

# Ozean-Versauerung? Welche Ozean-Versauerung?

geschrieben von Sterling Burnett | 12. Juli 2013

Es sind die Beweise, die mir auf der Warmisten-Seite des Streits fehlen, wir haben einfach keine Temperaturlaufzeichnung, die lang genug oder genau genug ist, um irgendeinen anthropogenen Effekt da herauszulesen. Proxys bieten eine vernünftige langzeitliche Sicht, sind aber kaum geeignete Analogien für klimatologische Variationen der letzten 200 Jahre oder so. Jeder, der einmal mit Computermodellen gearbeitet hat, sollte wissen, dass diese eher das zeigen, was man gerne sehen möchte, und man sollte sie mit einer Prise Salz betrachten. Glücklicherweise muss ich diese Dinge nicht selbst vertreten, es gibt viele andere Kommentatoren mit besseren Referenzen, um diese Argumente für mich geltend zu machen. Ich bin lediglich ein Student des chemischen Ingenieurwesens.

Während der letzten Wochen erschien ein Beitrag, der mehr den Autor lächerlich zu machen schien als die Behauptungen zu widerlegen. Ich war geschockt und wartete, zunächst ein paar Tage, dann eine Woche. All jene, die ich als viel kompetenter angesehen habe als mich selbst, blieben still. Sicher gab es einen Kommentar zu Henry's Law [Henry's Law: Berechnung der Konzentration eines Gases in Lösung in Abhängigkeit von der Temperatur], aber nichts, was ausreichend genug in die Tiefe ging, um die Untergangs-Szenarien zu widerlegen, die hinsichtlich der Versauerung der Ozeane entworfen worden waren. Unglücklicherweise ist es eine Widerlegung, was wir brauchen. Die Ozean-Versauerung ist die Trumpfkarte der Kohlenstoff-Kontrolleure, das Ass in ihrem Ärmel oder irgendeine ähnliche Gewinnkarte.

Es ist leicht, die globale Erwärmung und den damit in Verbindung gebrachten Untergang zu widerlegen aufgrund der zahlreichen, diesen Behauptungen widersprechenden Beweise. Im Falle der Ozean-Versauerung ist das damit entworfene Untergangs-Szenario viel schwieriger zu widerlegen. Um es damit aufzunehmen, braucht man Verständnis der Chemie; pH, Alkalinität, Puffer, starke bzw. schwache Säuren. Man muss sich aber auch in der Mathematik auskennen; Henry's Law, pH und Gleichgewichtskonstanten. Darum taucht die Ozean-Versauerung erst als letzte Bastion der Rechtfertigung der Kohlenstoff-Kontrolleure auf. Sie, [die Leser], mögen das nicht verstehen, aber sie verstehen es auch nicht.

Bevor ich anfangen möchte, möchte ich ein paar Punkte klarstellen:

1. Die Ozeane versauern.
2. Das bedeutet gar nichts.

Falls Sie mit dieser Materie nicht vertraut sind, schauen Sie dieses von NOAA produzierte Video:

<http://www.youtube.com/watch?v=xuttOKcTPQs>

Das ist ein ausgezeichnete Bezugspunkt für uns; es zeigt die Argumentation klar und prägnant. Allerdings übertreibt man ein wenig mit visuellen Demonstrationen [Original: However it waves a hand over the

how in favor of visual demonstrations.] Damit möchte ich mich später befassen. Zunächst möchte ich über die der Ozean-Versauerung zugrunde liegenden Prozesse sprechen.

