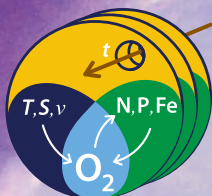


SAUERSTOFF IM OZEAN

Experimente für die Schule



SFB 754

Sonderforschungsbereich 754

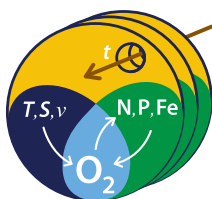
**Klima – Biogeochemische
Wechselwirkungen im Tropischen Ozean**

SAUERSTOFF IM OZEAN

Experimente für die Schule

Dr. Sally Soria-Dengg

Mit Beiträgen von Dr. Lothar Stramma
Prof. Dr. Joke Lübbecke
Prof. Dr. Anja Engel
Dr. Nancy Weiland-Bräuer


















SFB 754

Sonderforschungsbereich 754

Klima – Biogeochemische Wechselwirkungen im Tropischen Ozean

Inhalt

	Kapitel 1	
	Der Ursprung des Sauerstoffs in der Atmosphäre	7
	Vorbereitung der Experimente 1.1 + 1.2 Herstellung von Algen- und Bakterienperlen.	12 
	Experiment 1.1 Die Rolle des Lichts bei der Sauerstoffproduktion von Phytoplankton.	14 
	Experiment 1.2 Der Ozean als Sauerstoffquelle für die Atmosphäre	17
	 Kapitel 2	
	Beobachtete Sauerstoffänderungen im heutigen Ozean	21
	Die Löslichkeit von Sauerstoff: 4 Experimente	24 
	Vorbereitung der Experimente 2.1 – 2.4	
	Das Luer-Verbindungssystem	24
	Protokollblatt für Experimente 2.1 – 2.3	25
	Vorbereitung A: Sauerstoff-Herstellung (Experiment 2.1 – 2.4)	26
	Vorbereitung B: Gastransfer (Experiment 2.1 – 2.3)	28
	Durchführung der Experimente 2.1 – 2.3	
	Gas in Flüssigkeit lösen	30
	Experiment 2.1 Auswirkung der Temperatur auf die Löslichkeit von Sauerstoff in Wasser	32
	Experiment 2.2 Die Löslichkeit von Sauerstoff in Abhängigkeit von der Wahl des Lösungsmittels	35
	Experiment 2.3 Die Löslichkeit von Sauerstoff und Kohlenstoffdioxid im Wasser	37
	Experiment 2.4 Der Effekt des Partialdrucks auf die Löslichkeit von Sauerstoff in Wasser	40 
	 Kapitel 3	
	Wie Sauerstoff in den Ozeanen verteilt wird	47
	Experiment 3.1 Transport von Sauerstoff in die Tiefe	50 
	Vorbereitung der Experimente 3.2 + 3.3 Bauanleitung für die Tankversuche	53
	Experiment 3.2 Der Ozean in Schichten	54 
	Experiment 3.3 Fallbeispiel: Die Ostsee	57 

Kapitel 4

Der Sauerstoffverbrauch im Ozean durch Bakterien 63

Vorbereitung der Experimente 4.1 + 4.2

Resazurin: ein „smarter“ Redoxindikator 66



Experiment 4.1

Experiment zum Sauerstoffverbrauch von Bakterien 67



Experiment 4.2

Eutrophierung im Miniformat 71

Kapitel 5

Mikrobielle Prozesse in Sauerstoffminimumzonen 75



Experiment 5.1

Enzymkinetik 79



Experiment 5.2

Der Stickstoffzyklus 89



Experiment 5.3

Nitrat als Ersatz für Sauerstoff unter anaeroben Bedingungen 92



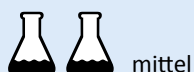
Experiment 5.4

Verknüpfung des Stickstoffkreislaufs mit dem Phosphorkreislauf unter anoxischen Bedingungen 95

Literaturverzeichnis 100

Impressum 102

Schwierigkeitsgrad der Experimente



Videos von Experimenten mit diesem Symbol sind unter diesem Link anzusehen:
<http://bit.ly/sfb754-Experimente>



Einleitung zu diesem Heft

Sauerstoff ist eine wesentliche Voraussetzung für das Leben auf der Erde, sowohl an Land als auch im Ozean. Die Sauerstoffversorgung der Meere ist aber durch die globale Erwärmung gefährdet: wärmeres Oberflächenwasser nimmt weniger Sauerstoff auf als kälteres und es verstärkt außerdem die Schichtung des Ozeans. Dadurch wird der Austausch zwischen dem sauerstoffreichen Oberflächenwasser und dem Tiefenwasser erschwert und es wird weniger Sauerstoff in die Tiefe transportiert.

12 Jahre lang hat der Sonderforschungsbereich (SFB) 754 in Kiel intensiv verschiedene Regionen im Ozean mit sehr niedrigen Sauerstoffkonzentrationen untersucht, die sogenannten Sauerstoffminimumzonen (SMZ). Eines der wichtigsten Ergebnisse dieses interdisziplinären Forschungsprojekts ist die Feststellung, dass die Sauerstoffkonzentration im gesamten Ozean in den letzten 50 Jahren um mehr als 2 % abgenommen hat. Dieser Betrag scheint nicht sonderlich viel zu sein, aber er genügt, um an einigen Orten Meeresorganismen, die einen hohen Sauerstoffbedarf haben, zu gefährden.

In diesem Heft werden Experimente rund um das Thema *Sauerstoff im Ozean* vorgestellt. Sie sollen Schülerinnen und Schülern ein besseres Verständnis der Prozesse erlauben, die die Sauerstoffverteilung im Ozean beeinflussen, sowie die Auswirkung von Sauerstoff (oder dessen Abwesenheit) auf andere wichtige Stoffkreisläufe nachvollziehbarer machen. Die Experimente wurden so konzipiert, dass sie in Schulen leicht durchführbar sind und keine speziellen Gerätschaften benötigen.

Jedes Kapitel wird von einem Artikel eingeführt, in dem Wissenschaftlerinnen und Wissenschaftler das jeweilige Thema kurz aus Sicht der Forschung umreißen. Die gelb markierten Seiten sind Arbeitsblätter für Schülerinnen und Schüler. Sie können direkt kopiert werden und enthalten alle nötigen Informationen, um für sich alleine stehen zu können. Auf den grün markierten Seiten für Lehrkräfte werden einige Aspekte weiter ausgeführt, sowie Hinweise und Tipps zur Vorbereitung und zum Verlauf der Experimente und Antworten auf eventuelle Fragen gegeben.

Jedes Kapitel dieser Broschüre besteht aus mehreren Abschnitten:

Einleitung in das Kapitel

Die Texte, in denen eine Wissenschaftlerin oder ein Wissenschaftler des Sonderforschungsbereichs 754 ins jeweilige Kapitel-Thema einführt, haben einen blauen Streifen oben auf der Seite.

Experiment 1

Auf den gelb markierten Seiten befinden sich Experimentbeschreibungen als Arbeitsblätter für Schülerinnen und Schüler. Diese Seiten können besonders gut auch schwarz/weiß kopiert werden.

Experiment 1

Weiterführende Informationen zu den Experimenten, die nur für Lehrkräfte gedacht sind, sind oben am Seitenrand grün markiert.

Der Ursprung des Sauerstoffs in der Atmosphäre

1

Sally Soria-Dengg: Einleitung in das Kapitel

Als die Erde vor 4,5 Milliarden Jahren entstanden war, existierte noch keine Atmosphäre und es war sehr heiß, etwa 2.000 °C. Es dauerte einige Millionen Jahre, bis sich die Erde genug abgekühlt hatte und sich eine Atmosphäre bildete. Diese war zunächst reich an den Treibhausgasen Ammoniak, Methan, Kohlenstoffdioxid und Wasserdampf. Das Ammoniak wurde aufgrund starker ultravioletter Strahlung schnell in Stickstoff umgewandelt. Die neu gebildete Atmosphäre war sehr reduzierend, was dazu führte, dass der freie Sauerstoff zur Oxidation von Wasserstoff und Mineralien verwendet wurde. Wegen der hohen Temperaturen kam Wasser nur als Wasserdampf vor. Erst nachdem die Temperaturen vor etwa 3,9 Milliarden Jahren ausreichend gesunken waren, formten sich Ozeane – aus Regenwasser und Wasser aus Asteroiden und Kometen, die die Erde bombardierten. (Abb. 1)

Trotz der rauen Bedingungen hat sich im Ozean Leben entwickelt – in Form von methanogenen Archaeen und anderen anaeroben Prokaryoten. Diese gewannen Energie aus anorganischen Verbindungen und schieden Methan als Stoffwechselprodukt aus. Dadurch, dass sich diese Organismen vermehrten, vermehrte sich auch das Methan in der Atmosphäre. Die frühesten lebenden Photoautotrophen betrieben bereits Photosynthese. Allerdings wurden dafür anorganische Substrate wie Schwefelwasserstoff, Schwefel, Eisen und Nitrite als Energielieferanten benötigt. Wasser wurde nicht als Elektronenspender verwendet, sodass bei dieser Art von Photosynthese kein Sauerstoff freigesetzt wurde. Man spricht hier von anoxygener Photosynthese. Diese Art von Stoffwechsel (anaerob) ist nicht effizient, und die Energieausbeute ist viel geringer als bei aerobem Stoffwechsel. Es dauerte noch eine halbe Milliarde Jahre, bis die ersten Cyanobakterien entstanden, die sauerstoffproduzierende (oxygene) Photosynthese betrieben. Doch auch dann stieg die Sauerstoffkonzentration in der Atmosphäre nicht gleich an. Hierfür gibt es mehrere Gründe:

1. Der durch Photosynthese produzierte Sauerstoff wurde schnell veratmet. Die Gleichung dazu lautet:



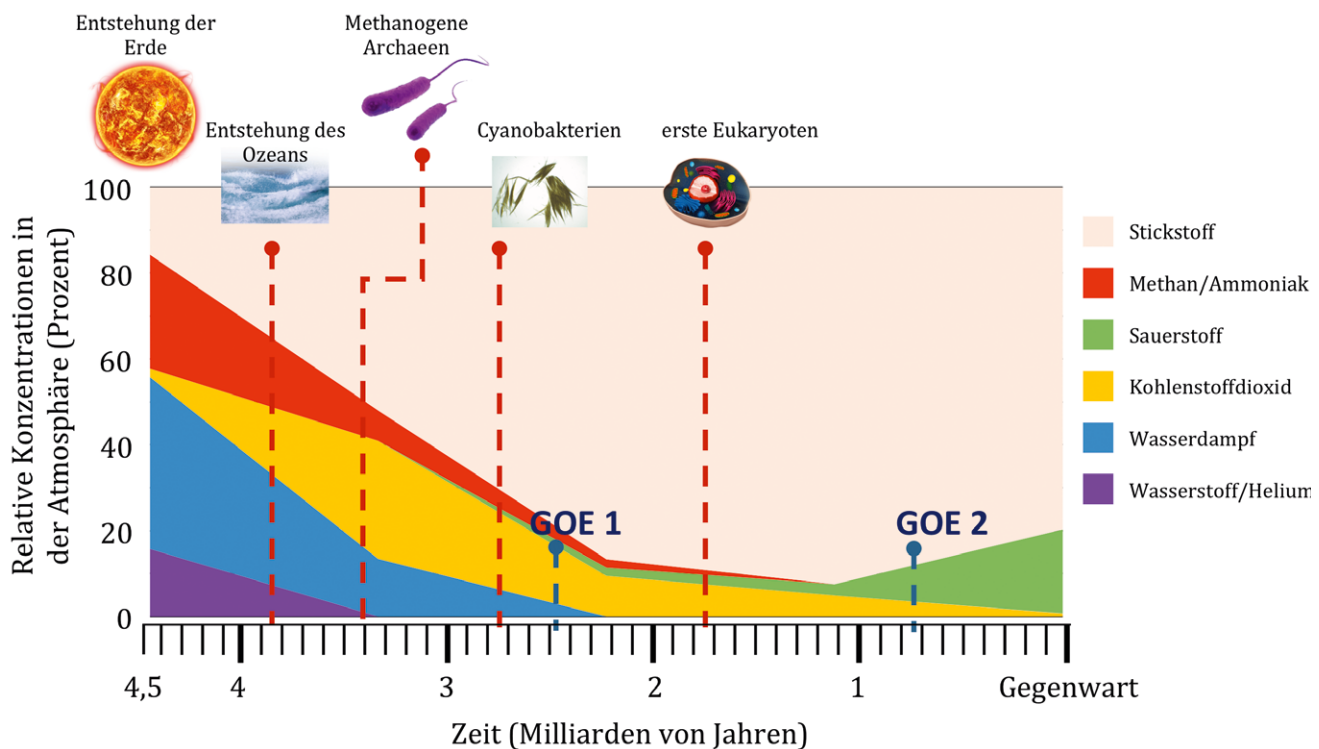


Abb. 1: Die Entwicklung der Zusammensetzung der Erdatmosphäre von der Entstehung der Erde bis zur Gegenwart.

Die Glucose ($C_6H_{12}O_6$), die aus der Reaktion erzeugt wird, stellt die Ausgangssubstanz für alle anderen organischen Materialien dar. Die Zersetzung dieser organischen Substanz verbraucht wiederum Sauerstoff. Wenn sich Sauerstoff im Wasser ansammeln soll, müsste die organische Substanz „verschwinden“.

2. Bindung von Sauerstoff an Mineralien

Fe^{2+} -Ionen, die damals in hohen Konzentrationen im Ozean vorhanden waren, reagierten mit Sauerstoff und bildeten schwer wasserlösliche Eisenhydroxide, die später zu Magnetit und Hämatit verfestigt wurden. Diese setzten sich auf dem Meeresboden ab und trugen zur Bildung der späteren Bändererze (engl. Banded Iron Formation, BIF)(Abb. 2) in marinen Sedimentgesteinen bei. Die eisenoxidreichen Schichten erscheinen in den BIF als dunkle Bänder; die hellen Schichten bestehen meistens aus Siliziumdioxid (Quarz) und repräsentieren sauerstoffarme Episoden. Die BIFs stellen heute in der modernen Welt die wichtigsten Eisenquellen dar.

3. Die Cyanobakterien vergifteten sich selbst

Sauerstoff ist ein Abfallprodukt der Photosynthese und ist toxisch für Bakterien. Einige der gebildeten Eisenoxide sind darüber hinaus sehr reaktionsfreudig und können biologisches Gewebe angreifen, sodass Sauerstoff, der in einer Umgebung mit hohem Fe^{2+} -Gehalt produziert wird, für Cyanobakterien schädlich ist.

4. Aktive submarine Vulkane

In dieser Zeit waren submarine Vulkane sehr aktiv. Bei den Ausbrüchen wurden reduzierende Gase in den Ozean abgegeben. Die Oxidation dieser Gase zu Mineralien verbrauchte Sauerstoff.

Aus all diesen Gründen gab es eine Verzögerung von etwa 2 Milliarden Jahren nach dem Erscheinen der ersten Cyanobakterien, ehe sich freier Sauerstoff in der Atmosphäre anreicherte. Wie konnte nun der Sauerstoff ein Niveau errei-

chen, das später zur Entwicklung von Eukaryoten und schließlich zu komplexeren Lebensformen führte? Damit sich Sauerstoff im Ozean und schließlich in der Atmosphäre ansammelt, muss mehr Sauerstoff freigesetzt als gebunden werden. Dies geschieht vornehmlich durch eine Verschiebung in den chemischen Reaktionen, an denen Sauerstoff beteiligt ist, sowie durch Beseitigung sauerstoffkonsumierender Materialien:

1. Wie bereits erwähnt, muss organisches Material, das bei der Photosynthese entsteht, beseitigt werden, damit nur die Vorwärtsreaktion zur Erzeugung von Sauerstoff abläuft. Dies geschah durch die Sedimentation von organischen Stoffen auf dem Meeresboden, wo anoxische Bedingungen herrschten. Gelangte das organische Material in eine Senke, entstand daraus unter hohem Druck und hoher Temperatur Erdöl oder Erdgas. Außerdem wurde einiges von der sedimentierten Substanz durch den plattentektonischen Prozess der Subduktion in den Erdmantel transportiert. Dort konnte sie nicht oxidiert werden. In der Bilanz entstand dadurch mehr Sauerstoff, da durch die nicht stattgefundenen Zersetzung organischer Stoffe auch nichts verbraucht wurde.

2. Die Konzentration von Fe^{2+} -Ionen im Ozean verringerte sich fortschreitend. Somit schwächte sich die Sauerstoffbindung durch Eisenoxidation ab und mehr freie Sauerstoffteilchen reicherten sich im Ozean an. Dieser Prozess war sehr langsam und dauerte etwa 800 Millionen Jahre.

3. Die BIFs zeigen abwechselnd dunkle, eisenreiche (sauerstoffreiche Episoden) und helle, eisenarme (sauerstoffarme Episoden) Bänder, die die Sauerstoffbedingungen während ihrer Bildung widerspiegeln. Es kam hier zu einem selbstbegrenzenden Rückkopplungsprozess: Wenn die Biomasse von Cyanobakterien zunahm, wurden mehr Sauerstoff und Eisenoxide produziert, die die Cyanobakterienpopulation dezimierten, was wiederum zu Bedingungen mit weniger Sauerstoff führte. Wenn sich die Cyanobakterien wieder erholten, wiederholte sich der Zyklus. Innerhalb von 800 Millionen Jahren konnten die Cyanobakterien jedoch Enzyme entwickeln, die sie vor Sauerstoff und Eisenoxiden schützten, sodass ihre Anfälligkeit gegenüber diesen Giften abnahm. Sie konnten sich ungehindert vermehren und mehr Sauerstoff produzieren, bis alle Fe^{2+} -Ionen im Wasser gebunden waren.



Abb. 2: Bändererze (BIF – Banded Iron Formation) in der Dales Schlucht in Australien.

4. Die Plattentektonik trug wesentlich zur Erhöhung der Luftsauerstoffkonzentration auf der frühen Erde bei. Die Bewegung der Erdplatten führte zur Bildung von Vulkanen auf dem Land, sogenannter terrestrischer Vulkane. Ausbrüche untermeerischer Vulkane nahmen ab, während die Ausbrüche der terrestrischen Vulkane zunahmen. Die freigesetzten Gesteine und Gase dieser beiden Vulkantypen haben unterschiedliche chemische Zusammensetzungen. Produkte terrestrischer Vulkane sind weniger reduzierend als jene von submarinen Vulkanen. Daher wurde mit der Verlagerung des Vulkanismus auf das Land weniger Sauerstoff für die Oxidation der Gase und Gesteine gebraucht.

Der Nachweis der oben genannten Prozesse wurde mithilfe vieler geologischer Untersuchungen und Modellrechnungen erbracht, wobei immer noch umstritten ist, in welchem Maße jeder einzelne Prozess zur Erhöhung des Sauerstoffgehalts im Ozean beigetragen hat. All dies mag bei der Sättigung des Ozeans mit Sauerstoff zusammengewirkt haben, wenn auch nicht unbedingt zur selben Zeit und an derselben Stelle. Aufgrund der wärmeren Temperatur konnte der Ozean weniger Sauerstoff aufnehmen, sodass er leichter zu sättigen war. Infolgedessen begann das Gas in die Atmosphäre zu entweichen, was das „große Sauerstoffereignis“ (engl. Great Oxidation Event GOE1) oder die „Sauerstoffkatastrophe“ vor 2,6 Milliarden Jahren auslöste (Abb. 1).

Nach dem verstärkten Transport von Sauerstoff aus dem Ozean in die Atmosphäre kam es zu einer Reihe von Ereignissen. Methan, das in der Atmosphäre reichlich vorhanden war, reagierte mit dem Sauerstoff unter Bildung von Kohlenstoffdioxid, einem viel weniger wirksamen Treibhausgas. Zusammen mit dem abnehmenden Vulkanismus führte dies zu einer extremen Abkühlung der Erde. Darauf folgte die erste und längste Eiszeit. Zu der Zeit der GOE1 erreichte UV-Strahlung ungehindert die Erdoberfläche, da noch keine Ozonschicht gebildet worden war. Als Sauerstoff in die Atmosphäre gelangte, wurde er sofort von der UV-Strahlung gespalten (Photolyse), wodurch Ozon entstand. Nach und nach entwickelte sich die Ozonschicht, die die Erdoberfläche vor der tödlichen UV-Strahlung schützt. Ein weiteres großes Sauerstoffereignis (GOE2) trat vor etwa 750 Millionen Jahren auf (Abb. 1), ungefähr zur selben Zeit wie das Auseinanderbrechen des hypothetischen Superkontinents Rodinia.

Mit der Entstehung der Kontinente wurden Gebirge gebildet, die kontinuierlich durch Erosion abgetragen wurden. Das abgetragene Material und die darin enthaltenen Mineralstoffe gelangten in den Ozean, was eine explosionsartige Vermehrung von Cyanobakterien und Mikroalgen verursachte. Das hatte einen deutlichen Anstieg des photosynthetischen Sauerstoffs in der Atmosphäre zur Folge. Da die Sedimentation organischer Stoffe schnell ablief, konnten diese nicht mit O_2 rückreagieren, wodurch der Sauerstoff in der Atmosphäre blieb. So stieg der Sauerstoffgehalt der Atmosphäre auf die heutigen Konzentrationen und zeitweise sogar darüber hinaus.

Ozeanische anoxische Ereignisse

In der Zeit nach dem GOE2 führte die Verfügbarkeit von reichlich Sauerstoff zur Entwicklung komplexerer Organismen, deren hoher Energiebedarf durch den aeroben Stoffwechsel befriedigt wurde. Größere Pflanzen und Tiere entstan-

den. Zu dieser Zeit war die Erde immer noch von aktiven Vulkanen übersät, sodass Erwärmungs- und Abkühlungsperioden abwechselnd eintraten. In den Ozeanen führte das zu mindestens vier großen Ereignissen, in denen Sauerstoff verschwand. Diese werden als die ozeanischen anoxischen Ereignisse (OAE) bezeichnet. Der Sauerstoffmangel im Ozean verursachte Perioden des Massensterbens. Es wurde eine Korrelation zwischen erhöhten globalen Temperaturen und dem Auftreten der OAEs beobachtet. Aktive Vulkane setzten mehr CO₂ frei und erwärmten die Atmosphäre. Das Ergebnis war eine vermehrte Verwitterung und Erosion durch erhöhten Niederschlag, sodass mehr Mineralstoffe für die Photosynthese in die Ozeane transportiert wurden. Eine erhöhte Primärproduktivität erhöhte zwar die O₂-Konzentrationen im Ozean und in der Atmosphäre, aber die Zersetzung der erzeugten organischen Substanz verbrauchte deutlich mehr Sauerstoff. In wärmeren Gewässern wurde die Schichtung der Wassersäulen verstärkt, wodurch die Sedimentation von organischem Material und das Absinken von Sauerstoff, der an der Meeresoberfläche entstand, erschwert wurde. Sauerstoff diffundiert nicht in die tieferen Gewässer, wodurch sich anoxische Regionen am Meeresboden entwickelten.

Aktueller Luftsauerstoffgehalt der Atmosphäre

Der gegenwärtige atmosphärische Sauerstoff ist mehr als genug, um das heutige Leben für lange Zeit zu erhalten. Untersuchungen an Bohrkernen im Eis haben gezeigt, dass der Luftsauerstoff in den letzten 800.000 Jahren um nur 0,7 % abgenommen hat, wobei 0,1 % auf die letzten 100 Jahre entfallen. Die heutigen Sauerstoffquellen, wie Photosynthese durch terrestrische und marine Photoautotrophe, werden jedoch durch die Senken, hervorgerufen durch menschliches Handeln wie Verbrennung fossiler Brennstoffe, Waldbrände und -abholzung, sowie die Atmung von Menschen und Tieren stark übertroffen.

Gegenwärtig herrschen Bedingungen, die an die Zeiten vor dem Eintreten eines ozeanisch anoxischen Ereignisses erinnern. Zunehmende globale Temperaturen, die durch die hohe CO₂-Konzentration in der Atmosphäre verursacht werden, sowie das Abschmelzen von Gletschern verringern die Dichte des Ozeanoberflächenwassers. Dies führt zu einer verstärkten Schichtung der Ozeane. Der Klimawandel führt zu einem erhöhten Eintrag von Mineralstoffen (Eutrophierung) in die Ozeane durch zunehmende Erosion. Zusammen mit dem anthropogen verursachten, erhöhten Düngereintrag in die Küstengewässer führt dies zu höherer Primärproduktion. Die Regionen im Ozean, in denen wenig oder kein Sauerstoff vorhanden ist, die Sauerstoffminimumzonen, sind auch diejenigen Bereiche mit hoher Primärproduktion. Sie dehnen sich sowohl vertikal als auch horizontal aus. Ist dies ein Vorbote eines ozeanisch anoxischen Ereignisses? Wenn keine Maßnahmen zur Reduzierung der anthropogenen CO₂-Emissionen ergriffen werden und der Anstieg der globalen Temperatur nicht angehalten wird, könnte der anhaltende Sauerstoffverlust im Ozean das Massensterben empfindlicher Arten zur Folge haben.

Sally Soria-Dengg



Dass ich in einem mehr als 7.000-Insel-Staat aufgewachsen bin, heißt noch lange nicht, dass ich mich automatisch von Kind auf für das Meer begeisterte.

Berührung mit dem Meer hatte ich als Stadtkind nur, wenn wir meine Großeltern in den Ferien auf dem Land besuchten. Vielleicht haben mich die tagelangen Aufenthalte am Strand (natürlich mit Picknick samt Reiskocher) dazu bewegt, Zoologie an der Universität der Philippinen zu studieren. Die Begeisterung für das Meer kannte dann keine Grenzen mehr, insbesondere, nachdem ich an einer 8-wöchigen Feldstudie auf einer Insel teilnahm, wo wir Meeresorganismen gefangen, bestimmt und gezeichnet haben. Unter solchen romantischen Umständen zu arbeiten: schöne weiße Strände, arbeiten bei Mondlicht, Sonne satt, Mangrovenwälder durchstöbern – wer kann dann noch einem Meeresbiologie-Studium widerstehen? Nach meinem Master-Abschluss bekam ich ein Stipendium für Deutschland und so landete ich an der Uni Kiel, wo ich in Meeresbiologie über die Schwermetallaufnahme von Miesmuscheln und Austern promovierte. Als Postdoc untersuchte ich die Rolle von bakteriell erzeugten Verbindungen für die Eisenaufnahme von Phytoplankton. Im Sonderforschungsbereich 754 besteht meine Aufgabe darin, Wissenschaft für Jugendliche greifbar zu machen. Ich entwickle Experimente, Spiele, Bilderbücher, Filme, u.a., um Schulen die neuesten Forschungsergebnisse leicht zugänglich zu machen.

Herstellung von Algen- und Bakterienperlen

Einige der Experimente in dieser Broschüre benötigen Algen- bzw. Bakterienperlen. Experimentieren mit diesen Perlen bringt viele Vorteile: Durch die Perlen werden die Zellen konzentriert, sodass man schneller zu Ergebnissen kommt. Man kann auch halb-quantitativ arbeiten, da in jeder Perle ungefähr die gleiche Anzahl von Zellen immobilisiert sind. Das Zählen von Zellen erübrigt sich. Die Perlen

können auch nach dem Versuch in einem Sieb mit Leitungswasser gewaschen und in leicht verschlossenen Behältern mit Leitungswasser im Kühlschrank aufbewahrt werden. Auf diese Weise können die Bakterien 2 Wochen, die Algenperlen 3–6 Monate überleben.

Material

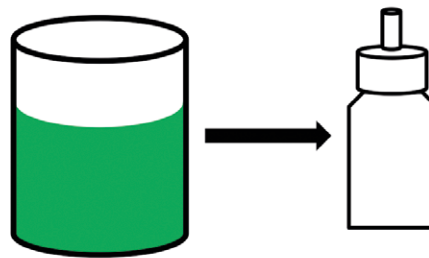
Algen- oder Joghurtbakteriensuspension	
100 ml	3%-AlginateLösung
300 ml	3%-Kalziumchlorid-Lösung
Tropfflaschen	
Teesieb	
Bechergläser	

Sicherheitshinweis

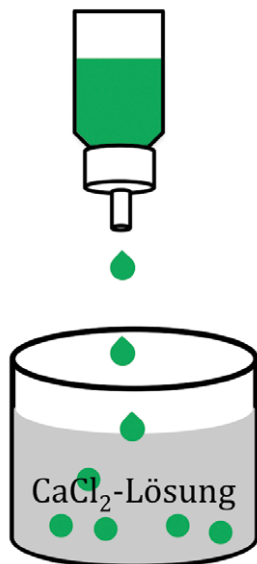
keine Sicherheitsbedenken

Durchführung:

1. Fülle in ein Becherglas 1 Teil Algen- bzw. Bakteriensuspension und 1 Teil 3%-AlginateLösung. Gut vermischen.
2. Gieße das Gemisch in eine Tropfflasche.



1:1 Alginate: Algen/Bakterien



3. Fülle ein Becherglas mit 100 ml 3%- Kalziumchlorid-Lösung (CaCl_2).
4. Den Inhalt der Tropfflasche in die CaCl_2 -Lösung langsam eintropfen.
5. Lass die Perlen in der CaCl_2 -Lösung mindestens 10 Minuten liegen.
6. Gib die Perlen in das Sieb und wasche das überschüssige CaCl_2 mit Leitungswasser ab.
7. Bewahre die Perlen in Bechergläsern mit Leitungswasser auf.



Zusatzinformation für Lehrkräfte

Herstellung von Algen- und Bakterienperlen

1. Quellen für Materialien

- ▶ Bakterien: Joghurtbakterien sind in Reformhäusern oder Bioläden erhältlich.
- ▶ Mikroalgen: Anzuchtkulturen von *Chlorella vulgaris* können bei Aquaristikshops (Internet) bestellt werden. Für eine Klasse benötigt man 500 ml Algenkultur.
- ▶ Natriumalginat: z.B. welches für die Molekulküche verwenden. Nicht mit der Alginatformmasse verwechseln. Das Pulver kann man in 50 g oder 100 g Packungen kaufen.

- Die Algenkultur soll zuerst konzentriert werden, bevor man sie mit der Alginatlösung vermischt. Dies macht man am besten, indem man die Kultur stehen lässt. Die Zellen sinken dann ab und sammeln sich am Boden des Gefäßes. Danach kann man die Lösung dekantieren und nur die Zellen am Boden benutzen. Schneller geht es, wenn die Kultur zentrifugiert wird. Normalerweise ergibt 10 ml Algen-Alginat-Gemisch mehr als 100 Perlen.
- Für die Bakteriensuspension wird 1 Packung gefriergetrocknete Bakterien in 50 – 100 ml Leitungswasser klumpenfrei eingerührt.
- Um eine gleichmäßige Größe von Perlen zu erhalten, muss das Algen- bzw. Bakterien-Alginat-Gemisch aus der gleichen Höhe abgetropft werden.
- Die fertigen Perlen sehen so aus wie in den Abbildungen.
- Die Algenperlen können wiederverwendet werden. Die Perlen werden in einem Teesieb mit Leitungswasser gewaschen und in durchsichtige Flaschen umgefüllt. Die Flasche wird bis zur Hälfte mit Leitungswasser gefüllt und mit einem losen Deckel in den Kühlschrank gestellt. Die Perlen halten sich bis zu 6 Monate. Die Bakterienperlen behalten ihre Aktivität leider nur maximal 1 – 2 Wochen im Kühlschrank.

Zeitaufwand

30 Min. Vorbereitung der Materialien

30 Min. Durchführung

Altersempfehlung

12 Jahre und älter

Didaktischer Kontext

Biologie-, Chemieunterricht, Projekttag, Arbeitsgemeinschaften, Schülerprojekte

Empfohlene Vorkenntnisse

keine



Abb. 1: Algenperlen

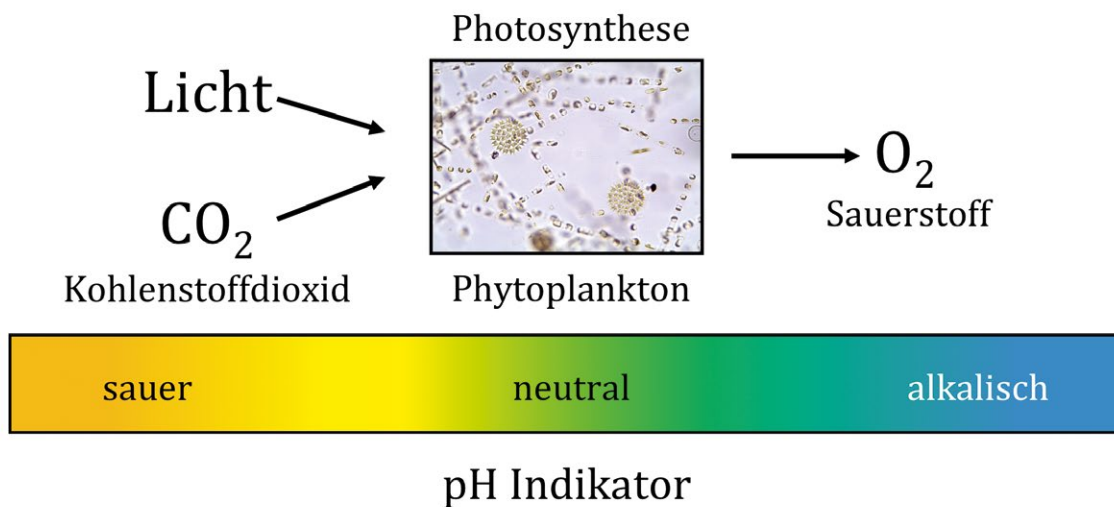


Abb. 2: Bakterienperlen

Die Rolle des Lichts bei der Sauerstoffproduktion von Phytoplankton

Pflanzen produzieren Sauerstoff durch Photosynthese. Im Meer wird der größte Teil der Sauerstoffproduktion vom Phytoplankton geleistet. Phytoplankton setzt sich aus mikroskopisch kleinen einzelligen Algen zusammen (diese werden auch Mikroalgen genannt), die an der Oberfläche des Meeres schweben und mit der Strömung treiben. Diese winzigen Pflanzen sind für etwa 50 % der gesamten Sauerstoffproduktion der Erde verantwortlich.

In diesem Versuch wird die Photosynthese von Phytoplankton durch ihren Verbrauch von Kohlenstoffdioxid (CO_2) sichtbar gemacht. Der pH-Indikator zeigt das Vorhandensein (gelb) und das Fehlen (grün) von CO_2 im Wasser an, weil CO_2 im Wasser zu einer Säure reagiert (das Wasser wird sauer). Wird CO_2 verbraucht, wird das Wasser immer weniger sauer, d.h. erst neutral und dann alkalisch. Beobachte, was das Phytoplankton mit der CO_2 -Konzentration im Wasser macht.



Durchführung

1. Fülle das Becherglas mit 50 ml destilliertem Wasser. Gib mit der Pipette einige Tropfen des Universalindikators zu, bis sich das Wasser grün verfärbt. Blase Atemluft mit dem Strohhalm in das Wasser, bis es sich gelb-orange verfärbt.
2. Gib jeweils 15 Phytoplanktonperlen in 2 Glasröhrchen und fülle die Röhrchen bis zum Rand mit dem Wasser aus dem Becherglas. Fülle 2 Glasröhrchen ohne Phytoplanktonperlen mit dem Wasser aus dem Becherglas.
3. Verschließe die Röhrchen mit dem Deckel. Nummeriere die Röhrchen wie unten abgebildet.
4. Wickle ein Röhrchen mit Perlen zusammen mit einem ohne Perlen in Alufolie, sodass kein Licht eindringen kann.
5. Stelle alle Röhrchen an den gleichen hellen Ort, z.B. auf die Fensterbank.
6. Notiere die Farbveränderung über mehrere Stunden und am nächsten Tag.

Material

Algen- oder Phytoplanktonperlen
(siehe Seite 12)

100 ml Destilliertes Wasser

Universal-pH-Indikator nach McCrumb

4 Glasröhrchen mit Schraubverschluss

1 Strohhalm

1 100-ml-Becherglas

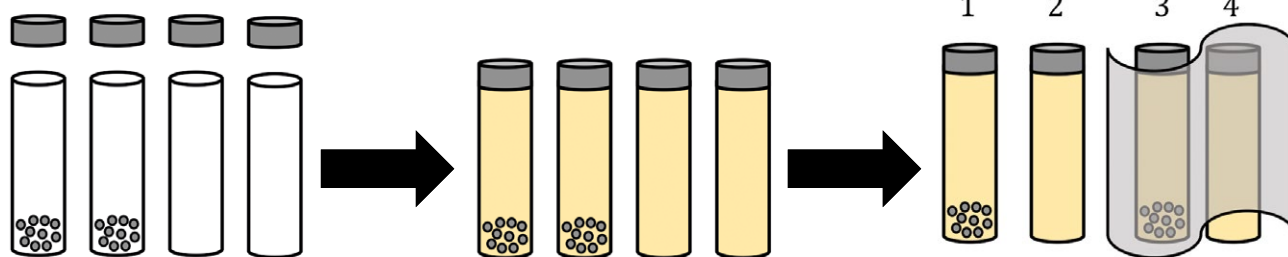
1 Pinzette

1 Pipette

Alufolie

Sicherheitshinweis

keine Sicherheitsbedenken



4 Röhrchen:
2 mit Algen, 2 ohne Algen

Röhrchen mit Indikator
versetztem Wasser füllen
und verschließen

1 Röhrchen mit Algen und
1 Röhrchen ohne Algen
in Alufolie wickeln

Ergebnisse

Vervollständige die Tabelle:

Röhrchennummer	1	2	3	4
Algen	+	-	+	-
Licht	+	+	-	-
Anfangsfarbe	gelb	gelb	gelb	gelb
Endfarbe				

1. Hat sich das Wasser in allen Röhrchen verändert? Erkläre die unterschiedlichen Verfärbungen in den verschiedenen Röhrchen.
2. In diesem Versuch konnte gezeigt werden, wie wichtig Licht für die Photosynthese des Phytoplanktons ist. Begründe, warum es von Vorteil für das Phytoplankton ist, wenn es an der Ozeanoberfläche schwebt. Wie kommt es, dass diese Pflanzen zwar winzig, aber trotzdem für bis zu 85 % der gesamten Sauerstoffproduktion der Erde verantwortlich sind?
3. Wozu dienen Röhrchen 2 und 4 (ohne Algen) in diesem Versuch?

Zusatzinformation
für LehrkräfteDie Rolle des Lichts bei der
Sauerstoffproduktion von Phytoplankton**Zeitaufwand**

15 Min. Vorbereitung der Materialien

20 Min. Durchführung

Inkubation über Nacht

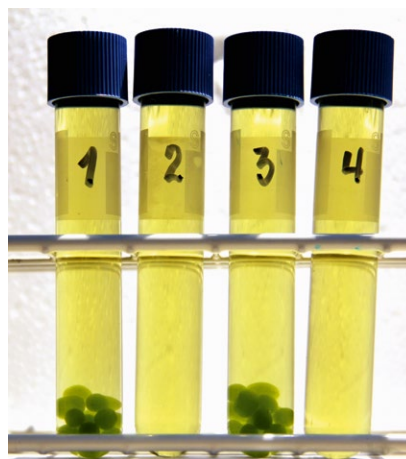
Altersempfehlung

13 Jahre und älter

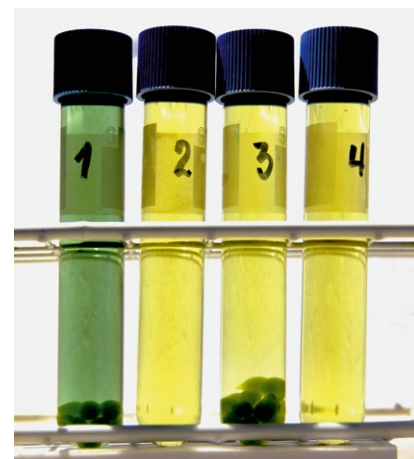
Didaktischer KontextBiologieunterricht, Projekttag,
Arbeitsgemeinschaften, Schülerprojekte**Empfohlene Vorkenntnisse**

Photosynthese, Konzept des pH

1. Die Farbe wird sich nur in Röhren 1 verändern, denn nur hier konnten die Algen Photosynthese betreiben. Das Wasser verfärbt sich von gelb zu grün oder blau bzw. von sauer zu alkalisch. Das ursprünglich durch das Hineinblasen zugefügte CO_2 wird in der Gegenwart von Licht aufgebraucht und an dessen Stelle wird Sauerstoff produziert. Da fast kein CO_2 mehr im Wasser vorhanden ist, wird das Wasser weniger sauer, es wird neutral oder alkalisch. In allen anderen Röhren bleibt das Wasser gelb, weil hier kein CO_2 verbraucht wurde.
2. Das Phytoplankton bleibt meist an der Oberfläche des Ozeans, da dort Licht vorhanden ist, das für Photosynthese benötigt wird. Es ist bis zu einer Tiefe von ca. 300 Metern zu finden. Als einzelliger Organismus hat Phytoplankton keine Teile wie Wurzeln oder Stämme, die nicht an Photosynthese beteiligt sind. Durch seine weite Verbreitung und seine hohe photosynthetische Leistung produziert es ca. 50 % des Sauerstoffs in der Luft.
3. Röhren 2 und 4 (ohne Algen) dienen als Kontrolle, um sicher zu sein, dass die Farbveränderung (oder keine Veränderung) wirklich nur auf die Algen und nicht auf andere äußere Umstände zurückzuführen ist.
 - **Tipp:** Falls die Sonne nicht oder nicht genug scheint, um eine deutliche Photosynthese hervorzurufen, können die Röhren auf einen Overheadprojektor gestellt werden. So kann auch beobachtet werden, wie von den Algen blaue Schlieren gebildet werden.



Vor der Inkubation



Nach der Inkubation

Abb. 1: 1 und 2 im Hellen inkubiert,
3 und 4 im Dunkeln inkubiert; 1 und 3
mit Algenperlen, 2 und 4 ohne Algen.

Der Ozean als Sauerstoffquelle für die Atmosphäre

Es erscheint meist selbstverständlich, dass Sauerstoff in der Luft immer in ausreichenden Konzentrationen für die Energiegewinnung durch Zellatmung (Oxidation von Zuckern) vorhanden ist. Aber woher kommt der Sauerstoff in der Atmosphäre?

In der Geschichte der Erde dauerte es einige Milliarden Jahre nach ihrer Entstehung, bis ausreichend hohe Konzentrationen von Sauerstoff in der Atmosphäre und im Meerwasser erreicht wurden, um die Evolution von mehrzelligen Organismen zu ermöglichen. Der Sauerstoff hat seinen Ursprung im Urozean als „Abfallprodukt“ der Photosynthese der ersten Cyanobakterien.

