (optional)

## So geht's

1. Fülle drei Flaschen mit je 200 Milliliter Meerwasser und drei Flaschen mit je 200 Milliliter destilliertem Wasser. Füge einer Flasche mit Meerwasser und einer Flasche mit destilliertem Wasser je eine kleine Prise Natriumkarbonat zu. Füge einer Flasche mit Meerwasser und einer Flasche mit destilliertem Wasser je eine kleine Prise Natriumhydrogencarbonat zu.
2. Vergleiche die Farben des Wassers in den Flaschen. Sind Unterschiede zu erkennen?



Abbildung 1: Die Flaschen vor Hinzufügen des Indikators

3. Füge jeder Flasche 20 Tropfen Indikatorlösung hinzu und bestimme mit der Farbtafel den jeweiligen pH-Wert. Sind Unterschiede zu erkennen?
4. Stelle einen Trinkhalm in jede Flasche und achte darauf, dass er ins Wasser eintaucht.



Abbildung 2: Die Flaschen nach Hinzufügen des Indikators

5. Blase durch die Trinkhalme Luft in die Flaschen, um ihnen  $\text{CO}_2$  zuzufügen. Versuche je Flasche 20 Sekunden lang gleichmäßig zu blasen. Verschließe die Flaschen anschließend schnell. Bestimme den pH-Wert und trage ihn in die Tabelle ein.
6. Blase nun 40 und dann 60 Sekunden und verschließe die Flaschen anschließend zügig, damit sich die Luft in den Flaschen möglichst nicht austauscht. Sind Unterschiede zu erkennen?

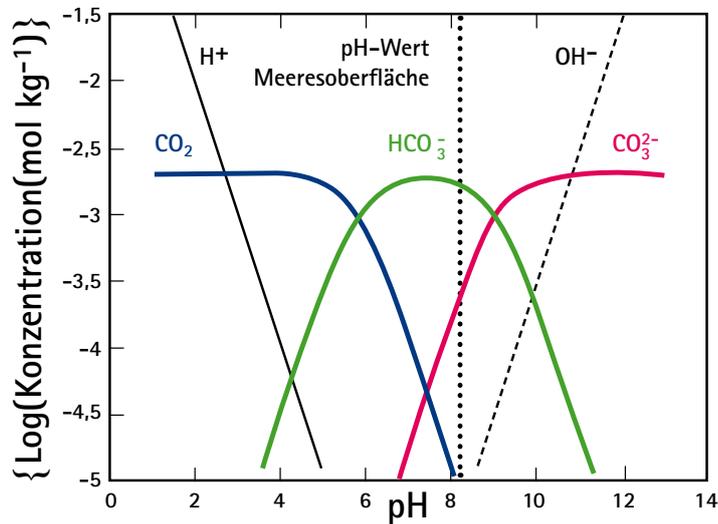
## Tabelle für die Ergebnisse

Wasserproben	pH-Wert (mit Farbskala vergleichen)				
	Ursprüngliche Farbe	Farbe nach Hinzufügen des Indikators	Farbe nach 20 Sekunden blasen	Farbe nach 40 Sekunden blasen	Farbe nach 60 Sekunden blasen
Meerwasser					
Meerwasser mit $\text{NaHCO}_3$					
Meerwasser mit $\text{Na}_2\text{HCO}_3$					
Destilliertes Wasser					
Destilliertes Wasser mit $\text{NaHCO}_3$					
Destilliertes Wasser mit $\text{Na}_2\text{HCO}_3$					

## Ergebnisse

1. Konntest Du Unterschiede im Aussehen des Wassers in den unterschiedlichen Flaschen erkennen, bevor Du die Indikatorlösung hinzugefügt hast?
2. Welche pH-Werte lassen sich nach Hinzufügen des Indikators für die einzelnen Flaschen ablesen? Wie beeinflussen  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  und  $\text{NaHCO}_3$  den pH-Wert des Seewassers und des destillierten Wassers, bevor Luft beziehungsweise  $\text{CO}_2$  in die Flaschen geblasen wurde?
3. Was passiert mit dem Wasser, nachdem  $\text{CO}_2$ -haltige Luft hineingeblasen wurde? Wie beeinflussen  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  und  $\text{NaHCO}_3$  den pH-Wert des Meerwassers und des destillierten Wassers, nachdem Luft in die Flaschen geblasen wurde?
4. Eierschale besteht aus Kalziumkarbonat (Kalk,  $\text{CaCO}_3$ ). Füge dem sauren Meerwasser und dem sauren destillierten Wasser pulverisierte Eierschale zu. Ändert sich der pH-Wert?  
Was ist der Unterschied zwischen dem  $\text{CO}_3^{2-}$  in der Eierschale und im  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ?
6. Kannst Du nach dem Experiment Schlüsse in Bezug auf die Rolle von  $\text{HCO}_3^-$  und  $\text{CO}_3^{2-}$  für die Pufferfunktion des Meerwassers ziehen?