Ich habe viele Laborexperimente mit CO<sub>2</sub> und Wasser durchgeführt. Erstes Ziel war, eine Probe Flusswasser mit (normaler) CO<sub>2</sub>-Atmosphäre zu mischen. Mit dieser Methode wären wir eventuell in der Lage, die Puffer-Kapazität von Wasser zu überwinden und haben einen pH-Wert von 6,3 erreicht. In einem anderen Experiment ließen wir Wasser und Luft mit einem variablen CO<sub>2</sub>-Anteil in einer Extraktions-Kolonnen gegeneinander strömen, das Wasser von oben nach unten und die Luft von unten nach oben. Dieses Experiment war bereits viele Male während des Semesters durchgeführt worden, ohne das Wasser zu wechseln. Deswegen haben mein Laborpartner und ich höhere CO<sub>2</sub>-Konzentrationen beim Ausströmen als beim Einströmen gesehen, da CO<sub>2</sub> bei allem unter 19% ausgasen würde, was geringfügig unter dem Maximum lag, mit dem wir das Wasser in unserer Säule versetzen konnten.

Um die Versauerung zu verstehen, muss man ein wenig von Massentransporten verstehen. Innerhalb einer homogenen Flüssigkeit, die sich im Gleichgewicht befindet, sorgt und erhält die Diffusion eine wirklich gleichmäßig verteilte Konzentration. Wann immer es eine Nahtstelle wie zum Beispiel Luft – Flüssigkeit gibt, wird die Diffusion an der Nahtstelle auftreten in Abhängigkeit von den Partialdrücken. Ein Partialdruck in der Atmosphäre kann bestimmt werden durch den Druck im System multipliziert mit dem Prozentanteil der atmosphärischen Zusammensetzung [?].

Wenn Gase, selbst wenn sie gelöst sind, erhitzt werden, steigt ihr Druck, was den Partialdruck des gelösten Materials in der Flüssigkeit steigen lässt. Bei festen Konzentrationen wird die Erwärmung das Ausgasen zunehmen lassen, und Abkühlung wird umgekehrt wirken. Wir wissen, dass die Beziehung zwischen der in einer Flüssigkeit gelösten Gasmenge direkt mit dem Partialdruck zusammenhängt. Daher kennen wir auch die Beziehungen zwischen Flüssigkeit und Gaskonzentrationen im Gleichgewicht, die linear verlaufen mit einer Modifikation der auf der Temperatur basierenden Koeffizienten. Dies wird repräsentiert durch Henry's Law

$p_a = k \cdot x_a$  Gleichung 1.

mit einer Korrektur für den Henry-Koeffizienten, angegeben in Gleichung 2:

$K_h(t) = K_h(t_0) \cdot e^{(-c \cdot (1/t - 1/t_0))}$  Gleichung 2

Natürlich sagt uns dies nichts über den pH-Wert, wohl aber die Chemie. pH wurde erstmals im Jahr 1909 von S. P. L. Sørensen konzipiert. Er wurde 1924 überarbeitet, um ihn im Zusammenhang mit elektrochemischen Zellen benutzen zu können. pH repräsentiert den negativen Logarithmus der Wasserstoff-Ionenkonzentration in Lösung. Bei einem pH von 7 enthält unser Wasser in etwa  $1 \cdot 10^{-7}$  mol Wasserstoff-Ionen pro Liter. Bei einem pH von 8 sind darin  $1 \cdot 10^{-8}$  mol Wasserstoff-Ionen enthalten. Im Allgemeinen reicht die Bandbreite von 0 bis 14, allerdings kann pH in den negativen Bereich wechseln und auch den Grenzwert von 14 überschreiten. Wir messen pH mittels elektrochemischer Zellen unter

Verwendung der Nernst-Gleichung. In Gleichung 3 ist R die Gaskonstante, T die Temperatur und F die Faraday-Konstante.

$E = E^0 - 2.303 \cdot RT/F \cdot (\text{pH})$  Gleichung 3

pH-Messgeräte sind keine einfachen Geräte. Im Wesentlichen messen sie nach der Nernst-Gleichung ein elektrisches Potential und stellen es graphisch als pH-Wert dar. Um diese Instrumente ideal zu kalibrieren, messen wir die Voltzahl bei zwei bekannten pH-Werten, einem primären und einem sekundären pH, um die Steigung der Grafik zu korrigieren. Allerdings gibt es so viele Dinge, die bei einer pH-Messung schief gehen können, dass es angebrachter ist, das pH-Konzept zu verstehen als den pH-Messwert für das Evangelium zu halten.