In der heutigen Zeit ist Photosynthese immer noch die Hauptquelle von freiem Sauerstoff in der Atmosphäre. Die wesentlichen Beiträge werden von Landpflanzen und dem Phytoplankton im Ozean geliefert. Obwohl die Cyanobakterien immer noch einen wichtigen Teil des Phytoplanktons bilden, sind mehrere andere Arten von mikroskopisch kleinen Algen im Ozean für 50 % bis 85 % der gesamten globalen Sauerstoffproduktion verantwortlich. Die Menge an freigesetztem Sauerstoff hängt von der Jahreszeit und dem Ozeangebiet ab. Abbildung 1 zeigt die Chlorophyllverteilung in den verschiedenen Regionen des Ozeans im Januar (A) und im September (B) 2019. Die Sauerstoffproduktion durch Photosynthese wird maßgeblich durch die Konzentration von Chlorophyll bzw. die Anzahl von Phytoplankton im Wasser bestimmt.

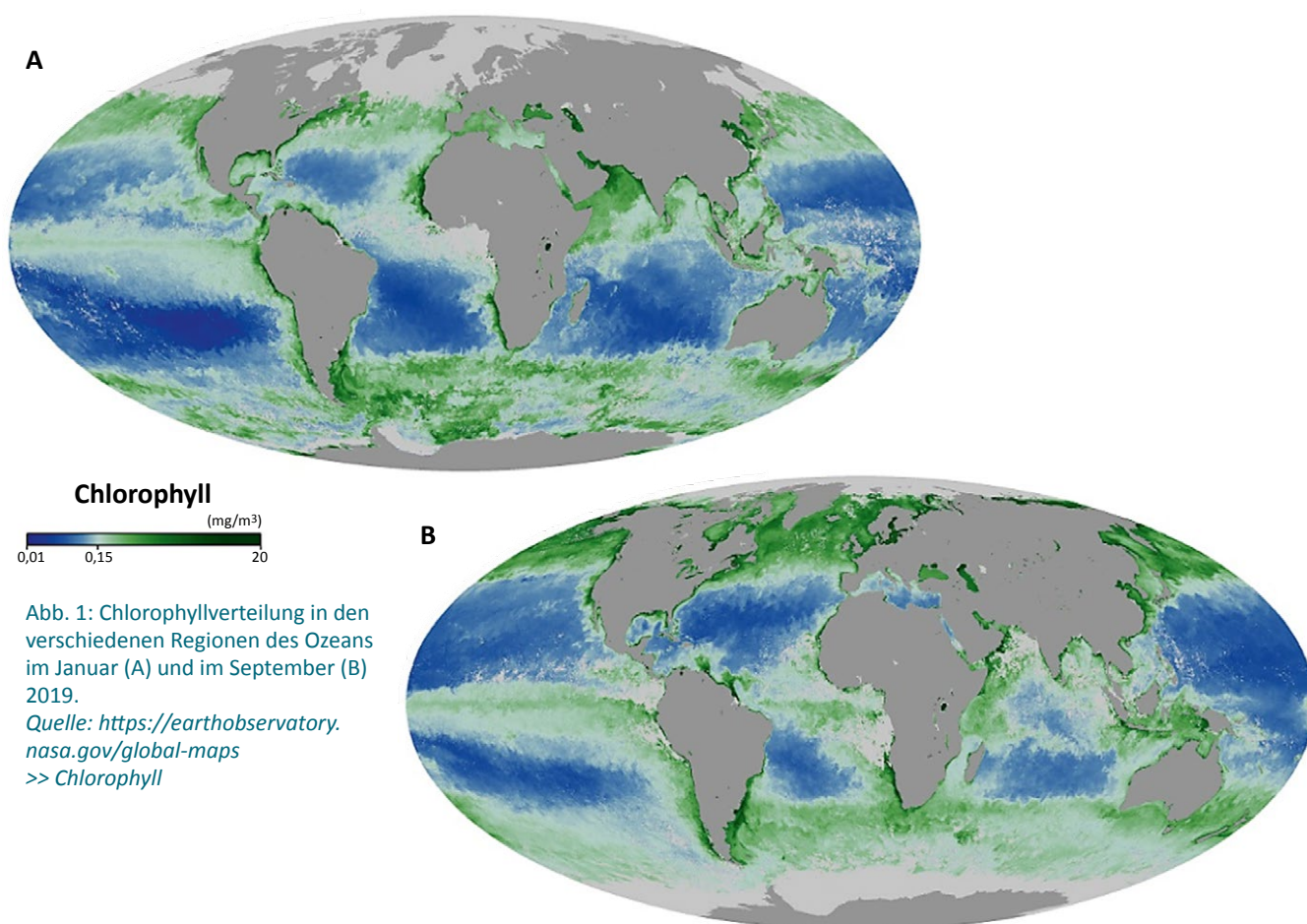


Abb. 1: Chlorophyllverteilung in den verschiedenen Regionen des Ozeans im Januar (A) und im September (B) 2019.

Quelle: <https://earthobservatory.nasa.gov/global-maps>
>> Chlorophyll

In diesem Versuch wird die Sauerstoffproduktion von Phytoplankton durch die Bildung von Sauerstoffblasen in einem luftdichten Behälter sichtbar gemacht.

Material

5 ml	Mikroalgenkonzentrat (Seite 13)
2	3-ml-LL*-Spritzen
2	LL-Stöpsel
20 ml	Leitungswasser
1	Pipette
1	Aquariumlampe (optional)

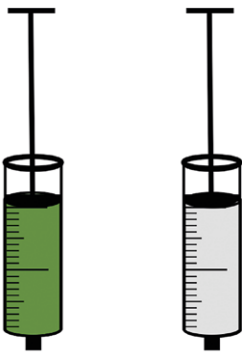
*LL = Luer-Lock

Sicherheitshinweis

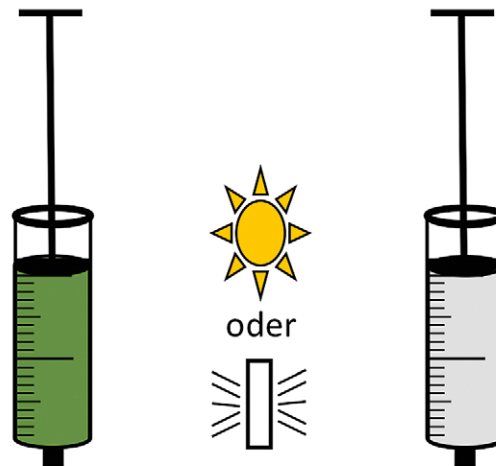
keine Sicherheitsbedenken

Durchführung

1. Entferne die Kolben der Spritzen und verschließe den vorderen Teil jeweils mit einem Stöpsel. Gib mithilfe der Pipette Algensuspension in eine Spritze und Leitungswasser in die andere. Achte darauf, dass dabei jeweils noch genug Platz für den Kolben bleibt.
2. Stecke nach dem Befüllen den Kolben jeweils wieder zurück in die Spritze. Entferne dann den Stöpsel und halte die Spritze mit der Öffnung nach oben. Eine Luftblase entsteht oben vor der Öffnung. Diese soll entfernt werden.
3. Um sicherzustellen, dass keine Luft mehr in der Spritze bleibt, drücke den Kolben bis zur 3-ml-Marke. Dabei wird die Luftblase mit hinaus gedrückt. Verschließe die Spritze wieder mit dem Stöpsel.
4. Stelle die befüllten Spritzen an den gleichen hellen Ort, z.B. auf die Fensterbank oder unter eine Aquariumlampe.
5. Vergleiche die Größe der neu entstandenen Blasen in beiden Spritzen nach 24 Stunden.



Versuchsaufbau. Die Spritzen werden mit Algensuspension (links) bzw. mit Leitungswasser gefüllt.



Danach werden die Spritzen an einen hellen Ort gestellt, z.B. auf die Fensterbank oder unter eine Aquariumlampe.

Ergebnisse und Deutung

1. Beschreibe die Veränderungen in den beiden Spritzen.
2. Bilde Hypothesen zu den Ursachen der Veränderungen. Gib dabei auch die Zusammensetzung der Gase in den möglicherweise entstandenen Gasblasen an.
3. Übertrage die Ergebnisse auf den Ozean. Beschreibe, wie der Sauerstoff, der vom Phytoplankton produziert wird, aus dem Ozean in die Atmosphäre gelangt.

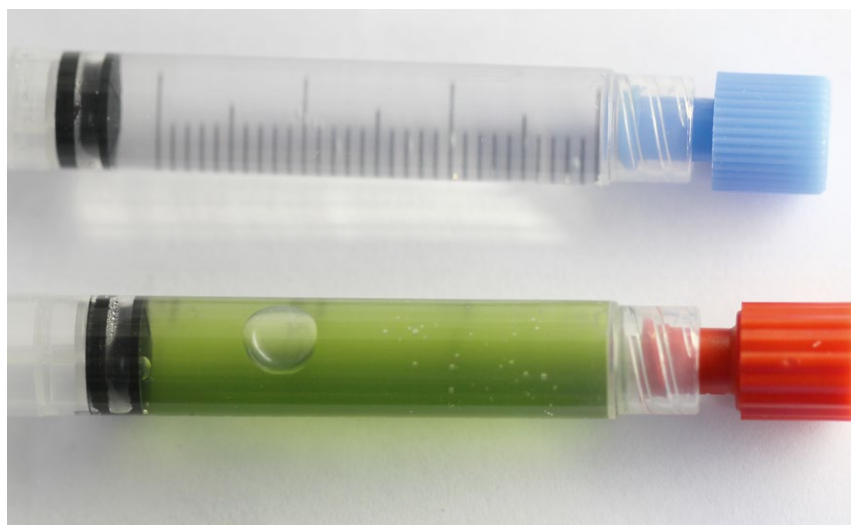


Zusatzinformation für Lehrkräfte

Der Ozean als Sauerstoffquelle für die Atmosphäre

1. Die Bildung einer Blase in den Spritzen hängt von der Temperatur ab. Wenn für die Inkubation kaltes Licht, z.B. eine Aquariumlampe, verwendet wurde, wird nur in der Spritze mit Mikroalgen eine Blase gebildet (Abb. 1). Wenn die Spritzen dem Sonnenlicht ausgesetzt waren, könnte sich auch in der Spritze mit Leitungswasser eine Blase bilden. Die Blase in der Spritze mit Mikroalgen ist aber größer (Abb. 2, folgende Seite).
2. Der durch Photosynthese produzierte Sauerstoff wird zuerst im Wasser gelöst. Wenn das Wasser mit Sauerstoff gesättigt ist, entweicht er aus dem Wasser. Die Blase in der Spritze mit den Algen enthält diesen zusätzlichen Sauerstoff.

Wenn die Spritzen auf die Fensterbank gestellt werden, erwärmt die Sonne das darin enthaltene Wasser. Im wärmeren Wasser können sich aber weniger Gase lösen. Das hat zur Folge, dass das Wasser entgast wird. Die so entstandene Blase besteht aus allen Gasen (auch CO_2 und O_2), die ursprünglich im Wasser waren. Dies erklärt die Blasenbildung in der Spritze mit Leitungswasser. (Auch in der Spritze mit Algen findet Entgasen statt.)



Zeitaufwand

15 Min. Vorbereitung der Materialien

20 Min. Durchführung

Inkubation 1 Tag

Altersempfehlung

15 Jahre und älter

Didaktischer Kontext

Biologieunterricht, Projekttag, Arbeitsgemeinschaften, Schülerprojekte

Empfohlene Vorkenntnisse

Photosynthese

Abb. 1: Eine Blase hat sich nur in der Spritze mit Mikroalgen (unten) gebildet. In der Spritze mit Leitungswasser (oben) ist keine Blase. Die Spritzen wurden unter „kaltem“ Licht inkubiert.

3. Fünfzig bis fünfundachtzig Prozent des Sauerstoffs in der Atmosphäre kommen aus dem Ozean. Dafür verantwortlich ist das Phytoplankton, das den Sauerstoff durch Photosynthese produziert. Anders als bei Landpflanzen, die Sauerstoff direkt in die Atmosphäre freisetzen, gibt das Phytoplankton Sauerstoff zuerst in das Wasser ab, wo er gelöst wird. Erst wenn das Wasser mit dem Gas gesättigt ist, entweicht Sauerstoff in die Atmosphäre.

- **Tipp:** Dieser Versuch kann auch mit Algenperlen und Alginatperlen ohne Algen durchgeführt werden (Abb. 2). Hierfür können die Algenperlen verwendet werden, die für Experiment 1 dieses Kapitels gebraucht wurden. Die benutzten Algenperlen sollen in einem Sieb unter dem Wasserhahn mit kaltem Leitungswasser ausgespült werden und können dann wiederverwendet werden.

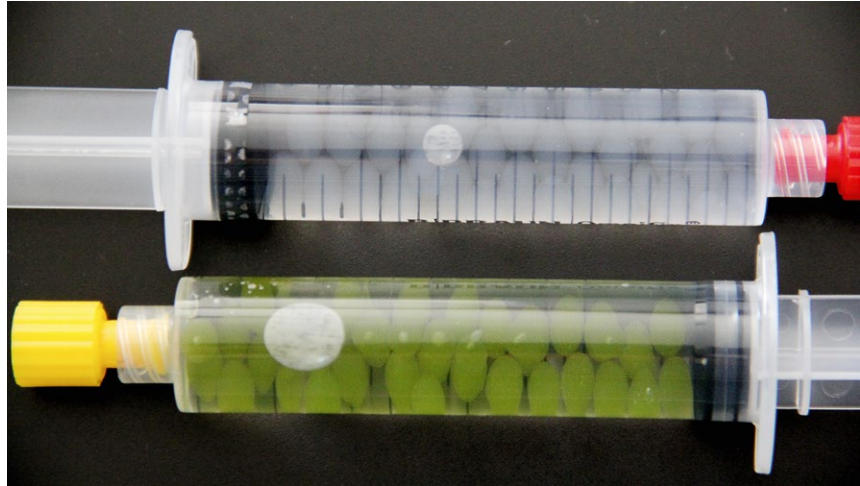


Abb. 2: Wenn die Spritzen im Sonnenlicht inkubiert wurden, kann sich auch eine Blase in der Spritze ohne Algen (oben) bilden. Die Blase in der Spritze mit Algen (unten) ist größer.

Beobachtete Sauerstoffänderungen im heutigen Ozean

2

Lothar Stramma: Einleitung in das Kapitel

Sauerstoff ist im Meerwasser in gelöster Form vorhanden. Die Sättigung von gelöstem Sauerstoff (im Folgenden kurz Sauerstoff genannt) gibt die Höchstmenge von Sauerstoff an, die im Meerwasser gelöst werden kann. Die Sättigung hängt von der Temperatur, dem Salzgehalt und dem Druck ab. Austauschvorgänge an der Meeresoberfläche, an der die flüssige und die gasförmige Phase miteinander in Kontakt stehen, entscheiden über die Verteilung der atmosphärischen Gase im Meer. Die Sättigungswerte von Sauerstoff nehmen mit steigender Temperatur und wachsendem Salzgehalt ab. Mit zunehmendem Druck im tieferen Ozean nimmt die Löslichkeit von Sauerstoff zu. Änderungen des Sauerstoffgehalts im Ozean sind vor allem mit Temperaturänderungen verbunden, da stärkere Temperatur- als Salzgehaltsänderungen auftreten. Die Sauerstoffverteilungen im Ozean werden durch ein Zusammenwirken von physikalischen, biologischen und geophysikalischen Prozessen bestimmt. Sauerstoffquellen sind die Atmosphäre und Photosynthese. Zirkulation und Durchmischung transportieren Sauerstoff aus dem oberflächennahen Bereich in große Tiefen. Gleichzeitig wird ein Teil des Sauerstoffs durch Abbau organischer Substanz wieder aufgezehrt, wenn Bakterien organisches Material zersetzen und dabei Sauerstoff verbrauchen. Diese Prozesse reagieren sensibel auf klimatische Veränderungen im Ozean. Somit kann es zu Zonen mit geringen Sauerstoffkonzentrationen kommen. Zustände mit Sättigungen unter 30 % (~ 60 bis $120 \mu\text{mol kg}^{-1}$) werden häufig als hypoxisch bezeichnet. Diese niedrigen Konzentrationen führen zu „Stress“ oder Absterben von Fischen und anderen Meeresorganismen. Sauerstoffwerte von unter $\sim 10 \mu\text{mol kg}^{-1}$ werden auch suboxisch genannt, da dann Nitrat Bakterien zur Energiegewinnung bei fehlendem Sauerstoff dient (dieser Prozess wird Denitrifikation genannt). Bei einem Sauerstoffgehalt von 0 % spricht man von anoxischen Bedingungen. Nahe der Meeresoberfläche kann es auch zu einer Übersättigung von Sauerstoff durch Photosynthese kommen, die Sättigungen von über 120 % erreichen können.

Da der Sauerstoffgehalt im Ozean unterhalb der Grenzfläche Ozean-Atmosphäre durch biologische Produktion und Zehrung verändert wird, ist Sauerstoff im Gegensatz zum Salzgehalt ein sich verändernder Parameter im Meerwasser. Sauerstoff ist somit ein wertvoller Indikator für Wassermassenverteilungen, biologische Aktivitäten und klimabedingte Änderungen.

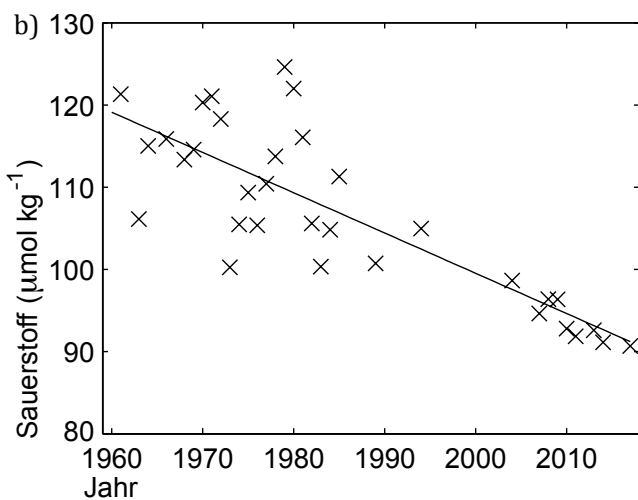
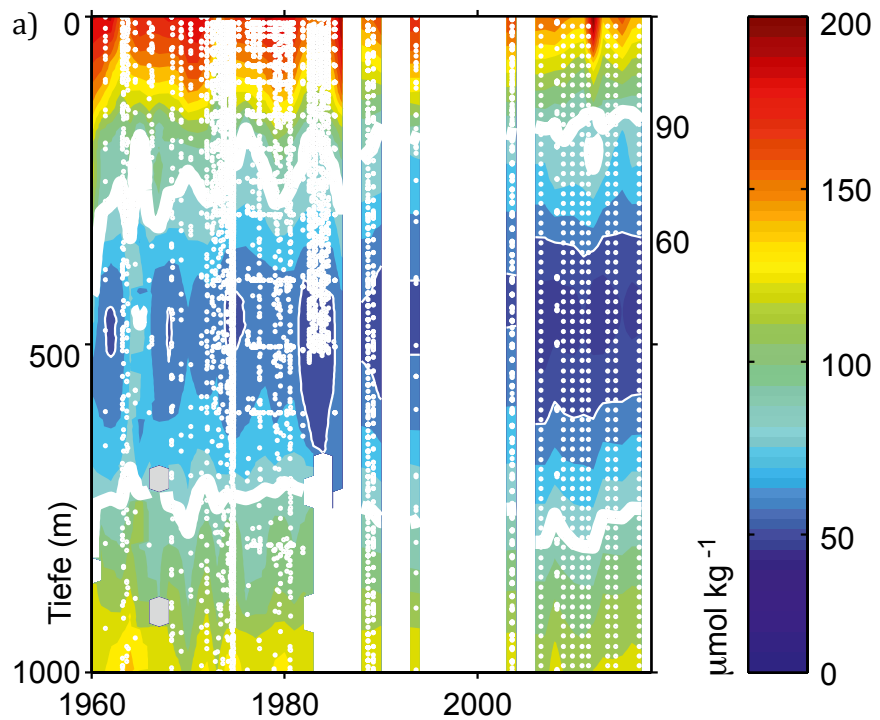
Lothar Stramma



Ich bin am Rande des Ruhrgebiets aufgewachsen, somit war das Meer eine fremde, weit entfernte Welt, die ich nur bei Urlauben an

der Ostsee zu Gesicht bekam. Berichte, dass der Ozean unterhalb der Meeresoberfläche recht unerforscht sei, führten mich zum Studium der Ozeanographie in Kiel, mit dem Wunsch, mehr über diese unbekanntenen Regionen zu lernen. Mit der Diplom- und der Doktorarbeit konnte ich das Wissen zu Wassermassenverteilungen und Meeresströmungen im Nordostatlantik erweitern. Als Postdoc an der University of Rhode Island, USA, arbeitete ich mit Satellitendaten und im Team konnten wir verschiedene Prozesse an der Meeresoberfläche besser quantifizieren. Zurück in Kiel richtete sich mein Fokus auf die großräumigen Prozesse im Weltozean, mit Schiffsexpeditionen im Atlantik, Pazifik und im Indischen Ozean, sowie mit Veröffentlichungen. Im Sonderforschungsbereich 754 leitete ich ein Teilprojekt zu Sauerstoffänderungen im tropischen Ostpazifik. Neben neuen Ergebnissen dazu konnte ich auch zu neuen Erkenntnissen zu globalen Verteilungen und Änderungen des Sauerstoffgehalts beitragen. Von besonderem Interesse ist dabei die Abhängigkeit von langzeitigen Temperaturänderungen und klimabedingten Phänomenen wie zum Beispiel El Niño im Pazifischen Ozean.

Abb. 1: Sauerstoffkonzentration in
a) den obersten 1.000 m als Funktion
von Zeit und Tiefe im tropischen Ost-
atlantik (10°–14°N, 20°–30°W, weiße
Punkte sind Messpunkte) und b) mittlere
Sauerstoffkonzentration der Schicht
50 bis 300 m mit einem linearen Trend
von 0,49 $\mu\text{mol kg}^{-1} \text{yr}^{-1}$ für den Zeitraum
1960 bis 2016.
Quelle: Abbildung abgewandelt nach
Stramma und Schmidtke 2019.



Die tropischen Regionen weisen unterhalb der durchmischten Deckschicht sauerstoffarme Schichten (oft Sauerstoffminimumzonen genannt) auf, da diese Schichten im Vergleich zu den Subtropenwirbeln eine geringe Zufuhr von sauerstoffreichem Wasser erfahren. Bedingt durch die Erwärmung des oberflächennahen Wassers der Ozeane in den letzten 50 Jahren kann weniger Sauerstoff im Wasser gelöst und in tiefere Schichten verfrachtet werden und es wurde vermutet, dass dies zu einer Ausdehnung der Sauerstoffminimumzonen führt.

Aus eigenen Expeditionen im Rahmen des Sonderforschungsbereichs 754 am GEOMAR konnten frühere Messungen im tropischen Nordostatlantik zeitlich fortgesetzt werden. In diesem Gebiet ist eine fortlaufende vertikale Ausdehnung

der Sauerstoffminimumzone und eine Abnahme des Sauerstoffgehalts in den obersten 1.000 m mit der Zeit zu beobachten (Abb. 1a). Im Bereich 50 – 300 m nahm der Sauerstoffgehalt seit 1960 um 0,49 $\mu\text{mol kg}^{-1} \text{yr}^{-1}$ ab (Abb. 1b). Die beobachtete Abnahme in den tropischen Ozeanen für den Tiefenbereich 300 bis 700 m lag in den letzten 50 Jahren bei 0,2 bis 0,4 $\mu\text{mol kg}^{-1} \text{Jahr}^{-1}$.

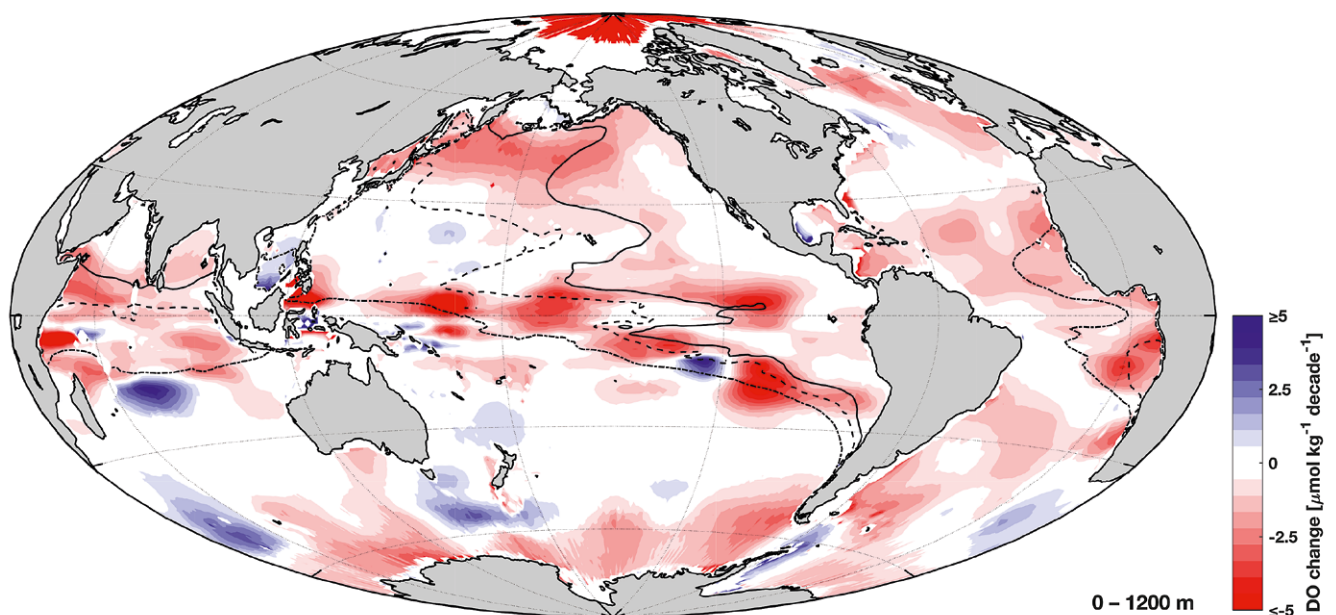
Nicht nur in den Schelfgebieten beeinflussen Sauerstoffänderungen die Lebensbedingungen mariner Lebewesen. Aus Daten von Messsonden, die an Blauen Marlins angebracht und deren Daten per Satellit übertragen wurden, konnte das Tauch- und Ausbreitungsverhalten dieser Fische aufgezeichnet werden. Im tropischen Nordostatlantik nahm danach im Zeitraum 1960 – 2010 der Lebensraum der Blauen Marlins um 15 % ab. Als Folge der Reduzierung des Lebensraums sind die Blauen Marlins und andere Hochseefische für die Hochseefischerei leichter zu fangen mit der Gefahr der Überfischung.

Aus historischen, in Datenzentren gesammelten Sauerstoffmessdaten konnte gezeigt werden, dass der Sauerstoffgehalt seit 1960 in den meisten Regionen der Ozeane abnahm (rote Gebiete in Abb. 2). Für den gesamten Weltozean bis zum Meeresboden wurde eine Abnahme von mehr als 2 % für die letzten 50 Jahre berechnet. Für verschiedene Regionen der Ozeane wurden unterschiedliche Mechanismen wie Änderungen der Zirkulation, der Tiefenwasserbildung, der Schichtung, der biologischen Aktivität usw. beobachtet. Die Änderungen im oberen Ozean werden jedoch hauptsächlich verursacht von durch Erwärmung bedingter Abnahme der Löslichkeit von Sauerstoff und biologischer Zehrung.

Überlagert werden die Änderungen im Sauerstoffgehalt durch mehrjährige und andere klimabedingte Schwankungen, wie zum Beispiel El Niño im Pazifischen Ozean oder die Nordatlantische Oszillation (NAO; Schwankung des Luftdruckverhältnisses des Islandtiefs und des Azorenhochs) im Atlantischen Ozean, sodass es in einzelnen Regionen auch zeitlich zu einer Abschwächung oder Umkehr des Trends kommen kann. Die Pazifische Dekadische Oszillation (PDO, ein Verteilungsmuster der Oberflächentemperatur im Pazifik nördlich von 20 °N) führt – je nachdem, ob sie sich in einer warmen oder kalten Phase befand – zu teilweise entgegengesetzten Sauerstofftrends im oberen Ozean.

An den Schelfgebieten im östlichen Pazifik bilden sich häufig Wirbel, die sich westwärts in den offenen Pazifik ausbreiten und sich mit der Zeit auflösen. Diese Wirbel sind vergleichbar mit Hoch- und Tiefdruckgebieten in der Atmosphäre, allerdings mit kleineren Skalen von ca. 100 km Durchmesser und mehreren hundert Metern vertikaler Ausdehnung. In neueren Arbeiten konnte gezeigt werden, dass diese Wirbel einen großen Einfluss auf die Verteilung des Sauerstoffgehalts in den Sauerstoffminimumzonen haben, da der Sauerstoffgehalt regional unterschiedlich ist und die Wirbel die Sauerstoffverteilung aus den Bildungsgebieten in die Regionen verfrachten, in denen sich die Wirbel auflösen.

Abb. 2: Sauerstoffänderungen (Dissolved oxygen: DO) in den obersten 1.200 m des Ozeans für den Zeitraum 1960 bis 2010. Linien zeigen die Grenzen von Sauerstoffminimumzonen in diesem Tiefenbereich mit weniger als 80 $\mu\text{mol kg}^{-1}$ (Strichpunkt), 40 $\mu\text{mol kg}^{-1}$ (gestrichelt) und 20 $\mu\text{mol kg}^{-1}$ (Linie).
Quelle: Abbildung abgewandelt nach Schmidtko et al., 2017.



Zusatzinformation
für Lehrkräfte



Die Löslichkeit von Sauerstoff: 4 Experimente

Das Luer-Verbindungssystem

Experimente 2.1 – 2.3

Zeitaufwand pro Experiment

10 Min. Vorbereitung der Materialien

45 – 60 Min. Durchführung

Altersempfehlung

13 Jahre und älter

Didaktischer Kontext

Biologie-, Physik-, Chemie-,
Mathematikunterricht, Projekttag,
Arbeitsgemeinschaften, Schülerprojekte

Empfohlene Vorkenntnisse

zwischenmolekulare Kräfte,
Gaslöslichkeiten im Wasser

Experiment 2.4

siehe Seite 40

Bei dem Luer-Verbindungssystem gibt es nur eine Einheitsgröße für die Spritzen und deren Zubehör.

Das System ist kompatibel zwischen verschiedenen Herstellern. Man kann die Systemteile in größeren Mengen von medizinischen Bedarfsfirmen beziehen (Einzelteile eventuell auf Anfrage).

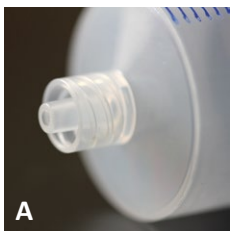
Hier sind einige der Teile, die in den Experimenten in diesem Heft benutzt werden.



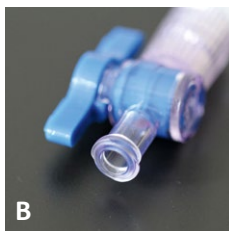
Abb. 1: Gasentwicklungsflasche



Abb. 2: Einmalspritzen



A



B

Abb. 3: Luer-Spritzen haben ein kegelförmiges Verbindungsteil (A) (männlich), das in ein weibliches Verbindungsteil (B) eingeschraubt wird. Die Dichtung des Systems wird dadurch gewährleistet.



Abb. 4: Stöpsel (bestellbar als „Stopper“ oder „Stopfen“)

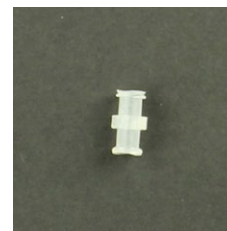


Abb. 5: Verbindungsstück w/w (weiblich/weiblich)

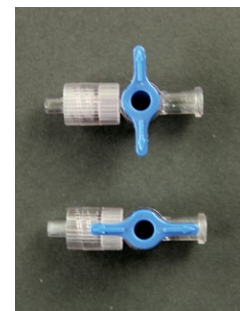


Abb. 6: Luer-Lock-1-Weg-Ventil (oben geschlossen, unten offen)



Abb. 7: Beispiel aneinander gekoppelter Teile:
Luer-Lock-1-Weg-Ventil – Verbindungsstück w/w – Spritze

Protokollblatt für Experimente 2.1, 2.2 und 2.3

Veränderter Parameter	Wiederholung	Vs	Ve	Vd (Vs – Ve)	Mittelwert Vd
Experiment 1: Temperatur (°C)		O ₂ -Volumen* in der 3-ml-Spritze am Anfang des Experiments	O ₂ -Volumen in der 3-ml-Spritze am Ende des Experiments	= in gegebener Wassermenge gelöstes O ₂ -Volumen	aus den 3 Versuchen
Experiment 2: Salzgehalt (%)		(ml)	(ml)	(ml)	
Experiment 3: O ₂ vs. CO ₂		(*oder auch CO ₂ bei Experiment 3)			
	1				
	2				
	3				
	1				
	2				
	3				
	1				
	2				
	3				
	1				
	2				
	3				

Berechne für die verschiedenen Parameter die Menge an Sauerstoff, die sich in 1 Liter Wasser lösen würde, um vergleichbare Zahlen zu bekommen:

$$\text{Sauerstoff}_{\text{gelöst}} \text{ (ml O}_2\text{/l)} = V_d \times 1000 / V_w$$

wobei V_d = Mittelwert des gelösten O₂-Volumens
bei einem bestimmten Parameter

V_w = im Experiment verwendetes Wasservolumen (in ml)

Die Löslichkeit von Sauerstoff | Vorbereitung A: Sauerstoff-Herstellung

Material

1	Gasentwicklungsflasche (alternativ: siehe Versuchsaufbau für Enzymkinetik Kapitel 5, Seite 80/81)
2 – 3	10-ml-LL*-Einwegspritzen
2 – 3	LL-Stöpsel (LL-Stopper)
1	LL-Spritzenadapter (optional)
1	Teelöffel
1	50-ml-Messzylinder

Reagenzien

1	Paket aktive Trockenhefe
1	100-ml-Flasche 3 %-ige Wasserstoffperoxid-Lösung (H ₂ O ₂)

*LL = Luer-Lock

Sicherheitshinweis

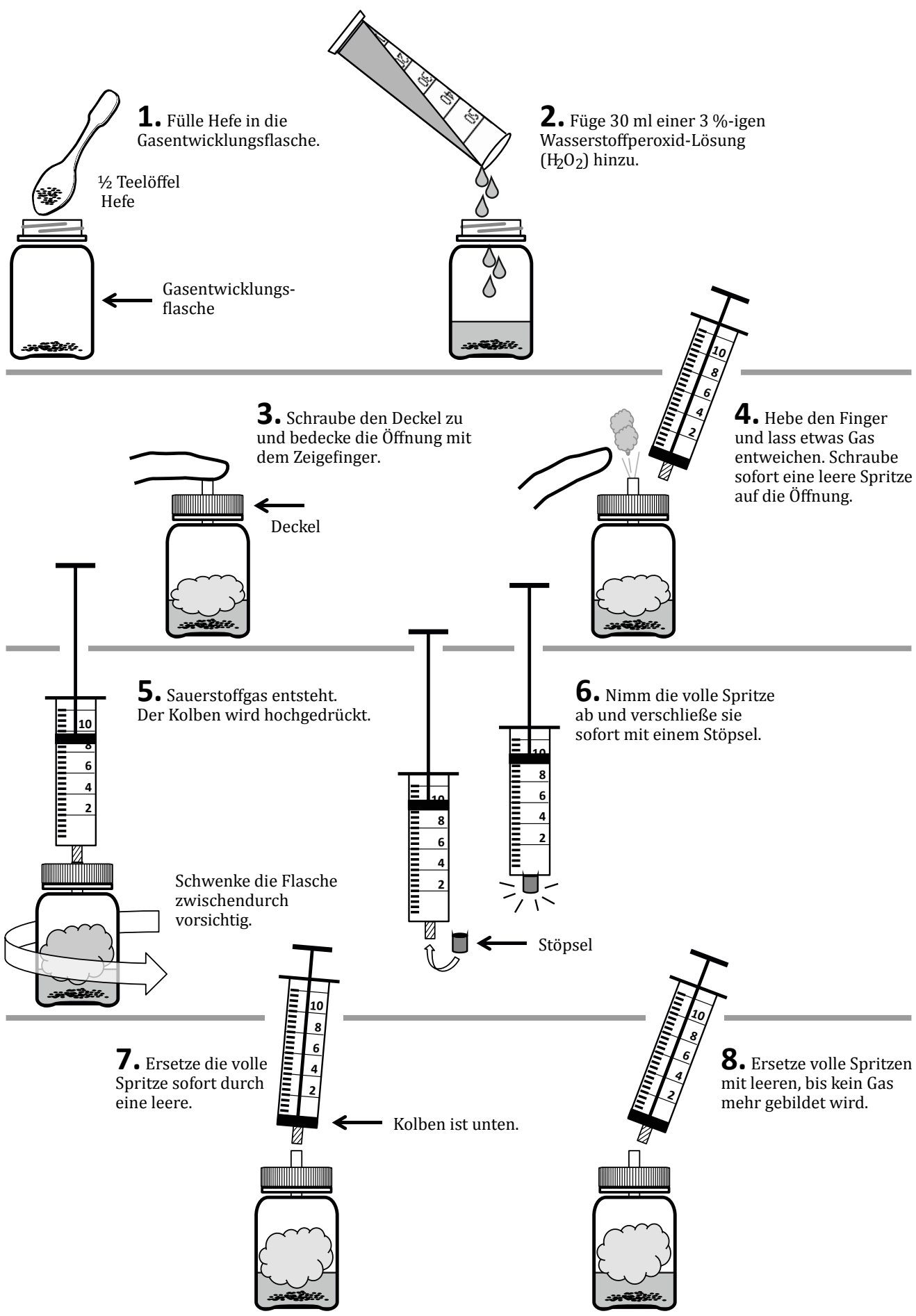
Eine erwachsene Aufsichtsperson ist erforderlich, Wasserstoffperoxid ist giftig und leicht entflammbar!

Schutzkittel, Schutzbrille und Gummihandschuhe

Mit der beschriebenen Menge an Chemikalien lassen sich ca. 20 – 25 ml Sauerstoff herstellen.

1. Gib einen halben Teelöffel Trockenhefe in die Gasentwicklungsflasche.
2. Messe 30 ml einer 3 %-igen Wasserstoffperoxid-Lösung (H₂O₂) in einem Messzylinder ab und gib diese ebenfalls in die Flasche. Sei vorsichtig mit dem Wasserstoffperoxid (giftig, leicht entflammbar und außerdem reizt es Haut und Atemwege).
3. Verschraube den Deckel sofort nach Hinzugabe und bedecke die Öffnung mit deinem Zeigefinger (Schutzhandschuhe!). Es werden sich Blasen in der Flasche bilden. Dieses Gas ist Sauerstoff, welches beim Abbau des Wasserstoffperoxids durch die Enzyme (Katalase) der Hefezellen entsteht.
4. Nimm den Finger von der Öffnung und lass etwas Gas entweichen. Dieses Gas enthält noch Luft, die vor der Reaktion in der Gasentwicklungsflasche war. Schraube sofort eine leere Spritze an die Öffnung des Deckels.
5. Es entsteht weiterhin Gas, das sich in die Spritze drückt und den Kolben anhebt. Schwenke die Flasche ab und zu, um gebildete Blasen zum Platzen zu bringen.
6. Sobald die Spritze voll mit Gas ist, nimm sie vom Deckel und verschließe sie mit einem LL-Stöpsel, sodass kein Gas entweichen kann.
7. Schraube sofort eine weitere Spritze an den Deckel. Das funktioniert am besten arbeitsteilig mit einem Partner. Auf diese Weise kann eine weitere 10-ml-Spritze gefüllt werden. Wenn auch diese Spritze voll ist, verschließe sie mit einem weiteren LL-Stöpsel.
8. Falls noch weiterhin Gas produziert wird, können weitere Spritzen, wie oben beschrieben, gefüllt werden.
9. Nun ist genug Sauerstoffvorrat für die folgenden Experimente hergestellt.
10. Wiederhole den Vorgang so oft, wie Sauerstoff benötigt wird.

! Falls die Gasentwicklungsflasche voll sein sollte, kann die Lösung in den Ausguss gegeben werden. Danach sollte für ein paar Minuten der Wasserhahn laufen. Das Wasserstoffperoxid wurde in Sauerstoff und Wasser zersetzt, sodass die Lösung komplett harmlos ist.



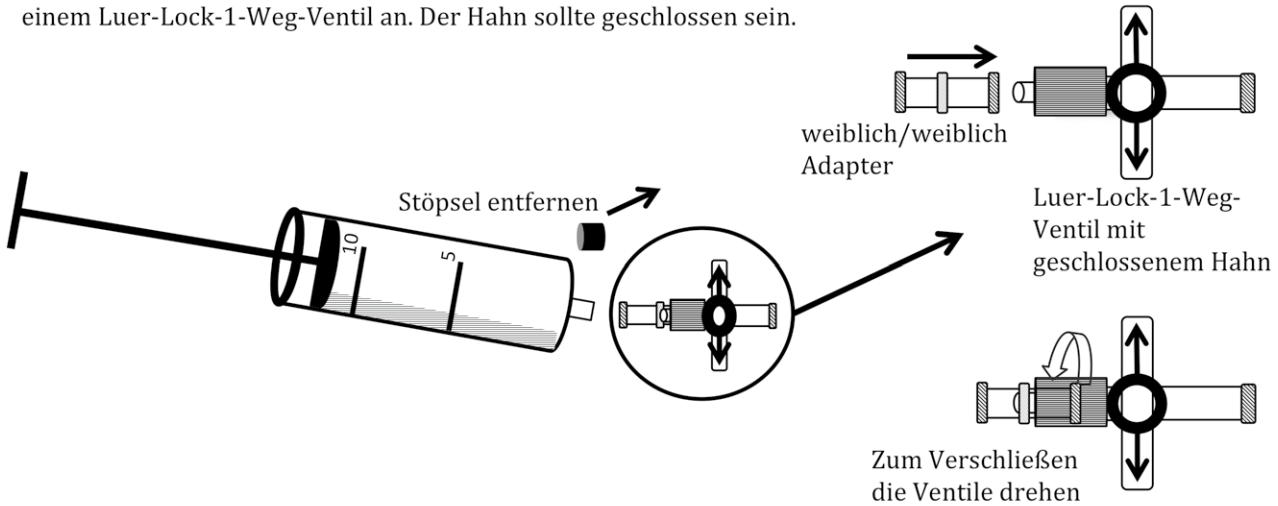
Material

- 1 3-ml-LL*-Spritze
- 1 LL-1-Weg-Hahn
- 1 LL-Verbindungstück w/w
- 1 – 2 LL-Stöpsel

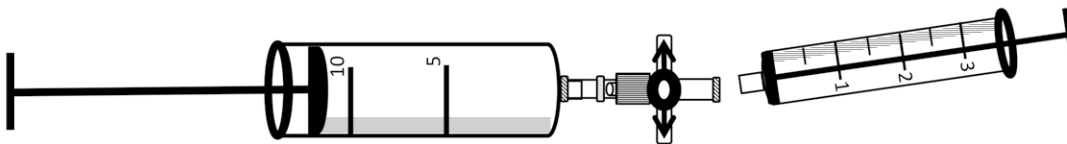
*LL = Luer-Lock

**Die Löslichkeit von Sauerstoff
| Vorbereitung B:
Gastransfer**

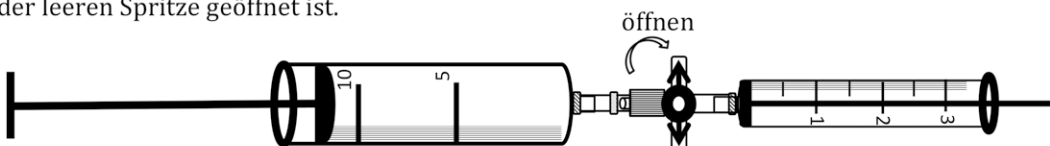
a) Entferne den Stöpsel von der Spritze mit dem Sauerstoffvorrat. Bringe die Spritze an einem Luer-Lock-1-Weg-Ventil an. Der Hahn sollte geschlossen sein.



