

Name:

Datum:

## Ozeanversauerung – Auswirkung von Kohlenstoffdioxid auf den pH-Wert im Ozean

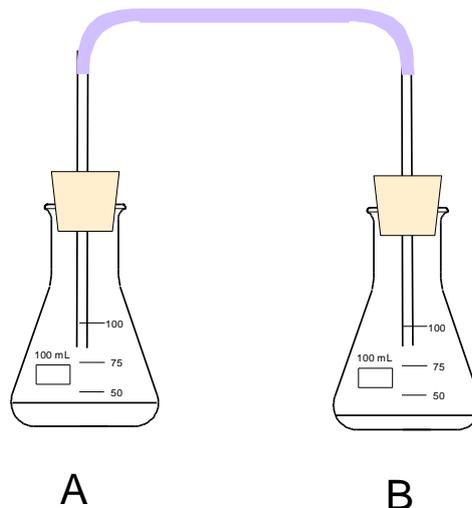
Welchen Einfluss hat die steigende Kohlenstoffdioxid-Konzentration in der Atmosphäre auf die Ozeane?

### Geräte

2 Erlenmeyerkolben weit (100 mL), 2 durchbohrte Stopfen mit Glasrohr, verbunden mit einem Gummischlauch, 2 Stative mit Klemmen und Muffen, Messzylinder (50 mL), weiße Unterlage, Glasstab, wasserfester Stift

### Materialien

Leitungswasser, Universalindikator (Mc Crumb: 20 mg Methylrot, 40 mg Bromthymolblau, 40 mg Thymolblau, 20 mg Phenolphthalein in 100 mL Ethanol), pH-Farbskala (Mc Crumb), Brausetablette geviertelt (ohne Farbstoff)



### Durchführung

1. Fülle mit Hilfe des Messzylinders 50 mL Leitungswasser in einen der beiden Erlenmeyerkolben. Beschrifte den Kolben mit A.
2. Füge 10 Tropfen Indikatorlösung (Mc Crumb) zum Wasser hinzu. Rühre mit einem Glasstab um, bis sich das Wasser deutlich dunkelgrün gefärbt hat.
3. Befestige beide Kolben am Stativ (auf der weißen Unterlage).
4. Setze auf den Erlenmeyerkolben mit dem grünen Wasser (Kolben A) den Stopfen und achte darauf, dass er dicht schließt. Vorsicht, drücke nicht zu fest (Verletzungsgefahr)!
5. Gib in den zweiten Erlenmeyerkolben mittels Messzylinder 20 mL Leitungswasser. Beschrifte ihn mit B.

6. Füge ein Viertel einer Brausetablette in Kolben B hinzu und verschließe ihn sofort mit dem Stopfen. Achte auch hier darauf, dass er dicht verschließt!
7. Beobachte, was in der grünen Lösung (Kolben A) passiert und warte bis sich die Tablette aufgelöst hat. Notiere deine Beobachtungen unten in der Tabelle. Die Farbe kannst du mittels der Farbskala vergleichen und somit den entsprechenden pH-Wert bestimmen.
8. Gib ein weiteres Viertel einer Brausetablette in den Kolben B und verschließe ihn sofort wieder mit dem Stopfen. Beobachte erneut die Veränderung.
9. Wiederhole den vorherigen Schritt (Punkt 8) mit einem weiteren Viertel Brausetablette so oft, bis die Tablette aufgebraucht ist.
10. Trage deine Beobachtungen in die untere Tabelle ein.