Vor allem muss der Glaskörper des pH-Messgerätes immer in einer Flüssigkeit gelagert werden, sonst wird der pH-Wert falsch angezeigt. Dann muss diese Flüssigkeit periodisch ersetzt werden, damit die Ionenstärke der Flüssigkeit immer korrekt bleibt; anderenfalls wird das pH-Meter wahrscheinlich zu wenig empfindlich sein. Ferner sollten die Eich-Lösungen zu dem pH passen, den man zu messen versucht, da die lineare Eichkurve lediglich eine sinnvolle Approximation innerhalb weniger pH-Einheiten ist. Falls man Temperatur und pH sowohl in den Puffern als auch in der gewünschten Temperatur der Flüssigkeit nicht gleichzeitig misst, kann man Korrekturen vergessen [corrections can be off]. Kurz gesagt, es ist viel einfacher, eine Einheitsänderung von 1 pH zu messen als eine Zunahme um 0,1 und 0,01 oder kleiner, weil es nahezu unmöglich ist, dies zuverlässig zu messen.

Wie also gehen wir vor hinsichtlich der versauernden Ozeane durch CO<sub>2</sub>? Hierfür müssen wir das chemische Gleichgewicht betrachten. Alles im Wasser gelöste CO<sub>2</sub> wird im Wesentlichen Kohlensäure bilden, und sofern genügend Zeit dafür zur Verfügung steht, wird sich vieles davon wieder in CO<sub>2</sub> zurück verwandeln. Die Rate, mit der CO<sub>2</sub> in Kohlensäure konvertiert wird und diese wieder zu CO<sub>2</sub> wird, gleicht sich irgendwann wieder aus. Wenn wir also unsere CO<sub>2</sub>-Konzentration kennen, kennen wir auch die Konzentration von Kohlensäure. Die Menge Kohlensäure in Frischwasser beträgt etwa  $1.7 \cdot 10^{-3}$  in reinem Wasser und  $1.2 \cdot 10^{-3}$  in Meerwasser. Es gibt substantiell weniger Kohlensäure im Meerwasser. Warum also machen wir uns Sorgen hinsichtlich der Ozean-Versauerung, wenn Flüsse und Ströme mehr CO<sub>2</sub> halten können? Ihnen wird auch direkt Kohlensäure durch Regen zugeführt. In Gleichung 4 wird die Konversion gezeigt.

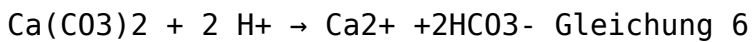
$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$  Gleichung 4

Nun macht Kohlensäure das Wasser nicht einfach saurer. Man vergesse nicht, dass pH die Konzentration von Wasserstoff-Ionen in Lösung misst.  $1,2 \cdot 10^{-3}$  Mol Kohlensäure entsprechen nur  $2,5 \cdot 10^{-4}$  Mol Wasserstoff-Ionen [Anmerkung: Die Wasserstoffionen sind für den pH-Wert relevant, nicht die Kohlensäure-Moleküle!]. Daraus bildet sich das Bikarbonat-Ion.  $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{HCO}_3^- \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$  Gleichung 5

Weil schwache Säuren und schwache Basen im Gleichgewicht hin und her variieren, bilden sie exzellente Puffer. Ein Puffer ist eine Lösung, die aus einer oder mehreren schwachen Säuren und Basen besteht, die verwendet werden, um einen bestimmten pH-Wert stabil zu erhalten. Weil

sich die schwachen Säuren häufiger in einer in der Lösung präsenten Base lösen und schwache Basen mit einer Säure, kann man den pH einer Lösung relativ stabil halten. Die pH-Puffer werden sich nur ändern, wenn man die gesamte schwache Säure oder Base verbraucht hat.