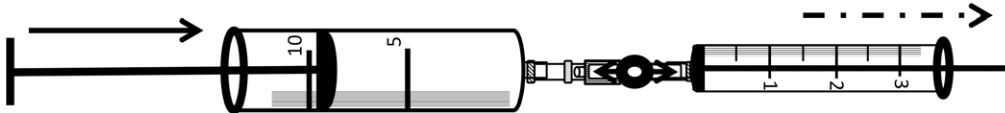
b) Bringe eine 3-ml-Spritze (der Kolben muss ganz nach unten gedrückt sein) an der anderen Öffnung des 1-Weg-Ventils an.



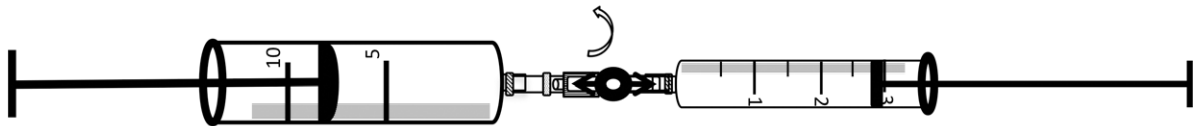
c) Drehe den Hahn des Ventils, sodass die Verbindung zwischen der Spritze mit dem Sauerstoffvorrat und der leeren Spritze geöffnet ist.



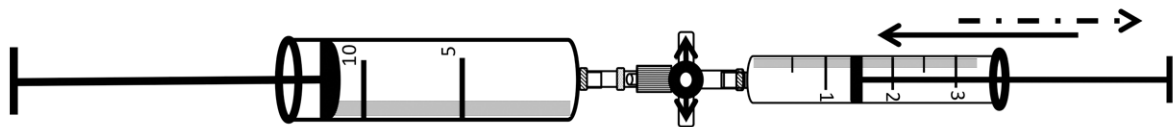
d) Drücke den Kolben der Vorratsspritze herunter, bis die leere Spritze mit Sauerstoff gefüllt ist.



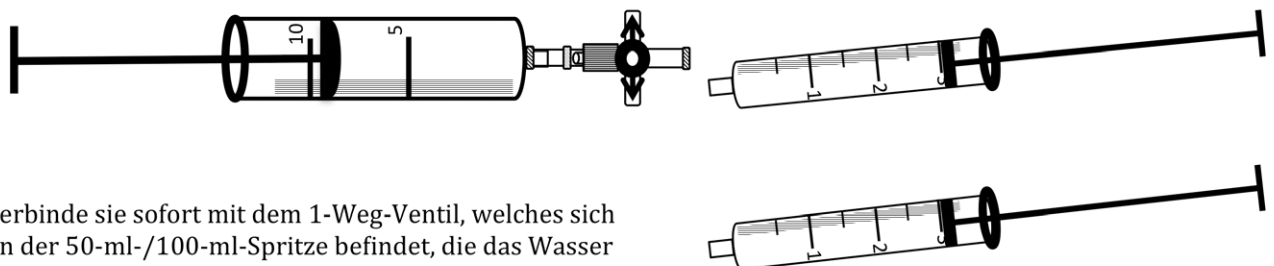
e) Drehe den Hahn, um die Verbindung zu schließen. **Achtung:** Verringere den Druck auf den Kolben der Vorratsspritze erst, wenn der Hahn geschlossen ist.



f) Drücke den Kolben der kleinen Spritze herunter und warte, bis er auf die Ausgangsposition zurückgesprungen ist. Dies ist das Startvolumen an Gas in der Spritze. Notiere dieses in der Tabelle als (V_S).



g) Nimm die 3-ml-Spritze (nun mit Sauerstoff gefüllt) vom 1-Weg-Ventil ab und



verbinde sie sofort mit dem 1-Weg-Ventil, welches sich an der 50-ml-/100-ml-Spritze befindet, die das Wasser für dein Experiment enthält.

Die Löslichkeit von Sauerstoff | Durchführung: Gas in Flüssigkeit lösen

Material Experimente 1 – 3

1 50- oder 100-ml-LL*-Spritze

1 – 2 3-ml-LL-Spritze

1 – 2 1-Weg- oder 3-Wege-LL-Ventil

1 300-ml-Becherglas

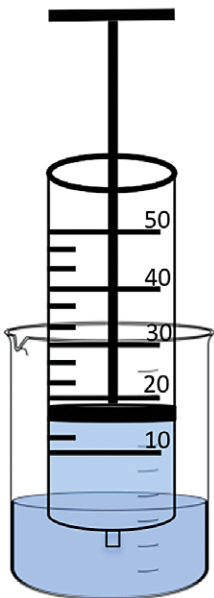
*LL = Luer-Lock

zusätzliche Materialien bei den einzelnen Experimenten

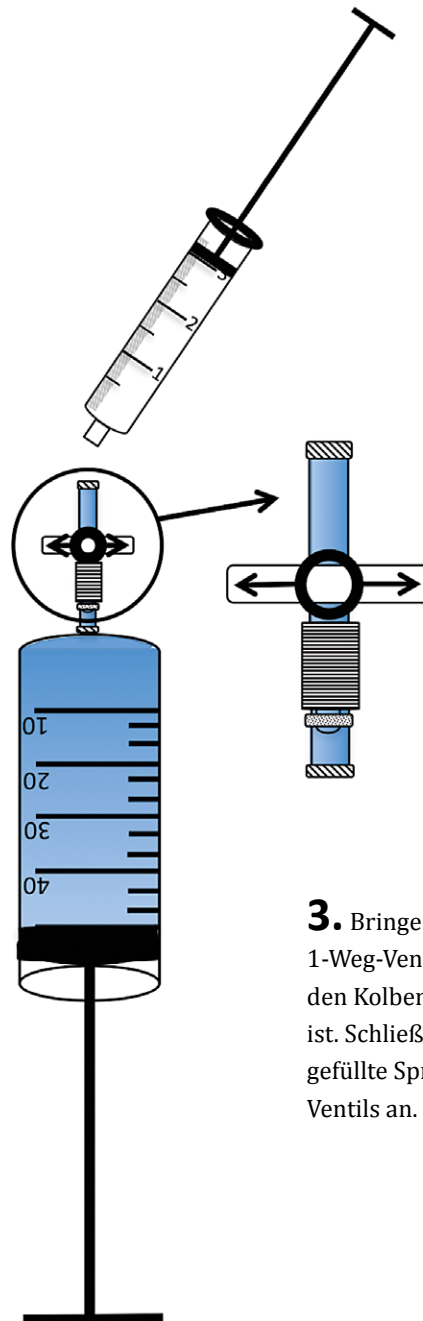
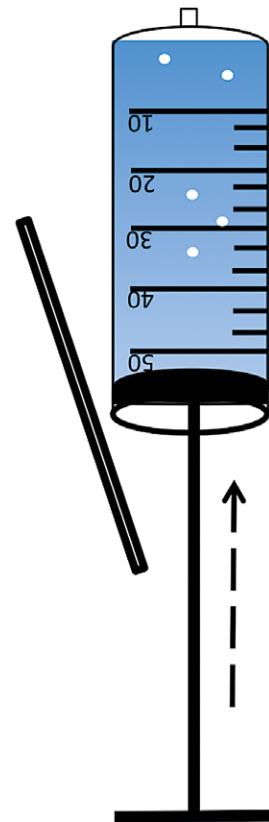
Sicherheitshinweis

Laborkittel, Augenschutz, Handschuhe

1. Fülle eine 50-ml-Spritze mit deiner Wasserprobe.



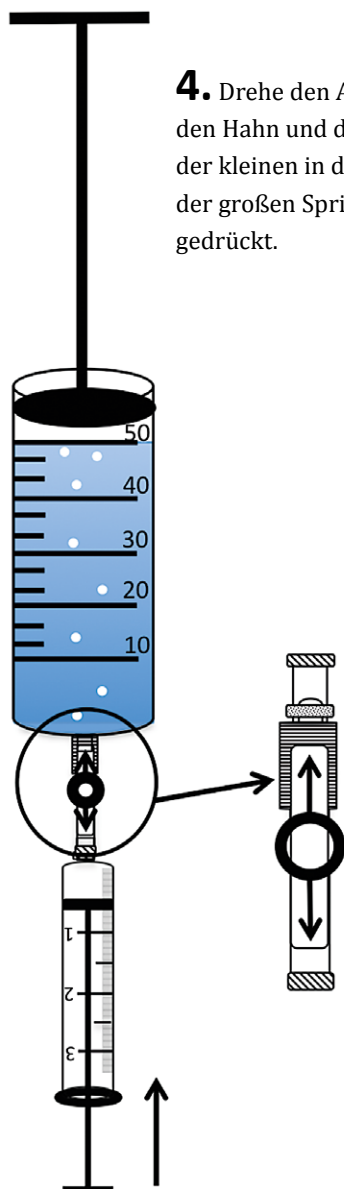
2. Drehe die Spritze um und klopfe vorsichtig mit einem Stab dagegen, um Blasen aufsteigen zu lassen. Oben an der Spitze wird sich eine Luftblase bilden. Drücke den Kolben, bis die Luftblase verschwunden ist und sich der Kolben an der 50-ml-Markierung befindet.



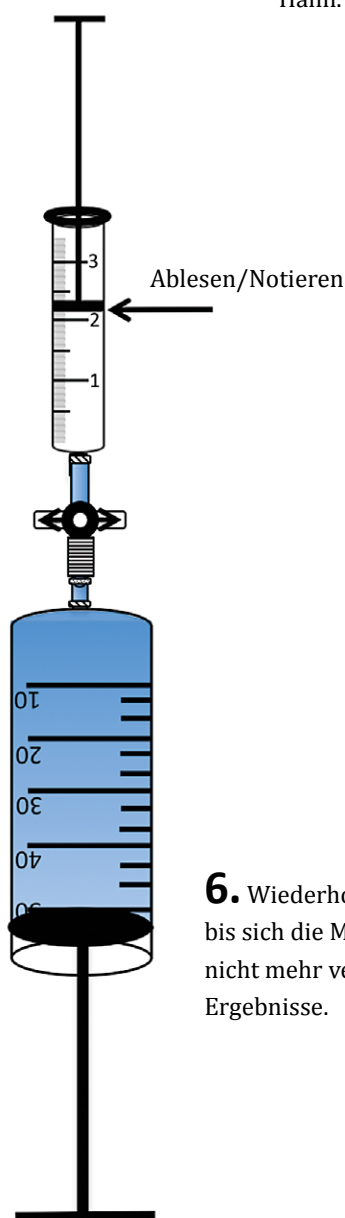
Alle Zwischenräume des Ventils sind mit Wasser gefüllt.

3. Bringe die Spritze an einem Luer-Lock-1-Weg-Ventil an. Öffne den Hahn und drücke den Kolben, bis das Ventil mit Wasser gefüllt ist. Schließe den Hahn. Bringe eine mit Gas gefüllte Spritze an der anderen Öffnung des Ventils an.

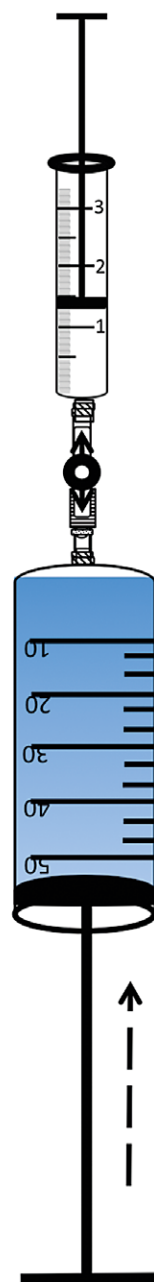
4. Drehe den Aufbau wieder herum. Öffne den Hahn und drücke das gesamte Gas von der kleinen in die große Spritze. Der Kolben der großen Spritze wird dadurch nach oben gedrückt.



5. Drehe den Aufbau erneut herum und versuche alle Gasblasen an der Spitze der großen Spritze zu sammeln. Drücke den Kolben der großen Spritze, bis die Gasblase verschwindet. Schließe den Hahn.



6. Wiederhole die Schritte 4–5, bis sich die Menge an gelöstem Gas nicht mehr verändert. Notiere die Ergebnisse.



Die Löslichkeit von Sauerstoff | Experiment 1: Auswirkung der Temperatur auf die Löslichkeit von Sauerstoff in Wasser

Einer der Hauptfaktoren, welche die Löslichkeit von Gasen in Wasser beeinflussen, ist die Temperatur. Dies kann mit Hilfe der kinetischen Gastheorie erklärt werden: Wenn wir die Temperatur des Wassers messen, bestimmen wir die mittlere Geschwindigkeit der Moleküle. Je höher die Temperatur ist, desto schneller bewegen sich die Teilchen und desto weniger werden benachbarte Moleküle durch die

Anziehungskräfte zwischen ihnen zusammengehalten. Die Anziehung bewirkt, dass die Wassermoleküle sich regelmäßig anordnen. Solche kleinen Bereiche der Ordnung stellen Käfige dar, in die Sauerstoffmoleküle hineinpassen. Die Wärmebewegung zerstört diese Inseln der Ordnung immer wieder.

Zusätzliches Material

1 Thermometer

Eiswürfel

Leitungswasser

Warmes Leitungswasser

Sicherheitshinweis

Nur warmes, kein heißes Wasser verwenden!

Durchführung

- 1.** Folge den Vorbereitungen (A+B) und der Anleitung auf den Seiten 26 – 31.
- 2.** Für diesen Versuch werden Wasserproben mit drei unterschiedlichen Temperaturen verwendet.

Fülle drei Bechergläser mit Leitungswasser. Lass die Wasserproben über Nacht stehen.

Für den ersten Versuch nimm die Wasserprobe mit Zimmertemperatur. Messe die Temperatur des Wassers und notiere sie in der Tabelle auf dem Protokollblatt.
- 3.** Wiederhole das Experiment noch zweimal und berechne den Mittelwert.
- 4.** Führe das Experiment mit kälterem und wärmerem Leitungswasser durch. Dafür sollen die Wasserproben in einem kalten oder warmen Wasserbad gekühlt bzw. erwärmt werden.

Ergebnisse und Diskussion

1. Fasse deine Ergebnisse in der Tabelle auf dem Protokollblatt zusammen.
2. Trage die Ergebnisse der Berechnungen in die Tabelle unten ein.

Temperatur (°C)	Berechnung vom Protokollblatt	Gelöster Sauerstoff (ml/l)

3. Bei welcher dieser Temperaturen ist Sauerstoff am besten löslich, bei welcher am wenigsten? Schreibe eine mögliche Erklärung dafür auf.
4. Auf welchen Breitengraden wird es mehr Sauerstoff im Ozean geben und wo weniger? Schreibe eine Erklärung dafür auf.



Auswirkung der Temperatur auf die Löslichkeit von Sauerstoff in Wasser

1. Ergebnisse (Richtwerte) aus einem Musterexperiment sind in der folgenden Tabelle zusammengefasst. Es wurden 50 ml Leitungswasser verwendet.

Temperatur (°C)	Wiederholung	V _s O ₂ -Volumen am Anfang des Experiments (ml)	V _e O ₂ -Volumen am Ende des Experiments (ml)	V _d (V _s - V _e) = in gegebener Wassermenge gelöstes O ₂ -Volumen (ml)	Mittelwert V _d aus den 3 Versuchen
4 °C	1	1,5	0,4	1,1	1,03
	2	1,2	0,3	0,9	
	3	1,4	0,3	1,1	
21 °C	1	0,9	0,3	0,6	0,67
	2	1,4	0,6	0,8	
	3	1,0	0,4	0,6	
80 °C	1	1,2	0,7	0,5	0,53
	2	1,3	0,8	0,5	
	3	1,4	0,8	0,6	

Informationen siehe Seite 24

Temperatur (°C)	Rechnung	Gelöster Sauerstoff (ml/l)
4	$1,03 \times 1000 / 50$	20,6
21	$0,67 \times 1000 / 50$	13,4
80	$0,53 \times 1000 / 50$	10,6

- Musterrechnung für die obigen Werte in der Tabelle rechts.
- Das folgende Diagramm zeigt die Löslichkeit von reinem Sauerstoff in Süßwasser in Abhängigkeit von der Temperatur bei verschiedenen Druckverhältnissen. Deutlich zu sehen ist, dass die Löslichkeit von Sauerstoff bei steigendem Druck zunimmt. Bei zunehmender Temperatur nimmt die Löslichkeit ab (Abb. 1).

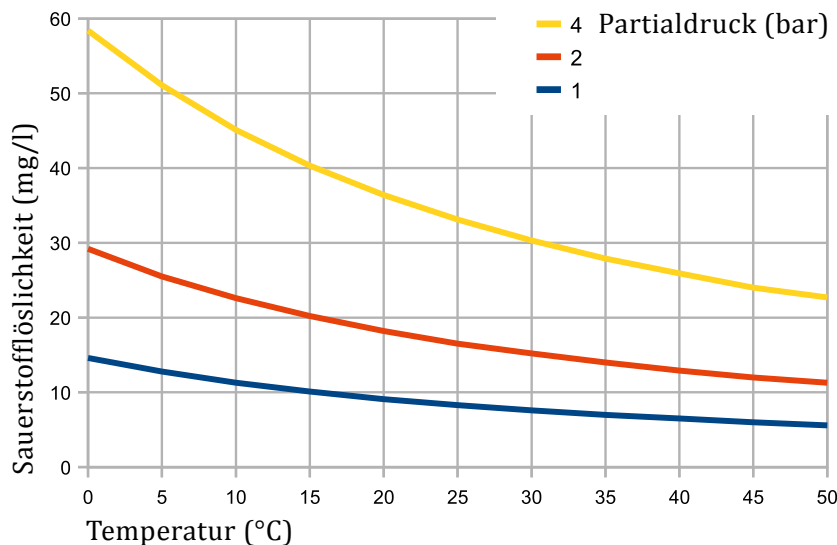
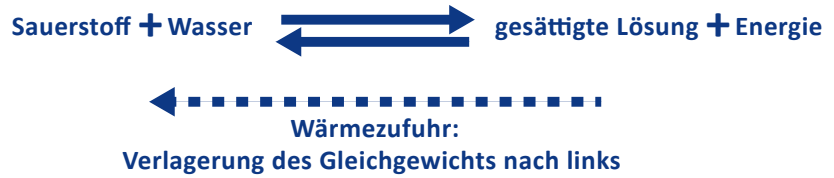


Abb. 1: Die Löslichkeit von Sauerstoff in Süßwasser bei unterschiedlichen Temperaturen und Partialdruck.

Quelle: <https://www.engineeringtoolbox.com/>

Die Nachbarmoleküle sind im Wasser durch Wasserstoffbrücken miteinander verbunden. Bei Raumtemperatur befinden sich kleine Zwischenräume in dem Gerüst aus Wassermolekülen, die andere Moleküle wie zum Beispiel

Sauerstoff aufnehmen können. Wenn Sauerstoff in diese Zwischenräume eintritt, wird Energie freigesetzt. Das bedeutet:



Wenn sich Sauerstoff in den Bereichen zwischen den Wassermolekülen befindet, bildet er schwache Bindungen zu diesen aus. Wird dem System Wärme zugeführt, schwingen und bewegen sich die Moleküle stärker, wodurch die Sauerstoffmoleküle schwieriger in den Zwischenräumen gehalten werden können.

4. Die nebenstehenden Grafiken (Abb. 2) zeigen die Verteilung von Sauerstoff bei durchschnittlicher Temperatur an der Meeresoberfläche. Die Korrelation von Temperatur und Sauerstoffkonzentration wird hier ersichtlich. In den höheren Breiten, in denen die Temperatur geringer ist, ist die Sauerstoffkonzentration höher. Die höchsten Konzentrationen findet man in der Arktis und die niedrigsten nahe dem Äquator.

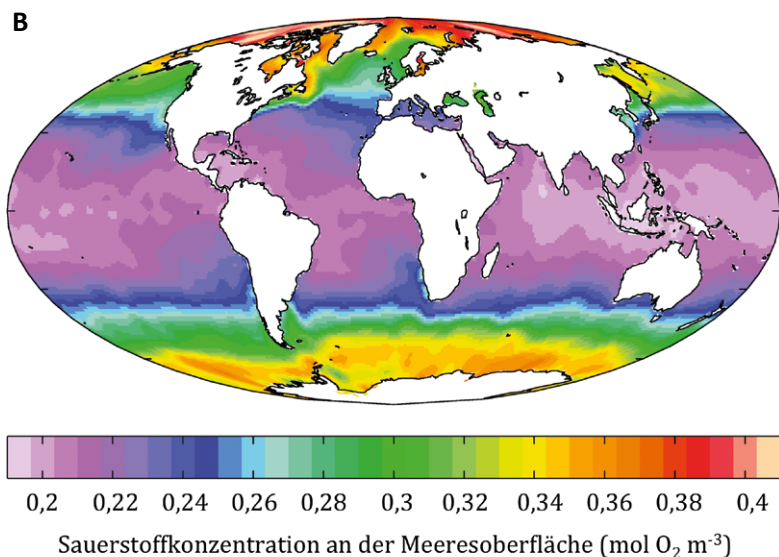
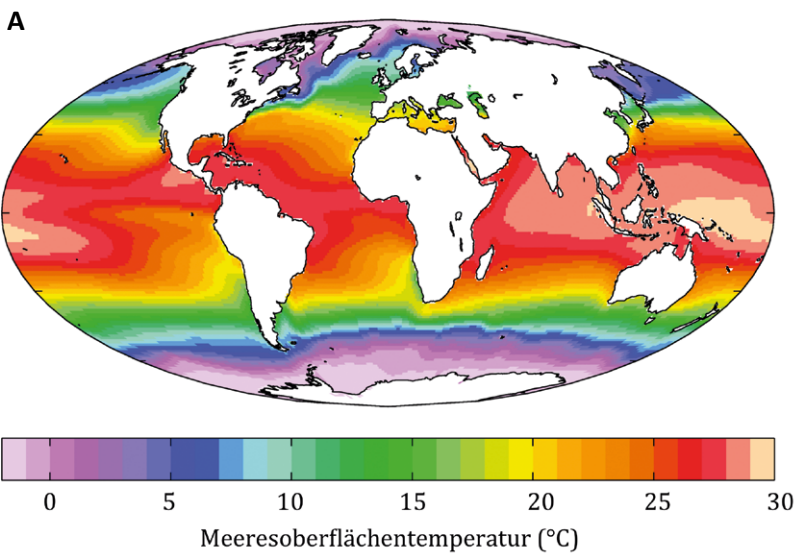


Abb. 2: Verteilung von Sauerstoff bei durchschnittlicher Temperatur an der Meeresoberfläche: (A) Meeresoberflächentemperatur und (B) Sauerstoffverteilung.
Quelle: Wikipedia from the World Ocean Atlas (WOA), uploaded by Plumbago

Die Löslichkeit von Sauerstoff | Experiment 2: Die Löslichkeit von Sauerstoff in Abhängigkeit von der Wahl des Lösungsmittels

Die Löslichkeit eines Stoffes in einem Lösungsmittel wird durch die Stärke der Anziehungskräfte zwischen dem zu lösenden Stoff und den Lösungsmittelmolekülen bestimmt. Um einen Stoff zu lösen, müssen die Lösungsmittelmoleküle die Kräfte, die die Nachbarmoleküle zusammenhalten, aufbrechen. Im Falle eines Gases ist dies einfach, da die Anziehungskräfte zwischen den Gasmolekülen vernachlässigbar klein sind.

Im folgenden Experiment wird destilliertes Wasser als Lösungsmittel zum Lösen von Sauerstoff verwendet. Das Lösungsmittel wird verändert, indem dem destillierten Wasser verschiedene Mengen an Kochsalz hinzugefügt werden. Hier muss berücksichtigt werden, dass das Salz, NaCl, ein Stoff ist, der Wassermoleküle stärker anzieht als die gelösten Sauerstoffmoleküle.

Finde in diesem Experiment heraus, wie der Salzgehalt die O₂-Löslichkeit verändert.

Durchführung

1. Folge den Versuchsanordnungen auf den Seiten 26 – 31.
2. Für diesen Versuch werden Wasserproben mit 4 verschiedenen Salzgehalten verwendet. Stelle eine 20 %-ige Salzlösung her. Wiege dazu 100 g Salz in ein Becherglas ab. Gib genug destilliertes Wasser dazu, bis die Lösung ein Gesamtgewicht von 500 g erreicht. Rühre, bis das ganze Salz gelöst ist. Dies ist die Stammlösung.
3. Beginne das Experiment mit dem Wasser mit dem geringsten Salzgehalt. Dies ist das destillierte Wasser.
4. Wiederhole das Experiment noch zweimal und berechne den Mittelwert.
5. Führe das Experiment mit Wasser mit unterschiedlichem Salzgehalt (5 %, 10 % und 20 %) durch. Spüle die Spritze mit dem Probenwasser zwischen den Wasserproben gründlich mit dem neuen Probenwasser aus.

Zusätzliches Material

1	Laborwaage
4	500-ml-Bechergläser
1	Messzylinder
	Tafelsalz
	Destilliertes Wasser

Ergebnisse und Diskussion

1. Fasse die Ergebnisse in der Tabelle auf dem Protokollblatt zusammen.
2. Trage die Ergebnisse der Berechnungen in die Tabelle rechts ein.
3. In welchem Lösungsmittel war Sauerstoff am besten löslich, in welchem am wenigsten? Erkläre die Unterschiede zwischen den Lösungsmitteln.

Lösungsmittel Konzentration der Salzlösung (%)	Gelöster Sauerstoff (ml/l)
Destilliertes Wasser (0)	
5	
10	
20	

Zusatzinformation
für Lehrkräfte



Die Löslichkeit von Sauerstoff in Abhängigkeit von der Wahl des Lösungsmittels

Informationen siehe Seite 24

1. In der folgenden Tabelle sind die Ergebnisse (Richtwerte) aus einem Beispiel-experiment zusammengefasst. Es wurden 50 ml destilliertes Wasser verwendet. Die Temperatur betrug 18 °C.

Lösungs- mittel (Salzkonzentration (%))	Wiederholung	V _s O ₂ -Volumen am Anfang des Experiments (ml)	V _e O ₂ -Volumen am Ende des Experiments (ml)	V _d (V _s – V _e) = in gegebener Wassermenge gelöstes O ₂ -Volumen (ml)	Mittelwert V _d aus den 3 Versuchen
Destilliertes Wasser 0	1	2,3	1,1	1,2	1,23
	2	2,5	1,3	1,2	
	3	2,4	1,1	1,3	
5	1	2,5	1,3	1,2	1,16
	2	3,1	1,8	1,3	
	3	2,3	1,3	1,0	
10	1	3,0	1,9	1,1	1,0
	2	3,0	2,0	1,0	
	3	2,2	1,3	0,9	
20	1	2,2	1,5	0,7	0,77
	2	2,2	1,5	0,7	
	3	2,3	1,4	0,9	

2. Beispielrechnung für die obigen Werte:

Lösungsmittel Konzentration der Salzlösung (%)	Gelöster Sauerstoff (ml/l)
Destilliertes Wasser (0)	24,6
5	23,2
10	20,0
20	15,4

3. Die Löslichkeit von Sauerstoff im Salzwasser ist geringer als die in Süßwasser (in Seewasser ist die Sauerstofflöslichkeit z.B. 21 % geringer bei 0 °C und 17 % bei 38 °C). Allgemein gilt, dass die Löslichkeit eines Gases in einem Lösungsmittel durch die Gegenwart anderer gelöster Stoffe in der Lösung signifikant beeinflusst wird: Die Ionen eines dem Wasser zugesetzten ionischen Salzes (hier: NaCl) ziehen die Wassermoleküle an. Die Wassermoleküle trennen das Salz so in seine ionischen Bestandteile auf: Das Salz wird gelöst. Dies verringert dann die ohnehin schon schwache Affinität unpolarer Sauerstoffmoleküle zu Wasser noch weiter, sodass das Wasser weniger Sauerstoff aufnehmen kann.

Die Löslichkeit von Sauerstoff | Experiment 3: Die Löslichkeit von Sauerstoff und Kohlenstoffdioxid im Wasser

In der Natur sind der Kohlenstoffdioxid- und der Sauerstoffkreislauf eng miteinander verbunden. An vielen Prozessen, wie Verbrennung, Atmung und Photosynthese sind beide Gase beteiligt. Wie bei allen löslichen Gasen erfolgt der O_2 - und CO_2 -Austausch über die Luft-Wasser-Grenzschicht des Meeres. Die Geschwindigkeit dieses Austausches wird bestimmt durch die Geschwindigkeit der molekularen Diffusion, Turbulenzen, Wellen, Bildung von Gasblasen und das Vorhandensein von Tensiden an der Wasseroberfläche. Der Lösungsvorgang beider Gase folgt den allgemeinen Gasgesetzen, wonach die Löslichkeit in Wasser vom Partialdruck und der Temperatur abhängt. Hier enden die Gemeinsamkeiten. Als in Wasser zu lösende Stoffe unterscheiden sich Sauerstoff und Kohlenstoffdioxid sehr. Die Sauerstoffmoleküle, die aus der Atmosphäre in das Wasser gelangen, reagieren nicht mit den Wassermolekülen, sondern befinden sich in Lücken zwischen diesen. Kohlenstoffdioxid

dagegen reagiert mit den Wassermolekülen zu anderen Molekülen. In diesem Experiment wird aufgezeigt, dass die Eigenschaften des zu lösenden Stoffes Einfluss auf seine Löslichkeit haben.

Bevor mit dem Experiment begonnen wird, soll sichergestellt werden, dass sich die Lösungsmittel (destilliertes Wasser und Seewasser*) mit der Umgebungsluft im Raum im Gleichgewicht befinden. Lass dafür das destillierte Wasser und das Seewasser in getrennten Behältern mit großen Öffnungen (z.B. Eimer oder Schüssel) ohne Abdeckung über Nacht in dem Raum stehen, in dem das Experiment durchgeführt werden soll. Auf diese Weise haben Lösungsmittel und Raum aneinander angeglichenen Temperatur und Sauerstoff- und Kohlenstoffdioxidkonzentrationen zu Beginn des Experimentes. Dies wird Fehler minimieren, die aufgrund von anfänglichen Unterschieden in der Sättigung des Lösungsmittels mit den Gasen entstehen.

Durchführung

1. Folge den Versuchsanordnungen auf den Seiten 26 – 31.
2. Für diesen Versuch wird zusätzlich zum Sauerstoff auch Kohlenstoffdioxid benötigt. Zur Erzeugung von Kohlenstoffdioxid (CO_2) kann die Methode zur Sauerstofferzeugung modifiziert werden, in dem man eine Brausetablette in die Gasentwicklungsflasche gibt und Wasser hinzufügt, um die Tablette aufzulösen.
3. Führe das Experiment mit folgenden Kombinationen durch:
 - a) Sauerstoff in destilliertem Wasser
 - b) Sauerstoff in Seewasser
 - c) Kohlenstoffdioxid in destilliertem Wasser
 - d) Kohlenstoffdioxid in Seewasser
4. Wiederhole das Experiment noch zweimal und berechne den Mittelwert.

Zusätzliches Material

Brausetabletten

*Seewasser (oder 35 g Salz in 1 Liter destilliertem Wasser lösen)

Destilliertes Wasser

Für die Erweiterung

Universalindikator

Erweiterung (zusätzliches Experiment)

- Gib einige Tropfen Universalindikator in das destillierte Wasser. Was passiert mit dem pH-Wert des Wassers, wenn Sauerstoff bzw. Kohlenstoffdioxid darin gelöst wird?

Ergebnisse und Diskussion

1. Fasse die Ergebnisse in der Tabelle auf dem Protokollblatt zusammen.
2. Trage die Ergebnisse der Berechnungen in die Tabelle ein:

Gelöstes Gas	Lösungsmittel	Gelöste Gaskonzentration (ml/l)
Sauerstoff	Destilliertes Wasser	
	Seewasser	
Kohlenstoffdioxid	Destilliertes Wasser	
	Seewasser	

3. Sauerstoff und Kohlenstoffdioxid sind unterschiedliche Stoffe und haben verschiedene Löslichkeiten. Wie unterscheiden sich ihre Löslichkeiten? Worauf beruht dieser Unterschied?

Erweiterung (zusätzliches Experiment)

- Was passiert mit der Farbe des Wassers mit pH-Indikator (Indikator für Säuregehalt), wenn Sauerstoff oder Kohlenstoffdioxid darin gelöst wird? Was bedeutet der veränderte/nicht veränderte pH-Wert?



Zusatzinformation
für Lehrkräfte

Die Löslichkeit von Sauerstoff und Kohlenstoffdioxid im Wasser

1. In der folgenden Tabelle sind die Ergebnisse (Richtwerte) eines Musterexperimentes zusammengefasst:

Gelöster Stoff (Gas)	Wiederholung	V_s Gas-Volumen am Anfang des Experiments (ml)	V_e Gas-Volumen am Ende des Experiments (ml)	V_d ($V_s - V_e$) = in gegebener Wassermenge gelöstes Gas-Volumen (ml)	Mittelwert V_d aus den 3 Versuchen
Sauerstoff in destilliertem Wasser	1	1,9	1	0,9	1,03
	2	2,3	1,3	1,0	
	3	2,7	1,5	1,2	
Sauerstoff in Seewasser	1	3	2	1	0,9
	2	2,1	1,1	1	
	3	1,6	0,9	0,7	
Kohlenstoffdioxid in destilliertem Wasser	1	2,1	0,1	2	2,23
	2	2,7	0,3	2,4	
	3	2,4	0,1	2,3	
Kohlenstoffdioxid in Seewasser	1	2,2	0,1	2,1	2,56
	2	3	0,3	2,7	
	3	3	0,2	2,8	

Informationen siehe Seite 24

Gelöstes Gas	Lösungsmittel	Gelöste Gaskonzentration (ml/l)
Sauerstoff	Destilliertes Wasser	20,6
	Seewasser	18,0
Kohlenstoffdioxid	Destilliertes Wasser	44,6
	Seewasser	51,2

2. Beispielrechnung für die oben genannten Werte in der Tabelle rechts.

3. Löslichkeit von Sauerstoff und Kohlenstoffdioxid im Wasser bei normalem Atmosphärendruck bei verschiedenen Temperaturen (Abb. 1 rechts): Obwohl sowohl Sauerstoff als auch Kohlenstoffdioxid unpolare Moleküle sind, zeigen sie unterschiedliche Löslichkeiten im Wasser.

Kohlenstoffdioxid hat eine höhere Löslichkeit, da es mit Wassermolekülen zu anderen Kohlenstoffverbindungen reagieren kann. Diese Reaktion läuft schnell ab, sodass der effektive Partialdruck von CO_2 ($p\text{CO}_2$) in Wasser sich verringert. Ist der effektive $p\text{CO}_2$ im Wasser niedriger als der $p\text{CO}_2$ in der Luft, dann wird das Wasser weitere CO_2 -Moleküle aus der Luft aufnehmen, bis der Gleichgewichtszustand erreicht ist.

Sauerstoff dagegen reagiert nicht mit Wasser, sodass die Sauerstoff-Moleküle im Wasser unverändert bleiben. Der Gleichgewichtszustand stellt sich daher schneller ein, und ist er erreicht, wird kein Sauerstoff aus der Luft mehr aufgenommen.

4. Der pH-Indikator zeigt, dass das Wasser in der Spritze saurer (gelb) wird, wenn CO_2 darin gelöst wird, und sich nicht verändert, wenn O_2 gelöst wird. Dies ist ein zusätzliches Zeichen dafür, dass CO_2 mit Wasser reagiert und es so saurer macht, während Sauerstoff nicht mit den Wassermolekülen reagiert. Auf den pH-verringern Effekt von CO_2 soll hier nicht weiter eingegangen werden. Allerdings ist es interessant herauszufinden, wie viel CO_2 benötigt wird, um destilliertes Wasser und Seewasser sauer zu machen.

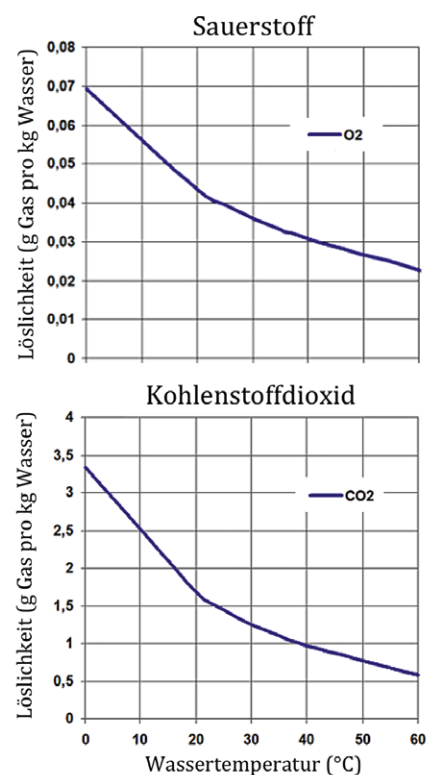


Abb. 1.
Quelle: http://www.engineeringtoolbox.com/gases-solubility-water-d_1148.html

Die Löslichkeit von Sauerstoff | Experiment 4: Der Effekt des Partialdrucks auf die Löslichkeit von Sauerstoff in Wasser

Einer der Faktoren, der nach dem Henry-Gesetz die Löslichkeit von Gasen in Wasser bestimmt, ist der Partialdruck des Gases über der Flüssigkeit. Der Gesamtdruck eines Gasgemisches ist die Summe aller Drücke, die die einzelnen Gase auf die Wände eines Gefäßes ausüben. (Dalton'sches Gesetz oder Partialdruckgesetz). Daher ist der Partialdruck eines Gases definiert als der Druck, den nur die Moleküle dieses einen Gases in der Mischung ausüben. Die Luft um uns herum besteht zu 78 % aus Stickstoff, zu 21 % aus Sauerstoff und zu 1 % aus anderen Gasen wie Argon und Kohlenstoffdioxid. Auf Höhe des Meeresspiegels beträgt der Luftdruck 1 Atmosphäre (atm) oder 1.013,25 Hektopascal (hPa), wobei der Partialdruck von Stickstoff 0,78 atm (791,25 hPa) und der von Sauerstoff 0,21 atm (212,28 hPa) beträgt.

Jüngste Studien haben gezeigt, dass in den letzten Jahrzehnten die Konzentration von Kohlenstoffdioxid in der Atmosphäre ansteigt, die Konzentration von Sauerstoff aber abnimmt. Abbildung 1 zeigt den ansteigenden Trend von atmosphärischem CO₂ und den fallenden Trend von atmosphärischem O₂ für Messungen an verschiedenen Stationen in der nördlichen und südlichen Hemisphäre. Die grüne Kurve stellt die atmosphärischen CO₂-Konzentrationen dar und die blaue Kurve zeigt die Veränderungen in den O₂-Konzentrationen.

Dies macht die enge Verbindung zwischen atmosphärischem Sauerstoff und dem globalen Kohlenstoffkreislauf deutlich. Prozesse, die die CO₂-Konzentration in der Atmosphäre verändern, haben auch einen entsprechenden gegenteiligen Effekt auf die O₂-Konzentrationen. Die Verbrennung

von fossilen Brennstoffen zum Beispiel verbraucht Sauerstoff aus der Atmosphäre und produziert Kohlenstoffdioxid. Während der Photosynthese verbrauchen Pflanzen CO₂ und geben O₂ ab, während bei der Atmung von Pflanzen und Tieren O₂ verbraucht und CO₂ abgegeben wird.

Das Henry-Gesetz besagt, dass die Löslichkeit eines Gases in einer Flüssigkeit proportional mit dem Partialdruck des Gases ansteigt. Abbildung 2 veranschaulicht zwei Wege, über die der Partialdruck eines Gases verändert werden kann. In Abbildung 2a wird der Partialdruck des Gases erhöht, indem die Anzahl der Atome oder Moleküle des Gases erhöht wird, während das Volumen des Gefäßes konstant bleibt. In Abbildung 2b wird der Partialdruck erhöht, indem der Raum, in dem sich die Gasteilchen bewegen, verkleinert wird, während die Anzahl der Teilchen konstant bleibt. In dem verkleinerten Volumen ist der Abstand zwischen den Molekülen verringert, was zu mehr Stößen zwischen den Molekülen oder Atomen untereinander, mit der Gefäßwand oder der Wasseroberfläche führt. In beiden Fällen wird der Partialdruck des Gases erhöht.

Die folgenden Experimente sollen diesen Effekt anhand der Löslichkeit von Sauerstoff in Wasser bei unterschiedlichem Partialdruck demonstrieren. Es werden zwei Methoden zur Veränderung des Partialdrucks angewendet. In diesen Versuchen wird die Löslichkeit von Sauerstoff durch einen Farbstoff (Methylenblau) angezeigt. Der Farbstoff ist blau, solange in der Lösung Sauerstoff vorhanden ist; er ist in einem oxidierten Zustand. Mit Glucose wird dann Farbstoff reduziert, der Sauerstoff wird entzogen und die Lösung wird farblos.

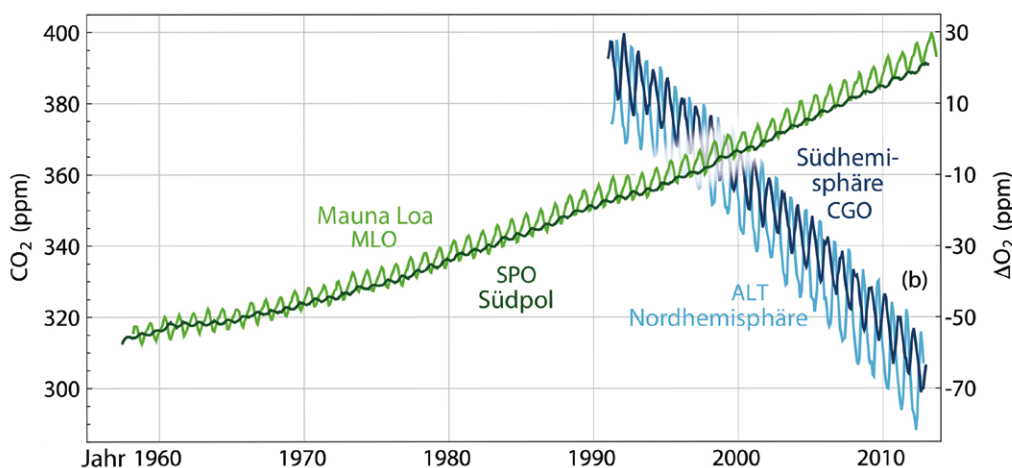


Abb. 1: Anstieg der Kohlenstoffdioxidkonzentration und Abnahme der Sauerstoffkonzentration in der Atmosphäre in den letzten 50 Jahren.