Abbildung 3: Mit steigendem pH-Wert sinkt der Anteil des gelösten  $\text{CO}_2$ . Der Anteil der Karbonat-Ionen steigt.



## Weitere Experimente

1. Bestimme den pH-Wert in Proben mit destilliertem Wasser, denen Du nach und nach immer mehr  $\text{NaHCO}_3$  zusetzt. Wiege dafür verschiedene Mengen ab. Dann bläst Du Atemluft in die Flaschen. Was passiert mit dem pH-Wert?
2. Denke Dir weitere Experimente aus. Was geschieht zum Beispiel mit einer Wasserprobe mit  $\text{NaHCO}_3$ , wenn zusätzlich  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  zugegeben wird? Was passiert mit einer Wasserprobe mit  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , wenn zusätzlich  $\text{NaHCO}_3$  zugegeben?



Abbildung 4: Mit Sonden, die an einen Kranzwasserschöpfer angebaut sind, messen Meeresforscher auch den pH-Wert der Ozeane.

## Kohlendioxid-Düngung von marinen Mikroalgen-Kulturen (*Dunaliella* sp.)

Marine Mikroalgen – kleinste, einzellige Pflanzen, die im Meerwasser leben – benötigen Kohlendioxid (CO<sub>2</sub>), um zu wachsen. Sie helfen also wie Pflanzen an Land, CO<sub>2</sub> aus der Luft zu entfernen, und tragen zur Funktion des Ozeans als „Kohlenstoffsenke“ bei. Dieses Experiment illustriert, wie wichtig CO<sub>2</sub> für das Wachstum der Mikroalge *Dunaliella* sp. in Meerwasser ist.

### Du brauchst

Erlenmeyer Kultur-Kolben (200 Milliliter)  
 Mit einem Loch versehene Gummistopfen für die Kolben  
 (Alternative: in Klarsichtfolie gewickelte Wattestopfen)  
 Pipetten  
 Vakuumfilter-Gerät  
 Filterpapier  
 Glasfaser-Filter (GFF)  
 Trinkhalme  
 Wattebausch

Kulturwasser: Teich- oder Seewasser, Meerwasser (Salzgehalt: 35) und Brackwasser (Salzgehalt: 15)

Nährstoffe für die Algenkultur: Nitrat (NO<sub>3</sub>), Phosphat (PO<sub>4</sub>), Silikat (Si(OH)<sub>4</sub>), Vitaminmischung, Metallmischung  
 (Sind keine Nährstoffe verfügbar, kann Pflanzendünger mit hohen Nitrat- und Phosphatanteilen verwendet werden. Pro Liter Kulturwasser reichen 5 bis 10 Milliliter Dünger.)

Stammkultur von Süß- oder Meerwasseralgeln (Ist keine Algen-Stammkultur verfügbar, können natürlich auftretende Populationen verwendet werden. Dabei kann es länger dauern, bis erste Ergebnisse sichtbar werden. *Dunaliella* sp. aus der Natur benötigt kein Silikat.)

### So geht's

1. Filtere das Kulturwasser zuerst mit Papierfiltern und anschließend mit den Glasfaser-Filtern. Die Filterung ist nicht zwingend erforderlich. Sie reinigt das Wasser jedoch von Bakterien und fremden Algenkulturen.
2. Bereite eine gemeinsame Algenkultur für alle Versuche vor. Dazu fügst Du einem Liter des gefilterten Wassers die Nährstoffe zu – hier je 1 Milliliter jeder Nährstofflösung aus Nitrat, Phosphat, Silikat und Metallen und 500 Mikroliter der Vitaminmischung.
3. Füge dem Kulturmedium etwa 5 Milliliter der Algenstammkultur hinzu.
4. Spüle die Kultur-Kolben mit gefiltertem Kulturwasser aus und fülle diese bis zur 150-Milliliter-Marke mit der vorbereiteten Algenkultur. Dann entscheidet die Klasse gemeinsam mit dem Lehrer über die Art der Behandlung.