### Beobachtungen

Brausetablette	Farbe der Lösung im Kolben A	pH-Wert
0		
1/4		
1/2		
3/4		
1		

**Wie kannst du dir die Farbveränderung erklären?  
Was bedeutet das für die Ozeane?**

---

---

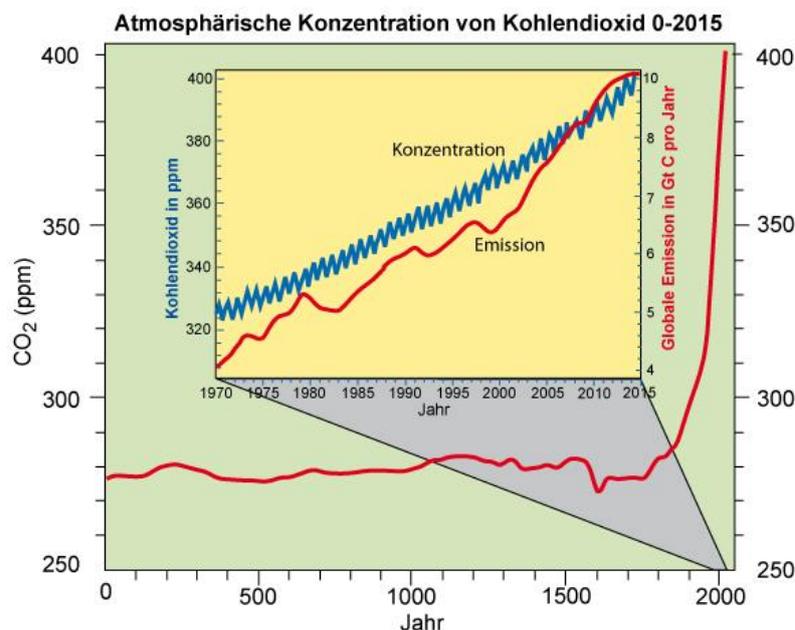
## Information zum Versuch – Ozeanversauerung – Wirkung von Kohlenstoffdioxid auf den pH-Wert im Ozean – Welchen Einfluss hat die steigende CO<sub>2</sub>-Konzentration in der Atmosphäre auf die Ozeane?

Dieser Versuch gehört zu einer Versuchsreihe, die sich mit dem Thema Ozeanversauerung beschäftigt. Die Schülerinnen und Schüler erforschen hier, wie das Gas CO<sub>2</sub> aus der Luft ins Wasser gelangt, welchen Einfluss die CO<sub>2</sub>-Konzentration bzw. der CO<sub>2</sub>-Partialdruck auf diesen Prozess hat und wie sich dabei der pH-Wert des Wassers abhängig vom CO<sub>2</sub>-Gehalt ändert.

### Hintergrund

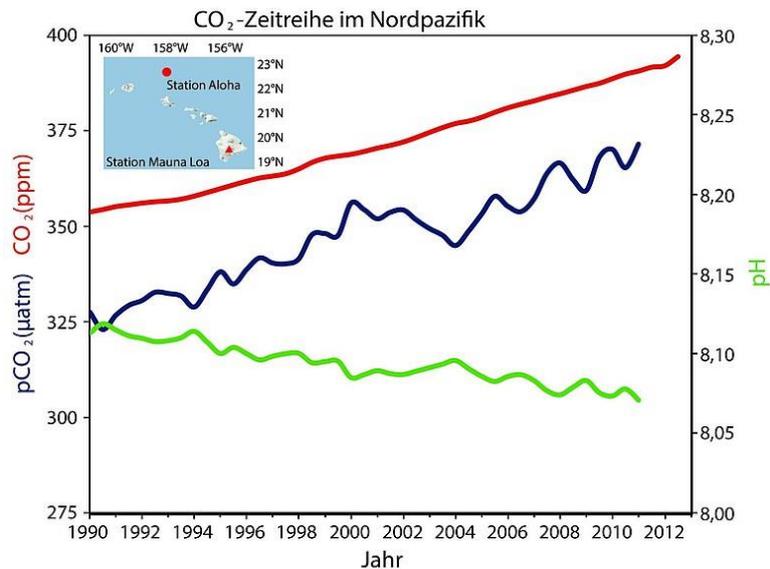
Die Atmosphäre der Erde setzt sich hauptsächlich aus Stickstoff (Volumenanteil = ca. 78 %), Sauerstoff (Volumenanteil = ca. 21 %) und Argon (Volumenanteil = ca. 1 %) zusammen. Zusätzlich sind weitere Gase in geringeren Anteilen in der Luft vorhanden. Dazu gehört das klimawirksame Gas Kohlenstoffdioxid, welches in der Erdatmosphäre gegenwärtig einen Volumenanteil von etwa 0,04 % (ca. 400 ppm)<sup>1</sup> ausmacht.

Jedes Jahr nimmt der Ozean riesige Mengen Kohlenstoffdioxid auf (etwa 2 Gt C)<sup>2</sup>. Würde diese Funktion der Meere als Kohlenstoffdioxidspeicher fehlen, hätte sich die Atmosphäre bis heute deutlich stärker erwärmt. Damit sich Kohlenstoffdioxid aus der Luft im Ozean löst, muss der Druck des Kohlenstoffdioxids in der Atmosphäre höher sein als der Druck des im Wasser gelösten CO<sub>2</sub>-Gases. Man spricht dann von einer CO<sub>2</sub>-Partialdruckdifferenz. Ein Gas strömt immer vom Bereich des höheren Partialdrucks (Atmosphäre) in den Bereich des niedrigeren Drucks (Ozean). Kohlenstoffdioxid wird folglich solange im Meerwasser gelöst, bis der Partialdruck in der Atmosphäre und im Meer gleich ist. Da der atmosphärische Partialdruck zumeist höher ist als im Ozean, diffundiert Kohlenstoffdioxid zunehmend in die Meere (mit Ausnahme von sehr warmen tropischen Gewässern, da Löslichkeit und Partialdruck auch temperaturabhängig sind).