Quelle: <https://www.ipcc.ch/>, AR5 Climate Change 2013: The Physical Science Basis, Fig. 6.3

Teil 1: Erhöhung des Partialdrucks durch Erhöhung der Teilchenzahl in einem gegebenen Volumen

Durchführung

1. Generiere 10 – 20 ml Sauerstoff. (Seite 26 – 27)
2. Gib NaOH- und Glucoselösung zu gleichen Anteilen in ein Becherglas, sodass insgesamt eine 10-ml-Lösung entsteht.
3. Gib 1 Tropfen der Methylenblau-Lösung in die Lösung, um eine tiefblaue Farbe zu erzeugen.
4. Nimm eine der 20-ml-LL-Spritzen und ziehe 3 ml der vorbereiteten Lösung auf.
5. Bringe das 1-Weg-LL-Ventil an der Spritze an, verwende einen LL-Adapter und halte das Ventil geschlossen.
6. Verbinde die Spritze mit dem anderen Ende des Ventils mit dem Sauerstoffvorrat.
7. Öffne das Ventil und befördere Sauerstoff in die Spritze mit der Lösung, indem der Kolben bis zur 13-ml-Markierung aufgezogen wird. Dies ist normalerweise der gesamte Inhalt der Sauerstoffvorratspritze, wenn diese 10 ml Sauerstoff enthält.
8. Verschließe das 1-Weg-LL-Ventil der Spritze. Stelle die Spritze in einen Ständer, sodass das Ventil nach oben zeigt.
9. Ziehe nun mit der zweiten 20-ml-Spritze ebenfalls 3 ml der vorbereiteten Lösung auf. Setze das offene LL-Ventil auf die Spritzenöffnung. Drehe die Spritze um und ziehe bis zur 13-ml-Markierung Umgebungsluft auf. Verschließe das Ventil.
10. Schüttele beide Spritzen einheitlich für ca. eine Minute und stelle sie vorsichtig ohne weitere Erschütterungen in einen Ständer. Die Spritzen sollten mit den Ventilen nach oben zeigen.
11. Starte die Stoppuhr und bestimme die Zeit, die es braucht, bis die Farbe der Lösungen in den Spritzen sich zu verändern beginnt. Notiere die Ergebnisse.

Ergebnisse und Diskussion

1. In welcher Spritze verändert sich die Farbe der Lösung schneller? Hat sich die Farbe der Lösung in beiden Spritzen vollständig verändert und warum?
2. Auf welche Art und Weise wurde der Partialdruck von Sauerstoff in den Spritzen verändert? Wie unterscheidet sich die Zusammensetzung des Luftraumes in den Spritzen?

Material

2	20-ml-LL*-Spritze
2	LL-Verbindungsstück/Adapter
2	1-Weg-LL-Ventil
1	Stoppuhr
1	25-ml-Becherglas
Spritzenständer	

*LL = Luer-Lock

Reagenzien

0,4 M NaOH-Lösung

Glucoselösung (8 g Traubenzucker in 500 ml destilliertem Wasser gelöst)

Methylenblau-Lösung (fertig angemischt vom Hersteller)

Sicherheitshinweis

Aufsicht durch Erwachsene, Laborkittel, Augenschutz, Handschuhe*

* NaOH ist ätzend. Nicht trinken. Kontakt mit Haut und Augen vermeiden. Bei Kontakt mit Haut oder Augen betroffene Partien für mehrere Minuten unter fließendes Wasser halten.

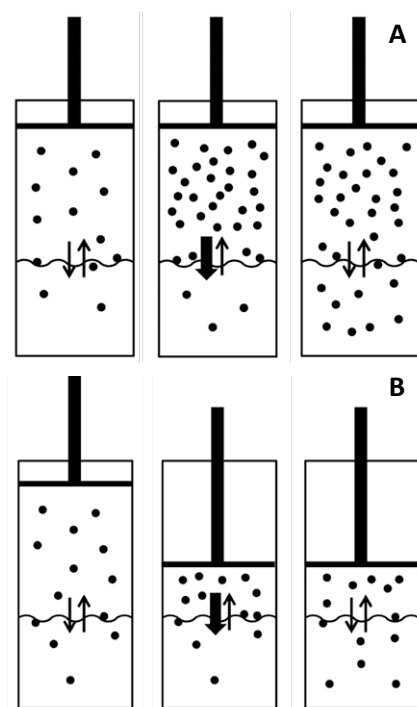
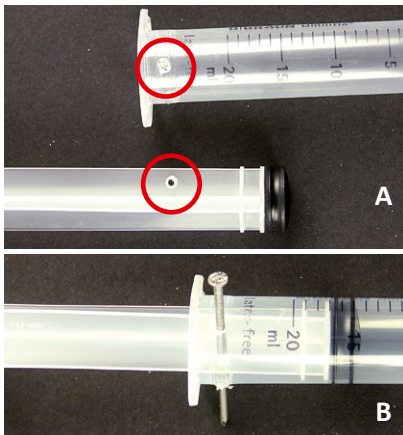


Abb. 2: Zwei Methoden, wie der Partialdruck verändert werden kann: (A) Konstantes Volumen, variable Anzahl an Molekülen und (B) konstante Anzahl an Molekülen, variables Volumen. Dargestellt sind jeweils der Anfangszustand (links), die plötzliche Veränderung (Mitte) und der spätere neue Gleichgewichtszustand (rechts). Die Pfeile veranschaulichen die Bewegungsrichtung der Moleküle, bis sich ein Gleichgewicht eingestellt hat (= Pfeile sind gleich dick).

Material

-
- 4 20-ml-LL*-Spritzen;
2 davon sollten umgebaut sein**
(siehe Anleitung)
-
- 4 LL-Spitzenstöpsel
-
- 2 Nägel
-
- 1 kleines Stück Frischhaltefolie
(optional)
-
- 1 Stoppuhr
-
- 1 25-ml-Becherglas
-
- 1 Pipette
-

*LL = Luer-Lock



****Bohre mit einem Nagel ein Loch in den oberen Bereich des Spritzenkörpers nahe der Öffnung. Setze den Kolben ein und drücke ihn bis zur 7-ml-Markierung herunter. Drücke den Nagel durch die Öffnung im Spritzenkörper und markiere mit ihm die entsprechende Stelle am Kolben. Bohre ein Loch in den Kolben. Wenn das Loch im Kolben fertig ist, führe den Nagel durch die beiden Löcher im Spritzenkörper und im Kolben und markiere in entsprechender Höhe die gegenüberliegende Wand des Spritzenkörpers mit dem Nagel. Bohre das zweite Loch in den Spritzenkörper. Führe das Gleiche für die 15-ml-Position durch.**

Reagenzien

100 ml NaOH-Lösung
(Konzentration: 0,4 M)

Glucoselösung (8 g Traubenzucker in
500 ml destilliertem Wasser gelöst)

Methylenblau-Lösung

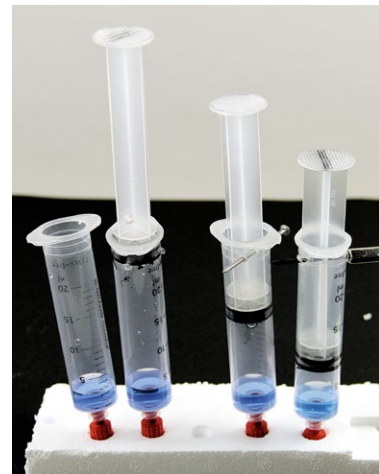
Sicherheitshinweis

Aufsicht durch Erwachsene,
Laborkittel, Augenschutz, Handschuhe*

* NaOH ist ätzend. Nicht trinken.
Kontakt mit Haut und Augen vermeiden.
Bei Kontakt mit Haut oder Augen
betroffene Partien für mehrere Minuten
unter fließendes Wasser halten.

**Teil 2: Erhöhung des Partialdrucks durch
Verkleinern des Gefäßvolumens****Durchführung**

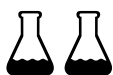
1. Gib NaOH-Lösung und Glucoselösung zu gleichen Anteilen in ein Becherglas, sodass insgesamt 20 ml Lösung entsteht.
2. Gib genügend Tropfen der Methylenblau-Lösung in die Lösung, um eine tiefblaue Farbe zu erzeugen.
3. Verschließe jede 20-ml-LL-Spritze mit einem Spritzenstöpsel. Fülle mit einer Pipette 3 ml der vorbereiteten Lösung in jede Spritze.
4. Stelle eine Spritze ohne Abdeckung in einen Ständer, sodass die Spritze mit dem Stöpsel nach unten zeigt. Dies ist Spritze 1. Decke die zweite Spritze ab, indem der Kolben, ohne Druck auszuüben, in die Öffnung gesetzt wird. Alternativ kann ein Gummistopfen oder Frischhaltefolie benutzt werden, um die Spritzenöffnung abzudecken. Dies ist Spritze 2.
5. Drücke für die dritte und vierte Spritze den Kolben bis zum festgelegten Volumen herunter und fixiere ihn mit den Nägeln. Die bei 15 ml fixierte Spritze ist Spritze 3 und die bei 7 ml fixierte Spritze ist Spritze 4.
6. Schüttele alle Spritzen gleichzeitig für eine halbe Minute und stelle sie in einen Ständer, ohne sie zu erschüttern. Die Spritzen sollten mit den Stöpseln nach unten zeigen.
7. Starte die Stoppuhr und notiere die Zeit, die es dauert, bis die Farbe der Lösungen in den Spritzen sich deutlich verändert hat.



Versuchsaufbau

Ergebnisse und Diskussion

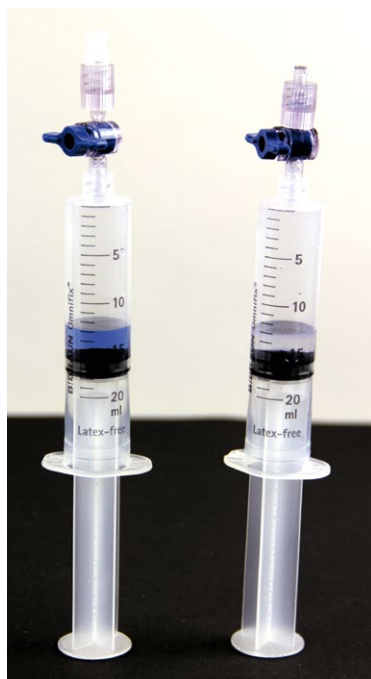
1. In welcher der Spritzen hat sich die Farbe der Lösung am schnellsten verändert, in welcher am langsamsten? Erkläre die Ergebnisse.
2. In diesem Experiment wurde der Partialdruck auf eine andere Art und Weise verändert als im vorherigen Versuch. Wie wurde dieses Mal vorgegangen?
3. Inwiefern unterscheidet sich der Partialdruck in Spritze 1 (ohne Abdeckung) von dem in Spritze 2 (mit Abdeckung)?



Der Effekt des Partialdrucks auf die Löslichkeit von Sauerstoff in Wasser

Für Teil 1: Erhöhung des Partialdrucks durch Erhöhung der Teilchenzahl in einem gegebenen Volumen

1. Die Lösung in der Spritze, die die „normale Luft“ enthält, wird sich schneller entfärben als die Lösung in der Spritze mit purem Sauerstoff (Abb. 1). Musterexperimente haben gezeigt, dass die Entfärbung der Lösung in der Spritze mit 21 % Sauerstoffgehalt innerhalb von 2 – 3 Minuten auftreten kann. Entsprechend dauert der Vorgang in der Spritze mit 100 % Sauerstoffgehalt 8 – 9 Minuten, allerdings verschwindet die blaue Farbe hier nicht komplett. Der erhöhte Partialdruck von Sauerstoff führt aufgrund der höheren Konzentration in der 100-%-O₂-Spritze zu einer größeren Löslichkeit von Sauerstoff in der Lösung. Das Methylenblau in der Lösung in der 100-%-O₂-Spritze kann von der Glucose nicht vollständig reduziert werden, da fortlaufend Sauerstoff



in der Oberflächenschicht der Lösung gelöst wird. In der 20-%-O₂-Spritze ist der Partialdruck von O₂ gerade hoch genug, um die blaue Farbe an der Oberfläche, wo der Austausch stattfindet, aufrechtzuerhalten. Unterhalb der Oberfläche ist die Lösung farblos.

Abb. 1: Die Farbe der Lösung in der linken Spritze bleibt länger blau. In der linken Spritze ist nur Sauerstoff in dem Luftraum, in der rechten Spritze normale Luft.

2. Der Partialdruck von Sauerstoff wurde variiert, indem die Konzentration an Sauerstoffmolekülen in der Spritze verändert wurde. In der Spritze, mit der normale Luft aufgezogen wurde, bestehen nur 21 % der Luft aus Sauerstoff, 78 % bestehen aus Stickstoff und der restliche Anteil aus anderen Gasen. In der anderen Spritze besteht der Gasraum zu 100 % aus Sauerstoff. In diesem Experiment wurde der Partialdruck variiert, indem die Anzahl an Gasmolekülen in einem Gefäß mit konstantem Volumen verändert wurde.

Zeitaufwand

10 Min.	Vorbereitung der Materialien pro Experimentteil
20 Min.	Durchführung Teil 1
30 Min.	Durchführung Teil 2

Altersempfehlung

12 Jahre und älter

Didaktischer Kontext

Physik-, Chemieunterricht, Projekttag, Arbeitsgemeinschaften, Schülerprojekte

Empfohlene Vorkenntnisse

Gasgesetz



Für Teil 2: Erhöhung des Partialdrucks durch Verkleinern des Gefäßvolumens

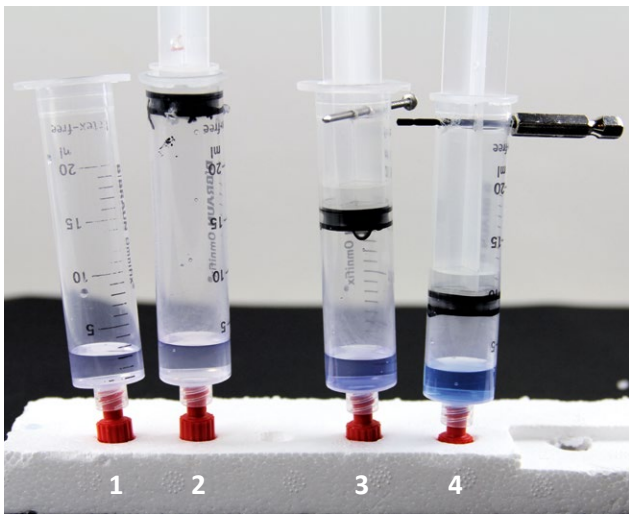


Abb. 2: Nach einiger Zeit verfärben sich die Lösungen in den Spritzen

1. Die Lösung in Spritze 2 wird am schnellsten farblos, es folgt Spritze 1 und dann Spritze 3 (Abb. 2). In Spritze 4 wird sich die Lösung selbst nach 30 Minuten nicht komplett entfärben. Der Partialdruck von Sauerstoff war in Spritze 4 am höchsten, gefolgt von Spritze 3. Durch den hohen Partialdruck der Gase in diesen Spritzen wird auch mehr Gas bzw. Sauerstoff schneller in der Flüssigkeit gelöst. Es dauert dann länger, bis die Glucose den ganzen gelösten Sauerstoff reduziert. Zu Beginn des Experiments haben die Spritzen 1 und 2 den gleichen O_2 -Partialdruck. Sie unterscheiden sich aber darin, dass Spritze 1 immer wieder neuen Sauerstoff von oben bekommt, während Spritze 2 nur ein bestimmtes Volumen von Sauerstoff für die Dauer des Versuchs zur Verfügung steht.

Spritzennummer	Zeit bis zur Farbveränderung (min)	
	Versuch 1	Versuch 2
1	6,0	5,5
2	5,0	4,3
3	9,0	7,3
4	32,0	35,0

In Musterexperimenten wurden die Werte in der Tabelle links gemessen.

2. Der Partialdruck von Sauerstoff (wie auch der von den anderen Gasen in der Luft) wurde durch die Verringerung des Gefäßvolumens in Spritzen 3 und 4 erhöht. Das Verhältnis der Anteile der Gase blieb aber in allen Spritzen gleich.
3. Die Sauerstoffkonzentration ist in Spritzen 1 und 2 die Gleiche und das Gas hat in den Gefäßen das gleiche Volumen. Da in Spritze 1 eine kontinuierliche Sauerstoffversorgung besteht, bleibt der Partialdruck von O_2 in der Spritze konstant. Spritze 2 hat nur einen begrenzten Sauerstoffvorrat, und sobald O_2 im Wasser gelöst wird, verringert sich die Anzahl der Sauerstoffmoleküle in der Luft, da sie nicht ersetzt werden. Der Partialdruck nimmt ab. Dies führt dazu, dass die Löslichkeit von Sauerstoff in dieser Spritze niedriger wird.

4. Die weiter fortgeschrittenen Schülerinnen und Schüler können die Aufgabe erhalten, die Anzahl an Luftmolekülen und den anfänglichen Partialdruck von Sauerstoff mithilfe des idealen Gasgesetzes in jeder Spritze zu berechnen:

$$PV = nRT$$

wobei: P = Druck des Gases
V = Volumen des Gases
n = Stoffmenge in Mol
R = ideale Gaskonstante
T = Temperatur des Gases in Kelvin

Gegeben sind:

P von Luft auf Höhe des Meeresspiegels
= 1 Atmosphäre (atm) = 1.013,25 Hektopascal (hPa)
V der vollen Spritze ohne ausgeübten Druck = 27,5 ml
R für (P in atm) und (V in ml) = 82
T 20 °C + 273 = 293 K

Wir können n berechnen: Dies ist die Menge an Luft in den Spritzen, die nicht komprimiert wurden:

$$n = PV/RT$$

$$n = 1 \times 27,5 / (82 \times 293)$$

$$n = 0,00114 \text{ mol}$$

Nun kennen wir die Anzahl an Luftmolekülen in Mol, die in den Spritzen 3 und 4 komprimiert werden.

In Spritze 3 wird das Gasvolumen von 27,5 ml auf 12 ml komprimiert (beachte dabei, das Volumen der Lösung vom Gesamtvolumen abzuziehen, in diesem Fall $15 - 3 = 12$ ml) und in Spritze 4 wird es auf 4 ml komprimiert. Wenn wir das Boyle'sche Gesetz anwenden, welches besagt, dass das Produkt aus Druck und Volumen für eine bestimmte Menge an Gas bei gleichbleibender Temperatur konstant ist, können wir die resultierenden Drücke in den Spritzen berechnen.

Das Gesetz wird ausgedrückt als:

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

$$P_1 = 1 \text{ atm}$$

$$V_1 = 27,5 \text{ ml}$$

$$V_2 = 12 \text{ ml für Spritze 3}$$

$$V_2 = 4 \text{ ml für Spritze 4}$$

Berechnung des Drucks in den Spritzen 3 und 4:

Spritze 3 $1 \times 27,5 = P_2 \times 12$
 $P_2 = 2,28 \text{ atm}$

Spritze 4 $1 \times 27,5 = P_2 \times 4$
 $P_2 = 6,84 \text{ atm}$

Diese Werte entsprechen dem Gesamtdruck der Luft in den Spritzen.
 Der Partialdruck von O₂ beträgt 21 % des Gesamtdruckes und somit:

Partialdruck von O₂ in Spritze 3 = $2,28 \times 0,21 = 0,48 \text{ atm}$

Partialdruck von O₂ in Spritze 4 = $6,84 \times 0,21 = 1,44 \text{ atm}$

Partialdruck von O₂ in Spritze 1 und 2 = $0,21 \text{ atm}$

Spritzen-Nr.	Volumen von O ₂ (ml)	Gesamtdruck (atm)	O ₂ -Partialdruck (atm)	Zeit bis zur Entfärbung (min)
1	27,5	1,0	0,21	6
2	27,5	1,0	0,21	5
3	12,0	2,28	0,48	8
4	4,0	6,84	1,44	34

6. Die Schüler können angewiesen werden, ihre Ergebnisse in einer Tabelle zusammenzufassen. Ein Beispiel dafür ist links für unsere Musterexperimente angegeben.

Ergebnisse für T = 20 °C.

7. Einige interessante Informationen:

- a) Die heutige, gemessene Abnahme des O₂-Levels in der Atmosphäre ist nicht unerwartet, da die Verbrennung von fossilen Brennstoffen Sauerstoff verbraucht. Die Rate, mit der die O₂-Konzentration in der Atmosphäre abnimmt, ist höher als die Produktion von CO₂, denn die Verbrennung von 100 Kohlenstoffatomen, die aus fossilen Brennstoffen stammen, verbraucht ungefähr 140 Moleküle O₂ aus der Atmosphäre. Im Mittel nimmt der O₂-Gehalt in der Atmosphäre um ca. 2 ppm/Jahr ab.
- b) Allerdings ist dieser Verlust nicht allzu alarmierend, wenn man bedenkt, dass die mittlere Konzentration von O₂ in der Luft 210.000 ppm beträgt. Selbst wenn alle fossilen Brennstoffe und alle Biomasse verbrannt werden würden, würde der Sauerstoff in der Atmosphäre nicht vollständig aufgezehrt werden. Außerdem ist der meiste Kohlenstoff in so geringer Konzentration in Gesteinen gebunden, dass sie nicht als Brennstoffe infrage kommen.
- c) Menschen können auch in einer Welt mit niedriger Sauerstoffkonzentration überleben. Man denke nur an die Menschen, die in großen Höhen oder in Großstädten leben, wo das O₂-Level bis auf 14 % sinken kann. Um hier zu überleben, sind lediglich gewisse physiologische Anpassungen nötig.

Wie Sauerstoff in den Ozeanen verteilt wird

3

Joke Lübbecke: Einleitung in das Kapitel

Wie in den vorherigen Kapiteln beschrieben, geschieht der Sauerstoffeintrag in den Ozean an bzw. nahe der Oberfläche durch Kontakt zur Atmosphäre und durch Photosynthese. Trotzdem findet man sauerstoffreiches Wasser auch in großen Tiefen im Ozean. Wie gelangt der Sauerstoff dorthin?

Wie werden Wassermassen mit bestimmten Eigenschaften gebildet?

In einigen Bereichen des Ozeans, vor allem in hohen geographischen Breiten im Nordatlantik und nahe der Antarktis im Südlichen Ozean, erhöht sich die Dichte des Oberflächenwassers so stark, dass dieses absinkt. Bei dem als Konvektion bezeichneten Prozess wird also Wasser, das kürzlich noch in Kontakt mit der Atmosphäre war und daher viel Sauerstoff enthält, in große Tiefen transportiert. Dass das Wasser dichter wird, liegt vor allem an sehr kalten Winden, die zu einer Abkühlung an der Oberfläche führen. Dabei gibt das Wasser Wärme an die darüberliegende kalte Luft ab. Zusätzlich kann eine Erhöhung des Salzgehalts eine Rolle spielen, z.B. durch die Bildung von Meereis, bei der nur das reine Wasser zu Eis gefriert und das Salz im Wasser zurückbleibt. Das kalte und salzige Wasser an der Oberfläche ist dann dichter als das wärmere und weniger salzige darunterliegende Wasser. Die Schichtung der Wassersäule wird instabil und das sauerstoffreiche Oberflächenwasser sinkt ab.

Neben den Konvektionsgebieten in hohen Breiten gibt es auch andere Regionen im Ozean, in denen absinkende Wassermassen gebildet werden. In den Subtropen sorgt das Windfeld (genauer gesagt die resultierende Rotation der Windschubspannung) in einigen Regionen für ein Zusammenströmen des Wassers und damit verbunden für mechanisch getriebenes Absinken („Downwelling“). Die so gebildeten Wassermassen sind sehr salzreich, da in den Subtropen hohe Verdunstung herrscht, aber nur geringe Mengen an Niederschlag fallen. Durch ihre hohe Temperatur sinken sie allerdings nicht bis in den tiefen Ozean ab.

Wie breiten sich die sauerstoffreichen Wassermassen in der Tiefe aus?

Die neu gebildeten und daher sauerstoffreichen Wassermassen werden dann von Meeresströmungen im gesamten Ozean verteilt. Dabei nehmen sie abhängig von ihrer Dichte unterschiedliche Tiefenbereiche ein. Meeresströmungen werden

Joke Lübbecke



Die Weiten des Meeres und die Exaktheit der Physik – als ich mich nach dem Abitur für ein Studienfach entschied, erschien

mir diese Kombination unwiderstehlich. Ich habe daher in Kiel Ozeanographie studiert und nach einem Auslandsaufenthalt in Schweden anschließend meine Doktorarbeit zu Warmwasserereignissen im tropischen Atlantik durchgeführt. Als Postdoc in Seattle in den USA habe ich zu Aspekten des El Niño Phänomens im tropischen Pazifik geforscht. Mich fasziniert es, unbekannte Zusammenhänge aufzuspüren und die Mechanismen dahinter zu finden. Dazu nutze ich sowohl Computermodelle, die die Zirkulation des Ozeans simulieren, als auch direkte Messdaten. Im Sonderforschungsbereich 754 leite ich ein Teilprojekt, das sich mit Schwankungen in der Stärke von Ozeanströmungen und der damit verbundenen Sauerstoffzufuhr zur Sauerstoffminimumzone im östlichen tropischen Atlantik beschäftigt.

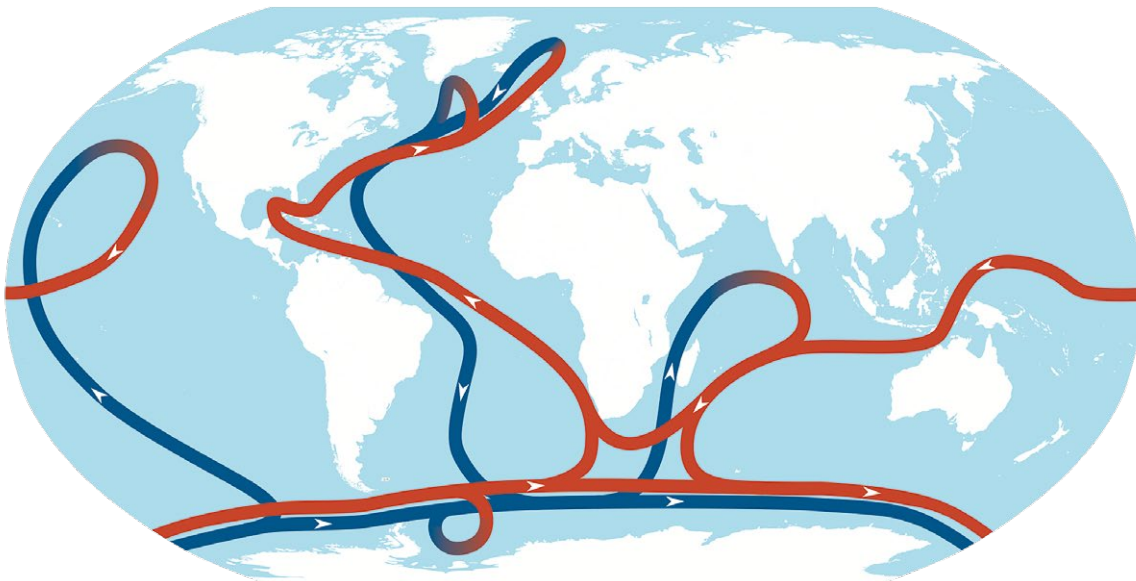


Abb. 1: Die weltweiten ozeanischen Strömungen von warmem Oberflächenwasser (rot) und kaltem Tiefenwasser (blau) bilden das globale Förderband der thermohalinen Zirkulation.

Quelle: Robert Simmon, NASA, CC BY-SA 3.0

grundsätzlich durch Wind und/oder Dichteunterschiede innerhalb der Weltmeere angetrieben. Daher spricht man auch von der windgetriebenen und der thermohalinen (zusammengesetzt aus den altgriechischen Wörtern „thermos“ = warm und „halinos“ = aus Salz bestehend) Zirkulation.

In den oberen etwa 50 m hat der Wind eine direkte Wirkung auf den Ozean, aber auch darunter treibt er Strömungen an. So führt das großräumige Windfeld dazu, dass das Wasser in manchen Regionen zusammengeschoben wird (Konvergenzzonen), während es in anderen eher auseinanderströmt (Divergenzzonen). Dadurch kommt es zu unterschiedlichen Wasserständen, die mit einem unterschiedlich hohen Druck verbunden sind (vergleichbar mit den aus der Wettervorhersage bekannten Hoch- und Tiefdruckgebieten in der Atmosphäre). Wenn die räumlichen Skalen sehr groß sind und die Strömungsgeschwindigkeit nicht zu hoch ist, kann das Wasser nicht einfach vom hohen zum niedrigen Druck fließen, sondern wird durch die Erdrotation (von der sogenannten Corioliskraft) abgelenkt und zwar nach rechts auf der Nordhemisphäre und nach links auf der Südhemisphäre. Daraus resultieren beckenweite Strömungssysteme, wie zum Beispiel der im Uhrzeigersinn drehende Subtropenwirbel im Nordatlantik, zu dem der Golfstrom gehört. Die windgetriebene Zirkulation erstreckt sich auf die oberen 1.000 m bis 2.000 m der Wassersäule.

Die thermohaline Zirkulation ist langsamer und umfasst die komplette Tiefe des Ozeans. Abbildung 1 zeigt schematisch, wie sich das Wasser von den Konvektionsgebieten im Nordatlantik und im Südlichen Ozean aus im gesamten Welt-ozean ausbreitet. Vom Nordatlantik aus strömt das Nordatlantische Tiefenwasser zunächst Richtung Süden, vor allem konzentriert als tiefer westlicher Randstrom entlang des nord- und südamerikanischen Schelfhangs (in blau dargestellt). Im Südlichen Ozean wird ein Teil des Wassers durch windbedingten Auftrieb („Upwelling“) in flachere Bereiche gebracht und ein Teil breitet sich über den Antarktischen Zirkumpolarstrom, der rund um die gesamte Antarktis verläuft, auch in den Pazifik und Indischen Ozean aus. Das im Südlichen Ozean gebildete Antarktische Bodenwasser ist die dichteste im Ozean vorkommende Wassermasse und breitet sich daher entlang des Bodens in alle drei Ozeane aus. Oberflächennahe Strömungen (in rot dargestellt) schließen die Zirkulation.

Wie entstehen die sauerstoffarmen Zonen?

Auch wenn diese Illustration eine starke Vereinfachung darstellt, deutet sie bereits an, dass manche Bereiche des Ozeans auf direktem Wege mit den Wassermassenbildungsregionen verbunden sind, während in anderen Regionen vor allem Wasser zu finden ist, das schon lange im tiefen Ozean zirkuliert. Da der Sauerstoff im Wasser entlang des Ausbreitungspfades durch biologische Prozesse nach und nach verbraucht wird (siehe Kapitel 4), gilt als Daumenregel: Je älter das Wasser ist, d.h. je länger der letzte Kontakt mit der Atmosphäre zurückliegt, desto geringer ist der Sauerstoffgehalt. Abbildung 2 zeigt die mittlere Verteilung des Sauerstoffs im Wasser des Atlantischen Ozeans. Dabei sind die Werte sowohl zeitlich als auch zonal (d.h. in Ost-West-Richtung) gemittelt. Hohe Sauerstoffkonzentrationen findet man an der Oberfläche sowie in der gesamten Wassersäule im Nordatlantik. Die Ausbreitung des sauerstoffreichen Nordatlantischen Tiefenwassers ist unterhalb von 2.000 m von der Bildungsregion im Nordatlantik bis über den Äquator hinaus gut zu erkennen. Die geringen Sauerstoffkonzentrationen in den oberen etwa 800 m in den tropischen und subtropischen Regionen sind eine Folge hoher Phytoplankton-Produktivität und dem daraus resultierenden hohen Sauerstoffverbrauch durch Zersetzungsprozesse – in Kombination mit nur geringer Sauerstoffzufuhr durch Meeresströmungen im östlichen Teil des Beckens.

Für die Ausbreitungspfade von tiefen Wassermassen spielt das Tiefenprofil der Ozeane eine entscheidende Rolle. Hindernisse unter Wasser wie zum Beispiel Schwellen oder unterseeische Rücken können die direkte

Ausbreitung von Wassermassen behindern und so zu Bereichen mit sauerstoffarmem Wasser führen. Ein Beispiel dafür ist die Ostsee, die nur über die Nordsee mit dem Weltozean verbunden ist. Einströmendes Nordseewasser ist sehr viel salzreicher als das Ostseewasser, hat daher eine höhere Dichte und bildet so die Tiefenwasserschicht. Da das Nordseewasser aber nur bei speziellen Wetterbedingungen über die flache Darßer- und Drogden-Schwelle strömt, wird das Tiefenwasser in der Ostsee nicht oft erneuert und ist darum sauerstoffarm. Auch das im Winter durch Abkühlung an der Oberfläche gebildete Winterwasser wird nicht dicht genug, um bis zum Boden abzusinken und die Schichtung aufzubrechen.

Zusammenfassend lässt sich sagen, dass sauerstoffreiches Wasser in den Wassermassenbildungsregionen, vor allem im Nordatlantik und im Südlichen Ozean, von der Oberfläche in die Tiefe gebracht wird und sich von dort aus mit den Meeresströmungen im gesamten Weltozean ausbreitet. Die Ozeanzirkulation ist dabei generell durch Wind und durch temperatur- und salzgehaltsbedingte Dichteunterschiede angetrieben. Räumliche (und zeitliche) Unterschiede in der Sauerstoffverteilung entstehen zum einen durch Unterschiede in der Versorgung mit sauerstoffreichem Wasser durch die Strömungen und zum anderen durch den variierenden Verbrauch von Sauerstoff durch biologische Prozesse.

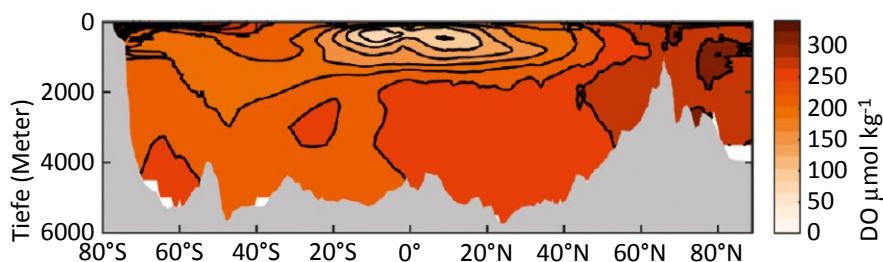


Abb. 2: Zonales Mittel der mittleren Sauerstoffkonzentration im Atlantik
Quelle: Schmidtko, S., L. Stramma, and M. Visbeck (2017) Decline in global oceanic oxygen content during the past five decades, *Nature*, 542, doi:10.1038/nature21399.

Transport von Sauerstoff in die Tiefe

In den vorherigen Experimenten konnte beobachtet werden, wie Sauerstoff im Wasser gelöst wird und wie dieser Prozess durch unterschiedliche Umweltbedingungen beeinflusst wird. Der Austausch von Sauerstoff zwischen dem Ozean und der darüberliegenden Luft geschieht an der Luft-Wasser Grenzschicht durch Diffusion. Ohne Wellen ist der Verlauf des Austausches sehr langsam und nur wenig Gas wird im Wasser gelöst. Vom Wind verursachte Turbulenzen bewirken eine Durchmischung der oberen Schicht, der Deckschicht, sodass mehr Sauerstoff in den Ozean gelangt. Wie tief er transportiert wird, hängt von der Tiefe

der Deckschicht ab, die in den verschiedenen Regionen saisonal variiert. Um einen Tiefentransport zu gewährleisten, muss die Dichte des sauerstoffreichen Wassers durch Abkühlung und Erhöhung des Salzgehaltes zunehmen. Diese Voraussetzungen sind nur an wenigen spezifischen Orten im Ozean erfüllt: Zum einen im Nordatlantik (vor Grönland) und zum anderen im Südlichen Ozean.

In diesem Experiment wird gezeigt, wie in Wasser gelöster Sauerstoff von der Oberfläche in die Tiefe transportiert wird.

Material

1	100-ml-Reagenzglas
1	Reagenzglasständer
1	präparierter Gummistopfen passend zum Reagenzglas (ein Loch für den LL-Adapter wird in den Stopfen gebohrt)
1	10- oder 20-ml-LL*-Spritze
1	LL-Spritzenadapter
1	1-Weg-LL-Ventil
2	250-ml-Bechergläser
0,4 mol/l NaOH-Lösung	
Glucoselösung (8 g Traubenzucker gelöst in 500 ml destilliertem Wasser)	
Methylenblau-Lösung	

*LL = Luer-Lock

Sicherheitshinweis

Schutzkittel, Schutzbrille und Gummihandschuhe*

* NaOH wirkt ätzend. Nicht trinken! Vermeide Kontakt mit der Haut oder Augen. Für den Fall von Haut- oder Augenkontakt betroffene Stellen einige Minuten unter fließendes Wasser halten.

Durchführung

1. Generiere Sauerstoff (Seite 26 – 27) und halte etwa 10 ml Sauerstoffvorrat in einer Spritze bereit.
2. Halte einen Stopfen für das Reagenzglas bereit: Füge einen LL*-Adapter für Gummischläuche in das Loch des Stopfens ein. Befestige ein 1-Weg-LL-Ventil an dem Adapter. Halte das Ventil geschlossen.
3. Mische 50 ml der 0,4 mol/l NaOH-Lösung mit 50 ml der Glucoselösung in einem Becherglas. Füge 3 Tropfen Methylenblau-Lösung hinzu. Verrühre die Mischung und fülle sie in das Reagenzglas ein. Lass im Reagenzglas ca. 1,5 cm Platz über der Lösung.
4. Befestige den Stopfen mit angegeschlossenem Einwegventil auf dem Reagenzglas und stelle es in den Reagenzglasständer (siehe Bild). Warte, bis die Lösung in dem Reagenzglas sich entfärbt hat.
5. Um den Vorgang zu beschleunigen, sauge mithilfe einer leeren Spritze die Luft durch das 1-Weg-Ventil aus dem Reagenzglas. Saug nur so viel Luft aus dem Reagenzglas, dass der Kolben der Spritze durch den Unterdruck zurückgezogen wird. Auf diese Weise wird der Partialdruck des Sauerstoffs über der Lösung im Reagenzglas gesenkt. Schließe das Ventil und ersetze die leere Spritze durch eine mit Sauerstoff gefüllte Spritze.

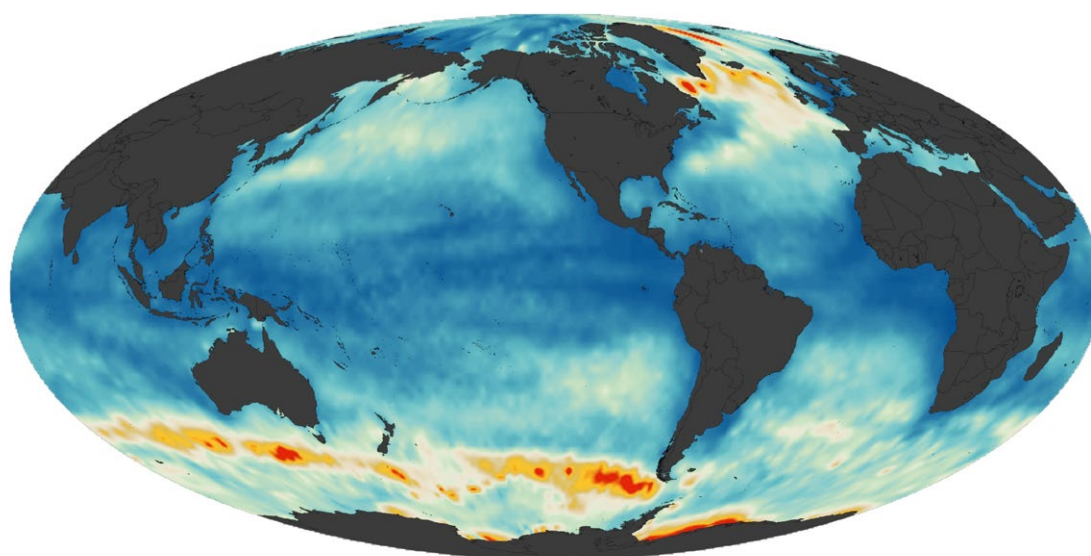


Versuchsaufbau

6. Nach etwa 12 Minuten wird die Lösung im Reagenzglas farblos.
7. Öffne das Ventil vorsichtig, ohne das Reagenzglas zu schütteln. Der Sauerstoff aus der Spritze wird in das Reagenzglas eingesaugt.
8. Drücke den Stopfen gut nach unten, da er durch den erhöhten Druck im Reagenzglas herausgedrückt werden könnte.
9. Beobachte die Farbe der Oberfläche des Wassers.
Was passiert mit der Farbe der Oberfläche der Lösung, wenn das 1-Weg-Ventil geöffnet wird? Erkläre die Beobachtung.
10. Halte einen Eiswürfel an den oberen Bereich des Reagenzglases, etwa auf der Höhe der blau gefärbten oberen Schicht.

Ergebnisse und Diskussion

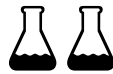
1. Was passiert mit dem angefärbten Wasser, wenn es abgekühlt wird? Erkläre die Beobachtung.
2. Das Bild unten zeigt, wie tief die mittlere Deckschichttiefe in den verschiedenen Regionen der Erde reicht. Erkläre, warum die Deckschicht in den höheren Breiten tiefer und in den niedrigeren Breiten flacher ist.
3. Wegen der stetig steigenden globalen Temperaturen wird auch die Oberfläche des Ozeans erwärmt. Was hat dies für die Sauerstoffversorgung der Meeresorganismen zur Folge?



Tiefe der Deckschicht (m)



Quelle: Giorgiogp2
(CC BY-SA 3.0), Wikimedia

Zusatzinformation
für Lehrkräfte

Transport von Sauerstoff in die Tiefe

Zeitaufwand

15 Min. Vorbereitung der Materialien

30 Min. Durchführung

Altersempfehlung

15 Jahre und älter

Didaktischer Kontext

Biologie-, Physik-, Chemieunterricht,
Projekttag, Arbeitsgemeinschaften und
Schülerprojekte

Empfohlene Vorkenntnisse

keine

Wenn das 1-Weg-Ventil geöffnet wird, nimmt die Stärke und die Farbtintensität der blauen Oberflächenschicht zu (Abb. 1a und b). Das bedeutet, dass mehr Sauerstoff in der Oberflächenschicht gelöst wird (Methylenblau wurde oxidiert).