Das Bikarbonat-Ion kann sich noch weiter dissoziieren [Anmerkung: Das heißt, in Ionen zu spalten], aber nur  $4.69 \cdot 10^{-11}$  dieser Ionen tun das auch. Der Knackpunkt für die Ozean-Versauerung = Kollaps des Ökosystems stammt aus einer dritten Reaktion, die Gleichung 6 beschreibt:



Für Einige mag das nach nichts Besonderem aussehen, aber lassen Sie mich das Komische daran erklären. Von Kalziumkarbonat nimmt man an, dass es mit Wasserstoffatomen reagiert und ein freies Kalzium-Ion und 2

Bikarbonat-Ionen formt. Aber Moment, die Gleichgewichts-Konzentrationen bleiben immer noch erhalten. Wenn also das  $\text{CO}_2$  zunimmt, werden auch die Karbonat-Ionen, die von der Ozean-Versauerung angegriffen werden, **IMMER IN IHRER KONZENTRATION ZUNEHMEN!!!!** [Hervorhebung im Original!]

Aber was bewirkt dies bei biologischen Organismen? Kurz gesagt, alles, was Karbonat braucht, wird von dessen Zunahme profitieren. Aber auch hier gibt es wirkliche Mathematik. Man betrachte die Monod-Gleichung für die Kinetik von Mikroorganismen.  $u$  ist die spezifische Wachstumsrate,  $u_{\text{max}}$  ist die maximale Wachstumsrate,  $s$  ist die Konzentration des begrenzenden Substrats und  $k_s$  ist der Wert von  $u$ , wo  $u/u_{\text{max}} = 0,5$  ist.  $u = u_{\text{max}} \cdot (s / (k_s + s))$  Gleichung 7

Im Wesentlichen sagt dies aus, dass das Wachstum eines Organismus' an die begrenzenden Nährstoffe gebunden ist. Also können wir folgern, dass bei zunehmendem  $\text{CO}_2$  auch die Karbonat-Ionen zunehmen. Das bedeutet, dass der begrenzende Nährstoff für die Muschelschalen nicht Karbonat sein kann. Wäre das so, dann würde eine  $\text{CO}_2$ -Zunahme mit einer ähnlichen Zunahme des Wachstums von karbonat-abhängigen Spezies korrelieren. Im Falle dass Karbonat gesteigert vorhanden ist, gibt es keine vorstellbaren Mittel für die Spezies zum Überleben als alles wässrige Karbonat mit substantiell größerer Rate zu verbrauchen als  $\text{CaCO}_3$ -Ausfällung.

All dies ignoriert die Puffer-Kapazität der Ozeane; diese ist immens und stark mit dem Karbonat-System gekoppelt. Während man die Menge Kohlendioxid im Ozean zunehmen lassen kann, braucht man eine massive Menge davon, sowohl gelöst im Ozean als auch in hoher Konzentration darüber in der Atmosphäre, um  $\text{CO}_2$  dazu zu bringen, pH zu ändern. Es ist chemisch wirklich unmöglich, karbonat-abhängige Spezies durch eine Ozean-Versauerung durch  $\text{CO}_2$  zu schädigen.

Bevor wir ein für allemal herausfinden können, ob  $\text{CO}_2$  ein Problem darstellt oder nicht, müssen wir die Rate kennen, mit der sich die Muschelschalen lösen und sie mit der Rate vergleichen, mit der sie sich neu bilden.

