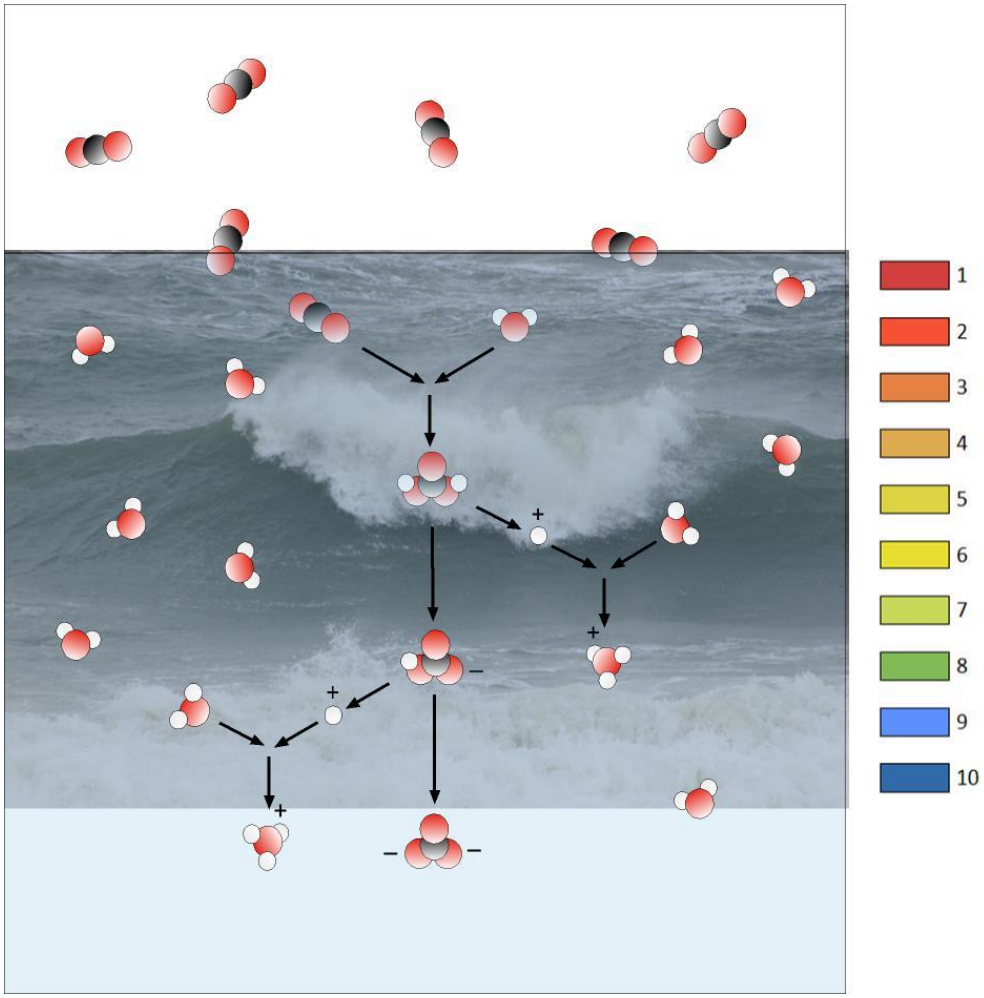
Landeshauptstadt Hannover

Schulbiologiezentrum



19.71

Wenn das Meer "sauer" wird…

Das Thema "Säuren und Basen" hat eine globale Perspektive

Oktober 2014

Herausgeber: Landeshauptstadt Hannover
Schulbiologiezentrum Hannover

Titel: Wenn das Meer "sauer" wird…
Das Thema "Säuren und Basen"
hat eine globale Perspektive

Titelbild: Ingo Mennerich

Arbeitshilfe 19.71

Verfasser: Ingo Mennerich

Herausgeber: Landeshauptstadt Hannover
Fachbereich Bibliothek und Schule
Schulbiologiezentrum
Vinnhorster Weg 2
30419 Hannover
Tel: 0511/168-47665
Fax: 0511/168-47352
E-Mail: schulbiologiezentrum@hannover-stadt.de
Internet: www.schulbiologiezentrum.info

Inhalt

Einige Sätze vorweg: Das wenig bekannte "zweite CO_2-Problem" 3

Was heißt eigentlich "sauer"? 4

Säure, Base und der pH-Wert 4

Auto-Dissoziation von Wasser 5

pH-Werte mit Indikatoren messen 6

Wie sauer sind die Ozeane? 7

Verbrennung, CO_2 und sinkender pH-Wert des Wassers 10

Experiment: Verbrennung, CO_2 und "saures" Wasser 11

Der "Kerzenfahrstuhl" 12

Experiment: Der "Kerzenfahrstuhl", Verbrennung, CO_2 und "saures" Wasser (2) 14

Wie funktioniert das "Versauern" des Meeres? 15

Kalk in saurem Milieu 18

Experiment: Kalk in saurem Milieu (1), Kalk löst sich in Essig auf 20

Experiment: Kalk in saurem Milieu (2), Kalk löst sich in CO_2-haltigem Sprudelwasser auf 21

Das Karbonat-Gleichgewicht 23

Experiment: Karbonat-Gleichgewicht (1) 25

Experiment: Karbonat-Gleichgewicht (2) 26

Experiment: Karbonat-Gleichgewicht (3) 28

Wie viel CO_2 ist in Kalkgesteinen und Muschelschalen "versteckt"? 29

Experiment: Wie viel CO_2 steckt in Kalk? 31

Gibt es Möglichkeiten der "Entsäuerung" der Meere? 32

Photosynthese, CO_2 und der pH-Wert 32

Experiment: Photosynthese, CO_2 und der pH-Wert 35

Einige Sätze vorweg
Das wenig bekannte "zweite CO_2-Problem"

CO_2 ist nach Wasserdampf (H_2O) das stärkste Treibhausgas in der Atmosphäre. Dank der Treibhauswirkung dieser Gase liegt die Temperatur der Erdoberfläche mit etwa 18°C um etwa 23°C höher als ohne. Der anthropogene Eintrag durch Verbrennung fossiler Energieträger hat die CO_2-Konzentration innerhalb weniger von etwa 0,03 auf nahezu 0,04% ansteigen lassen. Die überwiegende Zahl der Klimatologen befürchtet einen daraus resultierenden Temperaturanstieg mit möglicherweise verheerenden Folgen.

Was wenige wissen: 98% des CO_2 ist in Form von anorganischen Carbonaten im Meer gespeichert. Darin liegt das zweite große CO_2-Problem: Die "Versauerung" der Meere

Die Meere stellen einen gewaltigen Puffer für CO_2 dar (CO_2-Senke).

Durch Eintrag von CO_2 ins Meer sinkt dessen pH-Wert. Populär wird von "Versauerung" gesprochen. Das erschwert die Kalkbildung vieler Meeresorganismen (Muscheln, Schnecken, Korallen, Einzeller mit Kalkschalen) bzw. verwandelt den Kalk in leicht wasserlösliches Hygrogencarbonat.

Ein weiteres Problem ist das physiologische Milieu im wässrigen Inneren aller Lebewesen. Der pH-Wert ist eine Größe die vom Organismus innerhalb enger Grenzen konstant gehalten werden muss um alle Lebensfunktionen aufrecht halten zu können. Allen Abweichungen muss entgegengesteuert werden. Das kostet Energie. Energie, die zum Wachstum nicht zur Verfügung steht. Organismen die in saurer werdender Umgebung leben bleiben im Wachstum und in der Fortpflanzungsrate zurück.

Bei weiterem Absinken des pH-Wertes wandelt sich Hydrogencarbonat in Kohlensäure die, weil recht instabil, in CO_2 und Wasser (H_2O) zerfällt. Dies wiederum reduziert das CO_2- Aufnahmevermögen der Ozeane.

Die Löslichkeit von CO_2 in Wasser ist temperaturabhängig. Inwieweit der Anstieg der Meerestemperaturen dieser Entwicklung ist Gegenstand vieler Diskussionen.

Der hinter dieser "Versauerung" stehende Mechanismus lässt sich mit Begriffen und Vorgängen erklären die das "tägliche Brot" im Chemieunterricht ausmachen.

Es geht um Reaktionen, Reaktionsgleichungen und -gleichgewichte, Säuren und Basen, pH-Wert-Messungen, Temperaturabhängigkeit von Reaktionen u.a.m., Begriffe die sich in allen Curricula wiederfinden lassen.

Und es geht um für Schüler leicht nachvollziehbare Experimente oder gar um forschendes experimentelles Lernen mit möglichst wenig Aufwand und einfachen Materialien.

Kann man mit dem Wissen, dass man (hoffentlich) im Chemieunterricht erwirbt, die Ozeane vor der "Versauerung" retten? Und kann die Schule Menschen motivieren, mit ihrem Wissen Lösungsstrategien zu entwickeln die dieses Ziel wirklich erreichen?

Was heißt eigentlich "sauer"?

Säure, Base und der pH-Wert

Der pH-Wert (pondus hydrogenii) gibt an, wie sauer bzw. wie basisch (alkalisch) eine wässrige Lösung ist. Die pH-Skala reicht von pH 0 (stark sauer) über pH 7 (neutral) bis pH 14 (stark basisch oder alkalisch). Wasser (H_2O) zerfällt unter bestimmten Bedingungen in H^+ und OH^- Ionen (Protolyse). Die H^+ -Ionen (Protonen) verbinden sich mit den asymmetrisch geladenen H_2O-Molekülen zu H_3O^+-Ionen (Hydronium-Ionen). Die pH-Skala fußt auf dem "negativen dekadischen Logarithmus" der Anzahl der H_3O^+-Ionen , d.h. eine Anhebung des pH Wertes um 1 entspricht einer Verzehnfachung ihrer Konzentration.

$pH = -\log_{10} a(H^+)$ oder $pH = -\log_{10} (c(H_3O^+)$

Im Neutralpunkt pH 7 liegen H_3O^+- und OH^--Ionen im Gleichgewicht und zwar in einer Konzentration von 10^{-7} mol/Liter. Im sauren Bereich überwiegen die H_3O^+-Ionen, im basischen (alkalischen) Milieu die OH^--Ionen. Bei pH 4 ist die Stoffmengenkonzentration der H_3O^+-Ionen 10^{-4} mol/Liter.

Auto-Dissoziation von Wasser

Ein sehr geringer Anteil der im Wasser enthaltenen H_2O-Moleküle dissoziiert ("zerfällt") spontan in H^+ und OH^-Ionen. Wasserstoff (H) ist das am einfachsten zusammengesetzte aller Atome. Der Atomkern besteht nur aus einem einzigen positiv geladenen Proton. Die Atomhülle enthält nur ein negativ geladenes Elektron. Nach außen ist das H-Atom neutral. Das H^+-Ion (Kation) ist ein Proton, ein "nacktes", seines Elektrons beraubtes Atom. Das OH^--Ion (Anion) dagegen trägt aufgrund des fehlenden H^+-Ions eine negative Ladung.