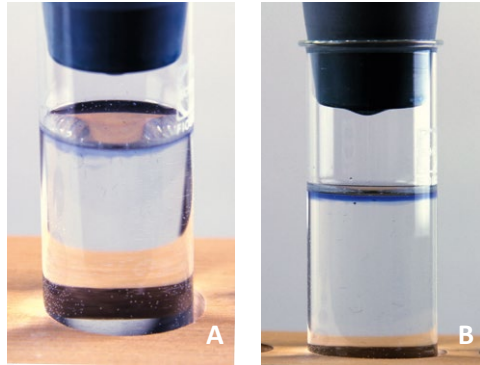


Abb. 1: (A) Die mit Methylenblau gefärbte NaOH-Glucoselösung wird farblos und nur eine dünne, schwach gefärbte Schicht bleibt an der Oberfläche. (B) Nach Zugabe von Sauerstoff wird die blaue Schicht stärker und intensiver gefärbt.

1. Das Wasser der Oberflächenschicht sinkt zum Boden des Reagenzglases, wenn es abgekühlt wird (Abb. 2). Das Abkühlen erhöht die Dichte des Wassers, wodurch es schwerer wird und absinkt.
2. In den Tropen und Subtropen findet eine ständige Erwärmung der Wasseroberfläche statt, sodass das Oberflächenwasser eine geringe Dichte aufweist. Es vermischt sich nicht mit dem kälteren Tiefenwasser, sondern bildet eine stabile, flache Deckschicht. Die niedrigen Lufttemperaturen zu den Polen hin führen zur Abkühlung des Oberflächenwassers, es wird dichter und sinkt ab. Dabei vermischt es sich mit dem Tiefenwasser, sodass die durchmischte Deckschicht tiefer wird. (Abb. Seite 51 unten)
3. Die zunehmende Temperatur der Atmosphäre verhindert den Transport von Sauerstoff in die Tiefe. Die Erhöhung der Dichte des sauerstoffreichen Wassers durch niedrige Temperaturen in den höheren Breiten, wo die Tiefenwasserbildung stattfindet, wird abgeschwächt, sodass das Oberflächenwasser schlechter sinken kann. Außerdem verursacht die Erwärmung der Atmosphäre eine stabilere Schichtung der Wassersäule in eine noch wärmere obere Schicht und eine kalte untere Schicht. Diese Schichtung erschwert die Beförderung von Sauerstoff in den tieferen Bereich der Wassersäule, was das Überleben von am Meeresboden lebenden Organismen erschwert.
4. Eine weitere Konsequenz der Anoxie (Abwesenheit von Sauerstoff) ist die starke Vermehrung von anaeroben Bakterien. Dies sind Bakterien, die in sauerstofffreier Umgebung leben und andere Sauerstoffquellen, wie Nitrat (NO_3^-) oder Sulfat (SO_4^{2-}) für ihren Metabolismus verwenden. Ein problematisches Produkt von anaerober Oxidation ist Schwefelwasserstoff (H_2S), welcher für viele aerobe Organismen sehr giftig ist.
5. Schichtenbildung in der Wassersäule verhindert nicht nur den Sauerstofftransport von oben nach unten, sondern auch den Transport von Mineralstoffen, die bei der Zersetzung in der Tiefe freigesetzt werden, zur Oberfläche. Diese Mineralstoffe stehen normalerweise dem Phytoplankton wieder für die Photosynthese zur Verfügung.



Abb. 2: Das gekühlte Oberflächenwasser sinkt ab.

Bauanleitung für die Tankversuche

Für unsere Experimente benötigen wir ein Versuchsbecken, das einen 2-dimensionalen, seitlichen Einblick in ein Ozeanbecken darstellen soll. Unser „Tank“ ähnelt deshalb einer in der Aquaristik gebräuchlichen Foto-Küvette: Er ist 50 cm lang, 15,5 cm tief und nur 3 mm „dick“. (Die hier genannten Maße sind Richtwerte und können je nach Erhältlichkeit der Materialien angepasst werden.) Um senkrecht stehen zu können, wird der Tank von einer Rahmenkonstruktion gehalten.

Angefertigt wird er aus Acryl- oder Polystyrolglasplatten (im Baumarkt oder online erhältlich), die seitlich und am unteren Rand mit Trennstreifen aus demselben Material verklebt werden. Ideal sind 3mm starke Platten, da der „Spalt“ zwischen ihnen für unsere Experimente später mit einem Küchen-Schwammtuch dieser Stärke als Bodentopographie dicht ausgefüllt werden soll.

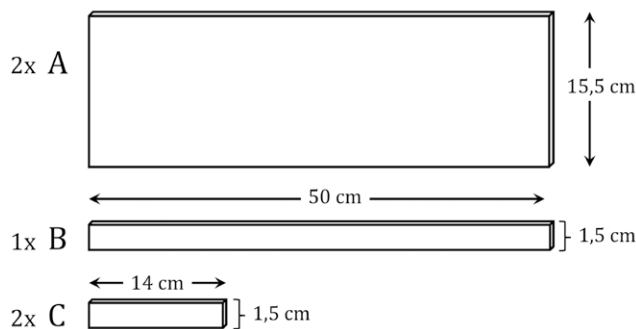


Abb. 1: Abmessungen der Acrylglasplatten

Aus dem Acryl- oder Polystyrolglas werden zwei rechteckige Sichtscheiben (50 cm * 15,5 cm) zugeschnitten, sowie drei 1,5 cm breite Distanzstreifen, davon zwei Stück 14 cm und einer 50 cm lang (Abb. 1).

Mit Acrylglaskleber oder transparentem Kontaktkleber werden die drei Distanzstreifen u-förmig zwischen den beiden Sichtscheiben wasserdicht verklebt (Abb. 2).

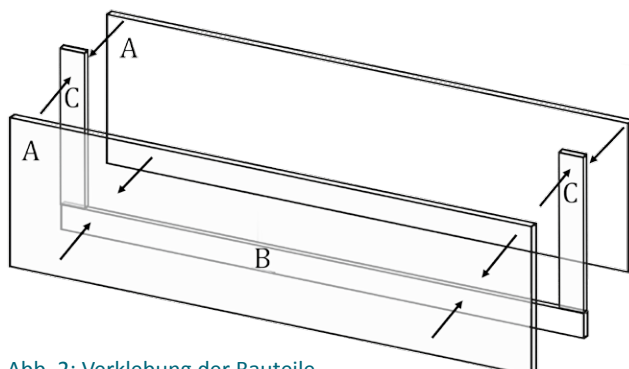


Abb. 2: Verklebung der Bauteile

Die Halterung des Tanks besteht im einfachsten Fall aus Holz. Von einer Rechteckleiste mit 5 cm Breite und 2 cm Stärke werden zwei Stücke mit 15,5 cm und ein Stück mit 52,5 cm Länge abgesägt. Die beiden kurzen Teile werden mittig mit einer ca. 1 cm tiefen Nut versehen, die etwas breiter sein soll, als der Tank dick ist (Abb. 3).

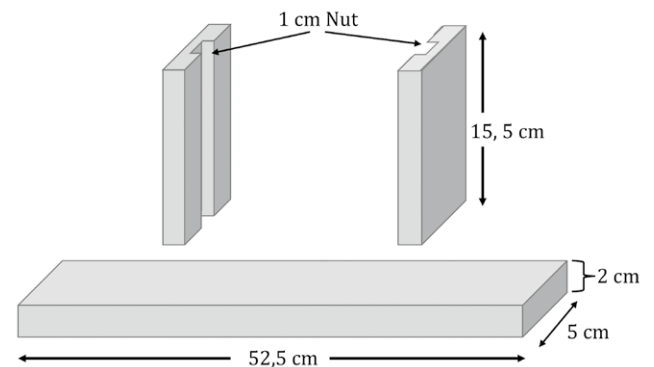


Abb. 3: Bauteile und Maße des Holzrahmens

Nun werden die drei Stücke, wie in Abbildung 4 gezeigt, verleimt oder verschraubt (für eine stabilere Verbindung auch mit Holzdübeln verzapft), sodass anschließend der Tank von oben leicht in den Rahmen gestellt werden kann. (Jede andere Konstruktion, die den Tank vertikal hält, erfüllt denselben Zweck.)

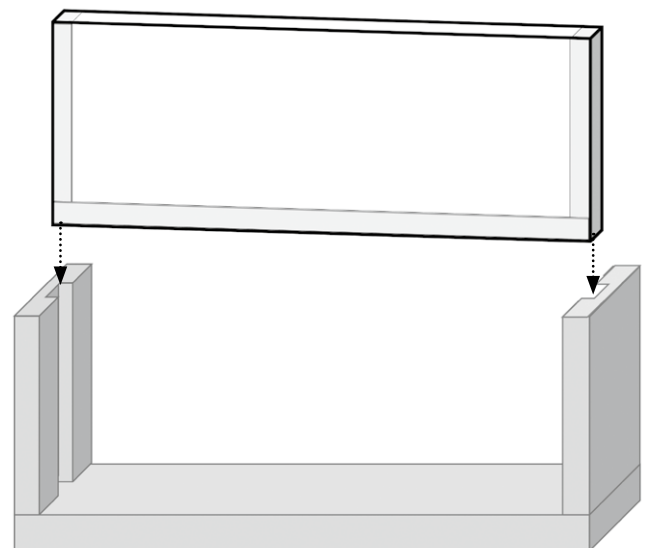


Abb. 4: Der fertige Tank wird von oben in den Rahmen gestellt.

Der Ozean in Schichten

Das Wasser im Ozean besteht aus vielen unterschiedlichen Wassermassen, die sich wegen unterschiedlicher Dichten nicht so leicht miteinander vermischen. Der Dichteunterschied wird meist durch Temperatur und/oder Salzgehalt hervorgerufen. Der Ozean ist in viele Schichten unterteilt. Die Teilung ist durch die Wasserdichte bestimmt. Der Oberflächenozean ist oft durch die Sonneneinstrahlung wärmer, in der Arktis, in der Beringsee und im Südlichen Ozean ist es an der Oberfläche jedoch kälter. Unter dieser oberen Schicht liegt Wasser von höherer Dichte. Die Grenze zwischen den beiden Wassermassen ist die sogenannte „Pyknokline“ oder die Dichtesprungschicht. Wenn

der Dichteunterschied durch Salz gebildet wird, heißt diese Schicht die „Halokline“ (Salzgehaltssprungschicht) und wenn sie durch Temperatur hervorgerufen wird, ist sie die „Thermokline“ (Temperatursprungschicht). Unter der Pyknokline kommt die Region des Tiefen Ozeans, wo das Wasser kalt und salzig ist. In dieser Schicht bleiben die Temperatur und der Salzgehalt relativ konstant.

Das folgende Experiment veranschaulicht das Verhalten von Wassermassen mit unterschiedlichen Dichten in einem Becken. In diesem Beispiel wird der Salzgehalt in 3 Wasserproben verändert.

Material

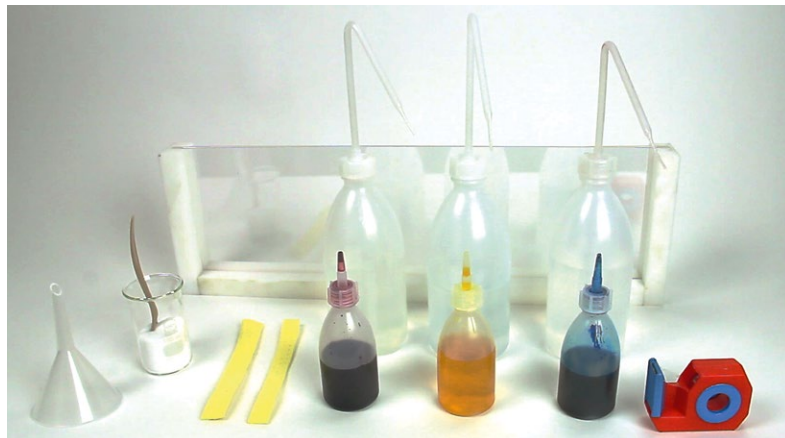
1	Tank (Bauanleitung Seite 53)
3	Spritzflaschen
2	ca. 2 cm breite Schwammtücherstreifen
3	unterschiedliche Lebensmittelfarben (aus dem Supermarkt)
1	Trichter
1	Teelöffel
1	Klebeband (um die Tankwände zusammenzupressen)
Leitungswasser	
Salz	

Sicherheitshinweis

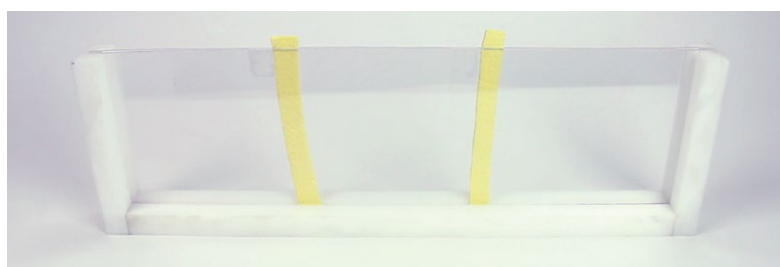
Schutzkittel für die Kleidung

Durchführung

1. **Bereite die Wasserproben mit unterschiedlichen Dichten vor.** Fülle die Spritzflaschen bis zur Hälfte mit Leitungswasser. Versetze die Wasserproben mit unterschiedlichen Mengen Salz (zum Beispiel 1, 2 und 3 Teelöffel). Füge jeder Flasche eine andere Lebensmittelfarbe hinzu.



2. **Bereite den Tank vor.** Setze die trockenen Schwammtücherstreifen in den Tank ein, sodass der Tank in 3 gleich große Kammern aufgeteilt ist (siehe Bild) und die Streifen dicht an die Wand des Tanks gepresst sind. Feuchte die Streifen mit Leitungswasser an: sie dehnen sich etwas aus und schließen dichter an den Wänden ab.



3. Fülle die 3 Wasserproben möglichst gleichzeitig in den Tank ein, jede Probe in eine separate Kammer, bis der Wasserpegel ca. 2 – 3 cm unter die obere Kante reicht. Der Pegel aller Wasserproben soll gleich sein.
4. Ziehe die Schwammtücherstreifen alle gleichzeitig langsam heraus und beobachte, wie sich die Wassermassen verhalten.
5. Optional: Wiederhole das Experiment mit Wasserproben unterschiedlicher Temperatur, zum Beispiel Eiswasser, kaltes Leitungswasser und warmes Leitungswasser.



Ergebnisse und Diskussion

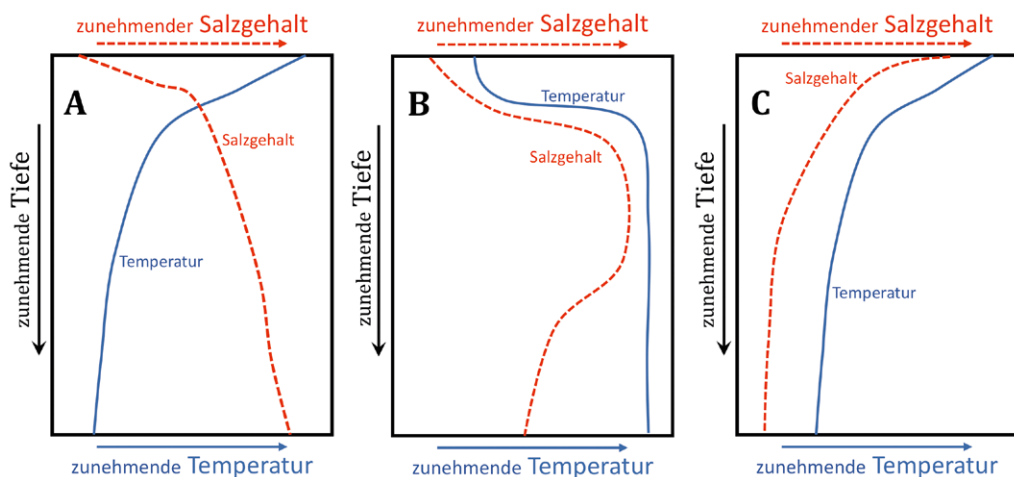
1. Zeichne und beschrifte den Endzustand des Tanks und der Wassermassen.

2. Das Foto rechts wurde in der Straße von Georgia aufgenommen, einer 240 km langen Meerenge an der südwestlichen Küste von Kanada, die in den Pazifischen Ozean mündet.



Im Internet kursieren viele ähnliche Bilder aus verschiedenen Teilen der Welt und einige Stimmen behaupten, dass dieses Phänomen ein Wunder sei und deshalb nicht erklärbar, oder dass „der Atlantik den Pazifik“ trifft und sie sich deshalb nicht vermischen. Formuliere eine wissenschaftliche Erklärung für dieses Phänomen, vor dem Hintergrund des gerade durchgeführten Experiments.

3. In den höheren Breiten (z.B. in der Arktis) ist das Oberflächenwasser kälter und die Schichtung der Wassersäule wird durch die Halokline stabil gehalten. Erkläre, wie dieser Zustand die Bildung von Meereis fördert.
4. Unten sind 3 Temperatur- und Salzgehalt-Profile von 3 Ozean-Regionen dargestellt. Identifiziere, welches der Profile A, B oder C aus den höheren, den mittleren Breiten und aus den Tropen kommt. Begründe deine Antwort.



Zusatzinformation für Lehrkräfte



Zeitaufwand

10 Min. Vorbereitung der Materialien

20 Min. Durchführung

Altersempfehlung

14 Jahre und älter

Didaktischer Kontext

Physik-, Chemieunterricht, Projekttag, Arbeitsgemeinschaften und Schülerprojekte

Empfohlene Vorkenntnisse

keine

Der Ozean in Schichten

1. Die Bewegung der Wasserproben unterschiedlicher Dichte und der Endzustand der Wassermassen sind in Abb. 1A bzw. 1B dargestellt.

Die Bewegung der Wassermassen hängt davon ab, in welche Kammer des Tanks die unterschiedlichen Wasserproben eingefüllt wurden. Spaß wird es sicherlich bereiten, wenn die Schülerinnen und Schüler in Gruppen arbeiten und sie ihre Wasserproben tauschen, ohne den anderen Gruppen zu verraten, welche Probe das meiste oder wenigste Salz enthält.

2. Ein solches Phänomen wird oft in Flussmündungen beobachtet, wo salzarmes Flusswasser das salzreiche Meerwasser trifft. Da die Wassermassen unterschiedliche Dichten haben, vermischen sie sich nicht sofort, genau wie im Experiment. Oft ist das Flusswasser mit Sediment beladen, sodass es auch eine andere Farbe (oft braun) als das Meerwasser hat. Besonders wenn keine Turbulenzen vorkommen, werden sich die Wassermassen nur schwer vermischen.

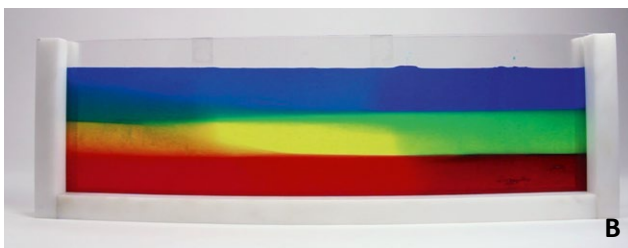
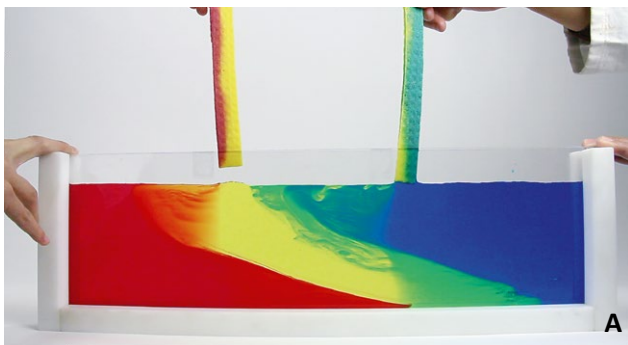
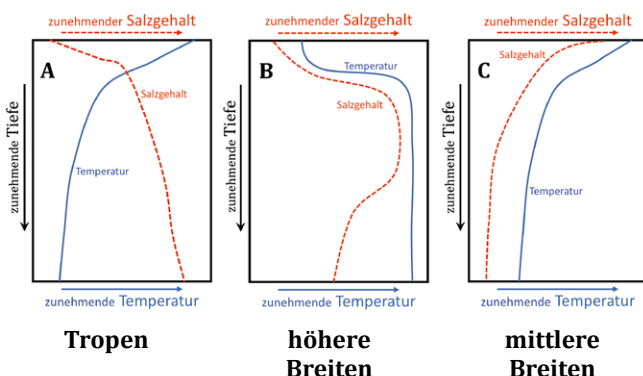


Abb. 1: (A) Bewegung der Wasserproben nach Entnahme der Schwammstreifen und, (B) Endzustand der Wassermassen

3. In den höheren Breiten ist das Oberflächenwasser kälter. Da kaltes Wasser (bei gleichem Salzgehalt) dichter als warmes Wasser ist, sollte es eigentlich sinken. In der Arktis wird die Schichtung der Wassersäule aber durch Salzgehaltsunterschiede aufrechterhalten. Das salzarme Wasser an der Oberfläche gefriert schnell, weil es weniger Salz enthält und dort die Temperatur niedriger ist. Meereis wird gebildet.
4. Von den Temperatur-Salzgehalt-Profilen entstammt Profil A aus den Tropen, Profil B den höheren und Profil C den mittleren Breiten. In den Tropen ist die Lufttemperatur hoch, sodass das Oberflächenwasser erwärmt wird. Die hohen Mengen an Regen in dieser Region tragen dazu bei, dass das Wasser an der Oberfläche trotz hoher Verdunstung süßer als das Tiefenwasser werden kann. In den mittleren Breiten ist die Sonneneinstrahlung immer noch stark. Abgesehen davon, dass sie das Wasser erwärmt, führt sie auch dazu, dass eine hohe Verdunstung des Wassers an der Oberfläche begünstigt wird. Das Oberflächenwasser wird salziger und der Salzgehalt nimmt mit der Tiefe ab. In den höheren Breiten ist die Temperatur an der Oberfläche wegen der niedrigeren Lufttemperatur kälter und durch Eisschmelze wird das Meerwasser an der Oberfläche verdünnt, es wird weniger salzig.

- **Tipp:** Neue Schwammtücher sind oft sehr weich und lassen sich nur schwer in die Tanks einführen. Es wird empfohlen, sie einen Tag vor dem Experiment zu waschen und zum Trocknen flach aufzulegen.



Fallbeispiel: Die Ostsee

Nach den stark vereinfachten Prozessstudien in den letzten beiden Experimenten soll nun die Ostsee betrachtet werden, wo in den tieferen Bereichen aufgrund der besonderen Gegebenheiten dieses Nebenmeers sauerstoffarme Bedingungen herrschen. Schlüsselfaktoren hierfür sind die sehr enge und flache Verbindung mit der Nordsee im Kattegat sowie der Überschuss an Süßwasser aus dem Einzugsgebiet der Ostsee.

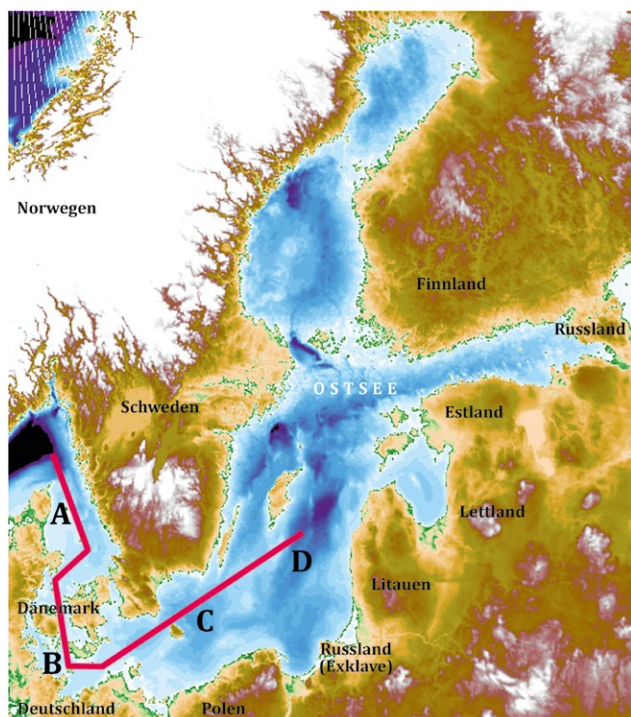


Abb. 1: Die rote Linie zeigt einen Schnitt vom Kattegat (A) durch die Beltsee (B) ins Bornholmbecken (C) und weiter ins Gotlandbecken (D).

Im folgenden Experiment wird zunächst die für die Ostsee typische Schichtung hergestellt und anschließend untersucht, wie sich frischer Sauerstoff durch winterliche Konvektion in der Ostsee verteilt. Es wird wieder der Tank aus dem letzten Experiment benutzt, doch diesmal ahmen wir zusätzlich die Bodenkonfiguration der Ostsee nach. Diese Experimente sind gegenüber den natürlichen Verhältnissen immer noch stark idealisiert, verdeutlichen aber dennoch einige der Mechanismen, die für die Ostsee eine wichtige Rolle spielen.

Teil 1: Der Einstrom von Nordseewasser in die Ostsee

Wenn man die Ostsee entlang der roten Linie in Abbildung 1 durchschneidet und von der Seite betrachtet, erhält man einen Längsschnitt, der ungefähr so aussieht wie in Abbildung 2: Eine Reihe von mehr oder weniger tiefen Becken (A – D) wird durch dazwischenliegende flache Schwellen unterbrochen. Diese Bodentopographie beeinflusst die Verteilung des einströmenden salzigen Nordseewassers, wie im ersten Teil des Versuchs dargestellt wird.

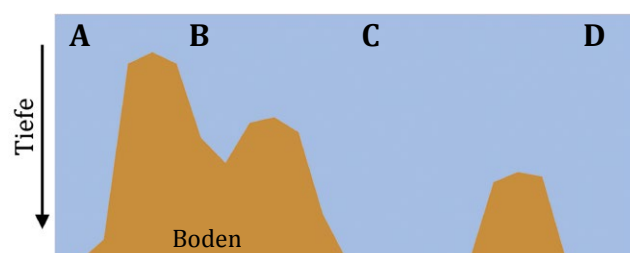


Abb. 2: Seitliche Ansicht der Wassertiefen entlang des Schnittes in Abb. 1.

Durchführung

1. **Bereite den Tank vor.** Schneide aus den Schwammtüchern eine „Bodentopographie“ der Ostsee aus, die ähnlich wie in Abbildung 2 aussieht. Schneide außerdem einen schmalen Trennstreifen und ein U-förmiges Stück aus.
2. **Führe die noch trockenen Schwammteile mit dem Schaschlikspieß oder Lineal vorsichtig in den Tank ein.** Nimm den Tank dazu am besten aus dem Rahmen und lege ihn flach auf den Tisch. Schiebe den Trennstreifen auf die höchste Schwelle. Vergewissere dich, dass die Schwammstücke am Boden und an den Wänden des Tanks dicht anliegen. Ist das nicht der Fall, überklebe den Tank von oben mit einem Stück Klebeband, um die Wände näher zusammenzubringen. Der fertig vorbereitete Tank soll wie in Abb. 4 aussehen.

Material (siehe Abbildung 3)

- | | |
|---|--|
| 1 | Versuchstank (Bauanleitung S. 53) |
| 2 | Spritzflaschen |
| 2 | verschiedene Lebensmittelfarben |
| 1 | Pipette |
| 1 | Trichter |
| 1 | Teelöffel |
| 1 | Schaschlikspieß oder Lineal |
| | Küchen-Schwammtücher (ca. 16 x 16 cm, 3 mm dick) |
| | Klebeband |
| | Salz |
| | Eiswasser (mit Eiswürfeln) |



Abb. 3: Material

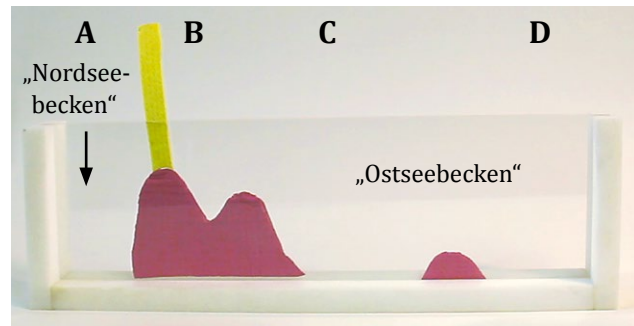


Abb. 4: Vorbereiteter Tank

Sicherheitshinweis

alle Materialien sind unbedenklich

3. Fülle beide Spritzflaschen etwa zur Hälfte mit Leitungswasser.
4. Gib in einer Flasche einen Teelöffel Salz hinzu und genug Lebensmittelfarbe, um eine kräftige Färbung zu bekommen. Schüttle die Flasche gut, um das Salz vollständig zu lösen und die Farbe zu verteilen. Dieses Wasser ist das salzige „Nordseewasser“.
5. Die andere Flasche (ohne zugegebenes Salz und Farbe) enthält das „Ostseewasser“.
6. Feuchte die Schwämme im Tank mit Leitungswasser an, damit sie sich ausdehnen. Gieße überschüssiges Wasser wieder aus.
7. Fülle den Tank in den entsprechenden Becken (Abbildung 4) bis etwa 2 – 3 cm über der oberen Kante der höchsten Schwelle mit „Nordsee-“ (Bereich A) und „Ostseewasser“ (Bereiche B–D). Fülle beide möglichst gleichzeitig ein und pass auf, dass der Wasserspiegel in beiden Kammern gleich schnell ansteigt.
8. Ziehe den Trennstreifen langsam heraus. Beobachte, wie sich Nord- und Ostseewasser verteilen.
9. Wenn die Ausbreitung des „Nordseewassers“ ins Stocken gerät, kann im „Nordseebecken“ vorsichtig noch etwas mehr zugegeben werden. Vermeide dabei aber Verwirbelung und Vermischung an der Oberfläche.
10. Beende den Versuch, wenn das „Nordseewasser“ die letzte Schwelle überwindet und in das letzte Becken einströmt (oder wenn der Tank überzulaufen droht).
11. Lass den Tank für den zweiten Teil des Versuchs so stehen.

Ergebnisse und Erklärungen

1. Wie haben sich die 2 Wassermassen verhalten? Vermischten sie sich oder blieben sie getrennt? Erkläre dieses Verhalten.
2. Ist der Salzgehalt, der Färbung des Wassers nach zu urteilen, in allen tiefen Becken der Ostsee gleich? Erkläre warum.
3. Wohin bewegt sich das Ostseewasser und warum?

Teil 2: Winterliche Tiefenwasserbildung

Der Zustand der Wassermassen im Tank am Ende von Teil 1 des Versuchs zeigt den normalen Zustand in der Ostsee, vor allem im Sommer. Man erkennt eine klare Trennung des salzigen Nordseewassers in der Tiefe vom süßeren Ostseewasser an der Oberfläche. In den Sommermonaten wird diese Schichtung von der Erwärmung der oberflächennahen Schicht und der damit verbundenen weiteren Verringerung der Dichte des süßen Ostseewassers verstärkt.

Durch den Kontakt des Oberflächenwassers mit der darüberliegenden Luft tauschen Ozean und Atmosphäre Sauerstoff

aus. Insbesondere bei Stürmen verursachen Turbulenzen eine starke Durchmischung. So gelangt der gelöste Sauerstoff ein Stück weit nach unten, wo er den Tieren in den tieferen Bereichen zur Verfügung steht. Ein noch effektiverer Transport nach unten erfolgt im Winter, wenn das Oberflächenwasser kälter und deshalb schwerer wird.

In diesem Teil des Experiments wird untersucht, wie sich das kalte, sauerstoffreiche Oberflächenwasser bei der im ersten Teil des Versuchs erzeugten Schichtung verhält.

Durchführung

1. Färbe das Eiswasser im Becherglas mit der zweiten Lebensmittelfarbe. Das ist das „Winterwasser“.
2. Bringe das U-förmige Schwammstück über einem der tieferen „Becken“ in den Tank, am besten bei Punkt C in Abb. 4. Der Boden des U soll die Wasseroberfläche berühren. (Falls das U nicht an Ort und Stelle bleibt, den Tank langsam zusammendrücken und wieder mit Klebeband zusammenhalten.)
3. (Wenn der Tank schon sehr voll ist, mit einer leeren Spritzflasche vorsichtig etwas Wasser an der Oberfläche absaugen.)
4. Bringe mithilfe der Pipette „Winterwasser“ in das U des Schwammstücks ein (Abb. 5) und lasse es durch den Schwamm sickern. Nach Bedarf wiederholen.

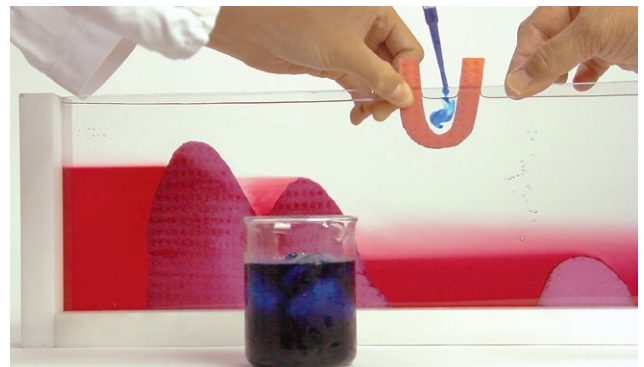
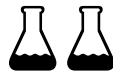


Abb. 5: „Winterwasser“ wird vorsichtig in das U des Schwammstücks eingebracht.

Ergebnisse und Erklärungen

1. Wie breitet sich das „Winterwasser“ aus?
2. Erreicht das kalte Wasser den tiefen Boden der Ostsee, warum oder warum nicht?
3. Welche Folgen hat dies für die Sauerstoffversorgung der Tiere in den tieferen Bereichen der Ostsee?
4. Auf welchem anderen Weg kann frischer Sauerstoff in die tiefen Becken der Ostsee gelangen? (Hinweis: Beachte Punkt 9 in der Anleitung zum 1. Teil des Experiments.)
5. Was für Konsequenzen können die aufgrund der globalen Erwärmung stetig steigenden Lufttemperaturen für die Belüftung der Ostsee haben?

Zusatzinformation
für Lehrkräfte



Fallbeispiel: Die Ostsee

Teil 1: Der Einstrom von Nordseewasser in die Ostsee

Zeitaufwand	
10 Min.	Vorbereitung der Materialien
45 Min.	Durchführung
Altersempfehlung	
12 Jahre und älter	
Didaktischer Kontext	
Biologie-, Physikunterricht, Projekttag, Arbeitsgemeinschaften	
Nötige Vorkenntnisse	
keine	

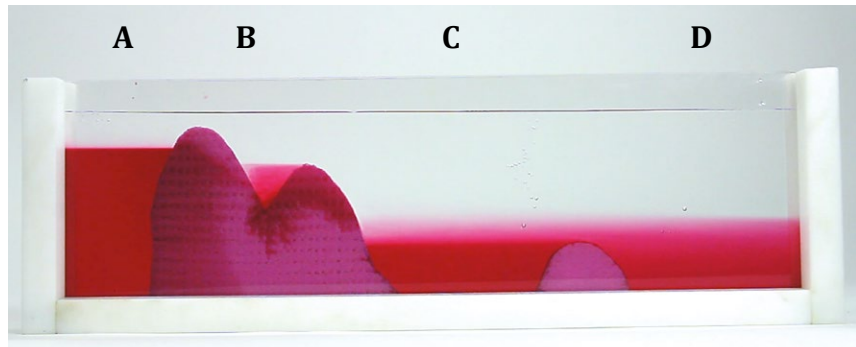
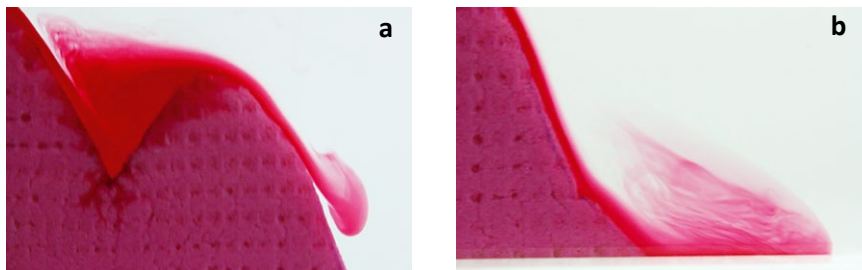


Abb. 1: Endzustand der Wassermassen im Tank nach dem Versuch

1. Wegen des großen Dichteunterschiedes findet nur wenig Vermischung zwischen den beiden Wassermassen statt und das salzige dichtere „Nordseewasser“ breitet sich unter dem leichteren „Ostseewasser“ aus (Abb. 1). Das Nordseewasser füllt zuerst das erste Becken (Abb. 2a), ehe es die nächste Schwelle überwindet und ins nächste Becken fließt. Dabei entstehen Verwirbelungen, in denen sich das Nordseewasser mit dem Ostseewasser vermischt (Abb. 2b).

Abb. 2: (a) Das erste Becken ist mit Nordseewasser aufgefüllt, die nächste Schwelle wird überwunden und das Wasser fällt ins nächste Becken. (b) Der Nordseewasserstrom erzeugt Verwirbelungen und damit Vermischung der beiden Wasserarten.



2. Die Färbung des Nordseewassers wird von Punkt A bis D durch die Vermischung allmählich schwächer (Abb. 1). Ebenso wie die Farbintensität nimmt auch der Salzgehalt des Nordseewassers durch diese Vermischung ab, je weiter es in die Ostsee vordringt. Hierzu trägt auch ein weiterer Vermischungsprozess bei, das sogenannte „Entrainment“: Das an den Hängen nach unten fallende Nordseewasser zieht durch Reibung eine dünne Schicht Ostseewasser mit sich (Abb. 3, Pfeile), ehe dieses dann durch Turbulenzen mit eingemischt wird. Im Modellexperiment kann man dies gut erkennen, da beim Auffüllen des jeweils nächsten Beckens über dem vordringenden Nordseewasser meist ein dünner durchsichtiger Streifen zu sehen ist.

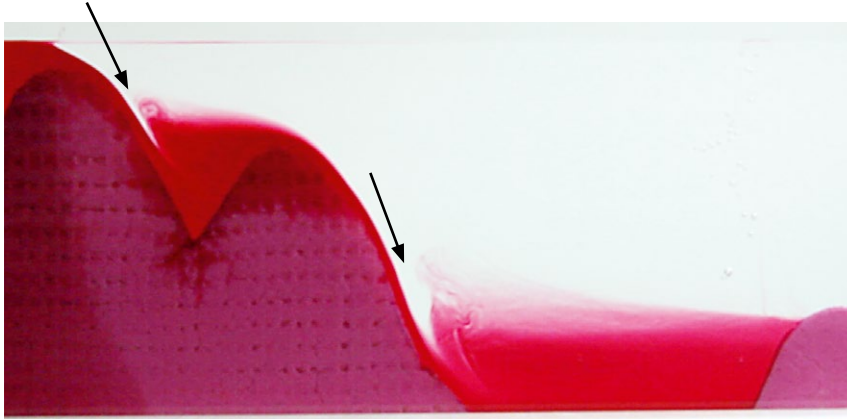


Abb. 3: Die Pfeile zeigen, wie das Ostseewasser vom Nordseewasser mit hinuntergezogen wird.

3. Wenn das Nordseewasser in die Ostsee einströmt, fließt das leichtere Oberflächen-Ostseewasser in der Gegenrichtung in die Nordsee (Abb. 4, Pfeile). In unserem Experiment schiebt sich das Nordseewasser unter das Ostseewasser, welches dadurch ein wenig angehoben wird. Durch das so entstehende Oberflächendruckgefälle von der Ost- in die Nordsee wird das Oberflächenwasser in Richtung Nordsee bewegt. (In der Natur spielt außerdem der Frischwasserüberschuss im Ostseeinzugsgebiet eine große Rolle, der ebenfalls durch Abfluss von Ostseewasser an der Oberfläche in die Nordsee ausgeglichen wird.)

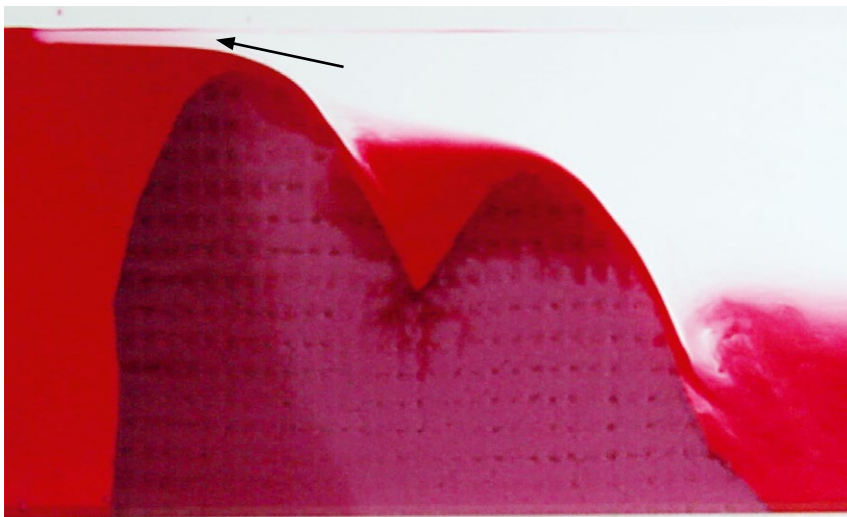
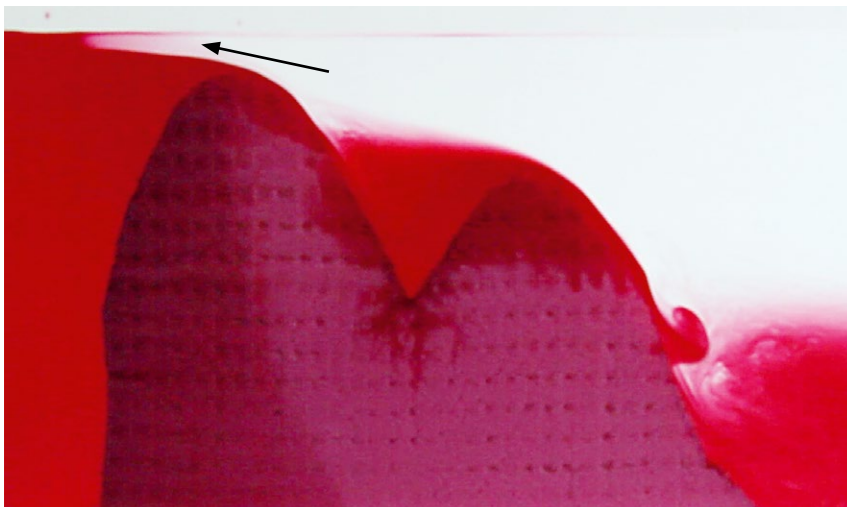


Abb. 4: Die Pfeile zeigen, wie sich das Ostseewasser Richtung Nordsee ausbreitet.

Teil 2: Winterliche Tiefenwasserbildung

1. Das Winterwasser sinkt nur bis zur Grenze der dunkel gefärbten Nordseewasserschicht. Auf dieser breitet es sich dann allmählich seitlich aus (Abb. 5).