## Drei Behandlungsmethoden für die Algenkultur



Behandlung 1 (B1): Ohne CO<sub>2</sub>-Zugabe– Kolben fest verschlossen

Behandlung 2 (B2): CO<sub>2</sub>-gedüngt – Kolben mit dem Gummi- oder Wattestopfen geschlossen, durch den ein Trinkhalm gesteckt wird, um CO<sub>2</sub>-haltige Atemluft in den Kolben zu blasen

Behandlung 3 (B3): Kontroll-Kolben mit Wattebausch, der nicht in Klarsichtfolie gewickelt ist

5. Bereite zum Vergleich drei Kolben für jede Behandlungsweise her. Stelle die Kolben an einem hellen Ort, jedoch nicht im direkten Sonnenlicht auf. Behandlung 1 und Behandlung 3 sollten mindestens zweimal am Tag sanft geschüttelt werden. Behandlung 2 sollte zweimal am Tag 30 bis 60 Sekunden lang Atemluft zugefügt werden.

## Ergebnisse

Beobachte die Algenkulturen über zwei Wochen. Wie verändern sich die Farben in den Kolben?  
Was sagt dies über das Wachstum der Algen unter den verschiedenen Bedingungen aus?

### Weiteres Experiment

Um zu testen, ob sich die CO<sub>2</sub>-Limitierung einfach aufheben lässt, kann jetzt auch Behandlung 1 (B1) CO<sub>2</sub> durch Hineinblasen hinzugefügt werden.

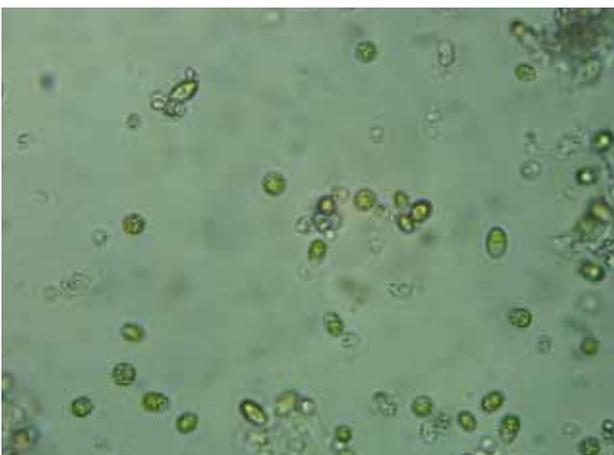


Abbildung 2: Die Mikroalge *Dunaliella* sp. durchs Mikroskop betrachtet. Eine einzelne Zelle hat einen Durchmesser von 10 Mikrometern (µm), das ist ein Zehntel der Dicke eines menschlichen Haares.

## Wie viel Kohlendioxid befindet sich im Klassenzimmer?

Wie viel Kohlendioxid (CO<sub>2</sub>) enthält die Luft in Deinem Klassenraum? Welche Faktoren sorgen dafür, dass mehr CO<sub>2</sub> entsteht? Welche können den CO<sub>2</sub>-Gehalt verringern? In diesem Experiment dokumentierst Du die Luftveränderungen gemeinsam mit Deinen Mitschülern über einen längeren Zeitraum.

### Du brauchst

Tragbarer CO<sub>2</sub>-Sensor mit Datenspeicher  
 Ständer mit Klemmhalter  
 Computer  
 Verlängerungskabel  
 Klebeband  
 Digitalkamera

### So geht's

1. Übe zunächst die Handhabung des CO<sub>2</sub>-Messgeräts, indem Du die CO<sub>2</sub>-Konzentration an verschiedenen Stellen in der Schule misst. Wie hoch ist der Wert auf dem Schulhof, dem Parkplatz, in Räumen mit unterschiedlich vielen Personen darin, auf dem Dach oder an anderen Orten?