$H_2O \rightarrow H^+ + OH^-$

Die Protonen (H^+) verbinden sich mit Wassermolekülen zu Hydronium-Ionen (H_3O^+)

$H^+ + H_2O \rightarrow H_3O^+$

Daher sollte man die Reaktion statt $H_2O \rightarrow H^+ + OH^-$ besser als $2\ H_2O \rightarrow H_3O^+ + OH^-$ beschreiben.

Wenn gleich viele H^+ und OH^--Ionen vorliegen ist Wasser chemisch neutral und elektrisch auf Grund des Nichtvorhandenseins überschüssiger Ionen elektrisch nicht leitfähig

Die **Disssoziationskonstante** des (reinen) Wassers beträgt

$$K_D = \frac{(H^+)*(OH^-)}{H_2O} = 1{,}8 \cdot 10^{-16}$$

d.h. auf ein nicht dissoziiertes Wassermolekül kommen (bei 25°C) gerade einmal $1{,}8 \cdot 10^{-16}$ dissoziierte Moleküle. Oder anders ausgedrückt: Zwei dissoziierte Wassermoleküle sind - statistisch gesehen - von $1{,}8 \cdot 10^{16}$ "normalen" Wassermolekülen umgeben.

Auf einen Liter Wasser bezogen lässt sich das vorzugsweise gebräuchliche **Ionenprodukt** berechnen:

1 Liter H_2O hat bei 25°C eine Masse von 997 g.

1 Mol H_2O entspricht $2 \cdot 1 + 16 = 18$ g

997 g/l : 18 g/mol = 55,3 Mol

Das Ionenprodukt $K_W = (H^+) * (OH^-)$ beträgt

$K_W = K_D \cdot (H_2O)$

$K_W = 1{,}8 \cdot 10^{-16} \cdot 55{,}3 \text{ mol} \sim 1{,}0 \cdot 10^{-14}$

Durch **Logarithmieren** erhält man $\log(H^+) + \log(OH^-) = -14$

Nach der Definition (p = pondus)

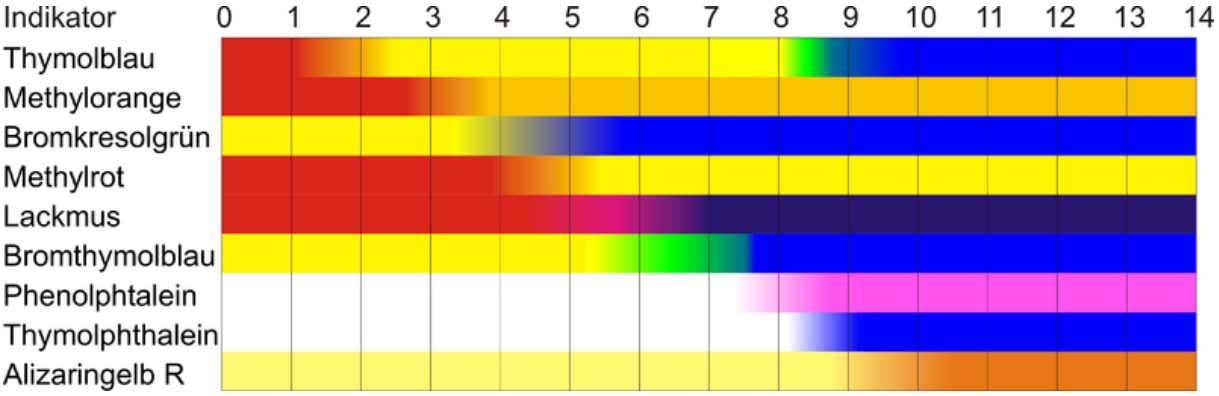
$pH = -\log(H^+)$ und $pOH = -\log(OH^-)$ ist $pH + pOH = 14$ (Damit bedeutet ein pH 7 ein pOH 7)

Der Neutralpunkt liegt damit bei pH 7.

pH-Wert mit Indikatoren messen

Der pH-Wert einer wässrigen Lösung lässt sich z.B. durch Hinzufügen geringer Mengen flüssiger Indikatoren messen. Sie sind dadurch charakterisiert, dass sie bei einem bestimmten pH-Wert ihre Farbe ändern.

Dem Chemiker stehen eine ganze Reihe solcher Indikatoren zur Verfügung:



Quelle: Wikipedia, Wikimedia-Commons, MarkusZI, Säuren und Laugen - Farbspektrum verschiedener Indikatoren.png,

Der im Chemieunterricht häufig eingesetzte **Universalindikator** ist eine Mischung mehrerer Indikatoren und überspannt die Skala von pH1 bis pH10.

Universalindikator: Farbskala pH 1 - 10

		H^+ (Anzahl pro Mol H_2O)	OH^- (Anzahl pro Mol H_2O)
	1	10^{-1}	10^{-13}
	2	10^{-2}	10^{-12}
	3	10^{-3}	10^{-11}
	4	10^{-4}	10^{-10}
	5	10^{-5}	10^{-9}
	6	10^{-6}	10^{-8}
	7	10^{-7}	10^{-7}
	8	10^{-8}	10^{-6}
	9	10^{-9}	10^{-5}
	10	10^{-10}	10^{-4}

Der Indikator **Bromthymolblau** deckt nur den für unser Thema relevanten Ausschnitt pH6 - pH8 ab und ist deutlich empfindlicher weil der Farbumschlag von blau über grün nach gelb innerhalb einer Spanne dieser 3 pH-Stufen erfolgt während der Universalindikator hier nur einen Übergang von grün nach gelb zeigt.

Quelle: Wikipedia, Wikimedia-Commons, MarkusZI, Bromthymolblau ph.png

Bromthymolblau-Lösung wird aus 0,1g Bromthymolblau (Pulver) und 100ml Ethanol (Brennspiritus) hergestellt und ist blutrot.

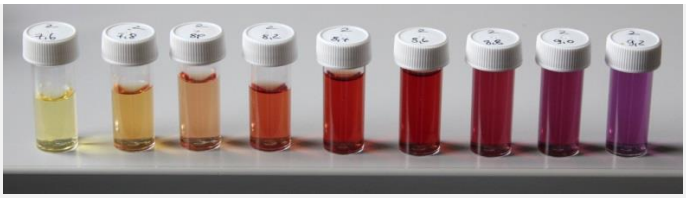


Foto: Ingo Mennerich

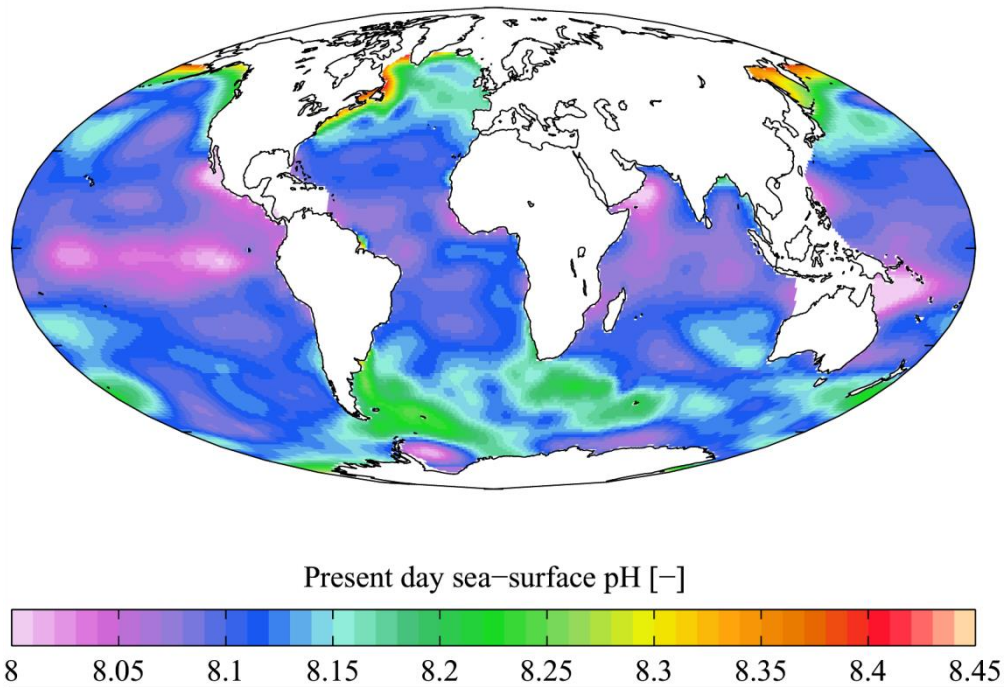
Sehr empfindlich und für den Bereich pH 7,6 - pH 9,2 sehr gut geeignet, weil schon pH Stufen von 0,2 durch deutliche Farbveränderungen anzeigend, ist der so genannte **Hydrogencarbonat-Indikator**. Damit lassen sich auch pH-Veränderungen bei der Photosynthese von Wasserpflanzen zeigen.

Herstellung:

- Lösung A: 0,02g Thymolblau (nicht Bromthymolblau!), 0,01 g Kresylrot, 2ml Ethanol
- Lösung B: 0,8g Natriumhydrogencarbonat, 7,48g Kaliumchlorid, 90ml Aqua dest.
- 9ml der Lösungen A+B in 1000ml Aqua dest. geben.

Wie sauer sind die Ozeane?

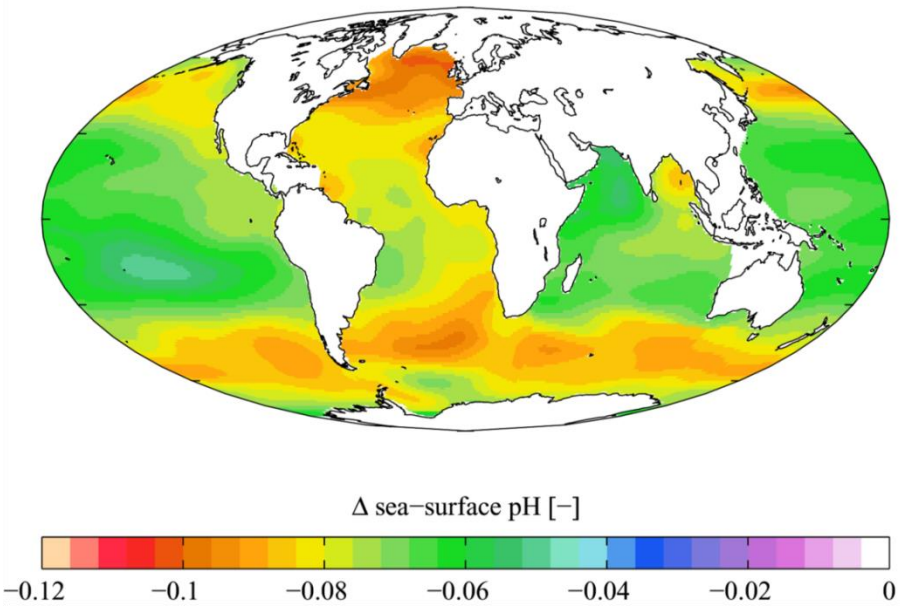
"Versauern" der Ozeane heißt: Das Wasser wird saurer weil die Anzahl der in ihm enthaltenen Protonen (H+) bzw. der Hydronium-Ionen zu Ungunsten der OH^--Ionen steigt.
Sinkt der pH-Wert um 1 so steigt die Anzahl der Hydronium-Ionen um das Zehnfache, also um 1000%. Ein Absenken um pH 0,12 bedeutet einen Anstieg um das $10^{0,12}$ = 1,38fache oder um 38%.
"Versauern" heißt aber nicht a priori, dass das Meer sauer wird. Von "sauer" ist erst ab Werten von <pH 7 zu sprechen.
Wie "sauer" sind die Ozeane gegenwärtig? Die Abbildung der gegenwärtigen Oberflächen pH-Werte zeigt, dass das Meer immer noch recht alkalisch ist:



GLODAP: Global Data Analysis Project, http://commons.wikimedia.org/wiki/File:WOA05_GLODAP_pd_pH_AYool.png

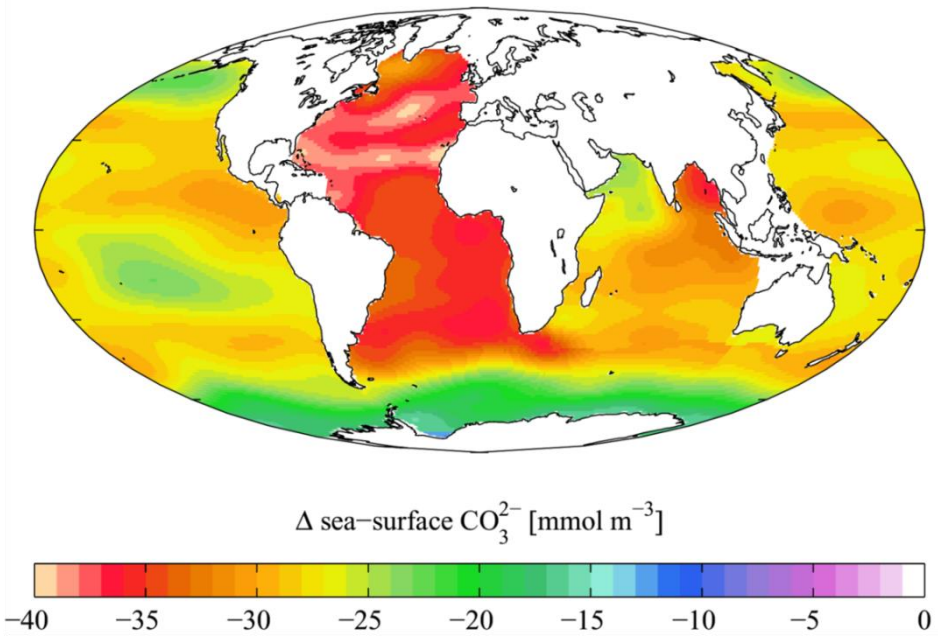
Hervorzuheben ist,

- dass nicht nur der Eintrag von CO_2 oder Schwefeldioxid (SO_2) sondern auch der Salzgehalt und die Temperatur des Meerwassers Schwankungen des pH-Wertes bewirken
- und das der pH-Wert im Prinzip nur auf wässrige, nicht salzhaltige Lösungen anwendbar ist.



Geschätzte Verringerung des pH-Werts an der Meeresoberfläche durch anthropogenes Kohlenstoffdioxid in der Atmosphäre zwischen ca. 1700 und den 1990er Jahren

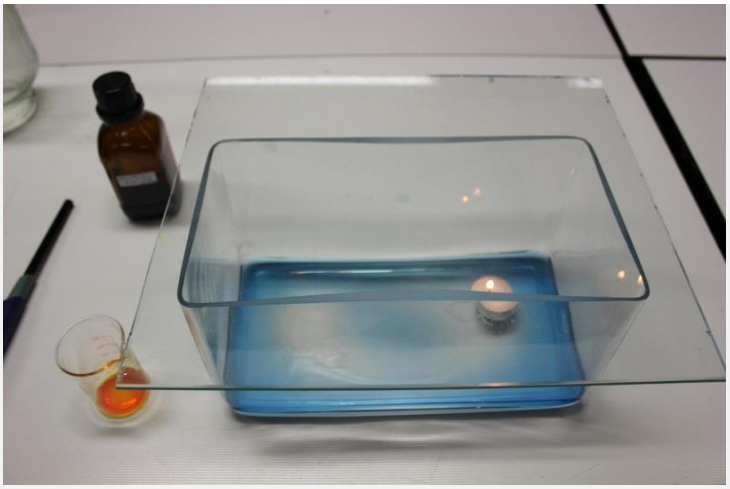
http://de.wikipedia.org/wiki/Versauerung_der_Meere#mediaviewer/File:WOA05_GLODAP_del_pH_AYool.png



Geschätzte Verringerung der Konzentration von Carbonat-Ionen (CO_3^{2-}) im Oberflächenwasser zwischen den 1700er Jahren und den 1990ern

http://de.wikipedia.org/wiki/Versauerung_der_Meere#mediaviewer/File:WOA05_GLODAP_del_co3_AYool.png

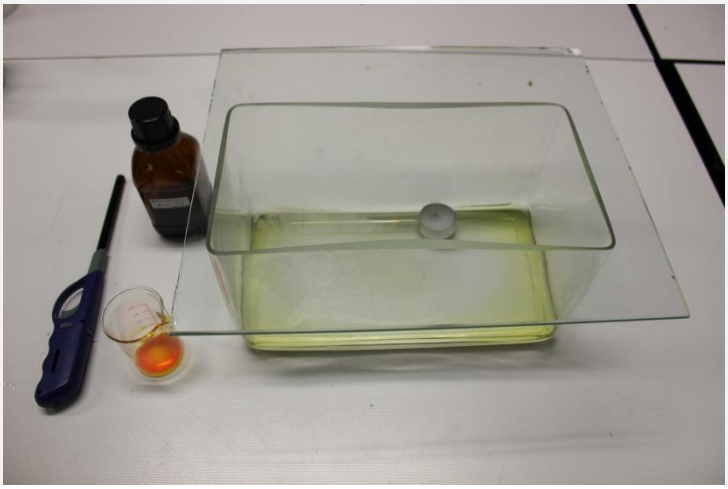
Verbrennung, CO_2 und sinkender pH-Wert des Wassers



In ein Glasbecken wird eine flache Schicht Wasser gefüllt (großes Oberflächen-Volumen-Verhältnis).

Einige Tropfen Bromthymolblau-Indikator zeigen alkalisches Milieu an.

Ein Teelicht verlöscht (unter einer aufgesetzten Glasplatte) nach kurzer Zeit.



Nach dem Verlöschen der Kerze färbt sich das Wasser grün.
Das Wasser ist durch die Aufnahme von CO_2 sauer geworden.

Rhythmisches hin und herschwenken lässt mehr CO_2 aus der "Atmosphäre" ins "Meer" übergehen. Das Wasser färbt sich gelb.

Experiment:
Verbrennung, CO_2 und "saures" Wasser (1)

Material:

- 2 Klein-Aquarien
- 2 Glasdeckel
- Leitungswasser
- Kerze, Zündhölzer
- Bromthymolblau-Lösung (pH-Indikator)

Gebe einige Tropfen Bromthymolblau-Lösung in etwa 1 Liter Leitungswasser

Das Wasser färbt sich blau, Der Wert beträgt etwa pH 8.

Gebe tropfenweise CO_2-haltiges Sprudelwasser hinzu bis es sich grün färbt (etwa p H 7)

Fülle beide Becken etwa 1 cm hoch mit dem gefärbten Wasser

Stelle ein Teelicht in eins der Becken und zünde es an

Decke beide Becken mit einem Glasdeckel ab.

Warte bis das Teelicht verlöscht

Vergleiche die Farben des Wassers in den beiden Becken.

Schiebe beide Becken rhythmisch hin und her so dass Wellen entstehen.

Vergleiche die Farben erneut.

Erklärung:

Durch das bei der Verbrennung entstehende CO_2 sinkt der pH-Wert des Wassers.

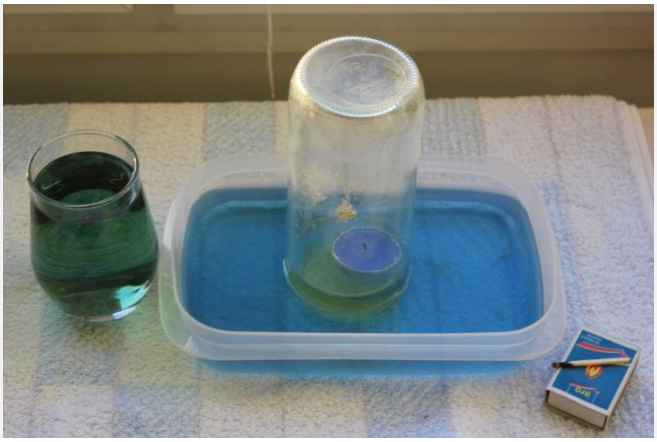
Durch den Wellenschlag vergrößert sich die Kontaktfläche Luft/Wasser.

Dadurch dringt mehr CO_2 ins Wasser ein und wird dort gelöst. Der pH-Wert liegt jetzt bei 6.

Der "Kerzenfahrstuhl"

Einem im Wasser schwimmenden Teelicht wird ein Glas übergestülpt.
Die Flamme verlöscht und wird mit dem steigenden Wasserspiegel unter dem Glas emporgehoben.
Das Wasser wurde vorher mit einigen Tropfen pH-Indikatorlösung (**Hydrogencarbonat-Indikator**) versetzt.
Nach einiger Zeit verfärbt sich das Wasser unter dem Glas. Dort ist der pH-Wert gesunken.

Wegen der geringen Wasseroberfläche wurde hier der empfindlichere Hydrogencarbonat-Indikator benutzt.



"Kerzenfahrstuhl" mit **Bromthymolblau-Lösung**:
Die BTB-Indikatorlösung wird vor dem Experiment durch tropfenweise (!) Hinzugabe von Sprudelwasser so eingestellt, dass sie grün wird (pH 7, Glas links).
Innerhalb einiger Stunden färbt sich der Bereich außerhalb des Glases durch CO_2-Ausgasung blau (pH 8), das Areal um das Teelicht durch CO_2-Eintrag wird gelb (pH 6).

Beim "Kerzenfahrstuhl" steigt ein im Wasser schwimmendes Teelicht, dem man ein Marmeladenglas übergestülpt hat, beim Verlöschen zusammen mit dem Wasserspiegel auf.
Das Experiment wird oft dahingehend interpretiert, dass die Kerze den Sauerstoff verbraucht hat.
Richtig ist, dass die Kerzenflamme Sauerstoff braucht. Aber: Der natürliche Sauerstoffgehalt der Atmosphäre liegt bei 21% und das Luftvolumen unter dem Glas nimmt um deutlich weniger als 1/5 ab.
Und: Messungen zeigen, dass sich unter dem Glas immer noch viel Sauerstoff (etwa 16%) befindet. Woran liegt es also, dass die Kerze aufsteigt?