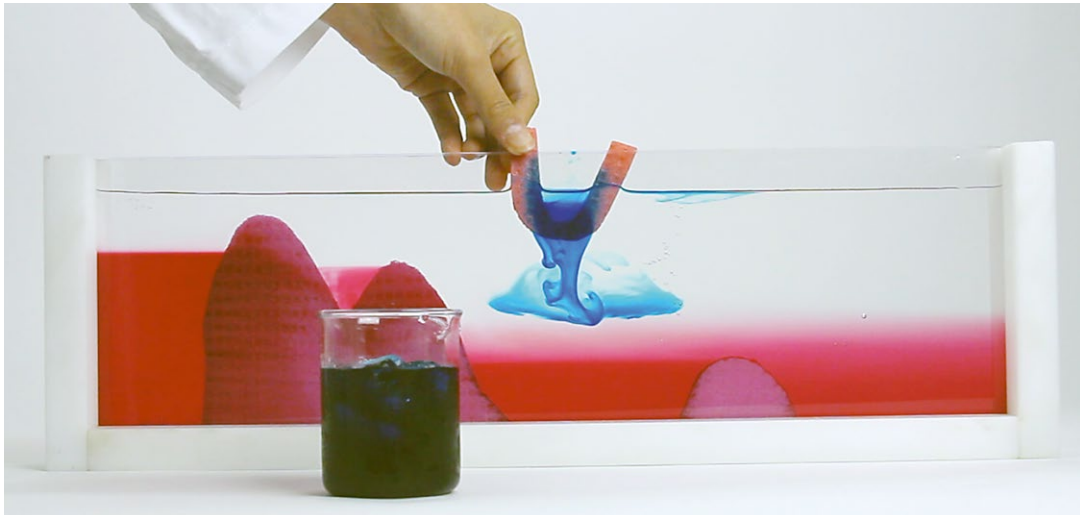


Abb. 5: Ausbreitung des „Winterwassers“

2. Das Winterwasser hat wegen seiner niedrigen Temperatur eine höhere Dichte als das Oberflächenwasser. Die untere Wasserschicht hat aber einen sehr hohen Salzgehalt und damit eine noch höhere Dichte als das Winterwasser, das deshalb nicht in diese Schicht eindringen kann. (Zu beachten: Viele Lebensmittelfarben verändern ebenfalls die Dichte, sodass es bei stark unterschiedlichen Mengen von Lebensmittelfarbe im „Winterwasser“ und im „Nordseewasser“ zu anderen Effekten im Experiment kommen kann.)
3. Das von der Oberfläche durch Stürme nach unten gemischte oder im Winter absinkende Wasser bringt neuen Sauerstoff in die Tiefe. Durch die starke Schichtung erreicht dieser aber nur die Grenzschicht zwischen Ostsee- und Nordseewasser. Die tieferen Bereiche können so nicht „belüftet“ werden.
4. Genauso wie die Ostsee wird auch die Nordsee im Herbst und Winter von der Oberfläche her mit Sauerstoff belüftet. Anders als die Ostsee kann aber die flache und salzreiche Nordsee wesentlich leichter durchmischt und bis zum Boden mit Sauerstoff versorgt werden. Wenn dieses Nordseewasser dann bei lange anhaltenden Westwindlagen in die Ostsee gedrückt wird und dort in die tiefen Becken absinkt, bringt es seinen Sauerstoff dorthin mit. Im Experiment wird dies durch das „Nachfüllen“ des Nordseereservoirs in Schritt 9 des ersten Teils nachgeahmt. Starke Nordseewassereinströme, die bis in die östlichen Becken der Ostsee gelangen, finden allerdings nur unregelmäßig und manchmal nur im Abstand von mehreren Jahren statt.
5. Höhere Lufttemperaturen bedeuten eine stärkere Erwärmung der Ozeanoberfläche, und damit unter Umständen eine Vergrößerung des Dichteunterschieds zwischen Oberflächen- und Tiefenwasser. Die Schichtung wird also stabiler und Sauerstoff gelangt noch schwerer nach unten. Außerdem würden wärmere Winter eine weniger starke Auskühlung des Wassers zur Folge haben, wodurch sich weniger „Winterwasser“ bilden und in die Tiefe sinken kann.

Der Sauerstoff- verbrauch im Ozean durch Bakterien

4

Anja Engel: Einleitung in das Kapitel

Es gibt mehr Bakterien im Meer als Sterne im Weltall, so sagt man. Genau nachgezählt hat das aber sicher niemand. Tatsächlich wird die Anzahl der Bakterien im Meer auf 100.000.000.000.000.000.000.000.000 geschätzt, also 10^{29} . In 1 Liter Meerwasser leben somit etwa 1 Milliarde Bakterien! Bakterien kennt man als Krankheitserreger, sie sind ein Grund für gründliches Händewaschen. Im Meer haben Bakterien aber eine sehr wichtige positive Aufgabe. Sie wandeln Biomasse wieder in Nährsalze und Kohlenstoffdioxid (CO_2) um, d.h. sie remineralisieren Biomasse und ermöglichen so neues Wachstum.

Für die verschiedenen Stoffwechselprozesse im Zusammenhang mit der Remineralisierung benötigen die Bakterien Energie, die sie aus der *Zellatmung* gewinnen. Dafür nehmen sie Sauerstoff (O_2) auf, der im Meerwasser gelöst ist. Der Sauerstoff reagiert in der Zelle mit organischen Substanzen, wie z.B. Zucker und Fetten, die die Bakterienzelle ebenfalls ständig aufnimmt. Ähnlich wie bei der Verbrennung von Holz und Kohle wird bei dieser Reaktion Energie freigesetzt. Die Verbrennung von organischen Substanzen durch Sauerstoff ist chemisch betrachtet eine Oxidation des organisch gebundenen Kohlenstoffs und findet auch in jeder Zelle des menschlichen Körpers statt. Daher benötigt man frische Luft, besonders wenn der Körper viel Energie braucht, z.B. beim Sport und Lernen.

Bakterien im Meer sehen ein bisschen wie die Minions aus, allerdings sind sie noch sehr viel kleiner, meist kleiner als 1 Micrometer (μm). Ein μm entspricht einem Tausendstel Millimeter. Wie klein das ist, kann man sich mit einem Größenvergleich vorstellen. Das Größenverhältnis zwischen einem Bakterium und einem Schüler entspricht in etwa dem zwischen einer Ameise und dem Planeten Erde. Aufgrund ihrer geringen Größe können Bakterien im Meerwasser nicht mit bloßem Auge gesehen werden. Im Gegensatz zu den Minions haben Bakterien keine Augen und auch keinen Mund. Wie aber können sie dann essen? Bakterien haben dafür einen Trick. Sie scheiden Verdauungsenzyme aus, die die Nahrung außerhalb der Zelle in sehr kleine Einzelbestandteile zerlegt. Diese können die Bakterien dann über Schleusen in ihrer Zellwand aufnehmen. Ihre Nahrung finden Bakterien chemotaktisch, das heißt, Bakterien „riechen“ ihre Nahrung und können darauf zuschwimmen. Gerne setzen sie sich auf größere

Anja Engel



Als „Kieler Sprotte“ bin ich am Meer aufgewachsen. Da meine Eltern begeisterte Wassersportler sind, habe ich die Ferien meiner Kindheit

mit Baden, Schnorcheln, Windsurfen und Segeln verbracht und mich jeden Sommer auf das Meer gefreut. Nach Studium und Promotion im Fachgebiet Biologische Ozeanographie bin ich mit einem Stipendium in die USA, nach Santa Barbara in Kalifornien, gegangen. Obwohl das Klima dort sehr warm und trocken ist, bringt eine Meeresströmung recht kaltes Wasser an die Küste. Dafür teilt man sich den Strand mit Pelikanen und Seelöwen und manchmal sieht man sogar Wale und See-Elefanten. Danach habe ich mehrere Jahre am Alfred-Wegener-Institut für Polar- und Meeresforschung in Bremerhaven und an der State University of New York in Stony Brook, USA, geforscht, bevor ich 2011 zurück nach Kiel gekommen bin. Jetzt arbeite ich am GEOMAR und gebe mein Wissen und meine Begeisterung für die Biologische Ozeanographie an die Studenten der Kieler Universität weiter. Mich fasziniert, wie die kleinsten Lebewesen im Meer, die marinen Mikroorganismen, die Chemie und Biologie des Meeres steuern und selbst auf Umweltveränderungen wie den Klimawandel reagieren.

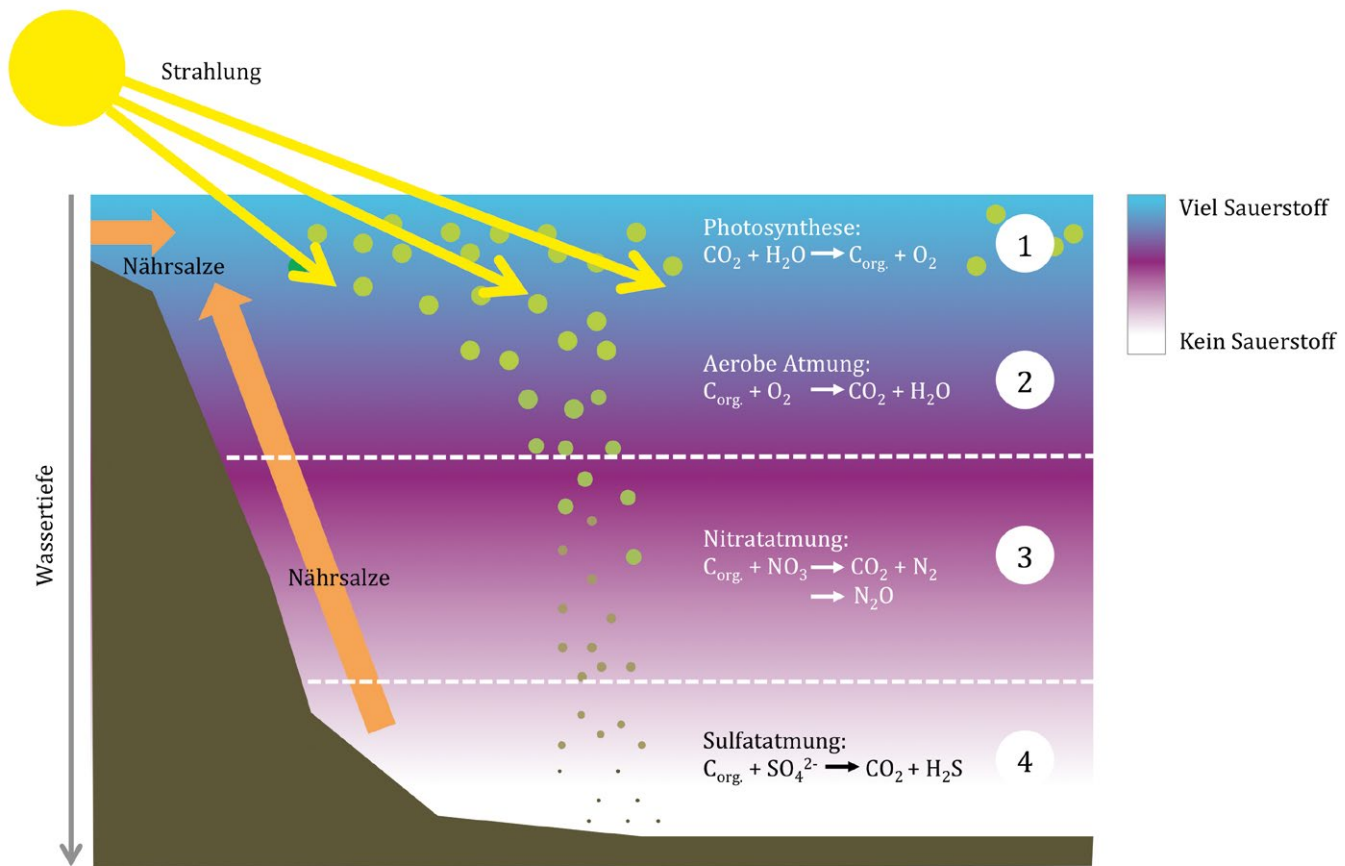


Abb. 1:
1: Nährsalze, die in die oberen Wasserschichten eingetragen werden, regen das Algenwachstum an. Über die Photosynthese der Algen werden organische Substanzen ($\text{C}_{\text{org.}}$) und Sauerstoff (O_2) produziert.

2: Heterotrophe Bakterien benötigen für ihr Wachstum $\text{C}_{\text{org.}}$. $\text{C}_{\text{org.}}$ wird zu Kohlenstoffdioxid (CO_2) oxidiert, dabei wird Energie freigesetzt. Ist genügend Sauerstoff vorhanden, nutzen Bakterien diesen für ihre aerobe Atmung. Dabei wird der Sauerstoff zu Wasser (H_2O) reduziert.

3: Im anoxischen Wasser ist der Sauerstoff im Wasser weitgehend aufgebraucht. Hier nutzen denitrifizierende Bakterien Nitrat (NO_3^-) für die Nitratatmung. Dabei wird Nitrat zu molekularem Stickstoff oder Lachgas reduziert.

4: Ist auch das Nitrat aufgebraucht nutzen Bakterien Sulfat (SO_4^{2-}) für die Sulfatatmung. Hierbei wird Sulfat zu Schwefelwasserstoff reduziert.

Nahrungspartikel und leben wie „die Made im Speck“. Unter günstigen Bedingungen, also mit viel organischer Substanz, vermehren Bakterien sich sehr schnell. Die Anzahl der Bakterienzellen verdoppelt sich dann mehrmals am Tag. Das Bakterienwachstum ist exponentiell.

Liegt viel organische Substanz vor, wird auch viel Sauerstoff von Bakterien verbraucht. Ein Beispiel: Für die Menge an Zucker, die in einem Gummibärchen steckt, würden Bakterien den gesamten Sauerstoff aus 267 Liter Meerwasser benötigen. Das entspricht in etwa dem Volumen einer sehr großen Badewanne. Wird durch Zufuhr großer Mengen an Nährsalzen viel organische Substanz, die Biomasse, in einem Gewässer aufgebaut, sprechen wir von *Eutrophierung*. Dies ist oft in Küstengewässern der Fall, in die Nährsalze wie Nitrat und Phosphat von Land gelangen, zum Beispiel aus Abwässern der Landwirtschaft und Industrie. An manchen Küsten gelangen viele Nährsalze aus der Tiefe des Meeres über Auftriebsströmungen an die Oberfläche. Diese Auftriebsgebiete finden wir zum Beispiel vor Westafrika und Westamerika. Auftriebsgebiete sind Beispiele für natürlich eutrophe Gewässer. Der biologische Sauerstoffbedarf für den anschließenden Abbau dieser Substanzen ist in eutrophen Gewässern meistens sehr hoch.

Die große Menge an Biomasse in eutrophen Gewässern entsteht, weil das Algenwachstum durch hohe Nährsalzkonzentrationen und viel Licht an der Meeresoberfläche angeregt wird (Abb. 1, Nr. 1). Nun gibt es in manchen Gebieten aber ein Problem. Während der Sauerstoff, der ebenfalls von den Algen produziert wird, in den oberen Wasserschichten bleibt oder in die Atmosphäre, das heißt in die Luft über dem Wasser, entweicht, sinken die organischen Partikel in die Tiefe. Um diese abzubauen, verzehren Bakterien auch in den tiefen Wasserschichten

Sauerstoff (Abb. 1, Nr. 2). In eutrophen Gebieten kann es dazu kommen, dass der im Meerwasser gelöste Sauerstoff ganz aufgebraucht wird. Das ist tödlich für die meisten Tiere im Meer. Daher wird hier auch oft der Begriff „Todeszonen“ des Meeres verwendet. Da Bakterien im warmen Wasser besonders aktiv sind, gleichzeitig warmes Wasser weniger Sauerstoff enthält als kaltes, besteht bei der Erwärmung der Ozeane auch die Gefahr einer Ausbreitung der sauerstoffarmen „Todeszonen“.

Was aber machen Bakterien, wenn es keinen Sauerstoff mehr gibt? Nun, manche Bakterien können in diesen sauerstofffreien, anoxischen, Zonen ebenfalls nicht leben, sie verkapseln sich und warten auf bessere Zeiten und neuen Sauerstoff. Vielen Bakterien macht Sauerstoffmangel aber gar nichts aus. Sie stellen einfach ihren Stoffwechsel um und entnehmen sich den Sauerstoff aus anderen chemischen Verbindungen, die in tieferen Wasserschichten reichlich vorhanden sind, zum Beispiel aus dem Nitrat (NO_3^-) (Abb. 1, Nr. 3) oder dem Sulfat (SO_4^{2-}). Wenn Bakterien Sulfat zur Oxidation von organischen Substanzen verwenden, entsteht Schwefelwasserstoff (H_2S) (Abb. 1, Nr. 4), dann riecht das Wasser wie nach faulen Eiern. Schwefelwasserstoff riecht nicht nur unangenehm, er ist auch sehr giftig und sorgt immer wieder für Fischsterben in Gebieten mit *Sauerstoffminimumzonen*, wie an der Küste vor Namibia, aber auch in der Ostsee.

Wird Nitrat für die Atmung verwendet, man spricht hier auch von *Nitratatmung*, entsteht molekularer Stickstoff (N_2). Da das Nitrat in dieser Reaktion abgebaut wird, wird der Prozess auch als *Denitrifikation* bezeichnet. Neben molekularem Stickstoff werden bei der Nitratatmung auch geringe Mengen Lachgas (Distickstoffmonoxid, N_2O) gebildet. Molekularer Stickstoff und Distickstoffmonoxid sind gasförmig. Im Meer können sie bis an die Meeresoberfläche aufsteigen und dann in die Atmosphäre entweichen. Lachgas ist ein starkes *Treibhausgas* und trägt in der Atmosphäre zur Erderwärmung bei.

Da über die Denitrifikation dem Meer Nitrat entzogen wird, kann dieser Prozess der Eutrophierung entgegenwirken. Allerdings sinkt in der Folge aber nur die Nitratkonzentration im Meerwasser, nicht die Phosphatkonzentration. Algen, die ihren Stickstoffbedarf zum Teil über die Fixierung von N_2 decken können, wachsen in Gewässern mit ausgedehnten anoxischen Zonen, wie z.B. der Ostsee, besonders gut. Auch bei diesen Algen handelt es sich um Bakterien, *Cyanobakterien* (Abb. 2), die wegen des blau-grünen Farbstoffes, den sie beinhalten, dem Phycocyanin, früher als Blaualgen bezeichnet wurden. Im Unterschied zu den Bakterien die auf organische Substanzen angewiesen sind, den *heterotrophen* Bakterien, können Cyanobakterien wie die Pflanzen zur Photosynthese Licht und CO_2 nutzen und somit organische Substanzen und Sauerstoff selbst bilden. Sie können sich damit selbst ernähren; sie sind *autotroph*. Manche Cyanobakterien produzieren Giftstoffe, die *Cyanotoxine*. Kommen sie in einem Küstengewässer in großer Anzahl vor, wird ein Badeverbot erteilt.

Wie man sieht, sind Bakterien sehr bedeutend für den Sauerstoffgehalt, die Produktivität und die Gesundheit der Ozeane, obwohl sie so winzig klein sind.



Abb. 2: Mikroskopische Aufnahme von *Aphanizomenon*, einer Gattung von Cyanobakterien, die in Süßwasser, aber auch in der Ostsee vorkommen.

Zusatzinformation

Resazurin: ein „smarter“ Redoxindikator

In den nächsten Versuchen wird der Redoxindikator Resazurin verwendet, um den Sauerstoffverbrauch von Bakterien nachzuweisen. Resazurin (*Rez*) ist

ein Farbstoff, der in Gegenwart von Sauerstoff in seinem oxidierten Zustand blau ist. Sobald der Sauerstoff im Medium aufgebraucht wird, fungiert das Sauerstoffatom im *Rez* als Elektronenakzeptor: *Rez* wird reduziert zu Resorufin, *Res* (rosa) (Abb. 1). Dieser Schritt ist irreversibel. Wenn weiterhin ein Elektronenakzeptor benötigt wird, kann Resorufin durch Annahme von 2 Elektronen und 2 Wasserstoffatomen weiter zu Dihydroresorufin, *HRes* (farblos) reduziert werden. Dieser zweite Reduktionsschritt ist reversibel. Das heißt, dass sich *HRes* wieder in *Res* verwandelt, wenn dem System Sauerstoff zugefügt wird. Die Lösung wird rosa, aber nicht mehr wieder blau. Resazurin ist lichtempfindlich.

Resazurin findet Verwendung in der Lebensmittelindustrie. Es wird zum Beispiel eingesetzt, um die Frische von Milch zu beurteilen. Es wird allgemein angenommen, dass je größer die Anzahl der Bakterien in der Milch, desto schneller wird der Sauerstoff verbraucht und desto eher verschwindet die Farbe des Indikators.

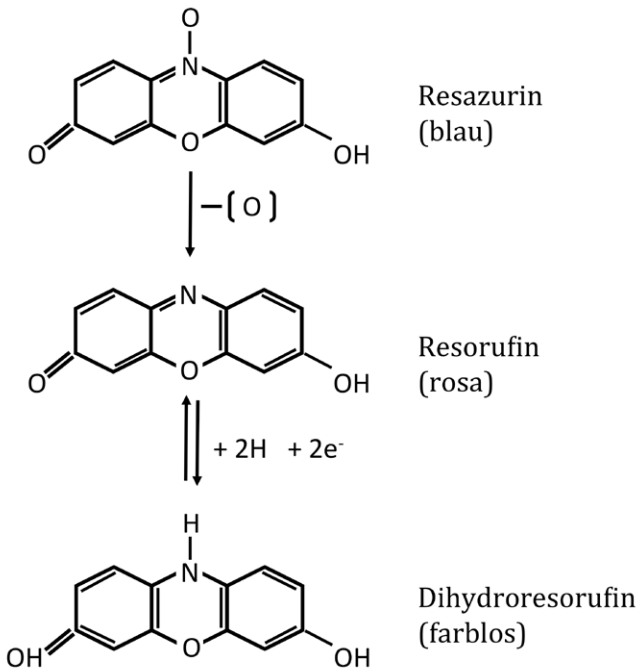


Abb. 1: Die Struktur von Resazurin und die verschiedenen reduzierten Formen, Resorufin und Dihydroresorufin

Auch der Sauerstoffverbrauch von Bakterien im Sediment kann qualitativ durch die Verfärbung von Resazurin bestimmt werden. Abbildung 2 stellt die Ergebnisse eines Versuchs dar, der den Sauerstoffverbrauch von Bakterien im frischen (links) und im abgekochten (rechts) Sediment vergleicht. Im linken Röhrchen sind die verschiedenen Stufen der Reduktion von Resazurin zu sehen. Unmittelbar über dem Sediment findet sich Dihydroresorufin (farblos) und darüber das rosafarbene Resorufin. Im rechten Röhrchen fand keine starke Reduktion statt, da die Bakterien durch das Abkochen abgetötet wurden. Die leichte rosa Verfärbung könnte durch die abiotische Reduktion verursacht werden.



Das Redoxpotential bei pH 7 des Redoxpaars *Rez-Res* liegt bei 0,10 bis -0,46 mV, das von *Res-HRes* bei -0,51 mV. Das Redoxpotential des Nitrat-Nitrit Redoxpaars liegt bei +481, d.h. es kann leichter reduziert werden als Resazurin, demzufolge ist Nitrat ein stärkeres Oxidationsmittel.

Abb. 2: Vergleich des Sauerstoffverbrauchs in frischen (links) und in abgekochten (rechts) Sedimentproben.

Experiment zum Sauerstoffverbrauch von Bakterien

Bakterien sind einzellige Organismen ohne Zellkern, die in unterschiedlichen Lebensbedingungen leben. Einige benötigen zum Überleben Sauerstoff (obligat aerob), während andere nur in einer Umgebung ohne Sauerstoff leben können oder von Sauerstoff sogar vergiftet werden (obligat anaerob). Zwischen diesen beiden Extremen gibt es auch Bakterien, die sich der Verfügbarkeit von Sauerstoff anpassen können (fakultativ anaerob).

In diesem Experiment wird untersucht, wie die Bakterienzahl und die Menge an Nahrung (Substratkonzentration) den Sauerstoffverbrauch (Sauerstoffzehrung) im Wasser

beeinflussen. Als Bakterien werden die fakultativ anaeroben Joghurtbakterien verwendet und als Nahrung wird ihnen Glucose angeboten. Um Energie zu gewinnen, bauen Joghurtbakterien Glucose ab und verbrauchen dabei Sauerstoff.

Um den Sauerstoffverbrauch sichtbar zu machen, wird der Sauerstoff-Indikator (Redoxindikator) Resazurin verwendet. Dieser Indikator ist blau, wenn er an Sauerstoff gebunden ist, und wird rosa bis farblos, wenn der gebundene Sauerstoff aufgebraucht ist. Der Effekt sieht ungefähr so aus (Abb. 1):

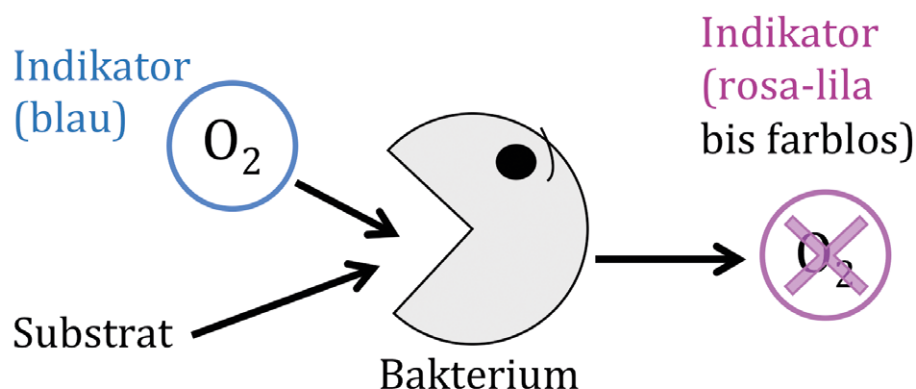


Abb. 1: Wenn ein Bakterium sich ernährt, verbraucht es Sauerstoff (O_2) und produziert dabei Kohlendioxid (CO_2). In diesem Versuch wird der Sauerstoffverbrauch des Bakteriums durch die Farbänderung des Redoxindikators angezeigt.



Material

1 Zellkulturplatte mit 24 Vertiefungen
(Alternativ: 24 Reagenzröhrchen
oder 24 Blockschälchen)

Joghurtbakterien als Perlen*

Leitungswasser

2 %-ige Glucoselösung

0,5 mmol/l Resazurinlösung
(Sauerstoff-Indikator)

Zahnstocher

Pinzetten

Pipette

Alufolie

*Herstellung von Bakterienperlen
siehe Seite 12. (Für die Perlen löst
man ein Päckchen Trockenkultur-
Bakterien in 20 ml Leitungswasser.
Die Bakterien kann man
aus dem Reformhaus beziehen.)

Sicherheitshinweis

alle Materialien sind
unbedenklich

Resazurinpulver ist leicht ätzend.
Die hier angegebene Konzentration
ist jedoch unbedenklich.
Bei Haut- oder Augenkontakt
sofort mit viel Wasser mindestens 15
Minuten lang ausspülen.

Durchführung

1. Fülle die Vertiefungen in den Zellkulturplatten mit 2 ml Leitungswasser. (Alternativ: 50 ml Leitungswasser vorher in ein Becherglas füllen und Resazurin zugeben, bis das Wasser eine tief blaue Farbe annimmt.)
2. Gib mithilfe der Pinzette die in der Abbildung angezeigte Anzahl Bakterienperlen in die Vertiefungen. Füge dann die dargestellte Anzahl an Tropfen der Glucoselösung hinzu (Abb. 2).

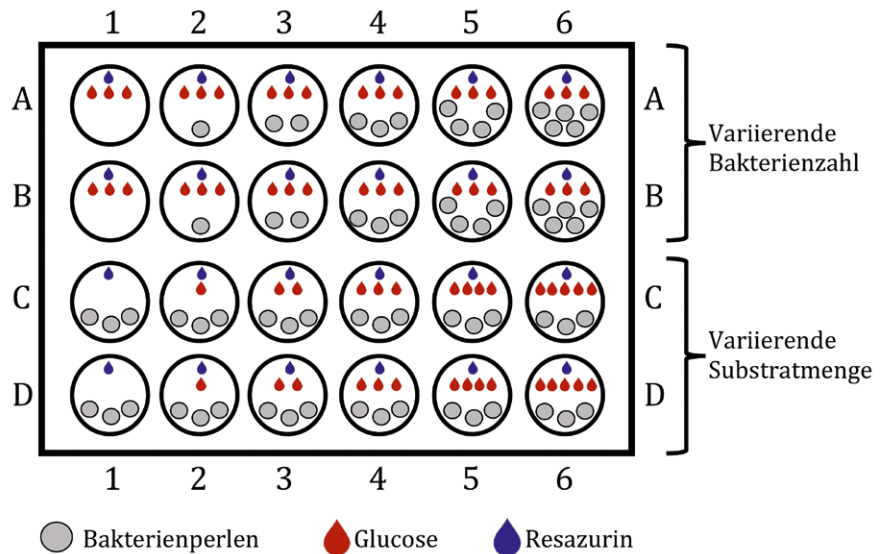
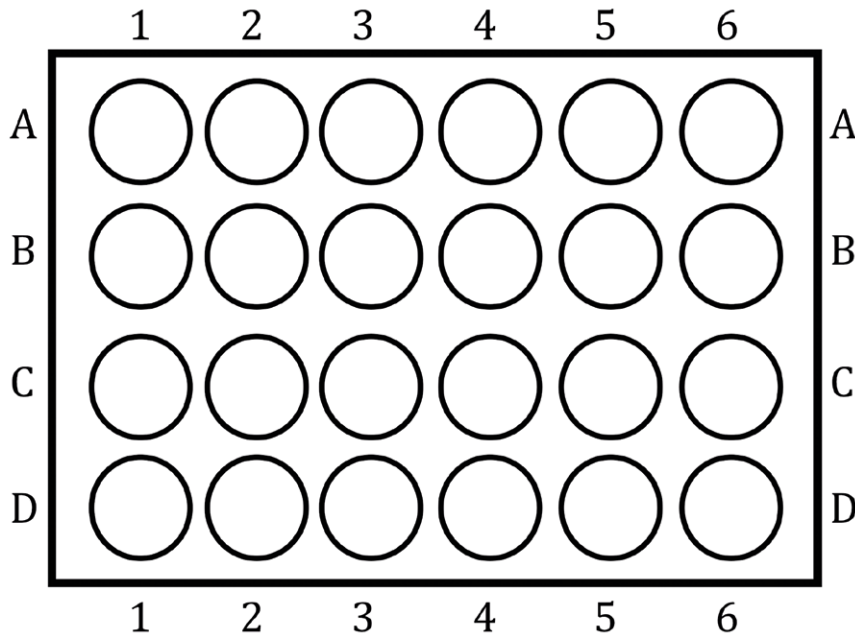


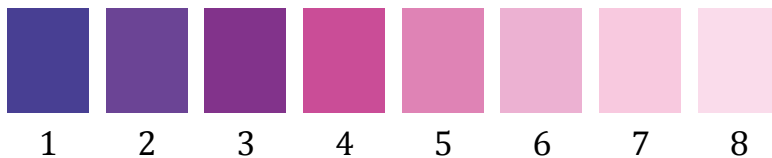
Abb. 2: Versuchsaufbau. Gezeigt werden die Anzahl von Tropfen der jeweiligen Lösungen bzw. Bakterienperlen.

3. Gib 1 Tropfen des Indikators in jede Vertiefung und verquirle die Mischung mit dem Zahnstocher. (Falls die Alternativmethode in Nr. 1 verwendet wurde, ist die Zugabe von Resazurin nicht nötig.)
4. Schließe die Zellkulturplatte mit dem Deckel.
5. Packe die Zellkulturplatte vorsichtig in Alufolie ein, sodass kein Licht auf die Platte fallen kann.
6. Stelle den Versuchsaufbau über Nacht an einen dunklen Ort. (Resazurin ist lichtempfindlich!)

7. Vergleiche nach einem Tag die Farbveränderung mit der Farbtafel*. Trage die beobachteten Farben mithilfe der Nummern unter der Farbskala in die unten stehende Abbildung ein.



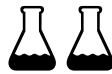
Farbtafel für Resazurin



**Leider ist der leuchtende rosa Farbton des Indikators im Druck nicht ganz korrekt darstellbar.*

Ergebnisse und Deutung

1. Erkennst du Tendenzen in deinen Ergebnissen? Beschreibe diese und erkläre sie mithilfe des unterschiedlichen Sauerstoffverbrauchs!
Welche Ergebnisse passen nicht zu dem Trend? Nenne die Position in der Kulturplatte und diskutiere mögliche Erklärungen für diese „Ausreißer“.
2. Wir haben hier ökologische Vorgänge im Meer im Labormaßstab nachgestellt. Übertrage deine Ergebnisse auf das Meer! Wo kommen diese Bedingungen im Meer vor und wie können sie dort entstehen? Erläutere die Zusammenhänge.

Zusatzinformation
für LehrkräfteExperiment zum Sauerstoffverbrauch
von Bakterien**Zeitaufwand**

30 Min. Vorbereitung der Materialien

20 Min. Durchführung

Inkubation 1 Tag

Altersempfehlung

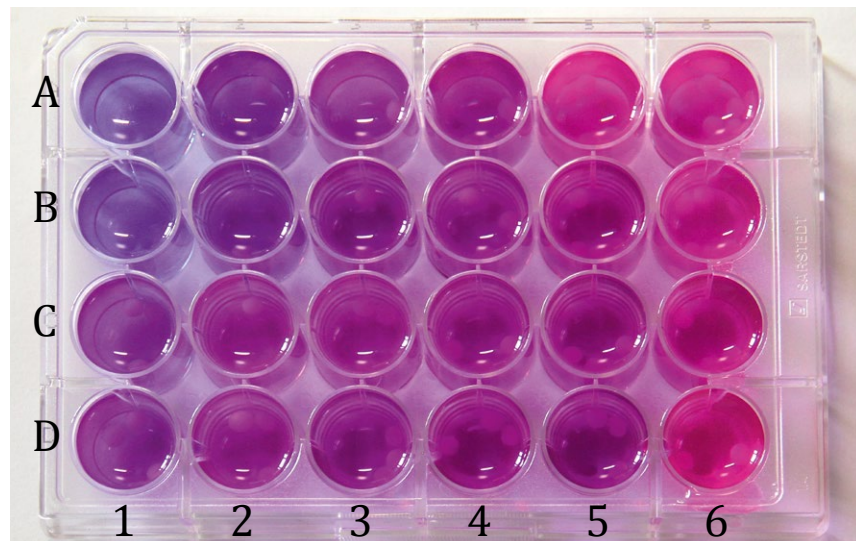
12 Jahre und älter

Didaktischer KontextBiologieunterricht, Projekttag,
Arbeitsgemeinschaften**Nötige Vorkenntnisse**

keine

1. Die Schülerinnen und Schüler werden bei einer höheren Bakterienzahl (Kügelchen) bzw. höherem Glucosezusatz mehr Sauerstoffverbrauch beobachten. Der Farbstoff wird rosa. Bei einer längeren Inkubation als 24 Stunden und bei höheren Temperaturen kann der Sauerstoffverbrauch höher sein: Spalten 5 und 6 können farblos werden.

Im Bild unten findet sich ein Beispiel, wie die Ergebnisse nach der Inkubation aussehen könnten.



2. Wenn den Bakterien viel Nahrung zur Verfügung steht, vermehren sie sich schneller und verbrauchen viel Sauerstoff. Nahrung aus organischen Verbindungen kommt oft als Ausscheidungen von Organismen oder Detritus vor. Wo die Produktivität hoch ist, finden Bakterien viel Nahrung: In küstennahen Gebieten entsteht viel Detritus, insbesondere an Flussmündungen mit großem Nährsalzeintrag. Durch die Nährsalze wird das Wachstum von Phytoplankton gefördert, was auch zu einem Anstieg der Biomasse von Zooplankton, Fisch und anderen Meerestieren führt.
3. Um Zeit zu sparen, kann der Versuch auch mit einer Bakteriensuspension durchgeführt werden. Dann entfällt die Einbettung der Bakterien in Alginate. Jedoch haben Schülerinnen und Schüler immer Spaß daran, Alginateperlen selbst herzustellen. Die Perlen können außerdem nach dem Versuch gewaschen und wiederverwendet werden. Sie halten in Flaschen mit Leitungswasser bis zu 3 Wochen im Kühlschrank.
4. Wenn ein Photometer zur Verfügung steht, kann der Versuch für ältere Schülerinnen und Schüler angepasst werden, indem sie den Verbrauch an Sauerstoff photometrisch quantitativ bestimmen. Das Experiment soll dann in Reagenzröhrchen mit Bakterienperlen durchgeführt werden. Der Sauerstoffverbrauch wird indirekt durch die Abnahme der Konzentration von Resazurin bestimmt, die bei 610 nm Wellenlänge gemessen werden sollte.

Eutrophierung im Miniformat

Im vorherigen Experiment konnte festgestellt werden, dass Bakterien mehr Sauerstoff verbrauchen, je mehr Nahrung sie aufnehmen. Die Nahrung von Bakterien im Meer besteht aus organischen Stoffen, meist toten Organismen oder deren Ausscheidungen. Unter welchen Bedingungen erhalten die Bakterien viel organisches Material zum Zersetzen?



Abb. 1: Algenblüte in der Ostsee

In einigen küstennahen Gebieten, besonders an Flussmündungen, wird häufig mineralstoffreiches Wasser in Form von Abwasser oder Dünger eingeleitet. Wenn Mineralstoffe, wie Stickstoff und Phosphor, im Überfluss vorhanden sind, kommt es zu vermehrten Algenblüten. Hier spricht man von Eutrophierung. Die Algen sind die Nahrungsquelle für viele kleine Tiere und Fische. Abbildung 1 ist ein Satellitenbild von einer Algenblüte in der Ostsee, ein Phänomen, das immer öfter beobachtet wird. Bei einem hohen Nahrungsangebot vermehren sich die Organismen schnell. Als Folge wird einerseits viel ausgeschieden und andererseits sterben viele Organismen ab. Viel Detritus bedeutet viel Nahrung für Bakterien, also viele Zersetzungsprozesse. Dies kann zu einer übermäßigen Sauerstoffzehrung im Wasser führen, sodass Tiere nicht mehr genug Sauerstoff zum Atmen haben.

Bakterien können diesen Prozess auch stoppen, indem sie Nitrat aufnehmen und verbrauchen, bevor es zu Algenblüten kommen kann. Diese Bakterien nehmen, wenn kein gelöster Sauerstoff im Wasser vorhanden ist, das Nitrat als Ersatz für Sauerstoff auf. So werden beispielsweise Stickstoffverbindungen dem Wasser entzogen und der Überschuss aufgehoben.

In diesem Versuch wird Eutrophierung in kleinen Reagenzröhrchen nachempfunden und die Entwicklung des Sauerstoffschwundes vom Sediment aus sichtbar gemacht.

Vorbereitung

Die Vorbereitung des benötigten Sediments und der Wasserproben kann bis zu einer Woche vor dem Versuch durchgeführt und die Materialien in Flaschen im Kühlschrank aufbewahrt werden.

1. Für diesen Versuch nimmt man als Sedimentprobe nur die dünne, braune Oberflächenschicht des Meeres- bzw. Seebodens, die noch aerob ist. Unter dieser liegt oft eine dickere, schwarze anaerobe Sedimentschicht. Diese ist für diesen Versuch nicht geeignet.
2. Damit größere Organismen wie Schnecken im Sediment die Ergebnisse nicht verfälschen können, sollte die Sedimentprobe durch ein feines Sieb mit 1 mm Maschenweite (alternativ: Teesieb) geschüttet werden.

Material

6 12-ml-Reagenzröhrchen mit Schraubdeckel

1 Reagenzglasständer

1 250-ml-Becherglas

1 Pipette

2%-Glucoselösung

0,5 mmol/l Resazurinlösung

Sediment und Probewasser (aus dem Meer oder aus Binnengewässern)

Sicherheitshinweis

alle Materialien sind unbedenklich

Resazurinpulver ist leicht ätzend. Die hier angegebene Konzentration ist jedoch unbedenklich. Bei Haut- oder Augenkontakt sofort mit viel Wasser mindestens 15 Minuten lang ausspülen.

Durchführung

1. **Bereite eine Sedimentsuspension mit dem Probewasser vor, die dünn genug ist, dass man sie gut mit der Pipette aufnehmen kann. Überführe jeweils 2 ml dieser Suspension mit der Pipette in die 6 Reagenzröhrchen. Stelle sicher, dass die Suspension gut vermischt ist, bevor die Proben genommen werden.**
2. **Gib 150 ml des Probewassers in das Becherglas und versetze dies mit der Resazurinlösung, bis es eine dunkle, blaue Farbe annimmt. Fülle die Röhrchen vorsichtig bis zur Hälfte mit dem gefärbten Probewasser.**
3. **Füge mit der Pipette 6 unterschiedliche Mengen der Glucoselösung in die Reagenzröhrchen hinzu. Beginne mit 0 Tropfen im ersten Röhrchen. Dies ist die Blindprobe. Gib in die folgenden Reagenzröhrchen 2, 4, 6, 8 und 10 Tropfen. Beschrifte die Röhrchen.**
4. **Fülle die Reagenzröhrchen bis zum Rand mit dem Probewasser und verschließe sie luftdicht mit dem Deckel. Der Inhalt wird vorsichtig vermischt und die Gläser in den Ständer gestellt.**
5. **Decke den Reagenzglasständer sorgfältig mit Aluminiumfolie oder schwarzem Papier ab und lasse ihn über Nacht an einem dunklen Ort stehen. (Resazurin ist lichtempfindlich!)**

Ergebnisse und Deutung

1. **Dokumentiere deine Ergebnisse mit einem Foto deines Smartphones. Beschreibe deine Beobachtungen!**

2. **Erkläre deine Ergebnisse mithilfe des unterschiedlichen Sauerstoffverbrauchs.**

3. **Eine typische Tiefenverteilung von Bakterien in der Wassersäule im Meer ist in Abb. 2 dargestellt. Erkläre, warum die Bakterienzahl an der Oberfläche hoch ist und warum sie mit der Tiefe abnimmt.**

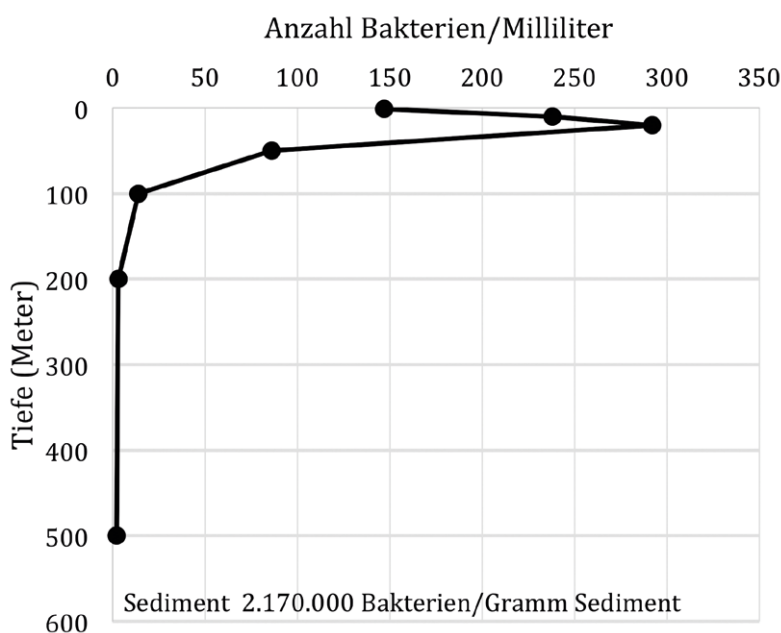


Abb. 2: Tiefenverteilung der Bakterien im Meer
Quelle: *The Oceans, Their Physics, Chemistry, and General Biology*. New York: Prentice-Hall, 1942. <http://ark.cdlib.org/ark:/13030/kt167nb66r/>



Zusatzinformation für Lehrkräfte

Eutrophierung im Miniformat

Damit die Schülerinnen und Schüler die Ergebnisse ihrer Versuche richtig deuten können, bitte das Informationsblatt über Resazurin auf Seite 66 an sie verteilen.