**Abb. 1:** Die atmosphärische Konzentration von Kohlenstoffdioxid vom Beginn der Zeitrechnung bis zum Jahre 2015. Im eingefügten Kästchen die Konzentrations- und Emissionsentwicklung seit 1970.<sup>3</sup> Mit freundlicher Genehmigung von Dieter Kasang.

In Abb. 1 wird die Entwicklung der CO<sub>2</sub>-Konzentration in der Erdatmosphäre seit Beginn der Zeitrechnung bis 2015 dargestellt. Aus Analysen von Eisbohrkernen der Antarktis und Grönlands lässt sich die Zusammensetzung der Atmosphäre für vergangene Zeiträume rekonstruieren. Vor Beginn des 19. Jahrhunderts finden sich nur geringfügige Schwankungen der atmosphärischen CO<sub>2</sub>-Konzentrationen um einen Mittelwert von etwa 280 ppm. Erst mit Beginn der Industrialisierung erhöhte sich die CO<sub>2</sub>-Konzentration bis heute (2020) auf über 400 ppm<sup>4</sup> (siehe auch Abb.1 und 2). Grund für diesen Anstieg sind die von Menschen verursachten CO<sub>2</sub>-Emissionen, zum Beispiel durch Verbrennung fossiler Rohstoffe. Die CO<sub>2</sub>-Konzentration in der Atmosphäre wäre noch größer, wenn die Erdatmosphäre nicht im ständigen Gasaustausch mit dem Ozean stünde.

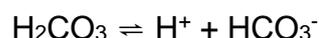


**Abb. 2:** Eine geglättete Zeitreihe des atmosphärischen CO<sub>2</sub>-Stoffmengenanteils (in ppm) am atmosphärischen Mauna Loa Observatorium (obere rote Linie), des Meeresoberflächenpartialdrucks von CO<sub>2</sub> (pCO<sub>2</sub>; mittlere blaue Linie) und des pH-Wertes an der Meeresoberfläche (untere grüne Linie) an der Station ALOHA im subtropischen Nordpazifik nördlich von Hawaii für den Zeitraum 1990–2011 (nach Doney et al., 2009; Daten von Dore et al., 2009). Die Ergebnisse zeigen, dass der Trend des CO<sub>2</sub>-Partialdrucks an der Meeresoberfläche grundsätzlich mit dem atmosphärischen Anstieg korreliert, als Folge der großräumigen Jahr-zu-Jahr-Variabilität ozeanischer Prozesse aber variabler ist.<sup>5</sup>

Wenn atmosphärisches CO<sub>2</sub> an der Grenzfläche zwischen Luft und Meer ausgetauscht wird, reagiert es mit dem Wasser zu einem geringen Anteil (etwa 0,2 %, je nach Temperatur) zu „Kohlensäure“ (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>):\*



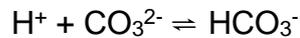
Diese geringe Menge der in Wasser vorliegenden „Kohlensäure“ ist jedoch von großer Bedeutung für den Kohlenstoffkreislauf der Erde. Die Kohlensäure (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) dissoziiert in H<sup>+</sup>-Ionen (bzw. mit Wasser zu H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>) und Hydrogencarbonat-Ionen (HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>):



\* Anmerkung: Aus didaktischen Gründen wird hier die vereinfachte Schreibweise H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> benutzt, obwohl sie nur in sehr sehr geringer Konzentration vorkommt. Bisher war man davon ausgegangen, dass Kohlensäure (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) als stabiles Molekül überhaupt nicht existiert, da sie sofort in Wasser und Kohlendioxid zerfällt. Doch einem österreichischen Forscherteam ist es inzwischen gelungen, gasförmige Kohlensäure zu detektieren - allerdings nur als Spurenkomponente.<sup>6</sup>