2. Wenn alle mit dem Gerät umgehen können, werden die Aufgaben für das eigentliche Experiment verteilt:

Analysten: Alle Schüler gehören zu dieser Gruppe  
 Fotografen: Zwei Schüler, die alle Aktivitäten der Klasse dokumentieren  
 Monteure: Zwei Schüler, die den Sensor im Klassenzimmer installieren und darauf achten, dass er stets korrekt funktioniert  
 Beobachter: Zwei Schüler, die alle Ereignisse im Klassenzimmer notieren

Datenerfasser: Drei Schüler, die die vom Sensor gelieferten Daten in den Computer übertragen und daraus Grafiken für die Klasse erstellen

Reporter: Zwei Schüler, die das gesamte Experiment zusammenfassen und eine Präsentation erstellen  
 Beobachter: Zwei Schüler, die alle Ereignisse im Klassenzimmer notieren

3. Die Monteure stellen mit Hilfe des Lehrers den CO<sub>2</sub>-Sensor mit dem Ständer und dem Klemmhalter hinten im Klassenzimmer auf, am besten erhöht auf einem Schrank. Befestigt die Apparatur falls nötig mit Klebeband. Prüft einmal am Tag, ob der CO<sub>2</sub>-Sensor Daten misst und speichert.



Abbildung 1: Um den Umgang mit dem CO<sub>2</sub>-Messgerät zu üben, kannst Du die Luft an verschiedenen Orten rund um die Schule und im Gebäude messen.

4. Die Datenerfasser notieren die Werte im Abstand von 30 Minuten und erstellen daraus mit einem Computerprogramm eine Grafik.

5. Besonders interessant wird Eure Grafik, wenn Ihr darin markiert, wann sich Schüler im Raum befanden oder wann Fenster oder Türen geöffnet waren. Darum halten die Beobachter in einem Protokollheft folgende Informationen mit dem genauen Datum und der Uhrzeit fest:

- Wann betritt die erste Person morgens das Klassenzimmer?
- Wie viele Menschen befinden sich im Raum?
- Wann waren Türen und Fenster geöffnet? Wie lange?
- Wann kam die Klasse ins Zimmer? Und wann ging sie wieder hinaus?
- Wann verließ die letzte Person den Raum?
- Wie war das Wetter draußen (sonnig, bewölkt, regnerisch etc.)?

6. Probiert aus, ob der  $\text{CO}_2$ -Gehalt steigt, wenn Ihr im Raum herumtobt.

7. Die Fotografen dokumentieren den Klassenraum und Eure Aktivitäten regelmäßig, damit die Reporter/Berichtserstatter am Ende des Experiments die gesammelten Daten zusammen mit Bildern präsentieren können.

8. Nachdem Ihr den Schulalltag eine Woche lang auf diese Weise analysiert habt, könnt Ihr Änderungen im Klassenraum vornehmen. Zum Beispiel:

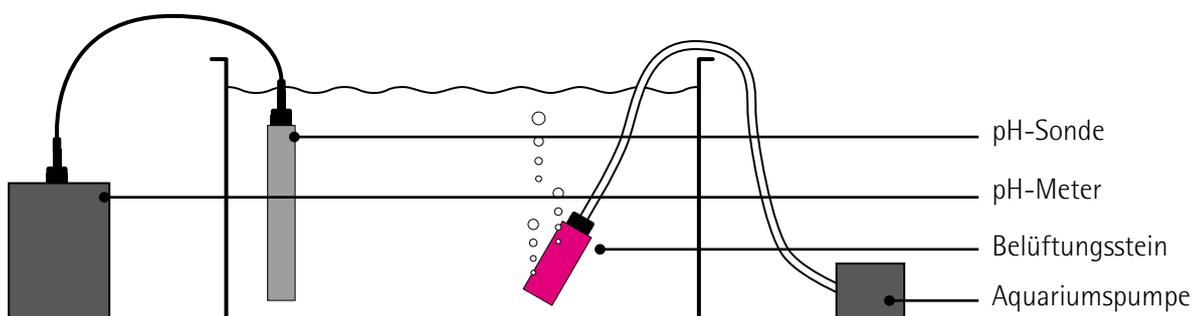
a) Jeder Schüler bringt eine Topfpflanze mit und stellt sie auf der Fensterbank auf. Messt und dokumentiert wieder die  $\text{CO}_2$ -Konzentrationen. Schaut Euch auch die Werte an, die bei Nacht gemessen wurden. Welche Auswirkungen haben die Pflanzen?

b) Jeder Schüler zündet eine Kerze an und lässt diese für 15 Minuten brennen. Messt dann den  $\text{CO}_2$ -Gehalt. Welche Auswirkungen haben die Kerzen?

c) Kombiniert Pflanzen und Kerzen. Welche Werte lassen sich jetzt messen?

d) Stellt an einem ungestörten Platz im Klassenraum ein Aquarium auf. Füllt dieses mit destilliertem Wasser oder Meerwasser. Führt dem Wasser über eine Aquariumspumpe Luft zu und messt die pH-Werte im Wasser mit einem pH-Messgerät. Wie wirken sich Eure Aktivitäten (Lüften, Toben, Pflanzen halten, Kerzen brennen lassen) auf den pH-Wert des Wassers aus? Könnt Ihr die pH-Werte mit Euren  $\text{CO}_2$ -Messungen in Verbindung bringen?