Im Teelicht verbrennt Paraffin ($C_{25}H_{52}$). Nach der allgemeinen Reaktionsgleichung (vollständige Verbrennung) für Alkane

$2\ C_nH_{2n+2} + (3n+1)O_2 \rightarrow 2(n+1)\ H_2O + 2n\ CO_2$
kann man für Paraffin formulieren: $2\ C_{25}H_{52} + 76\ O_2 = 52\ H_2O + 50\ CO_2$
Oder vereinfacht: $C_{25}H_{52} + 38\ O_2 = 26\ H_2O + 25\ CO_2$

Bei der Verbrennung wird Sauerstoff verbraucht und es entstehen Kohlenstoffdioxid und Wasserdampf.
Das (molare) Verhältnis Sauerstoff : (Kohlenstoffdioxid/Wasser) beträgt 38 : (26 + 25)
Es entstehen also mehr Verbrennungsgase als Sauerstoff verbraucht wird.

Ein großer Teil des CO_2- Volumens löst sich im Wasser. Dieses wird oft als eigentlicher "Motor" des Kerzenfahrstuhls angesehen. Der Prozess des CO_2-Eintrags und der Kohlensäurebildung dauert aber viel länger als der schnell einsetzende und kurze Aufstieg der Kerze. Eine Verfärbung des pH-Indikators tritt erst sehr viel später ein. Das wird sicher damit zu erklären sein, dass sich das schwerere CO_2 in dem O_2/CO_2-Gemisch erst mit der Zeit über der Wasseroberfläche absetzt.
Der Wasserdampf kondensiert bei beim Abkühlen der Verbrennungsgase zu flüssigem Wasser, fällt also aus der Gasbilanz völlig heraus.
Im Ergebnis ist das verbrauchte Sauerstoffvolumen mit 38 Mol pro Mol Paraffin größer als das entstehende CO_2-Volumen (25 Mol pro Mol Paraffin). Es fehlt also tatsächlich Luft unter dem Glas.
Der Luftdruck der auf der Wasserfläche außerhalb des Glases lastet, drückt so lange Wasser ins Glas bis der Luftdruck im Glas so groß ist wie der Druck außen.
Wenn beim Überstülpen des Glases heiße, sich ausdehnende Verbrennungsgase entweichen, steigt die Kerze beim Abkühlen der Luft und schrumpfendem Volumen im Glas noch stärker an.
Wird das Glas leicht angehoben wird der gestiegene Wasserspiegel mitgezogen.

Experiment:
Der "Kerzenfahrstuhl":
Verbrennung, CO_2 und "saures" Wasser (2)

Material:

- Tiefer Teller oder Schale
- Großes Würstchen- oder Marmeladenglas
- Leitungswasser
- Teelicht, Zündhölzer
- Bromthymolblau-Lösung (pH-Indikator)

Gebe einige Tropfen Bromthymolblau-Lösung in etwa 1 Liter Leitungswasser

Das Wasser färbt sich blau, Der Wert beträgt etwa pH 8.

Gebe tropfenweise CO_2-haltiges Sprudelwasser hinzu bis es sich grün färbt (etwa p H 7)

Lasse ein Teelicht in der Mitte des Beckens schwimmen und zünde es an.

Stülpe das Glas über die Kerze.

Warte bis das Teelicht verlöscht

Der Wasserspiegel unter dem Glas steigt. Das Wasser im Glas färbt sich gelb.

Außerhalb des Glases bleibt das Wasser grün, später färbt es sich wieder blau.

Erklärung:

Die Kerzenflamme verbraucht Sauerstoff (O_2). Gleichzeitig entsteht Kohlenstoffdioxid (CO_2) und Wasserdampf (H_2O). Ein großer Teil des CO_2 wird im Wasser gelöst. Der gasförmige Wasserdampf wird beim Abkühlen flüssig.
Dadurch entsteht weniger Gas als bei der Verbrennung verbraucht wird:
Der Wasserspiegel steigt.
Durch das gelöste CO_2 sinkt der pH-Wert Wassers und färbt sich gelb (pH 6).
Außerhalb des Glases bleibt der pH-Wert unverändert um später durch CO_2-Ausgasung wieder zu steigen.

Wie funktioniert das "Versauern" des Meeres?

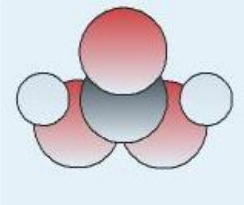
Das Titelbild zeigt bereits, ohne Erklärungen, den Mechanismus:

Kohlenstoffdioxid (CO_2) tritt aus der Atmosphäre ins Meer ein und reagiert mit Wasser (H2O)

CO_2 besteht aus einem Kohlenstoff-Atom (C,) und zwei Sauerstoffatomen (O_2). C wird, analog zu den bekannten Molymod-Modellatomen schwarz, O rot dargestellt. Dies entspricht auch der international üblichen CPK-Farbgebung (CPK-colouring).

H_2O besteht aus zwei Wasserstoffatomen (H_2) und einem Sauerstoffatom (O). H wird rot dargestellt.

Das (vorrübergehende) Ergebnis dieser Reaktion ist Kohlensäure (H_2CO_3)

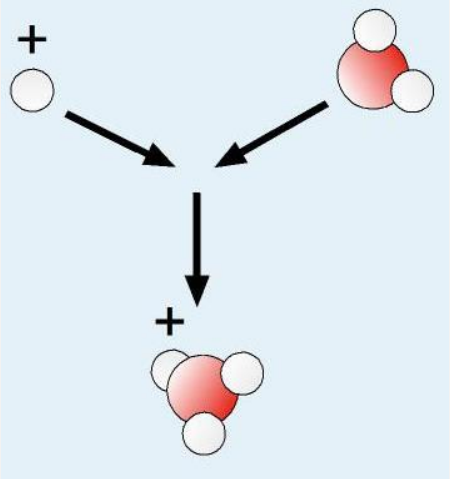


H_2CO_3 besteht aus

- 2 H-Atomen (vom Wasser H_2O)
- 1 C-Atom (Vom Kohlenstoffdioxid CO_2)
- 3 O-Atomen (2 vom CO_2 und 1 vom H_2O)

Das Kohlensäuremolekül H_2CO_3 ist nicht stabil und zerfällt unter Abgabe eines Proton (H^+). Protonen "schwimmen" nicht frei im Wasser sondern werden sofort von Wassermolekülen (H_2O) "vereinnahmt". Das liegt daran, dass das H_2O-Molekül , obwohl elektrisch insgesamt neutral eine asymmetrische Ladungsverteilung zeigt, mit einem positiven Überhang auf der Seite der beiden Wasserstoffatome und einem negativen auf der Seite des Sauerstoffatoms.

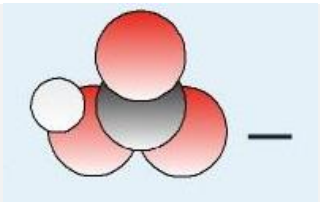
Das "freie" Proton verbindet sich, wenngleich nur relativ locker, mit einem H_2O-Molekül zu einem Hydronium-Ion:



Das Hydronium-Ion

- besteht aus H_2O und einem Proton (H^+-Ion)
- durch das angelagerte H^+-Ion ist es positiv geladen
- sind ausreichen negative Ionen vorhanden wird es neutralisiert
- fehlen passende negative Ionen, entsteht ein positiver Ladungsüberschuss und das Milieu wird saurer.

Nach der Abtrennung des H-Protons bleibt als Rest ein negativ geladenes Hydrogencarbonat-Ion:



Das Hydrogencarbonat-Ion (HCO_3^-)

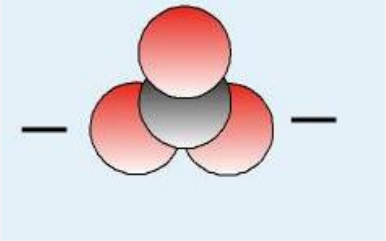
- ist nach Wegfall des H-Protons negativ geladen
- wird von einem "kräftigen" Partner angezogen (z.B. einem doppelt positiv geladenen Calcium-Ion (Ca^{2-})

Als Ergebnis dieser Reaktion entsteht Calciumhydrogencarbonat ($Ca(HCO3)_2$)

Calciumhydrogencarbonat existiert nur in wässriger, ionisierter Form als Ca^{++} und $HCO3^-$ (man findet $Ca(HCO3)_2$ also nicht im Chemieschrank!)

Calciumhydrogencarbonat ist nicht die letzte Stufe des möglichen "Zerfalls". Unter basischen (alkalischen) Bedingungen das HCO_3^--Ion den Kern des verbliebenen Wasserstoffatoms als H^+-Ion ab. Das H^+-Ion (Proton) verbindet sich wiederum mit einem H_2O-Molekül zu einem Hydronium-Ion.

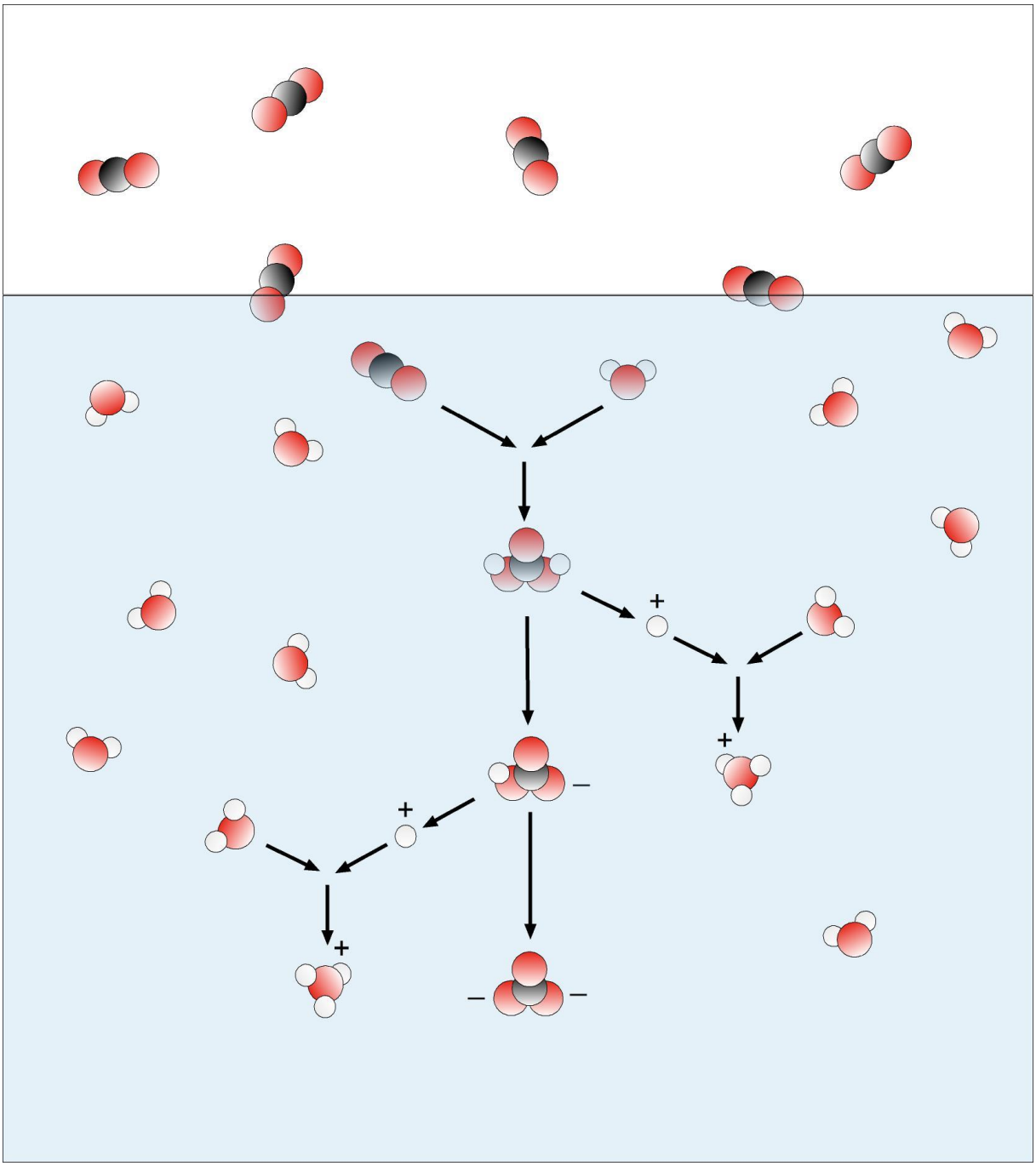
Der Rest ist ein doppelt negativ geladenes Carbonat-Ion (CO_3^{2-})