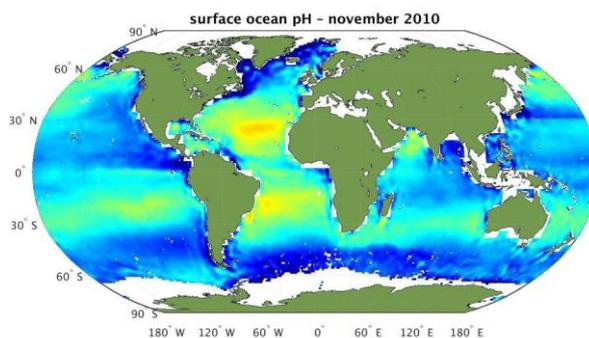
Der Anstieg der Wasserstoffionenkonzentration führt dazu, dass der pH-Wert ( $= -\log [H^+]$ ) des Meerwassers sinkt.

Die entstehenden  $H^+$ -Ionen gehen zum Teil eine Verbindung mit den Carbonat-Ionen ( $CO_3^{2-}$ ) im Wasser ein, wobei wieder Hydrogencarbonat-Ionen ( $HCO_3^-$ ) entstehen.

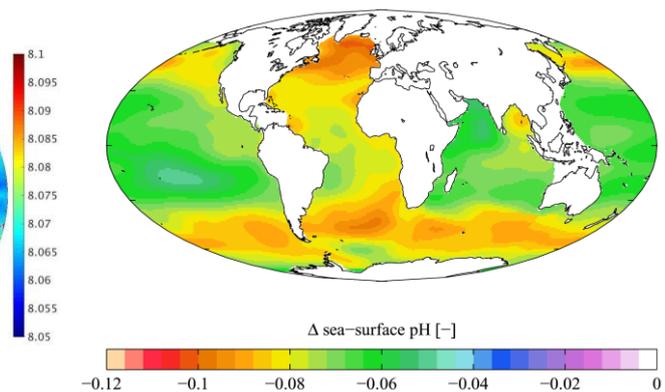


Zusammengefasst wird durch die Zunahme von Wasserstoffionen ( $H^+$ ) im Meerwasser der pH-Wert gesenkt. Die Wasserstoffionen ( $H^+$ ) binden freie Carbonat-Ionen ( $CO_3^{2-}$ ) aus dem Wasser, die dann nicht mehr für Tiere und Pflanzen zur Bildung von Calciumcarbonat ( $CaCO_3$ ), dem Baustein für ihre Kalkskelette und -schalen, zur Verfügung stehen.

Abb. 2 zeigt die zeitliche Entwicklung des atmosphärischen  $CO_2$ -Gehalts und des  $CO_2$ -Partialdruckes im Oberflächenwasser sowie des pH-Wertes im Nordpazifik in der Nähe von Hawaii in den Jahren 1990 - 2010. Die Graphik belegt, dass mit zunehmendem  $CO_2$ -Gehalt in der Atmosphäre der  $CO_2$ -Partialdruck im Wasser steigt, was wiederum zu einem größeren Gehalt an freien Wasserstoffionen und somit zur Versauerung des Meerwassers führt.



**Abb. 3:** pH-Werte an der Meeresoberfläche (2010).<sup>7</sup>



**Abb. 4:** Geschätzte Verringerung des pH-Wertes an der Meeresoberfläche durch anthropogenes Kohlenstoffdioxid in der Atmosphäre zwischen ca. 1700 und den 1990er Jahren.<sup>8</sup>

Das Meerwasser ist mit einem pH-Wert um 8 leicht basisch (siehe Abb. 3). Das liegt vor allem an den im Meerwasser gelösten Salzen der Kohlensäure, den Carbonaten. Sie stammen überwiegend aus der Verwitterung von Gesteinen an Land und werden zusammen mit Ionen des Calciums ständig in die Meere gespült.

Im Zuge der Industrialisierung ist der durchschnittliche pH-Wert der Meeresoberfläche von 8,2 auf 8,1 gesunken, also um etwa 0,1 pH-Einheiten.<sup>9</sup> Da der pH-Wert zur Wasserstoffionenkonzentration in einem negativ logarithmischen Verhältnis steht, bedeutet eine Änderung von pH 8 auf 7, dass sich der Säuregehalt verzehnfacht (die Anzahl der  $H^+$ -Ionen steigt um 1000 %). Eine Abnahme des pH-Wertes um 0,1 im Meerwasser bedeutet einen Anstieg des Säuregrades um das  $10^{0,1} = 1,26$  fache bzw. um 26 %.<sup>9</sup> (Abb.4).