## Versuchsaufbau



## Die Projektpartner von BIOACID

Alfred-Wegener-Institut für Polar- und Meeresforschung, Bremerhaven  
Carl von Ossietzky Universität Oldenburg  
Christian-Albrechts-Universität zu Kiel  
ICBM / ICBM-Terramare, Oldenburg und Wilhelmshaven  
Helmholtz-Zentrum für Ozeanforschung Kiel (GEOMAR)  
Heinrich-Heine-Universität, Düsseldorf  
Jacobs-University, Bremen  
Leibniz-Institut für Gewässerökologie und Binnenfischerei, Berlin  
Leibniz-Institut für Ostseeforschung Warnemünde  
Ludwig-Maximilians-Universität München  
Max-Planck-Institut für Marine Mikrobiologie, Bremen  
PreSens Precision Sensing GmbH, Regensburg  
Ruhr-Universität Bochum  
Universität Bremen  
Universität Hamburg  
Universität Rostock  
Westfälische Wilhelms-Universität Münster  
Zentrum für Marine Tropenökologie (ZMT), Bremen

## Projektkoordination

Prof. Dr. Ulf Riebesell  
Helmholtz-Zentrum für Ozeanforschung Kiel (GEOMAR)  
Wischhofstr. 1-3  
D-24148 Kiel  
Telefon: 0431 600 – 0  
Telefax: 0431 600 – 2805  
E-Mail: [info@geomar.de](mailto:info@geomar.de)  
Website: [www.geomar.de](http://www.geomar.de)

## BIOACID

Mehr als einhundert Meeresbiologen, -chemiker und -physiker sowie Molekularbiologen, Paläontologen, Mediziner, Mathematiker und Techniker aus 14 deutschen Instituten erforschen seit September 2009 unter dem Dach von BIOACID gemeinsam die Folgen der Ozeanversauerung für marine Organismen. Die sieben Großbuchstaben stehen für „Biological Impacts of Ocean ACIDification“ (Biologische Folgen der Ozeanversauerung). Zudem verbindet die Projektbezeichnung die Begriffe BIO für sämtliche Lebewesen im Meer mit ACID für Säure. Das Bundesministerium für Bildung und Forschung (BMBF) fördert das Projekt in einer ersten Phase bis Mitte 2012 mit 8,5 Millionen Euro. BIOACID war 2009 das erste nationale Verbundprojekt zur Ozeanversauerung. Mittlerweile ist ein Netzwerk mit dem European Project on Ocean Acidification (Europäisches Projekt zur Ozeanversauerung, EPOCA) und weiteren internationalen Forschungsvorhaben entstanden.

GEFÖRDERT VOM



Bundesministerium  
für Bildung  
und Forschung



## Impressum

Herausgeber: BIOACID / Helmholtz-Zentrum für Ozeanforschung Kiel (GEOMAR)

2. Auflage, Januar 2012

Experimente: Dr. Sally Dengg, CarboSchools, GEOMAR (Experiment 3 in Kooperation mit Dr. Sven Hille, IOW und Kristina Neumann, Universität Rostock)

Einleitung und Übersetzungen: Maïke Nicolai, GEOMAR

Fotos: Maïke Nicolai, außer: S.2: Stephanie Pohl/Sabrina Warnk/Alena Gall, S. 4/5: S. 4/5: Prof. Dr. Ulf Riebesell, S.21: Mario Müller, S. 38, S. 69: Annegret Stuhr, S. 62: Jan Schröder, S. 63: Dr. Armin Form, S. 67: Martina Nielsen (alle GEOMAR)

Layout: Katharina Marg, formkombinat

## Weiterführende Links

BIOACID: [www.bioacid.de](http://www.bioacid.de)

CarboSchools: [www.carboeurope.org](http://www.carboeurope.org)

EPOCA: [www.epoca-project.eu](http://www.epoca-project.eu)

UKOA: [www.oceanacidification.org.uk](http://www.oceanacidification.org.uk)

MedSeA: <http://medsea-project.eu>