Das aus dem Hydrogencarbonat-Ion (HCO_3^-) entstandene Carbonat-Ion (CO_3^{2-})

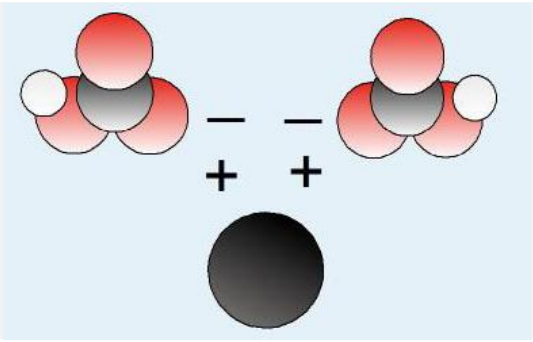
- ist durch Abtrennung zweier H^+-Ionen doppelt negativ geladen
- und verbindet sich vorzugsweise mit doppelt positiv geladenen Ionen, z.B. Calcium (Ca^{2-})

Unter der Bedingung, dass Calcium (Ca^{2-}) wieder der Ionenpartner ist, entsteht nun Kalk (Calciumcarbonat, $CaCO_3$).

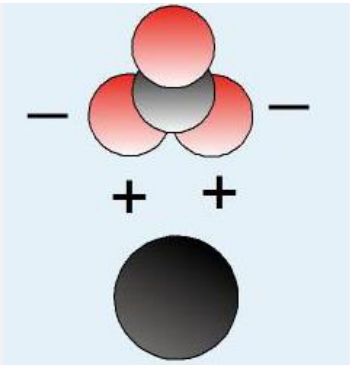


Sind Calcium-Ionen vorhanden, finden

(vorwiegend unter neutralen Bedingungen) Calcium und jeweils zwei Hydrogencarbonat-Ionen zueinander:



Zwei einfach negativ geladene Hydrogencarbonat-Ionen (HCO_3^-) ziehen ein doppelt positiv geladenes Calcium-Ion an (Ca^{2+}) und verbinden sich zu Calciumhydrogencarbonat $Ca(2HCO_3^-)$



Unter alkalischen Bedingungen finden ein Calcium- und ein Carbonat-Ion zueinander: Ein doppelt negativ geladenes Carbonat-Ion (CO_3^{2-}) wird von einem zweifach negativ geladenen Calcium-Ion angezogen (Ca^{2+}) und bildet Calciumcarbonat (Kalk)

Kalk in saurem Milieu

Wer Kalkablagerungen auf Gläsern oder gar Kesselstein in Töpfen hat der weiß: Essig hilft.
Mit Essig-Essenz lösen sich die weißen Kalkablagerungen unter mehr oder weniger heftigem Aufbrausen auf. Geologen prüfen den Kalkgehalt von Gesteinen mit schwach konzentrierter Salzsäure. In beiden Fällen enthalten die sich bildenden Bläschen Kohlenstoffdioxid (CO_2). Im Kalk ist also CO_2 "versteckt", das in saurem Milieu freigesetzt wird.
Wie man Kalk durch Säure entfernen kann zeigt folgendes Experiment:

Wenig (!) Calciumcarbonat (Kalkpulver) wird in einem Becherglas mit Leitungswasser aufgeschwemmt und zu gleichen Teilen in zwei Erlenmeyerkolben gegeben. Fügt man dem einen Kolben etwas Essigessenz hinzu löst sich der Kalk auf, das ursprünglich milchig trübe Wasser wird vollständig klar. Im anderen Kolben bleibt das Wasser trüb. Das im Foto dahinter aufgespannte karierte Papier (man kann auch eine Zeitung nehmen) macht das besonders deutlich.

Zwei Moleküle Essigsäure (CH_3-COOH) geben im wässrigen Milieu jeweils ein Proton (H^+) ab. Unter sauren Bedingungen dissoziiert das sonst schwer lösliche Calciumcarbonat ($CaCO_3$) in Ca^{2+} und CO_3^{2-}-Ionen. Die beiden H^+-Ionen verbinden sich mit dem Carbonat zur wenig stabilen Kohlensäure (H_2CO_3), das Calcium-Atom bildet mit dem Säurerest ($CH3-COO^-$) das Salz der Essigsäure:

$2\ CH_3\text{-}COOH + CaCO_3 \rightarrow Ca(CH_3\text{-}COO) + H_2CO_3$

Die Kohlensäure zerfällt in Wasser (H_2O) und Kohlenstoffdioxid (CO_2), daher das Aufbrausen!

$2\ CH_3\text{-}COOH + CaCO_3 \rightarrow Ca(OOCCH_3)_2 + CO_2 + H_2O$

Zum Ausprobieren:

Wie viel Tropfen Essigessenz sind notwendig um das Wasser vollständig von Kalk zu befreien?

Experiment: Kalk in saurem Milieu (1)

Kalk löst sich in Essig auf

Material:

- Verdünnte "Kalkmilch" (aus $CaCO_3$ und Wasser)
- 2 Erlenmeyerkolben
- Essig-Essenz (z.B. Surig)
- Kariertes Papier (oder Zeitung) als Hintergrund

1) Stelle in einem Becherglas etwas "Kalkmilch" aus Kalk ($CaCO_3$) und Wasser her

2) Gebe 0,5 cm hoch "Kalkmilch" in beide Erlenmeyerkolben.

3) Fülle beide Gläser mit Leitungswasser mit Leitungswasser auf

4) Gebe in einen der beiden Kolben tropfenweise Essig-Essenz hinzu.

5) Schwenke den Kolben jedes Mal um und beobachte wie sich die Kalkteilchen verhalten.

Nach einiger Zeit wird das kalkhaltige und mit Essig versetzte Wasser völlig klar.

Das nicht behandelte Leitungswasser bleibt trübe.

4) Gebe in jedes Glas einen Tropfen Bromthymolblau-Lösung

Das mit Essig behandelte Wasser färbt sich gelb (pH ≤ 6),

das nicht behandelte Wasser wird blau (pH ≤8)

Erklärung:
Zwei Moleküle Essigsäure (CH_3-COOH) geben im wässrigen Milieu jeweils ein Proton (H^+) ab. Unter diesen sauren Bedingungen dissoziiert das sonst schwer lösliche Calciumcarbonat ($CaCO_3$) in Ca^{2+} und CO_3^{2-}-Ionen. Die beiden H^+-Ionen verbinden sich mit dem Carbonat zur wenig stabilen Kohlensäure (H_2CO_3), das Calcium-Atom bildet mit dem Säurerest (CH3-COO^-) das Salz der Essigsäure:

$2\ CH_3\text{-}COOH + CaCO_3 \rightarrow Ca(CH_3\text{-}COO) + H_2CO_3$

Die Kohlensäure zerfällt in Wasser (H_2O) und Kohlenstoffdioxid (CO_2), daher das Aufbrausen!

$CaCO_3 + 2\ CH_3COOH \Longrightarrow Ca(OOCCH_3)_2 + CO_2 + H_2O$

Experiment: Kalk in saurem Milieu (2)

Kalk löst sich in CO_2-haltigem Sprudelwasser auf

Material:

- Verdünnte "Kalkmilch" (aus $CaCO_3$ und Wasser)
- 3 Becher- oder Trinkgläser
- Leitungswasser / Sprudelwasser

1) Stelle in einem Becherglas etwas "Kalkmilch" aus Kalk ($CaCO_3$) und Wasser her

2) Gebe 0,5 cm hoch "Kalkmilch" in je ein weiteres Glas.

3) Fülle das eine Glas mit Leitungswasser, das andere mit CO_2-haltigem Sprudelwasser auf.

Nach einiger Zeit wird das kalkhaltige Sprudelwasser völlig klar. Das Leitungswasser bleibt trübe.

4) Gebe in jedes Glas einen Tropfen Bromthymolblau-Lösung

Das Sprudelwasser färbt sich gelb (pH ≤ 6), das Leitungswasser wird blau (pH ≤8)

Erklärung:
In kohlendioxidhaltigem Wasser (Kohlensäure) wandelt sich Calciumcarbonat zu wasserlöslichem Calciumhydrogencarbonat um:

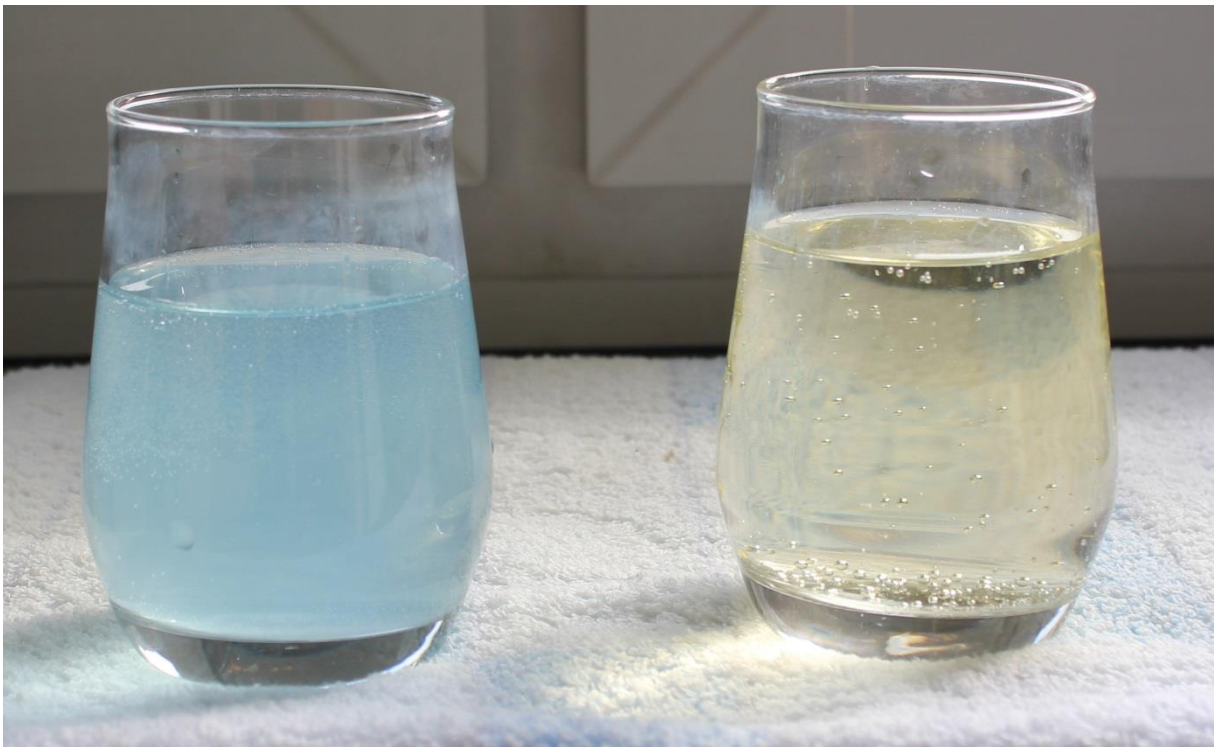
$$CaCO_3 + H_2O + CO_2 \rightleftharpoons Ca(HCO_3)_2$$

$$CaCO_3\,(s) + CO_2\,(aq) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons Ca^{2+}\,(aq) + 2HCO_3^-\,(aq)$$