Großartig, jetzt verstehen wir einige der physikalischen, chemischen und biologischen Prozesse, die dem Ozean-Versauerungs-Argument = Untergang zugrunde liegen. Um den tatsächlichen Effekt zunehmender  $\text{CO}_2$ -Konzentration in der Atmosphäre zu bestimmen, müssen wir auf die  $\text{CO}_2$ -Konzentration und die Temperatur an 2 Punkten gleichzeitig schauen, da

beide sich ändern. Für mein Beispiel habe ich mich entschlossen, die Standard-Temperaturzunahme der EPA um 1,5°C seit 1917 zu nehmen sowie eine Zunahme von 280 ppm für meine Konzentration. Ich habe 10°C als meine gegenwärtige Wassertemperatur und 390 ppm als derzeitige CO<sub>2</sub>-Konzentration gewählt. Der atmosphärische Druck wurde mit 1 atm angenommen. Ich habe auch von einem präindustriellen pH-Wert von 8,2 gehört. Diese Berechnung erfolgt unter der Annahme, dass das präindustrielle pH-System stabil war und folglich die Zunahmen durch Emissionen wesentlich zu der bereits existierenden H<sup>+</sup>-Konzentration in der Lösung hinzuaddiert werden.

Unser Partialdruck CO<sub>2</sub> stellt sich also heraus:

PreI=397.14 Pa

Modern=553.234 Pa

Der modifizierte Henry-Koeffizient

KhPreI=18.205L\*atm/mol

Khmodern=19.191LAtm/mol

Was bedeutet, dass unsere Konzentrationen von CO<sub>2</sub> in vorindustrieller und jetziger Zeit durch Gleichung 8 gegeben werden:

$C=P/Kh$

Und die Werte

PreI= $2.153 \cdot 10^{-4}$  L/mol

Modern= $2.845 \cdot 10^{-4}$  L/mol

Das gibt uns unsere H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>-Konzentrationen in beiden Szenarien.

PreI=  $2.584 \cdot 10^{-7}$

Modern= $1.476 \cdot 10^{-7}$

Ich habe lediglich die erste Dissoziations-Konstante verwendet, da die Konzentration bereits in 10<sup>-11</sup>-Werten vorlag, so dass 10<sup>-22</sup>-Werte nicht signifikant wären. Das führt zu einer gesamten Wasserstoff-Ionen-Konzentration (von CO<sub>2</sub>) von:

PreI=  $6.46 \cdot 10^{-11}$

Modern= $3.69 \cdot 10^{-11}$

Die Gesamtdifferenz zwischen diesen beiden Werten:

Modern-Prei= $2.075 \cdot 10^{-11}$  H<sup>+</sup>-Ionen in Lösung

So the change in pH is equal to  $-\log(H_{new}+1 \cdot 10^{-8.2})$

Also ist die pH-Änderung gleich  $-\log(H_{new}+1 \cdot 10^{-8.2})$ . Folglich hat die Gesamtzunahme der Kohlenstoff-Emissionen den pH um grob 8,199 verändert. Das ist nicht einmal messbar. Um die behauptete pH-Zunahme zu sehen, müsste die CO<sub>2</sub>-Zunahme in der Atmosphäre etwa 100 mal größer sein als sie tatsächlich war. Sicher kann man sagen, dass die Acidität, eine Maßzahl von H<sup>+</sup>-Ionen, um 30% zugenommen hat, aber das wird aus der Chemie garantiert und sagt uns nichts über die Qualität des Lebens in den Ozeanen.

Alles, was wir also tun müssen, ist ein Experiment durchführen und Daten sammeln. Anders als bei der globalen Klimaänderung sind diese Studien vergleichsweise einfach. Man nehmen einen Eimer und einen CO<sub>2</sub>-Tank, befülle ihn mit einigen Korallen und Austern und anderen Karbonat liebenden Kreaturen. Dann setze man den atmosphärischen CO<sub>2</sub>-Gehalt über das Wasser und warte ab, was passiert. Man wiederhole diese Studie für die präindustrielle Zeit, verdoppele die jetzigen und prähistorischen

Levels von CO<sub>2</sub>, füge Nährstoffe hinzu und warte auf den Ionen-Austausch. In weniger als 5 bis 10 Jahren könnte jemand beweisen, dass CO<sub>2</sub> schädlich ist.