Die Ergebnisse in diesem Versuch hängen davon ab, woher die Sedimentprobe stammt. Wenn das Sediment stark aerob ist, kann es zu einem gleichmäßigen Verlust der Farbe des Resazurins kommen. In diesem Fall werden keine Unterschiede in den verschiedenen Röhrcchen beobachtet werden. Als Alternative zum Sediment können hier auch Joghurtbakterien in Alginatkügelchen verwendet werden, da sie fakultativ anaerob sind. Allerdings ist die Verwendung von Sediment aus dem Feld realistischer und entspricht eher den Prozessen in der Natur.

1. Je nach Temperatur und Dauer der Inkubation können die Reagenzröhrcchen zum Ende der Inkubation wie auf dem Bild unten (Abb.1) aussehen.



→
Zunehmende Glucosezugabe

2. Die stärkste Sauerstoffzehrung fand in den Röhrcchen mit der größten Glucosezugabe statt. Mehr Glucose entspricht mehr organischem Material, das für den Stoffwechsel der Bakterien vorhanden ist. Solange das Wasser aerob ist, wird Sauerstoff für den Stoffwechsel benutzt. In allen Röhrcchen findet der höchste Sauerstoffverbrauch im Wasser unmittelbar über dem Sediment statt, wo die höchste Bakterienkonzentration anzunehmen ist. Sobald der Sauerstoff in den Röhrcchen aufgebraucht ist, schalten die fakultativ anaeroben Bakterien auf einen anaeroben Stoffwechsel um und nutzen andere Elektronenakzeptoren für die Energiegewinnung. In diesem Versuch war es das Resazurin. Da

Zeitaufwand

30 Min. Vorbereitung der Materialien

20 Min. Durchführung

Altersempfehlung

14 Jahre und älter

Didaktischer Kontext

Biologie-, Chemieunterricht, Projekttag, Arbeitsgemeinschaften

Nötige Vorkenntnisse

aerober und anaerober Stoffwechsel, Redoxreaktionen

Abb. 1: Der Farbwechsel gibt einen indirekten Hinweis auf die Menge an Sauerstoff, die die Bakterien zur Atmung verbraucht haben. Der Verbrauch von Resazurin zeigt, dass anaerober Stoffwechsel eingesetzt hat.

die Sauerstoffknappheit in den Röhren nicht aufgehoben wird und noch genügend Substrat zum Verarbeiten vorhanden ist, benutzen die fakultativ anaeroben Bakterien dann den nächstmöglichen Elektronenakzeptor, hier das Resorufin. Je mehr organisches Material zur Verfügung steht, desto höher ist der Bedarf an Elektronenakzeptoren, weshalb mehr von dem Resorufin zu Dihydroresorufin reduziert wird. Das Wasser wird farblos.

In der Tiefe ist die Versorgung mit neuem Sauerstoff erschwert, denn ohne Vermischung wird der Sauerstoff, der von der Oberfläche kommt, nicht bis dorthin transportiert. Da Sedimente aber eine hohe Bakterienaktivität aufweisen, wird das Wasser in der Tiefe dann oft anoxisch. So entstehen sauerstofffreie Bereiche, wo sich Organismen, die zum Überleben Sauerstoff brauchen, nicht mehr aufhalten können.

3. Bakterien gedeihen am besten dort, wo es viel organisches Material gibt, das sie für ihren Stoffwechsel verwenden können. Das Phytoplankton erzeugt dieses Material durch seine Photosynthese, die in Tiefen stattfindet, wo noch genügend Licht und ausreichend Nährsalze zur Verfügung stehen. Im Ozean ist dies normalerweise unmittelbar an der Oberfläche der Fall. In vielen Regionen werden die Nährsalze dort jedoch schnell aufgebraucht, was – ebenso wie in unserem Beispiel – dazu führt, dass sich der Bereich der aktiven Photosynthese allmählich nach unten verlagert. Das Material, das dann von dort weiter nach unten fällt, beginnt aber noch in der oberen Wassersäule, von den Bakterien wieder zersetzt zu werden, und so kommt weiter unten immer weniger organisches Substrat an. Folglich sind in den tieferen Schichten der Wassersäule auch weniger Bakterien zu finden.

Obwohl ein großer Anteil des organischen Materials auf dem Weg zum Boden schon von Bakterien verarbeitet wird, erreicht noch ca. 20 % davon den Meeresboden. Große, schnell sinkende tote Organismen und Makroalgen tragen auch zu den organischen Stoffen im Sediment bei, die für mikrobiellen Stoffwechsel als Substrat verbraucht werden können. Die so zur Verfügung stehende Menge an Stoffen für den Stoffwechsel ermöglicht das Gedeihen einer Vielzahl von Bakterien im Sediment. Darüber hinaus bieten Sedimentkörner eine große Oberfläche mit unterschiedlichen ökologischen Mikro-Nischen, an die sich Bakterien anlagern und sich je nach ihren besonderen Wachstumsanforderungen vermehren können.

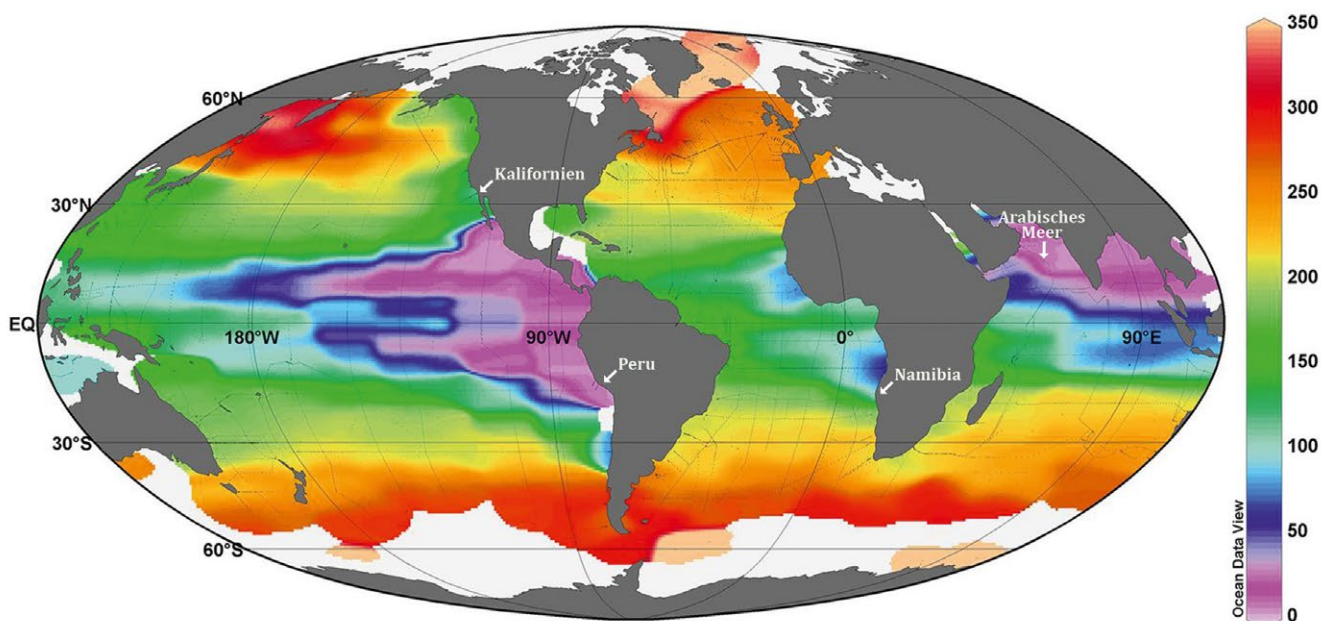
Mikrobielle Prozesse in Sauerstoff- minimumzonen

5

Nancy Weiland-Bräuer: Einleitung in das Kapitel

Von den in den Weltmeeren gelösten Gasen sind vor allem Sauerstoff und Kohlendioxid lebensbestimmend für die Mikroorganismen im Meer, die wiederum essentiell für den Stoffhaushalt mariner Ökosysteme und Nahrungsnetze sind. Aktuelle Messungen zeigen allerdings, dass die Sauerstoffmenge in den Weltmeeren in den letzten 50 Jahren um etwa 2 % abgenommen hat. Heute gibt es in den Ozeanen zahlreiche Gebiete mit wenig oder keinem Sauerstoff – darunter Teile der subtropischen und tropischen Ozeane vor Kalifornien, Peru und Namibia, sowie die tiefen Wassermassen des Arabischen Meeres (Abb. 1). In solchen Sauerstoffminimumzonen (Englisch oxygen minimum zones, OMZs) fallen die Sauerstoffkonzentrationen von normalen 4 bis 6 mg/l weit unter 2 mg/l. Der Sauerstoffmangel in diesen Zonen beeinflusst auch andere Kreisläufe im Meer. So finden sich in den OMZs regelrechte Stickstoffsinken (Abb. 2). Jedes Lebewesen braucht Stickstoff zum Leben und Wachsen, aber viele Organismen haben nicht die Fähigkeit, diesen lebensnotwendigen Stickstoff direkt aus dem molekularen Stickstoff zu nutzen, der als gasförmiges N_2 in der Atmosphäre vorkommt.

Abb. 1: Sauerstoffminimumzonen (OMZs). Die weltweite Verteilung von Sauerstoff (auf dem Dichtehorizont von $\sigma_0 = 26,4 \text{ kg/m}^3$) ist mittels Farbkodierung visualisiert. Sauerstoffminimumzonen sind als violette Flächen ($< 10 \mu\text{mol/kg}$ Sauerstoff) gekennzeichnet.



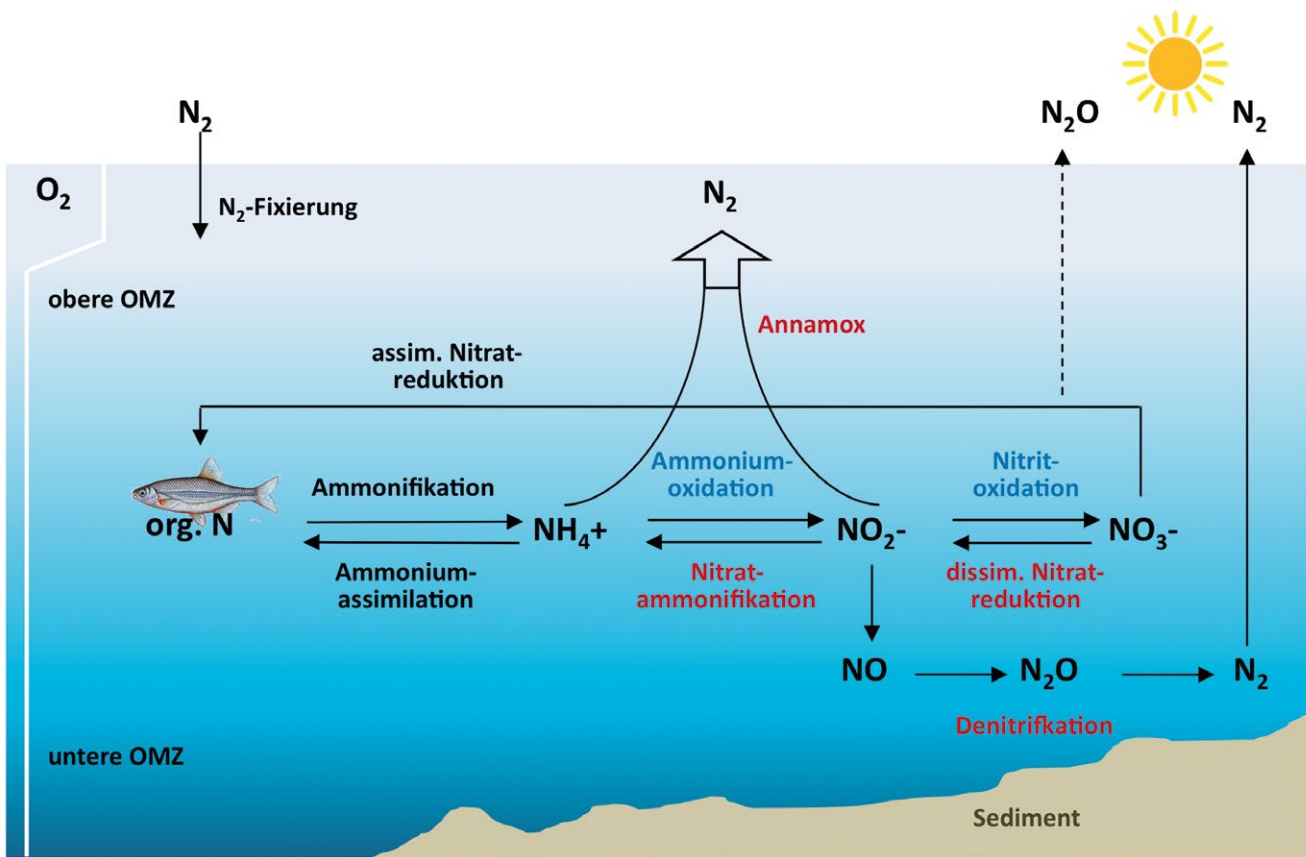


Abb. 2: Stickstoffkreislauf im Ozean. Sauerstoff nimmt mit der Wassertiefe ab (weiße Linie). In Sauerstoffminimumzonen (OMZs) sind die unter anaeroben Bedingungen ablaufenden Prozesse des Stickstoffkreislaufs (rot) vor den aeroben Prozessen (blau) vorherrschend. Dies führt zu einem enormen Verlust an Stickstoff in OMZs.

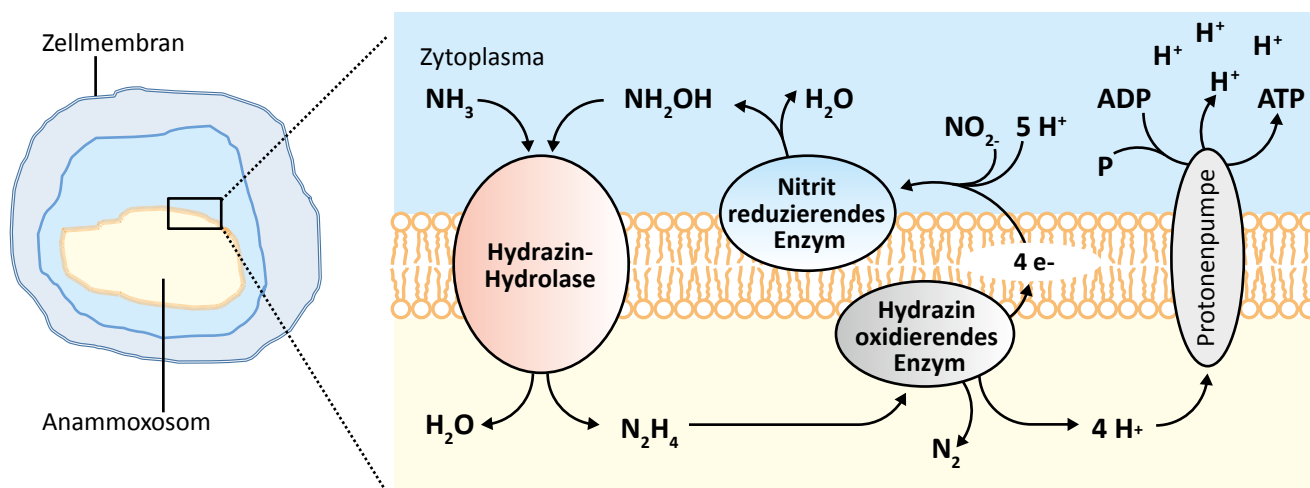
Den meisten Organismen fehlen die entsprechenden Werkzeuge, sprich Katalysatoren oder Enzyme, zur Stickstofffixierung und sie sind deshalb auf biologisch verfügbare Stickstoffverbindungen wie Ammonium (NH_4^+), Nitrit (NO_2^-) und Nitrat (NO_3^-) angewiesen, die von den sogenannten stickstofffixierenden Organismen kommen. Im Stickstoffkreislauf spielt Ammonium eine Schlüsselrolle als Quelle und Produkt der Remineralisierung von Stickstoffkomponenten (Abb. 2). Mikroorganismen, die Stickstoff fixieren können, sind entweder freilebend oder leben in Symbiosen. Beispielhaft sind hier die Gattungen *Azotobacter*, *Azomonas* und Cyanobakterien oder aber *Rhizobia* und *Frankia* zu nennen. Da die Stickstofffixierung sehr energieaufwändig ist, wird sie streng reguliert und durch das sehr komplex aufgebaute Enzymsystem *Nitrogenase* katalysiert. Dieser Enzymkomplex setzt sich aus zwei völlig verschiedenen Proteinen zusammen, die auch als zwei individuelle, isolierbare, bei der katalytischen Reaktion jedoch zusammenwirkende Enzymkomponenten angesehen werden können. Für den energieaufwändigen Prozess werden ATP, reduzierte *Ferredoxine* und eventuell auch andere *Cytochrome* und *Coenzyme* benötigt. Als Produkt entsteht Ammonium, welches dann in die Zellen eingebaut wird und dessen externe Verfügbarkeit schließlich die Fixierung von Stickstoff hemmt.

Ammonium wird allerdings von einer kleinen Gruppe chemolithoautotropher Bakterien auch als Substrat verwendet, um in einem zweistufigen Prozess, der als Nitrifikation bekannt ist, Ammonium über Nitrit zu Nitrat zu oxidieren. Dieser Prozess benötigt Sauerstoff. Die Nitrifikation findet hauptsächlich im unteren Bereich der euphotischen (oberen, lichtdurchfluteten) Zone statt, in der das Phytoplankton lichtlimitiert ist und die Assimilation von Ammonium gering ist. Das gebildete Nitrat dient entweder dem Phytoplankton als Stickstoffquelle oder akkumuliert im Tiefenwasser. Ammoniumoxidierer wie *Nitrosomonas*

oder *Nitrococcus* übernehmen im ersten Teilprozess die Oxidation von Ammonium zu Nitrit. Die Oxidation von Ammonium mittels molekularem Sauerstoff erfolgt mithilfe zweier Enzyme. Im ersten Schritt wird Ammonium zu Hydroxylamin durch das Enzym *Ammonium-Monooxygenase* (AMO) oxidiert. Im zweiten Schritt wird Hydroxylamin zu Nitrit oxidiert, katalysiert durch die *Hydroxylamin-Oxidoreduktase* (HAO). Das Nitrit dient nun den Nitritoxidierern wie *Nitrobacter* und *Nitrococcus* in der zweiten Stufe der Nitrifikation als Substrat für die Oxidation von Nitrit zu Nitrat. Diese Umsetzung wird durch das Enzym *Nitrit-Oxidase* katalysiert. Das durch Nitrifikation entstandene Nitrat muss vor dem Einbau in die Zelle im Zuge der assimilatorischen Nitratreduktion im Zytoplasma zu Ammonium reduziert werden. Auch hier handelt es sich um einen zweistufigen Prozess, in dem das Enzym *Nitrat-Reduktase* Nitrat zu Nitrit reduziert und die *Nitrit-Reduktase* Nitrit zu Ammonium reduziert.

Unter mikroaerophilen oder gar anaeroben Bedingungen, also wie sie in OMZs vorherrschen, können Mikroorganismen Nitrat als Elektronenakzeptor für die Oxidation organischen Materials nutzen. Bei der von fakultativ anaeroben Bakterien betriebenen dissimilatorischen Nitratreduktion (Nitratatmung) wird Nitrat anstelle von Sauerstoff als Wasserstoffakzeptor benutzt (anaerobe Atmung). Als Substrat werden meist organische Verbindungen, oft auch molekularer Wasserstoff, oxidiert. Der Energie-(ATP-)Gewinn erfolgt durch eine oxidative Phosphorylierung an einer Elektronentransportkette. Eine Reihe von Bakterien, z.B. viele *Enterobacteriaceae*, können Nitrat mithilfe der *Nitrat-Reduktase* nur bis zum Nitrit reduzieren, welches schließlich ausgeschieden wird (Nitrat-Nitrit-Atmung). Nitrit kann zum Beispiel von *Bacillus*-Arten in mehreren Stufen während des Prozesses der Nitratammonifikation durch ein *Nitrit-Reduktase*-Enzymsystem zu Ammonium reduziert werden. Ein wichtiger Typ der Nitratatmung ist die Denitrifikation, bei der Nitrat bis zum molekularen Stickstoff reduziert wird. Denitrifikation wird durch sehr viele fakultativ anaerobe Bakterien ausgeführt, wie z.B. *Paracoccus denitrificans*, *Thiobacillus denitrificans* und *Pseudomonas stutzeri*. Als Endprodukt der Denitrifikation entstehen hauptsächlich Kohlenstoffdioxid (CO_2), Wasser (H_2O) und molekularer Stickstoff (N_2). Als Nebenprodukte können in geringen Mengen auch die gasförmigen Verbindungen Stickstoffmonoxid (NO) und Distickstoffoxid (N_2O) freigesetzt werden. Diese beiden Verbindungen sind mit für den Treibhauseffekt verantwortlich. Neben organischen

Abb. 3: Anaerobe Ammoniumoxidation (Anammox). Stickstoffverluste in OMZs werden hauptsächlich durch Anammox verursacht. Ammonium (NH_4^+) wird mit Nitrit (NO_2^-) unter anaeroben Bedingungen zu molekularem Stickstoff (N_2). Die dafür verantwortlichen Enzyme befinden sich in spezialisierten Organellen, den Anammoxosomen, der Anammox-betreibenden Mikroorganismen.



Nancy Weiland-Bräuer



Ich bin in der ehemaligen DDR geboren und in Thüringen aufgewachsen, sodass ich in frühen Kindheitstagen kaum Reisen in entfernte

Regionen der Welt unternehmen konnte. Urlaube an der Ostsee und nach Öffnung der Grenzen an den verschiedensten Orte der Welt weckten schnell meine Liebe und das Interesse für die Küsten und Meere. Schon immer verband ich ein unglaubliches Freiheitsgefühl mit dem Meer, sodass es nicht verwunderlich ist, dass ich mich für den Diplom-Studiengang Biologie in Kiel entschieden habe. Hier habe ich mich jedoch gegen das Studium der Meeresbiologie und für die Hauptfächer Molekular- und Mikrobiologie entschieden. Seit Beginn meiner Promotionszeit, während der PostDoc-Phase und nun als Habilitandin konnte ich meine Forschungen mit marinem Fokus ausrichten. Insbesondere untersuche ich die vielfältigen Interaktionen zwischen Viren, Bakterien und marinen Vielzellern, wie der Ohrenqualle *Aurelia aurita*, und bin noch heute fasziniert vom Zusammenspiel der einzelnen Partner und interessiert, wie dieses Gleichgewicht aufrechterhalten oder durch Eingriffe, z.B. des Menschen, gestört wird.

Substraten werden oft auch Wasserstoff (H_2), seltener reduzierte Schwefelverbindungen als Substrat verwertet. Die Denitrifikationsenzyme werden unter anaeroben Bedingungen, oft erst bei gleichzeitigem Vorliegen von Nitrat, induziert. Die involvierten Enzyme sind die membrangebundene *Nitrat-Reduktase*, die periplasmatische *Nitrit-Reduktase* und *Distickstoffoxid-Reduktase*. Alle Reduktasen in der Denitrifikationskette sind Sauerstoff- und Ammonium-empfindlich. Die Denitrifikation spielt eine wichtige Rolle im Stickstoffkreislauf, da sie, so nahm man lange Zeit an, der einzige Prozess ist, in dem gebundener Stickstoff wieder in die molekulare Form überführt wird. Mittlerweile ist jedoch auch die anaerobe Oxidation von Ammonium und Nitrit zu molekularem Stickstoff, die auch als „Anammox“ bekannt ist, beschrieben. Der Prozess wird einer Lebensgemeinschaft aus Planctomyceten und autotrophen Ammoniumoxidierern zugeschrieben. Beim Anammox-Prozess finden grundsätzlich andere Reaktionen als bei der Nitratatmung in speziellen intrazellulären „Organellen“, den Anammoxosomen, mithilfe der Enzyme *Nitrit-Reduktase*, *Hydrazin-Synthase* und *Hydrazin-Dehydrogenase* statt (Abb. 3).

In den OMZs, in denen kein Sauerstoff vorhanden ist, setzen die dort vorkommenden Mikroorganismen also eine Kettenreaktion in Gang, an deren Ende immer mehr Stickstoff aus dem Meer verschwunden ist. Mit dem fortschreitenden Klimawandel schwellen die OMZs immer weiter an. Dadurch steigt letztlich auch der Stickstoffverbrauch. Obwohl OMZs nur ca. 0,1 % des globalen Ozeanvolumens ausmachen, wird deren Anteil am gesamten Stickstoffverlust der Ozeane auf 20 bis 40 % geschätzt. Letztlich werden die „Sauerstoffwüsten“ noch unwirtlichere Lebensräume, während gleichzeitig mehr Stickstoff und Stickstoffoxid, welches ein wichtiges Treibhausgas ist, in die Luft gelangt. Das Verständnis des Stickstoffkreislaufs ist ein Schlüsselfaktor für die Vorhersage der Reaktion des Ozeans auf den Klimawandel, da er einer der limitierenden Nährstoffe für das Leben in den Ozeanen ist. Der in Kiel ansässige Sonderforschungsbereich SFB 754 „Klima – Biogeochemische Wechselwirkungen im tropischen Ozean“ befasste sich daher mit der relativ neu erkannten Bedrohung der Desoxygenierung im Ozean, ihren möglichen Auswirkungen auf tropische Sauerstoffminimumzonen und ihren Auswirkungen auf das globale System der Klimabiogeochemie.

Enzymkinetik

Viele der Stoffwechselprozesse, die in Organismen stattfinden, verlaufen oft sehr langsam und/oder brauchen viel Energie. Gute Beispiele dafür sind die Prozesse für die Umwandlung von Stickstoff von einer Verbindung zur anderen. Um die Prozesse millionenfach zu beschleunigen, braucht ein Organismus Enzyme: Proteine, die tausende von biochemischen Vorgängen im Körper katalysieren. Ohne körpereigene Enzyme ist das Leben unmöglich. Enzyme, wie alle Katalysatoren, beschleunigen chemische Reaktionen, ohne dabei zerstört oder umgewandelt zu werden. Sie ermöglichen dies durch die Herabsetzung der Aktivierungsenergie der Reaktion. Da Enzyme Proteine sind, kann ihre Wirkung schnell durch die Bedingungen in ihrer Umgebung beeinflusst oder sie selbst können sogar in ihrer Struktur denaturiert (zerstört) werden. Beispiele für Umgebungsfaktoren sind Temperatur, pH-Wert oder die Anwesenheit von Hemmsubstanzen.

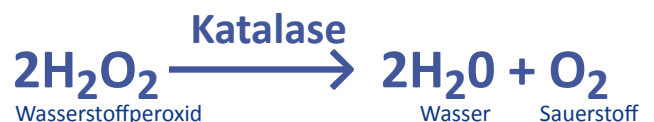
Für die Reaktion bindet ein Substratmolekül am aktiven Zentrum eines Enzyms an und bildet den Enzym-Substrat-Komplex. Hier wird das Substrat zum Produkt umgewandelt, das wieder abgespalten wird. Das freigeordnete Enzym kann direkt für die nächsten Reaktionen eingesetzt werden, solange das spezifische Substrat vorhanden ist.

Die Wirkung von Enzymen ist sehr spezifisch:

- Sie können nur eine **Reaktion** beschleunigen oder
- sie können nur Moleküle binden, die eine **spezifische funktionelle Gruppe** haben, z.B. Amino-, Phosphat- und Methylgruppen oder
- sie können nur bestimmte **chemische Verbindungen** aufbrechen oder
- sie binden sich nur an **bestimmte sterische oder optische Isomere**.

Die Bakterien, die am Stickstoffzyklus beteiligt sind, besitzen spezifische Enzyme, die nur spezifische Reaktionen katalysieren. Bei der 2-stufigen Nitrifikation von Ammonium zu Nitrat zum Beispiel sind verschiedene Bakterienarten für die unterschiedlichen Teilprozesse zuständig. Bei dem ersten Teilprozess, der Oxidation von Ammonium zu Nitrit, sind nur Bakterienarten beteiligt, die die Enzyme *Ammonium-Monooxygenase* (AMO) und *Hydroxylamin-Oxidoreduktase* (HAO) synthetisieren können. Der zweite Schritt, die Oxidation von Nitrit zu Nitrat, wird von Nitritoxidierern durchgeführt, die das Nitrit als Substrat mithilfe von *Nitrit-Oxidase* umsetzen.

In den folgenden Versuchen wird die Reaktionsgeschwindigkeit von *Katalase* untersucht. *Katalase* ist ein Enzym, das in fast allen lebenden Organismen vorkommt, bei denen Sauerstoff für den Stoffkreislauf verbraucht wird. Bei der Zellatmung entsteht Wasserstoffperoxid (H_2O_2) als Abfallprodukt. H_2O_2 ist ein Zellgift und muss rasch abgebaut werden, damit es sich in den Zellen nicht ansammelt. Um dies zu gewährleisten, produzieren sauerstoffatmende Organismen (Aerobier) *Katalase*, mit der H_2O_2 in harmloses Wasser und Sauerstoff umgewandelt wird. Die Reaktion kann wie folgt beschrieben werden:



Auch Hefezellen produzieren *Katalase*. Als Enzymquelle wird in den Versuchen eine Hefesuspension verwendet. Als Produkt wird der erzeugte Sauerstoff gemessen.

Material

- 1 50-ml-LL*- und/oder 100-ml-LL-Spritze
 - 1 20-ml-LL-Spritze
 - 1 3- oder 5-ml-LL-Spritze
 - 1 LL-3-Wege-Hahn/Ventil
 - 1 Silikonstopfen (24 mm Durchmesser mit 5 mm Bohrung)
 - 1 LL-Schlauchadapter (weiblich) (4 – 4,8 mm)
 - 1 LL-Stöpsel/-Stopfen
 - 10 50-ml-Zentrifugenröhrchen
 - 1 Stoppuhr
 - 2 Bechergläser (50 ml und 100 ml)
 - 1 Pipette
 - 1 Reagenzglasständer (optional)
- Bechergläser für die Wasserbäder (Alternativ: Babykostwärmer)
- 1 Päckchen Trockenhefe
- Eiswürfel
Heißes Wasser
30 %-ige Wasserstoffperoxid-Lösung
*LL = Luer-Lock

Sicherheitshinweis

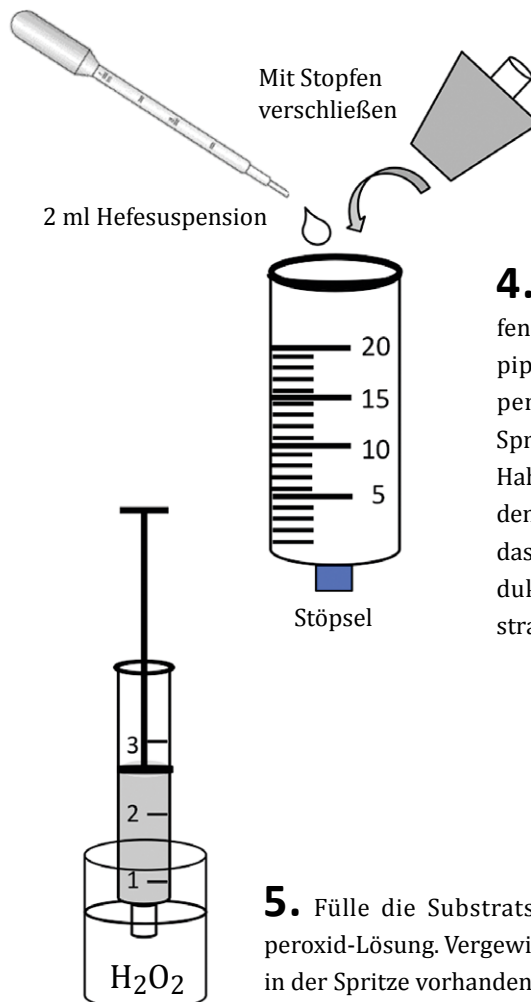
Aufsicht durch Erwachsene, Laborkittel, Schutzbrille, Handschuhe*

*H₂O₂ bei einer höheren Konzentration als 20 % ist ätzend.

Durchführung

Die folgenden drei Versuche werden gemäß dieser Beschreibung durchgeführt. Abweichungen gelten dann, wenn die Substrat- und Enzymkonzentrationen verändert werden sollen. Der Versuchsaufbau ist auf Seite 81 abgebildet.

1. Mache dich mit der Funktionsweise des 3-Wege-Hahns vertraut!
2. Bereite die Hefesuspension vor. Gib 5 ml Trockenhefe in das Zentrifugenröhrchen und fülle es bis zur 50-ml-Markierung mit Leitungswasser auf. Dies entspricht einer 10 %-igen Hefesuspension. Schüttele diese so lange, bis keine Klumpen mehr vorhanden sind. Stelle sie beiseite.
3. Bereite eine 3 %-ige Wasserstoffperoxid-Lösung in einem Becherglas vor. Die Menge richtet sich nach dem Versuch, der gerade durchgeführt wird.



4. Entferne den oberen Stopfen von der Reaktionsspritze und pipettiere 2 ml von der Hefesuspension hinein. Verschließe die Spritze wieder. Setze den 3-Wege-Hahn an das Verbindungsstück auf den Stopfen und stelle das Ventil so, dass die Verbindungen mit der Produktspritze **zu** und mit der Substratspritze **auf** sind.

5. Fülle die Substratspritze mit 3 ml Wasserstoffperoxid-Lösung. Vergewissere dich, dass keine Luftblase in der Spritze vorhanden ist.

6. Stelle das Volumen sehr vorsichtig ein, sodass die Spritze nach oben und nicht auf eine Person zeigt (Verletzungsgefahr!). Setze die Substratspritze an die vorgesehene Stelle am Ventil an.

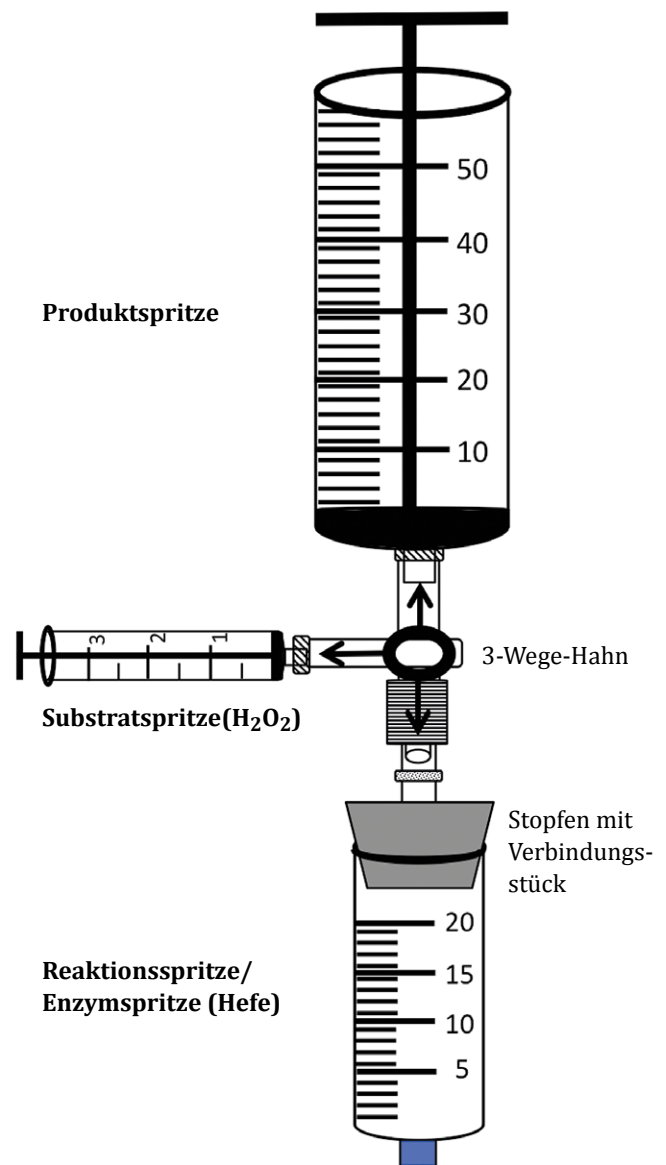
7. Die folgenden Aktionen sollen fast gleichzeitig erfolgen (Dies geht am besten zu zweit):
 - ▶ Drücke den Kolben der Substratspritze vollständig herunter, um die H_2O_2 -Lösung in die Reaktions-spritze zu entleeren. Halte den Stempel bis zum Ende des Versuchs gedrückt.
 - ▶ Starte gleichzeitig die Stoppuhr.
 - ▶ Lege dann das Ventil sofort um, sodass die Verbindung zwischen Reaktions-spritze und Produktspritze **offen** und zur Substratspritze **zu** ist.
8. Notiere die Menge (Volumen) des erzeugten Sauerstoffs in der Produktspritze 3 Minuten lang alle 10 Sekunden. Trage die Werte in eine Tabelle ein.
9. Entsorge nach dem Versuch den Inhalt der Reaktions-spritze im Waschbecken. Spüle die Spritze mit Leitungswasser ab.
10. Trockne alle Spritzen mit einem Papiertuch ab und wiederhole den Versuch zweimal.

Teil 1: Der Einfluss der Substratkonzentration auf die Enzymaktivität

- a. Berechne verschiedene Konzentrationen des Substrats Wasserstoffperoxid vor (3 %, 5 %, 10 %, 15 % und 20 %*). Die niedrigeren Konzentrationen werden aus einer Stammlösung von 20 %-igem H_2O_2 hergestellt.
- b. Benutze für diesen Versuch eine 10 %-ige Enzymkonzentration.
- c. Bei den höheren Substratkonzentrationen benötigt man eventuell eine 100-ml-Produktspritze.

Teil 2: Der Einfluss der Enzymkonzentration auf die Reaktionsgeschwindigkeit

- a. Benutze verschiedene Konzentrationen des Enzyms (2,5 %, 5 %, 10 %, 15 % und 20 %). Die niedrigeren Konzentrationen sollen aus einer 20 %-igen Stammlösung vorbereitet werden. (Je nach verfügbarer Zeit kann die Vorbereitung auch vorher durch die Lehrkraft erfolgen).



* Für Schulen ist es empfehlenswert, die Konzentration von 20 %-igem H_2O_2 nicht zu überschreiten, da bei höheren Konzentrationen H_2O_2 für die Haut ätzend ist. Die Schülerinnen und Schüler sollten Schutzbrillen und Handschuhe für das Experiment tragen.

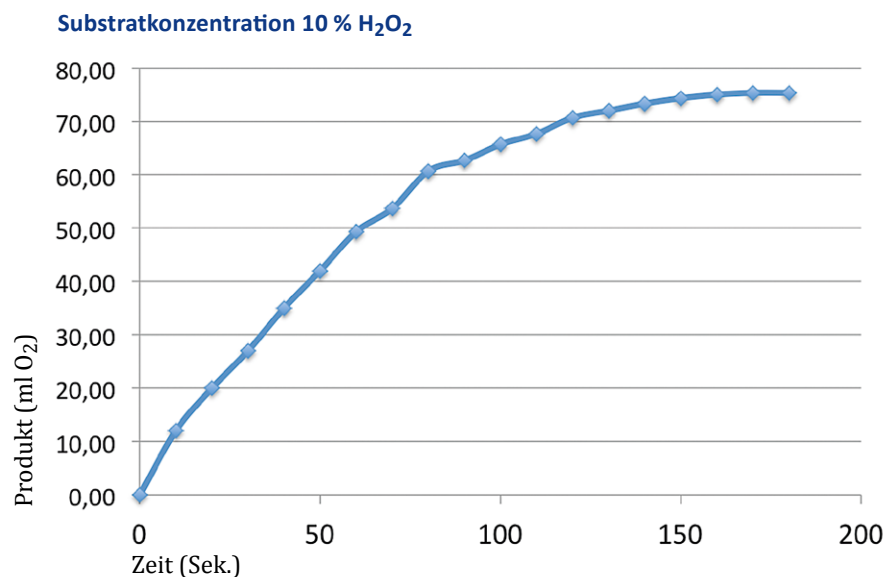
Teil 3: Der Einfluss von Temperatur auf die Reaktionsgeschwindigkeit

- a. Benutze für diesen Versuch 3 %-ige H_2O_2 -Lösung als Substrat und 10 %-ige Hefesuspension als Enzym. Bereite verschiedene Wasserbäder mit unterschiedlichen Temperaturen (z.B. 5 °C, 15 °C, 30 °C, 45 °C, 60 °C) vor.
- b. Es ist unbedingt notwendig, dass das Enzym und das Substrat während der Durchführung des Versuchs die gleiche Temperatur haben. Um diese zu gewährleisten, müssen sie mindestens 10 Minuten in den jeweiligen Wasserbädern liegen.

Datenanalyse

1. Erstelle für die verschiedenen Versuche Punktdiagramme der Produktmenge (y-Achse) gegen die Zeit (x-Achse). Ein Tabellenkalkulationsprogramm (z.B. Excel, OpenOffice, ...) wäre hier hilfreich.
2. Beschreibe den Verlauf der Kurven für die verschiedenen Substrat- und Enzymkonzentrationen und die Temperaturen. Erkläre die Bedeutung der Verläufe.
3. Errechne anhand der Daten die Geschwindigkeit der Reaktion bei verschiedenen Substrat- und Enzymkonzentrationen. Berücksichtige nur die mittlere Geschwindigkeit bis 60 Sekunden (Menge Produkt/60 Sek. in ml/Sek.) und erstelle damit einen Graphen mit der Geschwindigkeit auf der y-Achse und der Substrat- bzw. Enzymkonzentration auf der x-Achse. Erkläre den Verlauf der Kurven. Was passiert, wenn die Substrat- bzw. Enzymkonzentration eine bestimmte Höhe erreicht?
4. Erkläre die Unterschiede der Kurven für die untersuchten Parameter.

Beispieldiagramm





Zusatzinformation für Lehrkräfte

Zusatzinformation für Lehrkräfte

Die Versuche zur Enzymkinetik können entweder alle nacheinander oder in verschiedenen Gruppen durchgeführt werden. Ebenso ist es möglich, gezielt einzelne Versuche herauszugreifen und exemplarisch eines der Lernziele experimentell zu erarbeiten.