- g für gasförmig (engl.: gaseous)
- l für flüssig (engl.: liquid)
- s für fest (engl.: solid)
- aq für 'in Wasser gelöst' (engl.: aqueous)

Bei dieser Reaktion bildet sich kein zusätzliches CO_2. Das Ausperlen von CO_2 zeigt lediglich, dass unter den - aufgrund des Kalks - etwas alkalischeren Bedingungen weniger CO_2 im Wasser gelöst (unsichtbaren) sein kann.

Stark verdünnte "Kalkmilch" ($CaCO_3$ und Leitungswasser), links mit Leitungswasser, rechts mit CO_2-haltigem Sprudelwasser aufgefüllt.
Im Leitungswasser bleibt die Trübung erhalten, das Sprudelwasser wird nach kurzer Zeit klar.



Der Bromthymolblau-Test zeigt beim Leitungswasser alkalische, beim Sprudelwasser saure Bedingungen an. Nach einigen Tagen färbt sich das rechte Glas durch CO_2-Ausgasung wieder blau.

Das Karbonat-Gleichgewicht

Die oben skizzierten Reaktionsschritte sind reversibel, d.h. sie können auch umgekehrt ablaufen.
Kalk ($CaCO_3$) kann sich in Calciumhydrogencarbonat ($Ca(HCO_3^-)_2$), dieses sich in Kohlensäure (H_2CO_3) und diese sich in CO_2 und H_2O verwandeln.

$CO_{2(g)} + H_2O_{(l)} \leftrightarrow CO_{2(aq)}$

$CO_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \leftrightarrow H_2CO_{3(aq)}$

$H_2CO_{3(aq)} + + H_2O_{(l)} \leftrightarrow HCO_3^-{}_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

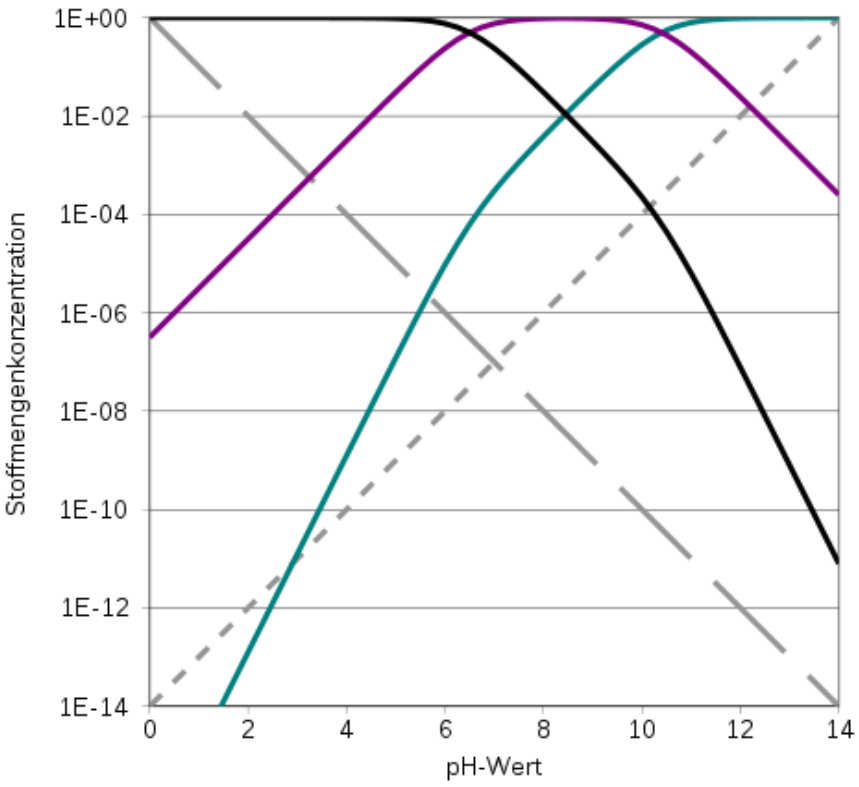
$HCO_3^-{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \leftrightarrow CO_3^{2-}{}_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

- g für gasförmig (engl.: gaseous)
- l für flüssig (engl.: liquid)
- s für fest (engl.: solid)
- aq für 'in Wasser gelöst' (engl.: aqueous)

Welcher Stoff gerade vorherrscht ist eine Frage des pH-Wertes der Lösung.

Die Konzentration in Abhängigkeit vom pH-Wert gibt das HÄGG-Diagramm des Carbonat-Gleichgewichts wieder:

Quelle: Wikipedia: Kohlensäure



- H_2CO_3: schwarz;
- HCO_3^-: violett
- CO_3^{2-}: blau
- H^+: grau gestrichelt
- OH^-: grau gepunktet

Bei H^+-Überschuss und OH^--Mangel, d.h. bei niedrigem pH-Wert liegt das Gleichgewicht bei der Kohlensäure (H_2CO_3, schwarz). Bei OH-Überschuss und H^+-Mangel (hoher pH-Wert) liegt es beim Carbonat (CO_3^{2-}, grün). In neutralen Lösungen dominiert das Hydrogencarbonat (HCO_3^-, violett).

Beachten Sie, dass das die Stoffmengen-Konzentrationen im Hägg-Diagramm logarithmisch aufgetragen sind:

Bei pH 4,5 beträgt das Verhältnis H_2CO_3 zu HCO_3^- $1E^0/1E^{-2}$ also 1:100

Für eine tiefer gehende Betrachtung möge man sich mit den Begriffen "**Gleichgewichtskonstante**", "**Säurekonstante pKs**" und "**Löslichkeitsprodukt**" auseinandersetzen.

Wie das folgende Diagramm zeigt, ist der pH-Wert an der Meeresoberfläche zwischen 1800 und heute von etwa pH 8,2 auf pH 8,1 gefallen und wird bis 2100 auf <pH 7,9 absinken.
Bei steigendender CO_2-Konzentration fällt der Carbonatgehalt des Meeres fast um die Hälfte ab.

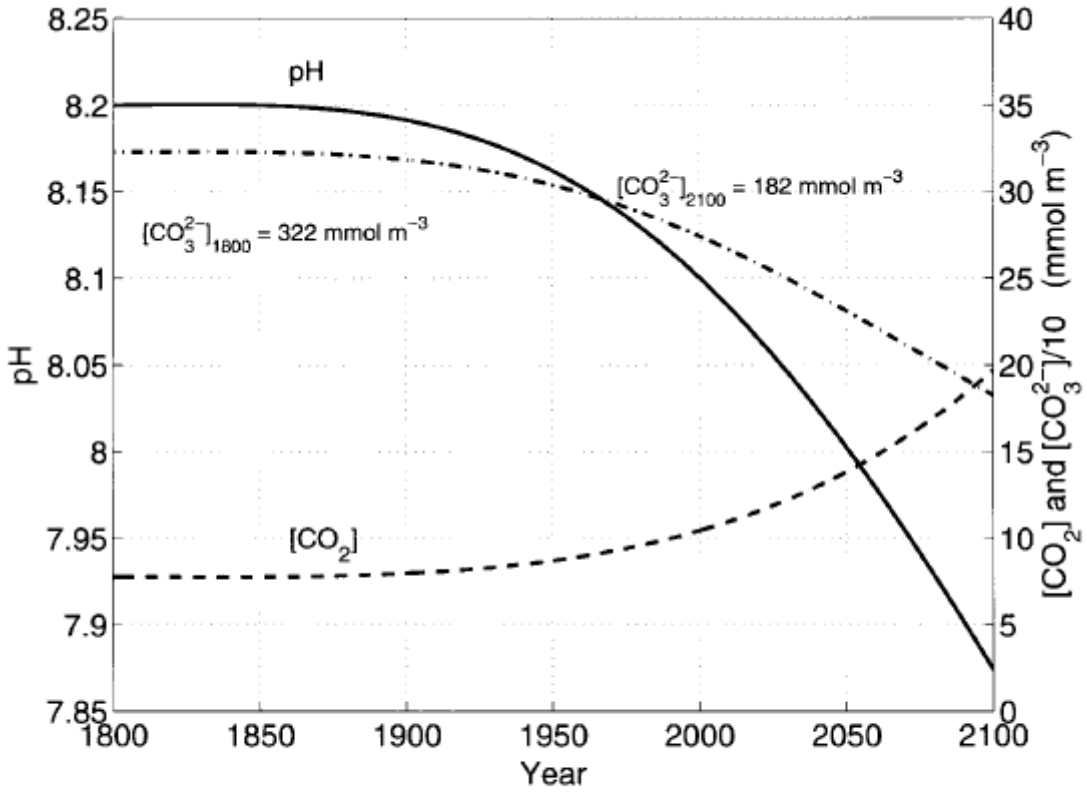


Figure 1.6.27: Changes of CO_2, CO_3^{2-}, and pH in the surface ocean calculated according to the business as usual scenario IS92a ($T_c = 25°C$, $S = 35$).

Richard E. Zeebe/Dieter Wolf-Gladrow, CO2 in Seawater: Equilibtrium, Kinetics, Isotopes
Quelle: *www.imedea.uib-csic.es/.../**CO2**Zeebe&Wolf_Cap1...*

Experiment: Karbonat-Gleichgewicht (1)

Material:

- Verdünnte "Kalkmilch" (aus $CaCO_3$ und Wasser)
- Reagenzglas
- "Kalkwasser" (Filtrat einer gesättigten CaOH-Lösung)
- CO_2 (Druckflasche)
- Erlenmeyerkolben 500ml
- Pipetten
- Bromthymolblau-Lösung (pH-Indikator)

1) Stelle im Reagenzglas etwas "Kalkmilch" aus Kalk ($CaCO_3$) und Wasser her.