Selbst wenn man nicht wirklich Daten sammeln möchte, gibt es da ein weiteres wissenschaftliches Prinzip, das die Kohlenstoff-Kontrollleute verletzen. Das ist das Korrespondenz-Prinzip: wir können in der Historie zurückschauen und beobachten, was CO<sub>2</sub>-Trends bei fossilen Karbonat liebenden Kreaturen angerichtet hat. Wenn wir nur weit genug zurückschauen bis zu einer Zeit, in der die CO<sub>2</sub>-Konzentration auf diesem Planeten Spitzenwerte erreicht hatte, finden wir, dass sich die meisten Mollusken und von Karbonat abhängigen Organismen zur gleichen Zeit entwickelten, in der die CO<sub>2</sub>-Konzentration über 8000 ppm lag. Bevor irgendjemand behauptet, dass Karbonat-Organismen Schwierigkeiten haben, muss er die Frage beantworten, warum diese Organismen mit einer CO<sub>2</sub>-Zunahme um 30% nicht fertig werden, während ihre Vorgänger bei CO<sub>2</sub>-Konzentrationen aufblühten, die um 200% [Ich rechne für 8000 ppm zu 360ppm 2222%.] höher lagen. Das ist doch Quatsch!

Aber was ist mit jenem Video?

Die Versuchsperson beginnt mit 2 klaren und nicht kontroversen Statements, gefolgt von einem weiteren, dass zumindest mir kontrovers vorkommt. Speziell diese vermehrte Acidität macht es schwierig für von Kalziumkarbonat abhängige Organismen zu überleben.

Für ihre erste Demonstration lässt sie einen Klumpen Trockeneis in Wasser fallen und wir bekommen zu sehen, wie Bromothymol die Farbe wechselt von blau nach gelb. Ja, sie hat gezeigt, dass CO<sub>2</sub> Wasser saurer macht. Aber sie hat genauso klar gesagt, dass das atmosphärische CO<sub>2</sub> Auswirkung auf die Acidität der Ozeane hat. Indem man reines CO<sub>2</sub> ins Wasser fallen lässt, erzeugt man im Wesentlichen ein System mit einem Partialdruck von 100% am Übergang zwischen flüssig und gasförmig. Tatsächlich lassen sie den atmosphärischen CO<sub>2</sub>-Gehalt um einen Faktor 3000 zunehmen.

Die zweite Demonstration war ein ähnlicher Schwindel. Zunächst teilten sie Essigsäure in drei Konzentrationen auf: 1 mit keiner, eine weitere mit der Hälfte und eine dritte mit der Gesamtkonzentration direkt aus der Flasche. Dann fügte sie etwas Kalziumkarbonat hinzu – es sprudelte. Ja, die Säure reagiert tatsächlich mit dem Muschelkalk und gibt CO<sub>2</sub> aus. Aber Scherz beiseite, was hat mit einem System Kohlensäure/Karbonat zu tun? Und das trübt den Blick darauf, dass ein CO<sub>2</sub>/Kohlensäure-System einen pKa-Wert von etwa 6,3 aufweist und Essigsäure näher bei 4,8 liegt und sowohl eine substantiell höhere Dissoziationskonstante hat und keinen Karbonat-Komplex bildet. Im Wesentlichen zeigte die Demonstration gar nichts.

Aber dann kam der klassische herzerwärmende Moment. Die schwimmenden kleinen Kreaturen in den Ozeanen von morgen, herzerreißend, ich weiß. Aber Moment, sie nahmen eine dünnwandige Muschelschale ohne Kreatur darin und platzierten sie in einer Lösung unbekannter Zusammensetzung, mit einem pH-Wert, wie er in den Ozeanen der Zukunft erwartet wird. Langsam löste sich die Muschelschale auf, wirklich langsam, nach vielen Tagen wurde die Schale transparent, oh wie traurig. Für diese gesamte

Zeitspanne hätten sie zwei identische Schalen benutzen können; eine in derzeitigem Meerwasser und die andere in einem Tank mit einer kontrollierten CO<sub>2</sub>-Atmosphäre. Stattdessen haben sie sich buchstäblich den bedeutungslosesten Weg gesucht, nichts zu zeigen, sie haben keine chemisch ähnliche Umwelt benutzt, keine derzeitigen Organismen, die ihre Schale regenerieren, und das ist faszinierend.