Der Begriff „Ozeanversauerung“ heißt also in diesem Zusammenhang nicht, dass das Meerwasser „sauer“ wird, sondern nur, dass der Säuregrad steigt. Von „sauer“ ist erst ab einem pH-Wert  $< 7$  zu sprechen. Das Meer wird also weniger basisch oder relativ gesehen „saurer“. Momentan ist nicht davon auszugehen, dass die Oberfläche des Ozeans „sauer“ ( $\text{pH} < 7$ ) wird, weil das Meerwasser durch gelöste Salze gepuffert ist.

### Erklärung zum Versuch: „Welchen Einfluss hat die steigende Kohlenstoffdioxid-Konzentration in der Atmosphäre auf die Ozeane?“

Anhand eines einfachen Experimentes<sup>10</sup> soll die Frage geklärt werden, wie sich eine stetige Zunahme des  $\text{CO}_2$ -Gehaltes in der Luft auf den Ozean auswirkt. Der Aufbau besteht aus zwei Kolben, die mit einem Schlauch verbunden sind. In einem der Kolben wird durch Auflösen einer Viertel Brausetablette  $\text{CO}_2$  freigesetzt. Im anderen Kolben befindet sich der Universalindikator Mc Crumb in wässriger Lösung, der durch Änderung seiner Farbe anzeigt, wie sich der pH-Wert dabei abhängig vom  $\text{CO}_2$ -Gehalt ändert. Die  $\text{CO}_2$ -Konzentration wird durch dosierte Zugabe weiterer Viertelstücke Brausetabletten schrittweise erhöht.

### Beobachtung

Die Brausetablette löst sich unter starkem Sprudeln auf. Nach einigen Minuten wird im zweiten Kolben an der Wasseroberfläche eine dünne gelbe Grenzschicht sichtbar. Sobald sich ein weiteres Viertel Brausetablette aufgelöst hat, bilden sich im Wasser gelbe Schlieren. Am Ende des Versuches, wenn eine ganze Brausetablette aufgelöst ist, verfärbt sich das Wasser komplett orange. Die Schüler und Schülerinnen können unterstützt durch eine pH-Wert-Farbskala den pH-Wert des Wassers anhand der Farbänderung ermitteln.

### Deutung

Um Schlussfolgerungen aus den Beobachtungen ziehen zu können, sollten die Schülerinnen und Schüler die Vorversuche: „ $\text{CO}_2$ -Nachweis mit Kalkwasser“ und die „Untersuchungen der Brausetablette mit Kalkwasser“ kennen. Außerdem erstellen sie sich in einem weiteren Vorversuch „ $\text{CO}_2$  und pH-Wert“ eine eigene pH-Wert-Farbskala, die sie für die Auswertung benötigen.

Brausetabletten enthalten in der Regel Natriumhydrogencarbonat und Citronensäure in fester Form. Beim Auflösen in Wasser wird Kohlenstoffdioxid freigesetzt:



Erkennbar am deutlichen Aufsprudeln des Wassers, steigt die Kohlenstoffdioxid-Konzentration im Luftraum des ersten Kolbens an. Der steigende Anteil dieses Gases am Luftgemisch im Kolben ist gleichbedeutend mit einem steigenden Partialdruck des Kohlenstoffdioxids.

Um das Gleichgewicht des Partialdrucks zwischen dem Luftraum und dem Wasser im zweiten Kolben wieder auszugleichen, diffundieren die Gasmoleküle dorthin, wo der  $\text{CO}_2$ -Partialdruck geringer ist, nämlich durch den Schlauch in den Luftraum des zweiten Kolbens und von dort in die Flüssigkeit. Man kann sagen, die  $\text{CO}_2$ -Moleküle werden aufgrund des erhöhten Partialdrucks, bedingt durch weiteres Auflösen von Brauestückchen, in die Flüssigkeit „gedrückt“.

Die Schülerinnen und Schüler gewinnen hier die Erkenntnis: Je höher der Druck über der Flüssigkeit ist, desto mehr Kohlenstoffdioxid löst sich im Wasser. Ähnlich wie beim Befüllen einer Sprudelflasche: Wird der Druck erhöht, löst sich vermehrt  $\text{CO}_2$  im Wasser. Umgekehrt entweicht bei abnehmendem Partialdruck  $\text{CO}_2$  aus der Sprudelflasche in die Luft. Beim Öffnen der Sprudelflasche merkt man das am zischenden Geräusch und an kleinen Gasbläschen, die aufsteigen.