2) Gebe wenige Tropfen "Kalkmilch" in den Erlenmeyerkolben.

3) Gieße die Kalkmilch bis zur 500ml Marke mit Leitungswasser auf.

4) Ziehe mit der (sauberen) Pipette eine Probe und gebe einen Tropfen Bromthymolblau dazu.

Die Probe färbt sich blau.

5) Leite reines CO_2 in die verdünnte "Kalkmilch":

Sie wird klar, die Kalkpartikel lösen sich auf.

9) Ziehe eine Probe und gebe einen Tropfen Bromthymolblau dazu. Die Probe färbt sich gelb.

10) Gib klares "Kalkwasser" hinzu: Das klare "Kalkwasser" trübt sich erneut (Es bildet sich Kalk).

11) Ziehe eine Probe und gebe einen Tropfen Bromthymolblau dazu. Die Probe färbt sich blau.

Erklärung:
Kalk ($CaCO_3$) ist in Wasser nur schwer löslich. Selbst kleine führen zu einer Trübung. Verdünnte, aus Kalkpulver und Wasser hergestellte "Kalkmilch" ist alkalisch und färbt sich mit Bromthymolblau blau). Durch Zugabe von CO_2 (Atemluft) sinkt der pH-Wert der Lösung (BTB-Test: grün). $CaCO_3$.verwandelt sich in lösliches Calciumhydrogencarbonat ($Ca(HCO_3^-)_2$., die "Kalkmilch" wird mehr oder weniger klar.
Durch Zugabe von gesättigter, gefilterter und klarer Calciumhydroxid-Lösung ("Kalkwasser") werden Ca^{++} und OH^--Ionen hinzugegeben. Das verschiebt das Säure/Base Gleichgewicht ins alkalische (steigender pH-Wert) und damit wieder zum $CaCO_3$. Der BTB-Test zeigt erneut eine blaue Farbe.

Experiment: Karbonat-Gleichgewicht (2)

Material:

- Kalkwasser (Filtrat einer gesättigten CaOH-Lösung)
- CO_2 (Druckflasche)
- Erlenmeyerkolben 500ml
- Trinkhalm oder Schlauch
- Pipetten
- Bromthymolblau-Lösung (pH-Indikator)

1) Stelle eine gesättigte Calciumhydroxid-Lösung her.

2) Filtriere die Lösung.

3) Fülle den Erlenmeyerkolben zur Hälfte mit dem klaren Filtrat ("Kalkwasser").

4) Ziehe mit einer sauberen Pipette eine Probe und untersuche sie mit Bromthymolblau.

Die Probe wird blau (pH ≥ 8)

5) Puste mit dem Trinkhalm oder dem Schlauch CO_2-haltige Atemluft in das "Kalkwasser".

Es bildet sich Kalk ($CaCO_3$) der sich nur schwer im Wasser löst. Das "Kalkwasser" wird trübe.

6) Ziehe mit einer sauberen Pipette eine Probe und untersuche sie mit Bromthymolblau.

Die Probe wird blau (pH ≥ 8)

8) Leite CO_2 aus der Druckflasche durch das "Kalkwasser".

Der Kalk löst sich auf. Das "Kalkwasser" wird wieder klar.

9) Ziehe mit einer sauberen Pipette eine Probe und untersuche sie mit Bromthymolblau.

Die Probe wird gelb (pH ≥ 6)

Erklärung:
Das Ergebnis erscheint zunächst paradox: Die ausgeatmete etwa 5% CO_2-haltige Luft führt zu einer deutlichen Fällungsreaktion. Es bildet sich Kalk. Wird 100%es CO_2 eingeleitet löst sich der Kalk wieder auf. Auch wenn man längere Zeit ins "Kalkwasser" pustet verschwindet die Trübung.
Gibt man gleich reines CO_2 ins "Kalkwasser" bleibt es von vornherein klar.
Der pH-Test zeigt, dass sich Kalk nur unter alkalischen Bedingungen bildet. Im durch CO_2 angesäuerten Milieu verschiebt sich das Gleichgewicht vom Karbonat zum Hydrogencarbonat. Calciumhydrogencarbonat ist im Gegensatz zum Carbonat gut löslich und bleibt daher unsichtbar.

In kohlendioxidhaltigem Wasser (Kohlensäure) wandelt sich Calciumcarbonat zu wasserlöslichem Calciumhydrogencarbonat um:

$CaCO_3 + H_2O + CO_2 \rightleftharpoons Ca(HCO_3)_2$

$CaCO_3\ (s) + CO_2\ (aq) + H_2O\ (l) \rightleftharpoons Ca^{2+}\ (aq) + 2HCO_3^-\ (aq)$

Verdünnt man ungefiltertes Kalkwasser mit Leitungswasser, verteilt es gleichmäßig auf zwei Erlenmeyerkolben und lässt reines CO_2 in den einen Kolben strömen, wird dieser Ansatz klar.. Die unbehandelte Probe wird mit Bromthymolblau blau (alkalisch), die mit CO_2 durchströmte gelb (sauer).

Vor dem Hintergrund des karierten Papiers wird deutlich:
Der mit CO_2 behandelte Ansatz (links) ist klarer als der nicht behandelte (rechts).
Nach mehrfachem Aufschütteln oder Durchrühren ist der Effekt noch deutlicher.
Die im Wasser schwebenden Kalkpartikel reagieren leichter mit ihrer Umgebung als die Kalkpartikel im Sediment.
Gibt man anschließend Calcium-hydroxid hinzu, bewirken die OH^--Ionen eine erneute Anhebung des pH-Wertes und die Ausfällung von Kalk

..

Experiment: Karbonat-Gleichgewicht (3)

Material:

- Kalkwasser (Filtrat einer gesättigten CaOH-Lösung)
- CO_2 (Druckflasche)
- Reagenzglas
- Pipetten
- Bromthymolblau-Lösung (pH-Indikator)

1) Stelle eine gesättigte Calciumhydroxid-Lösung her

2) Filtriere die Lösung

3) Fülle das Reagenzglas zur Hälfte mit dem klaren Filtrat ("Kalkwasser")

4) Ziehe eine Probe und gebe einen Tropfen Bromthymolblau dazu. Die Probe färbt sich blau.

5) Puste mit einem Schlauch oder einem Trinkhalm Atemluft ins "Kalkwasser"

6) Das Kalkwasser trübt sich (Kalkbildung, CO_2-Nachweis)

7) Ziehe eine Probe und gebe einen Tropfen Bromthymolblau dazu. Die Probe färbt sich grün.

8) Leite reines CO_2 ins "Kalkwasser": Es wird wieder klar, die Kalkpartikel lösen sich auf.

9) Ziehe eine Probe und gebe einen Tropfen Bromthymolblau dazu. Die Probe färbt sich gelb.

10) Gib klares "Kalkwasser" hinzu: Das klare "Kalkwasser" trübt sich erneut (Es bildet sich Kalk)

11) Ziehe eine Probe und gebe einen Tropfen Bromthymolblau dazu. Die Probe färbt sich blau.

Erklärung:
"Kalkwasser", das klare Filtrat einer gesättigten CaOH-Lösung ist alkalisch (Bromthymolblau-Test: blau). Durch Zugabe von CO_2 (Atemluft) sinkt der pH-Wert der Lösung (BTB-Test: grün), Ca^{++} verbindet sich mit CO_2 zu $CaCO_3$. Der Kalk fällt aus und trübt das "Kalkwasser".
Durch Einleiten von reinem CO2 sinkt der pH-Wert weiter ab (BTB-Test: gelb) und das Kalkwasser wird wieder klar. $CaCO_3$ verwandelt sich unter sauren Bedingungen zu löslichem $Ca(2HCO_3^-)$.
Mit dem Kalkwasser werden OH^--Ionen hinzugefügt, das Milieu wird alkalischer (BTB-Test: blau). Das Karbonat-Gleichgewicht verschiebt sich vom Hydrogencarbonat zum Carbonat. Da Ca^{++} hinreichend vorhanden ist bildet sich erneut Kalk.

Wie viel CO_2 ist in Kalkgesteinen und Muschelschalen "versteckt"?

Tonnenweise Kalkgestein an der Kreideküste auf Rügen:
Was geschähe eigentlich,

wenn sich alles Kalkgestein auf der Erde auflösen würde?

Foto: Ingo Mennerich

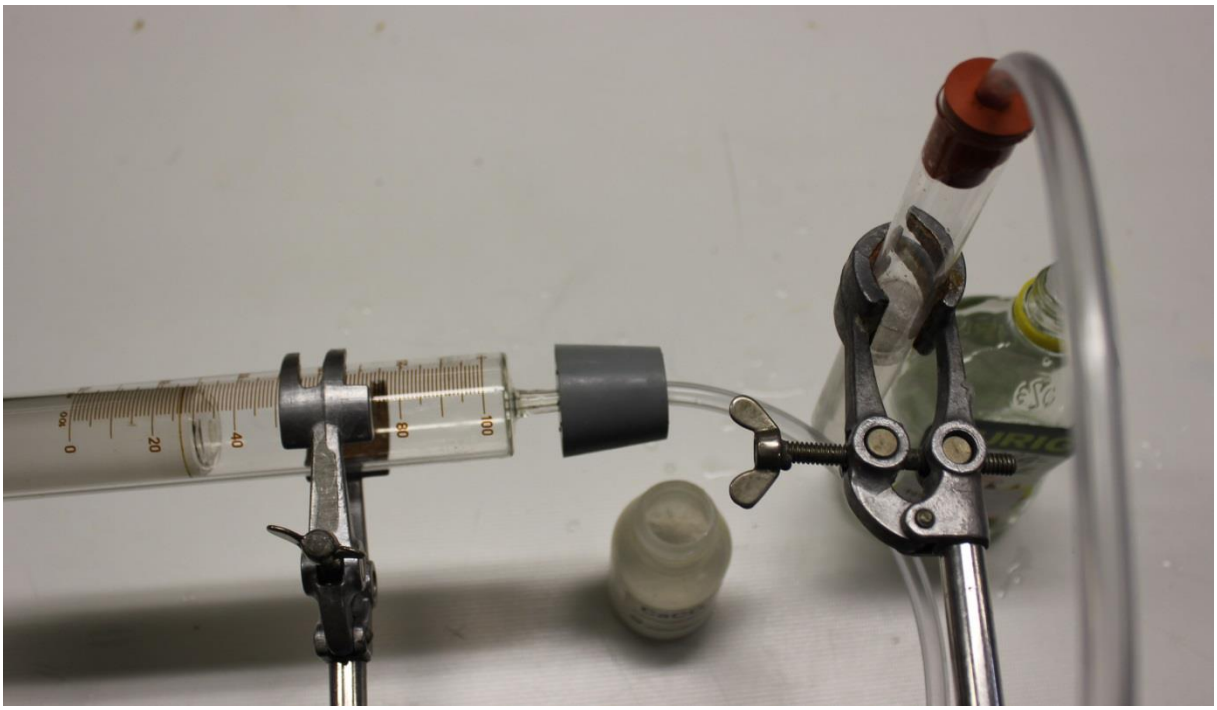
Um zu überprüfen ob Gesteine Kalk ($CaCO_3$) enthalten gibt man einige Tropfen verdünnte Salzsäure darauf. Braust der Tropfen auf, ist das Ergebnis positiv..
Der Schaum enthält Kohlenstoffdioxid (CO_2). Übrig bleibt Calciumoxid (CaO)
Kalkgesteine stellen gewaltige CO_2-Speicher dar.