Wenn Sie es also bis hier geschafft haben und Ihr Kopf nicht mit Glückwünschen explodiert ist – hier kommen einige Schlüsselpunkte:

1. Es ist interessant zu bemerken, dass wir irgendwie eine akkurate Messung der Ozean-Acidität von vor 200 Jahren haben, wenn der Apparat zur pH-Messung erst 1924 erfunden worden ist und bis dahin gar keine Messung vorlag. Es sollte unmöglich sein, den tatsächlichen ozeanischen pH-Wert vor 200 Jahren auf 0,1 Einheiten genau zu bestimmen.
2. Die maximale mögliche Änderung des präindustriellen CO<sub>2</sub>-Gehaltes bis heute beträgt weniger als 0,001 pH-Einheiten und ist folglich unmöglich zu messen.
3. Selbst wenn wir 0,001 pH-Einheiten messen könnten, erheben sich viele Fragen hinsichtlich der Genauigkeit und Kalibrierungs-Techniken, die mit der Messung zusammenhängen.
4. Es ist dem CO<sub>2</sub> unmöglich, Karbonat-Ionen in Lösung abzubauen.
5. Flüsse und Süßwasserseen sind anfälliger für Kohlensäure aus atmosphärischem CO<sub>2</sub>. Warum also sorgen wir uns um die Ozeane?
6. Es ist chemisch und biologisch wirklich unmöglich, dass von Karbonat lebende Organismen durch CO<sub>2</sub>-Zunahmen leiden.
7. Kohlensäure ist nicht das Gleiche wie Salz- oder Essigsäure.
8. pH aus Kohlensäure [Anmerkung: Der pH-Wert berechnet aus dem CO<sub>2</sub>-Gehalt] sagt uns nichts über das CO<sub>2</sub>/Karbonat-System [Anmerkung: über den im CO<sub>2</sub>/Karbonat-System messbaren pH-Wert].
9. Es gab keine Experimente, die Schädigungen gezeigt haben, nur Hypothesen und Modelle.
10. Die experimentellen Rahmenbedingungen zum Testen von Karbonat-Organismen mit zunehmendem CO<sub>2</sub> sind einfach und trotzdem noch nicht durchgeführt.
11. Die am meisten durch Ozean-Versauerung infolge CO<sub>2</sub> anfälligen Organismen haben sich zu einer Zeit entwickelt, in der die Konzentrationen 15 [Meine Rechnung  $8000/360 = 22,2$ ] mal höher lagen als heute.
12. Die Ozean-Versauerung hat keine Bedeutung, falls die Rate, mit der sich CaCO<sub>3</sub> bildet, die Rate übersteigt, mit der Kohlensäure CaCO<sub>3</sub> verbraucht.
13. Die Puffer-Kapazität der Ozeane ist gewaltig und beruht auf Kohlensäure [Anmerkung: Die Puffer-Kapazität der Ozeane beruht eigentlich auf dem CO<sub>2</sub>/Karbonat-System.], eine weitere Demonstration, dass CO<sub>2</sub> diesen Puffer überwindet, ist erforderlich.

Link: <http://wattsupwiththat.com/2013/07/08/ocean-acidi-what/>  
Übersetzt von Chris Frey EIKE.

Danksagung: Ich bedanke mich bei Herrn Dr. Gerhard Stehlik für seine dringend notwendige fachliche Überarbeitung dieser Übersetzung. Die eingefügten Anmerkungen in eckigen Klammern stammen von ihm.