Beim Lösen von Kohlenstoffdioxid in Wasser bildet sich Kohlensäure, welche in Wasserstoff-Ionen und Hydrogencarbonat-Ionen dissoziiert.



Der Anstieg der Wasserstoff-Ionen führt dazu, dass der pH-Wert der Lösung langsam sinkt, was die Schüler und Schülerinnen am Farbwechsel der Indikatorlösung von grün über gelb nach orange erkennen können. Beim Vergleich mit der pH-Wert-Farbskala stellen die Schülerinnen und Schüler fest, dass das Wasser im zweiten Kolben mit zunehmender Zeit versauert (von pH 8 auf pH 5).

Diese Versauerung lässt sich zunächst nur an der Wasseroberfläche beobachten. Erst nach etwa 10 min diffundieren einzelne  $\text{CO}_2$ -Moleküle, bedingt durch den erhöhten Partialdruck und des Konzentrationsgradienten, langsam nach unten, und zwar solange bis der Konzentrationsgradient abgebaut ist. So wird nach und nach das gesamte Wasser saurer, was sich am kompletten Farbwechsel zu orange erkennen lässt.

In diesem Versuch lernen die Schülerinnen und Schüler, dass die Ozeanversauerung eine direkte Folge steigender  $\text{CO}_2$ -Konzentrationen in der Atmosphäre ist. Welche Auswirkungen die sinkenden pH-Werte des Wassers auf die Meeresorganismen haben, die ihre Schalen oder Skelette aus Calciumcarbonat aufbauen, wird in dem Versuch „Wirkung von  $\text{CO}_2$  auf Muscheln“ näher untersucht.

## Quellen

1. <https://de.wikipedia.org/wiki/Kohlenstoffdioxid> (Zugriff am 18.06.2020)
2. <https://worldoceanreview.com/de/wor-1/meer-und-chemie/kohlendioxiidspeicher/> (Zugriff am 18.06.2020)
3. [https://wiki.bildungsserver.de/klimawandel/index.php/Datei:CO2\\_2007.jpg](https://wiki.bildungsserver.de/klimawandel/index.php/Datei:CO2_2007.jpg), Bildrechte: Dieter Kasang: (Eigene Darstellung nach IPCC (2007): Climate Change 2007, Working Group I: The Science of Climate Change, Figure 2.3 und FAQ 2.1, Figure 1 sowie neuere Daten nach verschiedenen Quellen. (Zugriff am 23.11.2020)
4. <http://www.deutsches-klima-konsortium.de/de/co2konzentration.html> (Zugriff am 22.11.2020)
5. IPCC 2014: Klimaänderung 2013: Naturwissenschaftliche Grundlagen. Häufig gestellte Fragen und Antworten – Teil des Beitrags der Arbeitsgruppe I zum Fünften Sachstandsbericht des Zwischenstaatlichen Ausschusses für Klimaänderungen (IPCC) [T.F. Stocker, D. Qin, G.-K. Plattner, M. Tignor, S.K. Allen, J. Boschung, A. Nauels, Y. Xia, V. Bex und P.M. Midgley (Hrsg.)]. Deutsche Übersetzung durch die deutsche IPCC-Koordinierungsstelle und Klimabüro für Polargebiete und Meeresspiegelanstieg, Bonn, 2017. FAQ 3.3, Abb1, S.17 (Zugriff am 18.06.2020)
6. „Der Kohlensäure auf der Spur“. CHEMKON 2011, 18, 92
7. ESA/R. Sabia, [http://www.esa.int/spaceimages/Images/2015/01/Surface\\_ocean\\_pH](http://www.esa.int/spaceimages/Images/2015/01/Surface_ocean_pH), <https://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/igo/legalcode> (Zugriff am 19.06.2020)
8. Plumbago ([https://commons.wikimedia.org/wiki/File:WOA05\\_GLODAP\\_del\\_pH\\_AYool.png](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:WOA05_GLODAP_del_pH_AYool.png)), „WOA05 GLODAP del pH AYool“, <https://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/legalcode> (Zugriff am 19.06.2020)
9. <https://wiki.bildungsserver.de/klimawandel/index.php/Ozeanversauerung> (Zugriff am 19.06.2020)
10. BIOACID Broschüre: „Das andere  $\text{CO}_2$ -Problem“: Acht Experimente für Schüler und Lehrer; Helmholtz-Zentrum für Ozeanforschung Kiel (Geomar); 2. Auflage, Januar 2012 BIOACID: [www.bioacid.de](http://www.bioacid.de)