Mit einer einfachen Überschlagsrechnung lässt sich bestimmen, wie viel CO_2 im Kalkstein steckt.
Und da mit jedem, mit dem Auto gefahrenen Kilometer CO_2 frei wird, kann man das in Kilometern ausdrücken.
Um so etwas berechnen zu können, muss man einen Blick ins Periodensystem der Elemente werfen und ein paar Werte in den Taschenrechner geben:

1 Molekül $CaCO_3$ enthält 1 Atom Calcium (Ca) mit der atomaren Masse u = 40,
ein Atom Kohlenstoff (C mit u = 12) und drei Atome Sauerstoff (O mit u = 16).
Daraus resultiert $CaCO_3$ mit u = 40 + 12 + 3x16 = 100 g/mol (gerundet)
und CO_2 mit u = 12 + 2x16 = 44g/mol.
Reiner Kalkstein enthält damit etwa 44% CO_2.
Kalkstein hat eine Dichte von 2,73g/cm^3, ein Kubikmeter "wiegt" also 2,73 Tonnen.
44% eines Kubikmeters, also 1,2 Tonnen kann als CO_2 entweichen.

Bei einem Fahrzeug mit einem CO_2-Ausstoß von 120g/km ist die die Menge, die durch 10000 km Autofahren entstehen...

1,2 t Gas kann man sich nur schwer vorstellen. Greifbarer wird das, wenn man die Masse als Gasvolumen ausdrückt:
1 Mol CO_2 entspricht 44g (s.o.) und ein Mol eines Gases bei 25°C ergibt (nach Boyle) ein Volumen von 24,47 l.
In 1,2 t CO_2 stecken folglich 1200000 : 44 = 27272,7 Mol oder 667363,6 Liter CO_2.
Das sind 667,4 m^3 oder ein Quader mit der Seitenlänge 8,4 m!.
(1 t CO_2 entspricht 556,2 m^3)



Wie viel CO_2 steckt in einem Gramm Kalk ($CaCO_3$)?

Reaktionsgleichung:

$CaCO_3 + 2\ CH_3COOH \Longrightarrow Ca(OOCCH_3)_2 + CO_2 + H_2O$

$CaCO_3 = Ca + C + O_3 = 40 + 12 + 3x16 = 100$ g/mol

1 g $CaCO_3$ = 0,01 Mol

$CO_2 = C + O_2 = 12 + 2x16 = 44$g/mol.

In 1 g $CaCO_3$ sind 0,0044 Mol CO_2 enthalten.

1 Mol CO_2 = 24 Liter (24000 ml)

0,0044 Mol CO_2 = 24000 x 0,0044 = 105,6 ml CO_2

Experiment: Wie viel CO_2 steckt in Kalk?

Material:

- Feinwaage
- 1 g Calciumcarbonat (Kalk)
- Essigessenz (SURIG o.ä.)
- Reagenzglas mit Stopfen
- Plastikschlauch
- Kolbenprober 100 ml
- Durchbohrter Stopfen

Wiege 1 g Calciumcarbonat ab.

Bringe den Kolben des Kolbenprobers in Null-Stellung.

Achte auf den richtigen Sitz aller Schläuche und Stopfen.

Öffne das Reagenzglas.

Gib 1g Calciumcarbonat in ein Reagenzglas und fülle es mit Essigessenz auf

Verschließe das Reagenzglas mit dem Stopfen und leite das entstehende Gas in den Kolbenprober.

Wie viel CO_2 kann theoretisch entstehen?

Gibt es Möglichkeiten der "Entsäuerung" der Meere?

Einem übersäuerten Magen kann man mit Antazida aus der Apotheke oder dem Drogeriemarkt helfen. Antazida sollen überschüssige Magensäure neutralisieren.
Kann man das auf die Meere übertragen?
Einem durch vermehrten CO_2-Eintrag sinkendem pH-Wert kann man - zumindest im Labor - mit chemischer "Entsäuerung" entgegenwirken. Das gelingt auch in der Schule.
Ziel ist es, das bei der "Versauerung" zugunsten der Protonen verschobene H^+/OH^--Verhältnis wieder in Richtung der OH^--Ionen zu verschieben, also die überschüssige Säure durch Hinzufügen einer Lauge zu neutralisieren. Fügen wir dem Wasser also OH--Ionen hinzu:

Das kann geschehen durch Hinzugabe von Laugen wie

Calciumhydroxid: $2\ CO_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow Ca(HCO_3)_2$

Kohlenstoffdioxid + Calciumhydroxid → Calciumhydrogencarbonat

oder

Natriumhydroxid: $CO_2 + NaOH \rightarrow NaHCO_3$

Kohlenstoffdioxid + Natriumhydroxid → Natriumhydrogencarbonat

Oder durch "Kalkung" des Wassers, d.h. Zugabe von

$CaCO_3$: $CO_2 + CaCO_3 + H_2O \rightarrow Ca(HCO_3)_2$

Kohlenstoffdioxid + Calciumcarbonat + Wasser → Calciumhydrogencarbonat

Alle drei Möglichkeiten werden bei der Entfernung von korrosiv wirkendem CO_2 in Trink- und Brauchwasserleitungen angewandt.

Der "Versauerung" der Wälder wurde in der Hochzeit des "sauren Regens" mit Kalkungen begegnet. Lässt sich die "Versauerung" der Meere mit ähnlichen Rezepten aufhalten oder zum Stillstand bringen?

Photosynthese, CO_2 und der pH-Wert

Das Vorhandensein von CO_2 in der Atmosphäre und im Wasser ist, genau wie Licht und Wasser, eine existentielle Voraussetzung allen Lebens. Ohne CO_2 gäbe es keine Photosynthese, keine grünen Pflanzen und keine Nahrung, weder für Pflanzen noch für Tiere oder Bakterien. Ohne CO_2 hätte es keine Menschen und damit auch kein (von ihnen wahrnehmbares) CO_2-Problem gegeben…

Bei der Photosynthese wird der pflanzlichen Umgebung, sei es der Luft oder sei es das Wasser, CO_2 entzogen. Im wässrigen Milieu steigt damit der pH-Wert. Der Abbau der Photosyntheseprodukte durch die Atmung wird CO_2 frei mit der Folge, dass der pH-Wert sinkt.

Der pH-Anstieg lässt sich bei einer belichteten Wasserpflanze (Elodea) zeigen in dem man dem Wasser einige Tropfen Bromthymolblau als Indikator hinzufügt.

Pustet man mit einem Trinkhalm oder einem Schlauch CO_2-haltige Luft ins Wasser färbt es sich von blau (pH 8) nach grün (pH 7). Durch vorsichtige Hinzugabe von Sprudelwasser kann man das Wasser bis etwa pH 6 (gelb) ansäuern. Wichtig ist, dass der pH-Wert innerhalb des Umschlagbereichs von Bromthymolblau bleibt (pH 7,6 - pH 6). Senkt man ihn beispielsweise auf pH 5 ab wird die Lösung genauso gelb wie bei pH 6. Hat man kein pH-Meter zur Hand sollte man beim Ansäuern im gelbgrünen Bereich bleiben.

Versuchsbeginn (9 h)

Nach 3 Stunden (12 h)

Nach 6 Stunden (15 h)

Die drei Fotos wurden an einem sonnigen Herbsttag an einem Südfenster gemacht.

Die Zeitspanne innerhalb derer eine Farbreaktion zu beobachten ist hängt vor allem ab

- von der Menge und der Aktivität des Pflanzenmaterials
- vom Wasservolumen
- vom Lichtangebot

Zum Vergleich:

Links:
Elodea nach 6stündiger Belichtung (Sonne)

Rechts:
Elodea nach 6stündiger Dunkelheit (Schrank)

Beide Ansätze sind vorher mit CO_2 auf etwa pH 6 eingestellt worden.

Mit zunehmendem pH-Wert (abnehmendem CO_2) nimmt bei gleichem Lichtangebot auch die Bläschenbildung (O_2-Produktion) ab und kommt schließlich zum Erliegen.

Im Laufe einer Nacht sinkt der pH-Wert des tagsüber belichteten Ansatzes wieder.
Durch die Atmung hat Elodea CO_2 freigesetzt. Offenbar aber weniger als sie tagsüber bei der Photosynthese verbraucht hat.
Das lässt auf eine positive Stoffbilanz schließen.

Elodea ist gegen Bromthymolblau ziemlich unempfindlich. Auch nach 5 Tagen Hell-/Dunkel-Wechseln schien sie physiologisch völlig intakt.

Experiment:
Photosynthese, CO_2 und der pH-Wert

Material:

- Elodea (Wasserpest)
- 2 Glasgefäße
- 1 Liter abgestandenes oder abgekochtes Leitungswasser
- Trinkhalm oder Plastikschlauch
- Bromthymolblau-Lösung (pH-Indikator)

Gebe einige Tropfen Bromthymol-Lösung in das abgestandene oder abgekochte Leitungswasser

Das Wasser färbt sich blau. Der pH-Wert beträgt etwa 8.

Puste so lange Atemluft in das Wasser bis es sich grün färbt. Der pH-Wert beträgt jetzt etwa 7.

Fülle beide Glasgefäße mit dem so vorbereiteten Wasser.

Gib in jedes Glas die gleiche Menge in kleinere Stücke zerrissener Elodea (Wasserpest) hinzu.

Stelle das eine Glas in die Sonne, das andere ins Dunkle.

Ergebnis:

Von der belichteten Wasserpest steigen Blasen auf. Sie enthalten Sauerstoff.
Wird die Wasserpest beschattet, hört der Blasenstrom auf.
Die im Dunkeln stehende Wasserpest zeigt keine Blasenbildung.
Nach längerer Zeit färbt sich das Wasser der belichteten Wasserpest von grün (pH 7) zu blau (pH 8) um.
Das Wasser der im Dunkeln stehenden Wasserpest bleibt grün (pH 7).

Erklärung:
Durch das Hineinpusten CO_2-haltiger Atemluft wird das CO_2 gelöst und das Wasser angesäuert (Kohlensäure). Der pH-Wert sinkt.
Bei der Photosynthese entzieht die Pflanze der Umgebung CO_2. Dadurch steigt der pH-Wert, das Wasser wird wieder alkalischer.
Die belichtete Pflanze gibt Sauerstoff (O_2) in gelöster (unsichtbarer) Form ab. Wird das O_2-Lösungsvermögen überschritten bilden sich (wie beim CO_2 im Sektglas)an winzigen Hohlräumen Bläschen.
Die Zahl der Bläschen pro Minute ist abhängig von der Größe und Form dieser "Störstellen". Die Bläschen nehmen beim Aufsteigen gelösten Sauerstoff auf und wachsen dabei.