Die Datenauswertung kann sowohl manuell mit Stift und Papier als auch auf dem Computer mithilfe eines Tabellenkalkulationsprogramms erfolgen.

- **Tipp:** Die Werte sind nur **Richtwerte**. Die Ergebnisse hängen von der Temperatur und dem Alter der Reagenzien ab. Um die Vergleichbarkeit der Ergebnisse zu sichern, empfiehlt es sich, frische Reagenzien zu verwenden.

Zeitaufwand

10 Min.	Vorbereitung der Materialien
30 Min.	Durchführung pro Versuch
30 Min.	Datenanalyse und -aufbereitung pro Versuch

Altersempfehlung

16 Jahre und älter

Didaktischer Kontext

Biologie-, Physik-, Chemieunterricht, Projekttag, Arbeitsgemeinschaften, Schülerprojekte

Empfohlene Vorkenntnisse

Enzymkinetik



Abb. 1: Versuchsaufbau. Die Verbindung zwischen der Substrat- und Enzymspritze ist geöffnet.



Abb. 2: Das Substrat (H_2O_2) wird in die Reaktions-/Enzymspritze eingefüllt.

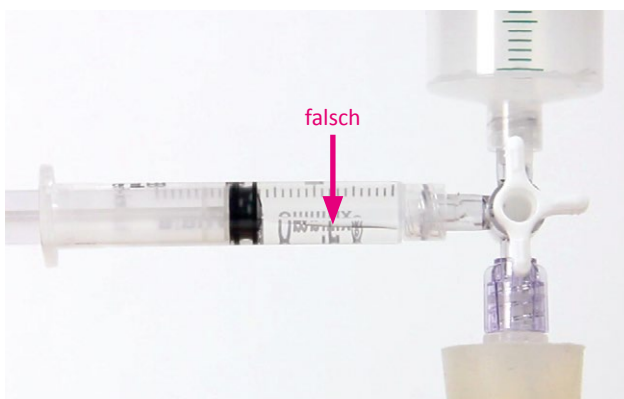


Abb. 3: Damit das Substrat nicht in die Spritze zurückfließt, soll der Kolben während des Versuchs gedrückt gehalten werden.

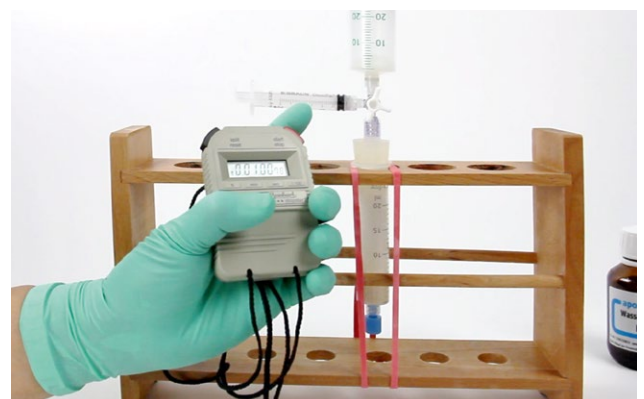


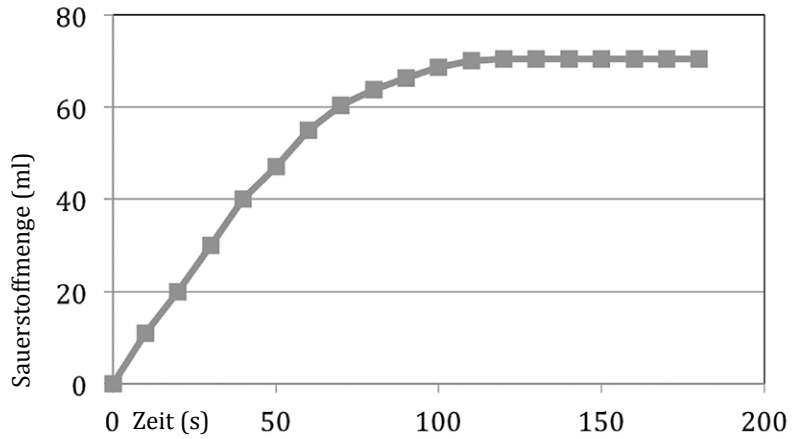
Abb. 4: Die Menge des erzeugten Produkts (Sauerstoff) wird 3 Minuten lang alle 10 Sekunden abgelesen.

1. Beispiel-Ergebnisse für Teil 1: Einfluss der Substratkonzentration auf die Enzymaktivität

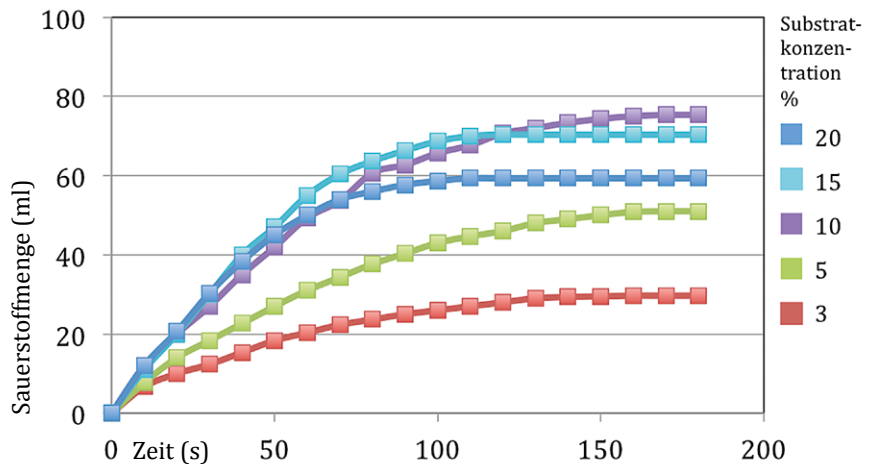
(Enzymkonzentration = 10 % Hefesuspension; Temperatur = 20 °C)

Substrat (% H ₂ O ₂)	Zeit (Min)	Produkt (ml Sauerstoff)			
		1.Ver-such	2.Ver-such	3.Ver-such	Mittel-wert
15 %	0	0	0	0	0,0
	10	11	11	11	11,0
	20	20	20	20	20,0
	30	30	30	30	30,0
	40	40	40	40	40,0
	50	48	47	46	47,0
	60	55	55	55	55,0
	70	60	61	60	60,3
	80	63	64	64	63,7
	90	66	67	66	66,3
	100	68	69	69	68,7
	110	70	70	70	70,0
	120	70	71	70	70,3
	130	70	71	70	70,3
	140	70	71	70	70,3
	150	70	71	70	70,3
	160	70	71	70	70,3
	170	70	71	70	70,3
180	70	71	70	70,3	

Substratkonzentration (15 % H₂O₂)



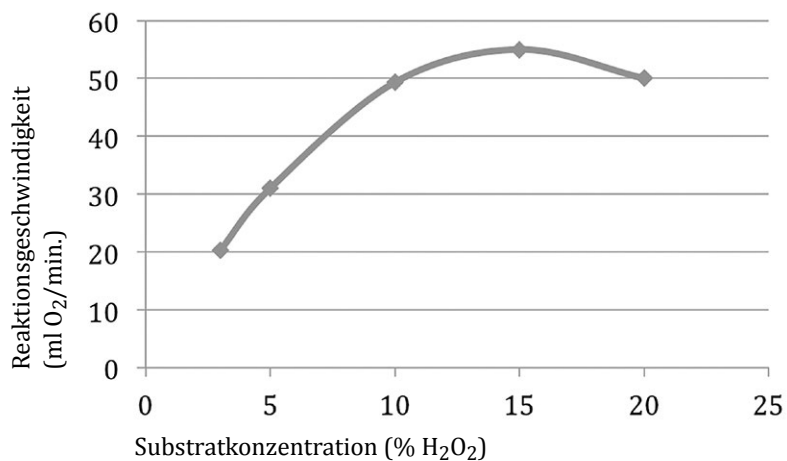
Kombinierte Darstellung der Versuche



LERNZIEL:

In dieser Darstellung können die Schülerinnen und Schüler Substratinhibition beobachten. Bei einem hohen Substratüberschuss fängt die Reaktionsgeschwindigkeit an abzunehmen, hier bei einer Substratkonzentration von 20 %.

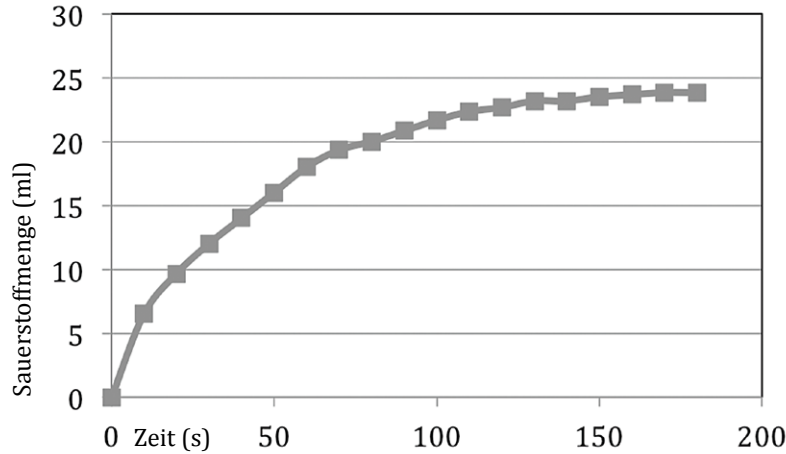
Reaktionsgeschwindigkeit bei verschiedenen Substratkonzentrationen



2. Beispiel-Ergebnisse für Teil 2: Der Einfluss der Enzymkonzentration auf die Reaktionsgeschwindigkeit.

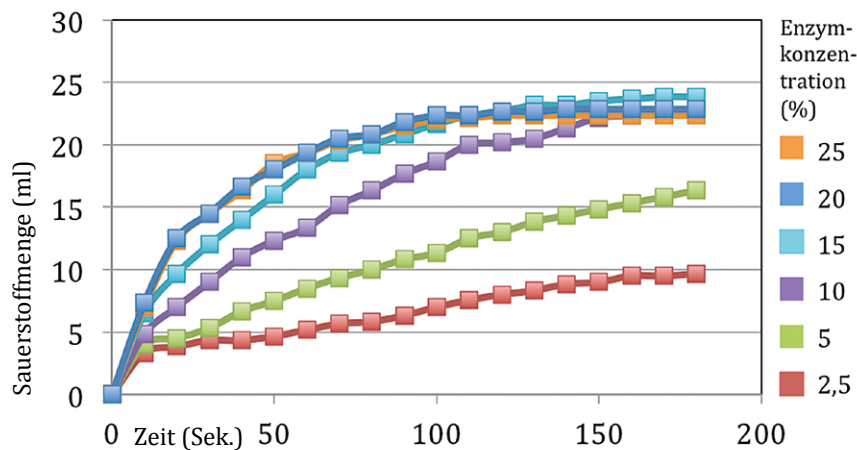
(Substratkonzentration = 3 % H₂O₂; Temperatur = 20 °C)

Enzymkonzentration (15 % Hefesuspension)

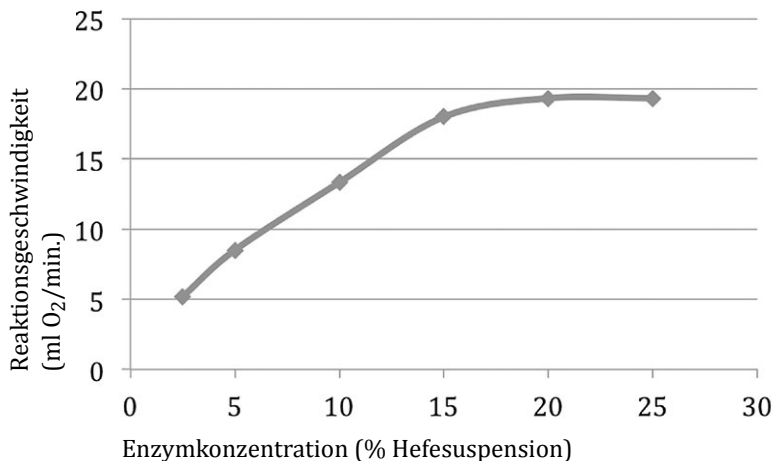


Enzym (% Hefe)	Zeit (Min)	Produkt (ml Sauerstoff)			
		1.Ver-such	2.Ver-such	3.Ver-such	Mittel-wert
15 %	0	0	0	0	0,0
	10	6	7	6	6,4
	20	10	10	9	9,7
	30	12	12	12	12,0
	40	14	14	14	14,0
	50	16	16	16	16,0
	60	18	18	18	18,0
	70	19	19	19	19,0
	80	20	20	20	20,0
	90	21	21	20	20,7
	100	22	21	21	21,0
	110	23	22	22	22,3
	120	23	22	22	22,3
	130	24	23	23	23,3
	140	24	23	23	23,3
	150	24	23	23	23,3
	160	24	23	23	23,3
	170	24	23	24	23,7
180	24	23	24	23,7	

Kombinierte Darstellung aller Enzymkonzentrationen



Zeitlicher Verlauf der Sauerstoffproduktion bei verschiedenen Enzymkonzentrationen



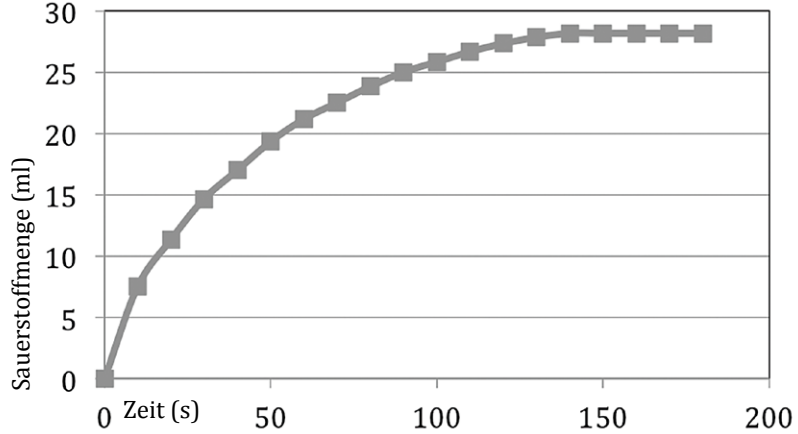
LERNZIEL:
In diesem Beispiel kann beobachtet werden, dass ab einer bestimmten Enzymkonzentration die Reaktionsgeschwindigkeit nicht weiter zunimmt, hier bei 15 %. Der Versuch demonstriert die Enzymsättigung.

3. Beispiel-Ergebnisse für Teil 3: Der Einfluss von Temperatur auf die Reaktionsgeschwindigkeit.

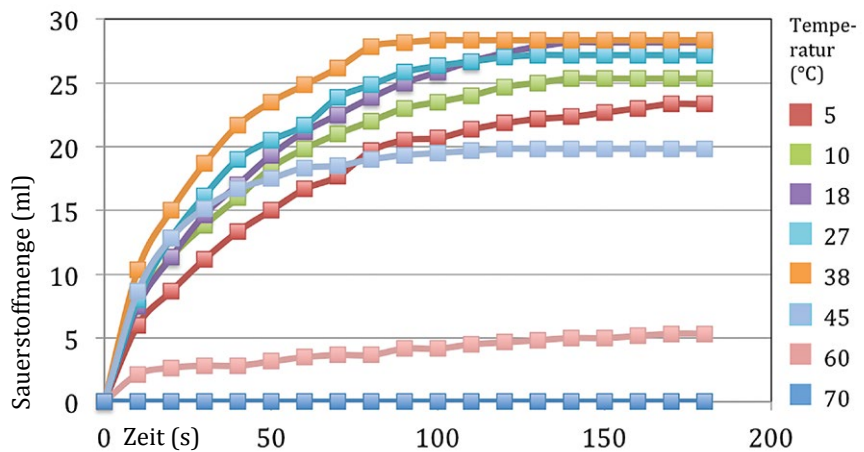
(Enzymkonzentration = 10 % Hefesuspension;
Substratkonzentration = 3 % H₂O₂)

Temperatur (°C)	Zeit (Min)	Produkt (ml Sauerstoff)			
		1.Ver-such	2.Ver-such	3.Ver-such	Mittel-wert
18 °C	0	0	0	0	0,0
	10	8	8	7	7,7
	20	12	12	10	11,3
	30	15	15	14	14,7
	40	17	17	17	17,0
	50	20	20	18	19,3
	60	22	22	20	21,3
	70	23	23	22	22,7
	80	24	24	23	23,7
	90	26	25	24	25,0
	100	27	26	24	25,7
	110	28	27	26	27,0
	120	28	28	26	27,3
	130	28	28	27	27,7
	140	28	28	28	28,0
	150	28	28	28	28,0
	160	28	28	28	28,0
	170	28	28	28	28,0
180	28	28	28	28,0	

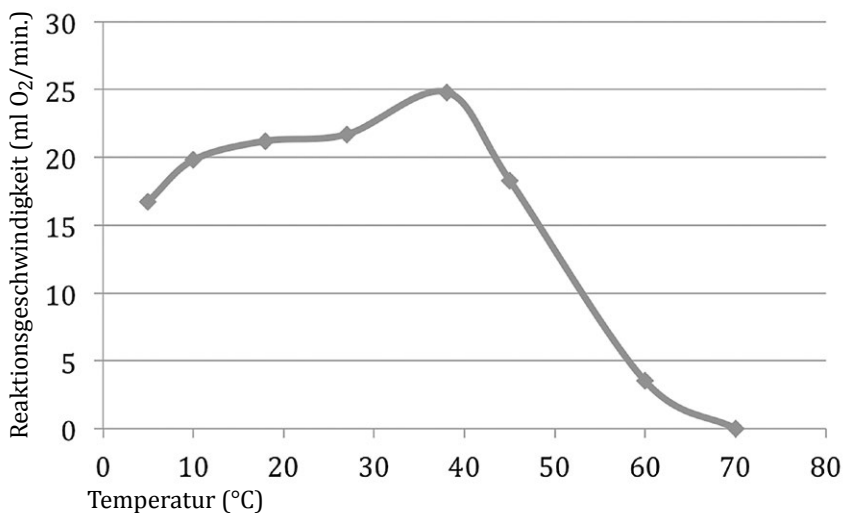
Temperatur 18 °C



Kombinierte Darstellung bei verschiedenen Temperaturen



Zeitlicher Verlauf der Sauerstoffproduktion bei verschiedenen Temperaturen



LERNZIEL:

Da Enzyme Proteine sind, können sie durch hohe Temperaturen zerstört (denaturiert) werden. Bevor diese Temperatur erreicht wird, nimmt die Reaktionsgeschwindigkeit mit der Temperatur zu (RGT-Regel). Ein weiterer Anstieg der Temperatur führt zur Zerstörung des Enzyms und zur vollständigen Hemmung der Reaktion.

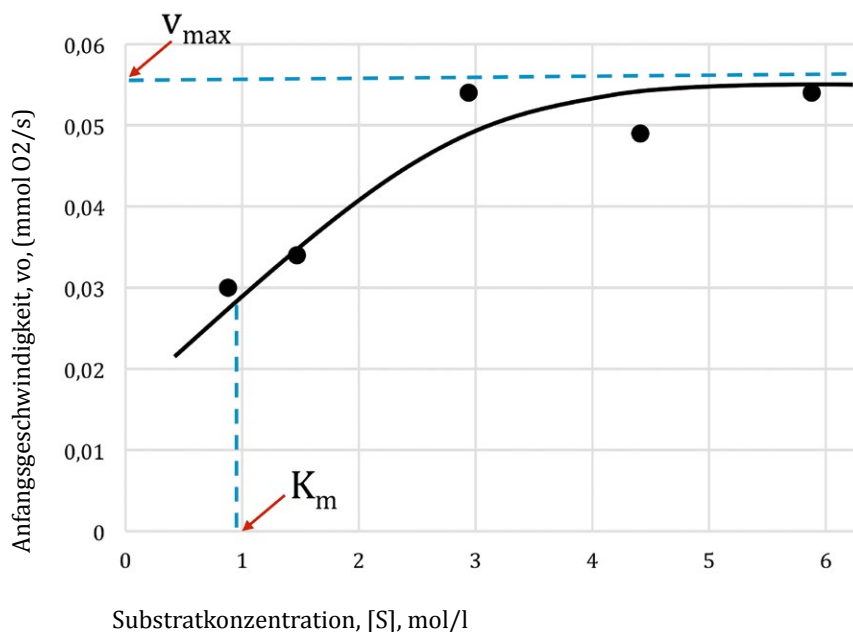
4. Berechnung der Michaelis-Menten-Konstante (K_m) und der v_{max}

Die Michaelis-Menten-Konstante (K_m) ist definiert als die Konzentration des Substrats in mol/l, bei der die halbmaximale Reaktionsgeschwindigkeit erreicht ist. Da die maximale Geschwindigkeit (v_{max}) einer enzymatischen Reaktion von der Anzahl der aktiven Zentren im Enzym bzw. von der Enzymkonzentration bestimmt wird, gibt K_m Auskunft darüber, bei welcher Substratkonzentration genau die Hälfte des Enzyms in einem Enzym-Substrat-Komplex gebunden ist: Je niedriger K_m , desto höher die Affinität des Enzyms für das Substrat.

Proberechnung

Für die Berechnung von K_m braucht man die Anfangsgeschwindigkeit bei den verschiedenen Substratkonzentrationen. In diesem Beispiel nehmen wir als Anfangsgeschwindigkeit die Reaktionsgeschwindigkeit in den ersten 10 Sekunden. Die Substratkonzentration und das Volumen des Produkts werden in mol/l bzw. mmol umgerechnet.*

Aus diesen Ergebnissen erstellt man die Michaelis-Menten-Kurve mit der Substratkonzentration **[S]** auf der x-Achse und der Anfangsgeschwindigkeit, v_o , auf der y-Achse. Anhand dieser Kurve kann man die maximale Geschwindigkeit (v_{max}) der Reaktion sowie die Michaelis-Menten-Konstante (K_m) abschätzen.



Diese Kurve beschreibt, wie die Konzentration des Substrats die Geschwindigkeit der enzymkatalysierten Reaktion beeinflusst. Dies wird quantitativ durch die Michaelis-Menten Gleichung beschrieben:

$$v_o = v_{max} [S] / (K_m + [S])$$

Für eine genauere Berechnung der v_{max} und der K_m erstellt man eine Lineweaver-Burke-Gerade. Dafür nimmt man den Kehrwert (Reziprok) der Substratkonzentration ($1/[S]$) und der Anfangsgeschwindigkeit ($1/v_o$).

Substrat-konzentration [S]		Anfangs-geschwindigkeit v_o	
(%)	mol/l	ml O ₂ /s	mmol O ₂ /s
3	0,88	0,67	0,030
5	1,47	0,77	0,034
10	2,94	1,20	0,054
15	4,41	1,10	0,049
20	5,88	1,20	0,054

*UMRECHNUNG:

Relevante Formeln:

$$c = \frac{n}{V}, \quad n = \frac{m}{M}, \quad n = \frac{V}{V_m} \text{ (gilt für Gase);}$$

c , Konzentration in mol/l

n , Stoffmenge in mol

m , Masse in g

M , molare Masse in g/mol

V , Volumen in l

V_m , molares Volumen in l/mol;

für Gase unter Normalbedingungen gilt

$V_m = 22,4$ l/mol

1. Prozent H₂O₂ in mol/l

(um die Umrechnung zu vereinfachen, nimmt man 1 g/ml als Dichte des H₂O₂)

Beispiel:

20 % H₂O₂ = 200 g/l; $m = 200$ g, $V = 1$ l

Molare Masse von H₂O₂:

$M_{H_2O_2} = 34$ g/mol

$$c = \frac{n}{V} = \frac{m}{V \cdot M} = \frac{200 \text{ g}}{1 \text{ l} \cdot 34 \text{ g/mol}} = 5,88 \text{ mol/l H}_2\text{O}_2$$

2. Milliliter O₂ in mmol

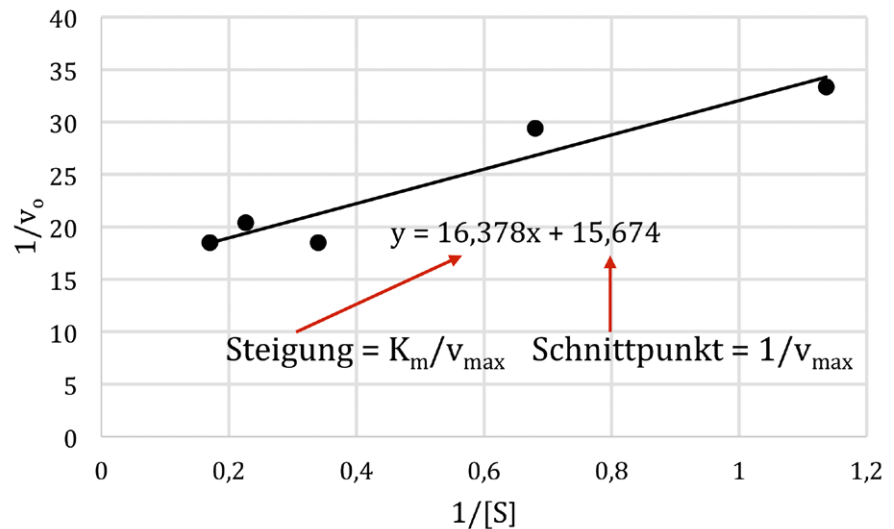
Beispiel:

$V = 1,20$ ml O₂

$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{1,2 \text{ ml}}{22,4 \text{ l/mol}} = 0,054 \text{ mmol O}_2$$

[S] mol/l	1/[S] 1/mol	v_o mmol O ₂ /s	1/ v_o s/mmol O ₂
0,88	1,14	0,030	33,33
1,47	0,68	0,034	29,41
2,94	0,34	0,054	18,52
4,41	0,23	0,049	20,41
5,88	0,17	0,054	18,52

Aus den $1/[S]$ und $1/v_o$ Werten erstellt man in einem Punktdiagramm die Lineweaver-Burke-Gerade, die man durch die doppelt-reziproke Umkehrung der Michaelis-Menten-Gleichung erhält. Dies funktioniert am besten, wenn man die Dateien in ein Tabellenkalkulationsprogramm eingibt und das Diagramm mit der Diagrammformel erstellt.



Die Lineweaver-Burke-Gleichung:

Mit der Diagrammformel kann man dann die v_{\max} und die Michaelis-Menten-Konstante (K_m) ausrechnen.

$$v_{\max} = 1/15,67$$

$$= 0,064$$

$$K_m = \text{Steigung} \times v_{\max}$$

$$= 16,38 \times 0,064$$

$$= 1,04$$

Der Stickstoffzyklus

Da Stickstoff ein unersetzbarer Baustein von Aminosäuren, Nucleotiden, Nucleinsäuren und Proteinen ist, ist er unverzichtbar für das Überleben und Wachstum aller Organismen. Obwohl Stickstoff fast 80 % der Atmosphäre ausmacht, ist er inert und muss zuerst in seine reaktiven Formen, wie Ammonium und Nitrat, umgewandelt werden, bevor er überhaupt von Lebewesen aufgenommen werden kann. Vor Beginn der Industrialisierung geschah diese Umwandlung im Ozean durch **Stickstofffixierung** von Organismen wie Cyanobakterien, Archaeen und im Phytoplankton lebenden symbiotischen Bakterien. Heutzutage haben aber die anthropogenen **Einträge** die natürliche Fixierung als Hauptstickstoffquelle abgelöst. Sie kommen als reaktiver Stickstoff sowohl **aus Flüssen** als auch aus der Atmosphäre, in die sie emittiert wurden.

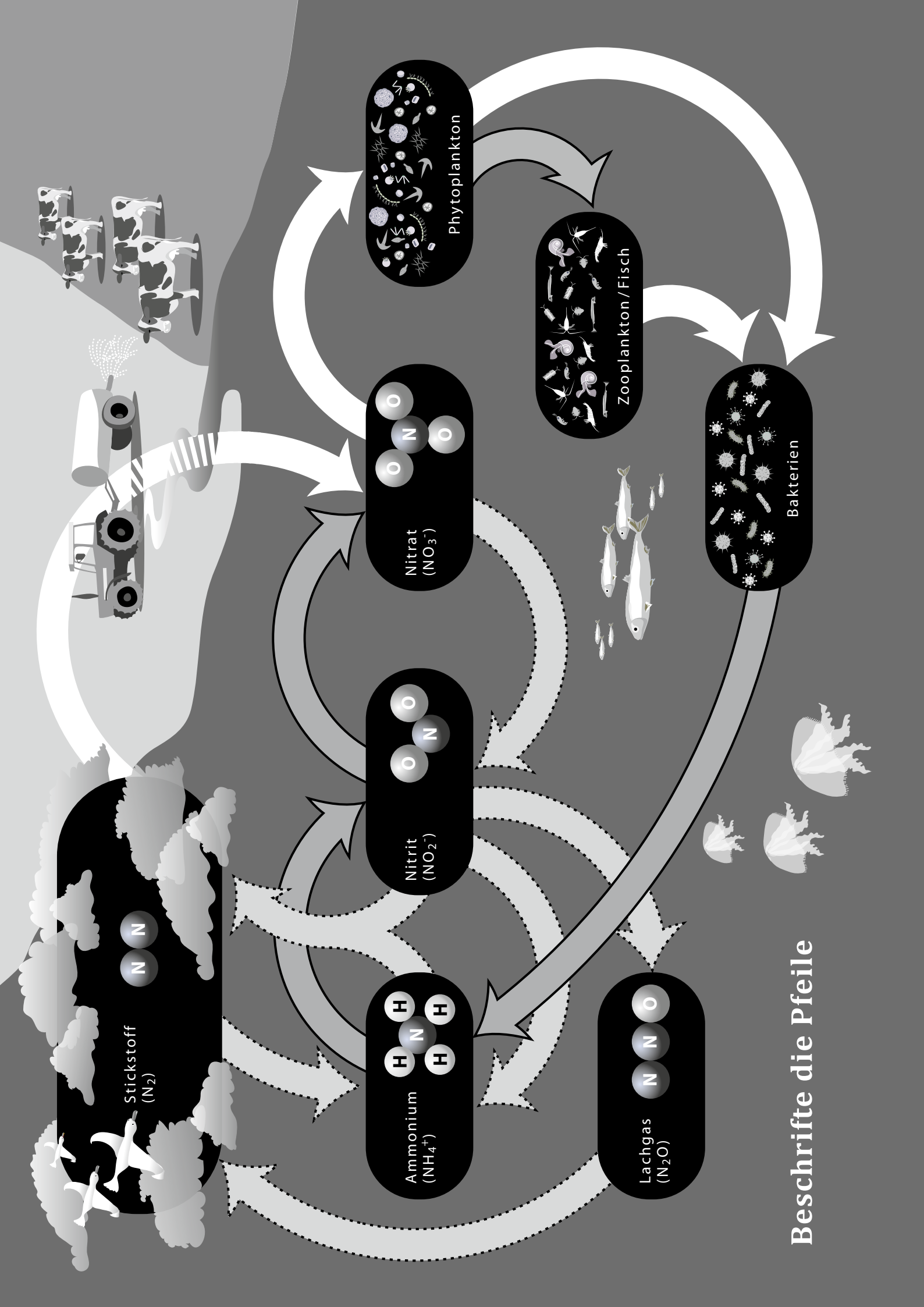
Der natürlich fixierte Stickstoff kommt als Ammonium im Meer vor, der von Menschen eingetragene Stickstoff als Ammonium und Nitrat, üblicherweise aus überschüssigem Dünger und Abwasser. Das Ammonium wird unter aeroben Bedingungen (Sauerstoff vorhanden) in dem 2-stufigen Prozess der **Nitrifikation** zuerst zu Nitrit und dann zu Nitrat umgewandelt. Nitrat ist die Form des Stickstoffs, die von Phytoplankton und anderen Pflanzen am meisten **assimiliert** wird. Tiere decken ihren Stickstoffbedarf, wenn sie sich mit Phytoplankton **ernähren**. Wenn Organismen **absterben**, werden sie unter Verbrauch von viel Sauerstoff von Bakterien zersetzt, wobei der von ihnen aufgenommene Stickstoff wieder durch **Remineralisierung/Ammonifikation** als Ammonium freigesetzt wird.

Die Auswirkungen von Stickstoff auf die Lebewesen in einem Ökosystem sind größer und anhaltender, je mehr dort eingeleitet wird und je länger er dort verbleibt. Dies wird im Ozean vermieden, denn er verliert immer Stickstoff an die Atmosphäre. Die zwei Prozesse, die dem Ozean Stickstoff entziehen (Hauptstickstoffsenken) sind die **Denitrifikation** und das **Anammox**. Diese benötigen keinen Sauerstoff. Bei der **Denitrifikation** wird Nitrat zu Nitrit reduziert und in weiteren Reduktionsvorgängen wird Nitrit zu Stickstoff umgewandelt, wobei Lachgas als Zwischenprodukt erzeugt wird. Bei **Anammox** wird das Nitrit aus der Reduktion von Nitrat für die Oxidation von Ammonium verwendet, um Stickstoff zu produzieren.

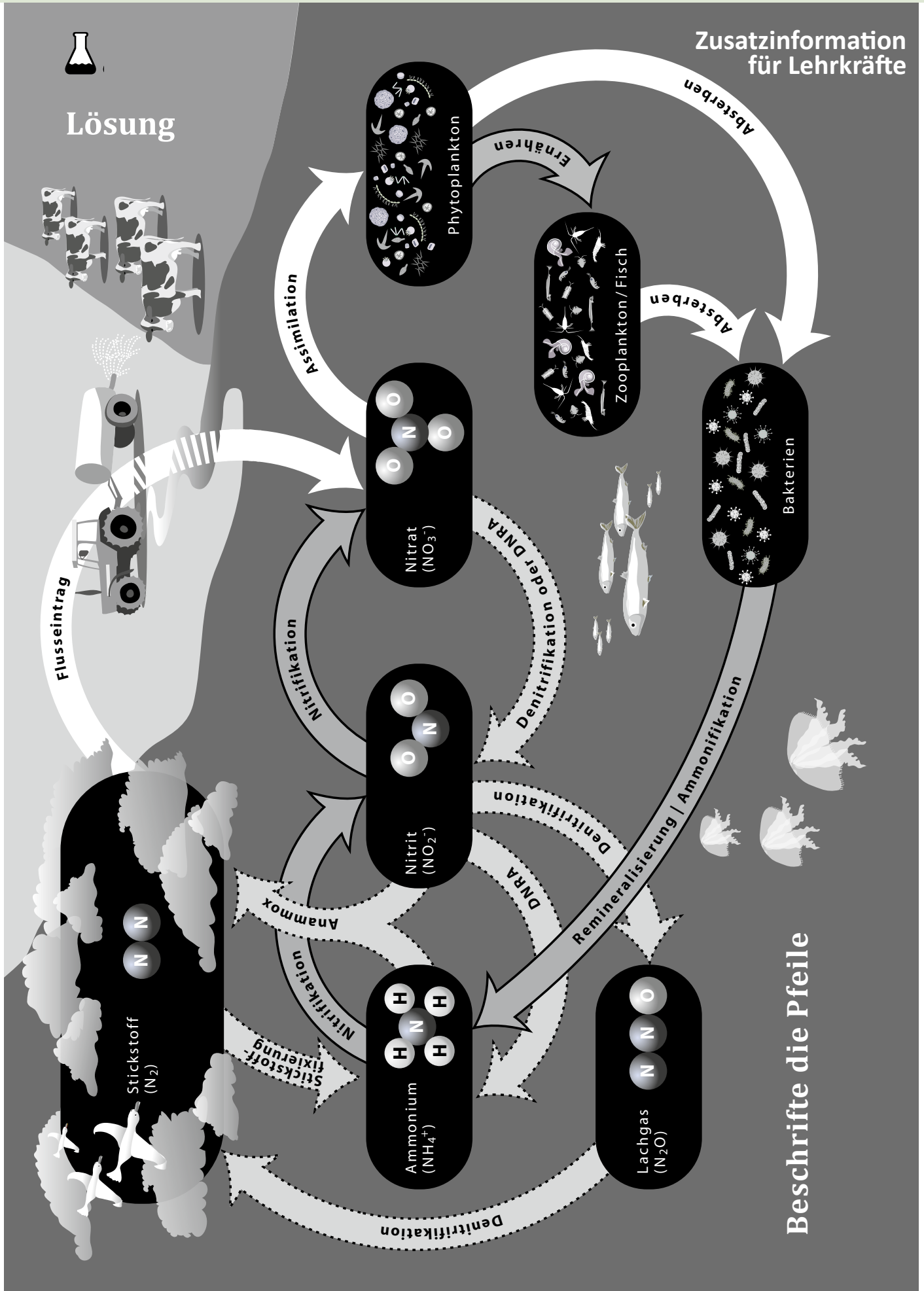
Unter anaeroben Bedingungen (Abwesenheit von Sauerstoff) können anaerobe Bakterien Nitrat und Nitrit anstelle von Sauerstoff als Elektronenakzeptor für die Oxidation von organischem Material verwenden (Nitratatmung). Denitrifikation ist eine Art Nitratatmung, deren Endergebnis zum Stickstoffverlust im Ozean führt. Eine andere Art der Nitratatmung ist die **Dissimilatorische Nitrat-Reduktion zu Ammonium (DNRA, Nitratammonifikation)**. Hierbei wird Nitrat über Nitrit zu Ammonium reduziert. Dieser Stoffwechselweg verhindert den Verlust von Stickstoff aus dem ozeanischen System, denn das Endprodukt Ammonium bleibt im Wasser.

Aufgabe

Die Abbildung stellt den Stickstoffzyklus dar. Die grauen Pfeile mit durchgezogener Kontur zeigen die Stoffwechselwege, die Sauerstoff brauchen (aerob), und die mit gestrichelter Kontur diejenigen, die keinen Sauerstoff brauchen (anaerob). Die weißen Pfeile ohne Kontur sind Prozesse, die von den Sauerstoffbedingungen nicht beeinflusst sind. Vervollständige das Diagramm. Setze die Namen der richtigen Prozesse auf die Pfeile. (**Tipp**: Die Prozesse sind im Text oben fett gedruckt).



Beschrifte die Pfeile



Nitrat als Ersatz für Sauerstoff unter anaeroben Bedingungen

Die oxidierten Formen von Stickstoff (NO_x) waren in der Erdgeschichte im noch jungen Ozean schon lange vorhanden, bevor atembare Sauerstoff durch photosynthetisierende Cyanobakterien produziert wurde. Das erste Leben im Ozean wurde von Verbindungen wie NO_x und SO_x (reaktiver Schwefel) durch anaeroben (sauerstofffreien) Stoffwechsel aufrechterhalten. Erst nachdem genügend Sauerstoff durch Photosynthese erzeugt wurde, entstand der aerobe Stoffwechsel, der die Entwicklung von komplexeren Organismen im Meer und an Land ermöglichte. Der Ablauf des Stickstoffzyklus ist vom Sauerstoff bestimmt. Unter oxidischen Bedingungen verläuft der N-Zyklus in Richtung der NO_3^- Produktion, unter anoxischen Bedingungen wird NO_3^- zur Bildung von NO_2^- reduziert und anschließend durch Denitrifikation und Anammox zu N_2 oder durch

DNRA/Nitratammonifikation zum NH_4^+ . In Gegenwart von Sauerstoff werden organische stickstoffhaltige Verbindungen durch Bakterien zu NH_4^+ (Ammonifikation) abgebaut.

Im Sediment leben unterschiedliche Arten von Bakterien, die je nach den dort vorhandenen Umweltbedingungen unterschiedlich aktiv sind. Die Stoffwechselfvorgänge der Bakterien werden unter anderem von Sauerstoff bestimmt. In diesem Versuchsansatz werden Bakterien die Sauerstoffbedingungen in ihrer Umgebung verändern. Wie die Bakterien im Laufe des Versuchs ihren Stoffwechsel an die veränderte Verfügbarkeit von Sauerstoff und das Vorhandensein von Nitrat anpassen, lässt sich durch den Einsatz eines Redoxindikators erkennen.

Material

3 12-ml-Reagenzröhrchen mit Schraubdeckel

1 Reagenzglasständer

1 150-ml-Becherglas

1 Pipette

2%-Glucoselösung

0,5 mmol/l Resazurinlösung

1.000 mg/l NaNO_3 -Lösung

Sediment und Probewasser (aus dem Meer oder aus Binnengewässern)

Sicherheitshinweis

Laborkittel, Schutzbrille, Handschuhe*

**Als Pulver ist Resazurin leicht ätzend. Die hier angegebene Konzentration ist jedoch unbedenklich. Bei Haut- oder Augenkontakt sofort mit viel Wasser mindestens 15 Minuten lang ausspülen.*

Vorbereitung

Die Vorbereitung des benötigten Sediments und der Wasserproben kann bis zu einer Woche vor dem Versuch durchgeführt werden. Die fertigen Flaschen lassen sich dann im Kühlschrank aufbewahren.

1. Für diesen Versuch nimmt man als Sedimentprobe nur die dünne, braune Oberflächenschicht des Meeres- bzw. Seebodens, die noch aerob ist. Unter dieser liegt oft eine dickere, schwarze anaerobe Sedimentschicht. Diese ist für diesen Versuch nicht geeignet.
2. Damit größere Organismen wie kleine Schnecken im Sediment die Ergebnisse nicht verfälschen können, sollte die Sedimentprobe durch ein feines Sieb mit 1 mm Maschenweite (alternativ: Teesieb) geschüttet werden.

Durchführung

1. **Bereite eine Sedimentsuspension mit dem Probewasser vor, die dünn genug ist, dass man sie gut mit der Pipette aufnehmen kann. Überführe jeweils 2 ml dieser Suspension mit der Pipette in die 3 Reagenzröhrchen. Stelle sicher, dass die Suspension gut vermischt ist, bevor die Probe genommen wird.**
2. **Gib 50 ml des Probewassers in das Becherglas und versetze dies mit der Resazurinlösung, bis es eine dunkle, blaue Farbe annimmt. Fülle die Röhrchen vorsichtig bis zur Hälfte mit dem gefärbten Probewasser.**
3. **Gib in jedes Reagenzröhrchen 5 Tropfen der Glucoselösung.**
4. **Jedem Röhrchen werden unterschiedliche Mengen der 1.000 mg/l NaNO_3 -Lösung zugegeben. Dem ersten werden 10 Mikroliter, dem zweiten 100 Mikroliter und dem dritten 1 ml von der NaNO_3 -Lösung hinzugefügt. Der Versuchsaufbau ist in Abb. 1 zusammengefasst. (1, 10 und 100 entsprechen der ungefähren Endkonzentrationen von NaNO_3 in mg/l in den Röhrchen).**
5. **Die Reagenzgläser werden randvoll mit dem gefärbten Probewasser gefüllt und luftdicht mit dem Deckel verschlossen. Der Inhalt wird vorsichtig vermischt und die Röhrchen auf den Ständer gestellt.**
6. **Wickle den ganzen Ständer in Alufolie und stelle ihn für eine Nacht bei Raumtemperatur an einen dunklen Ort. Beobachte die Farbentwicklung am folgenden Tag.**

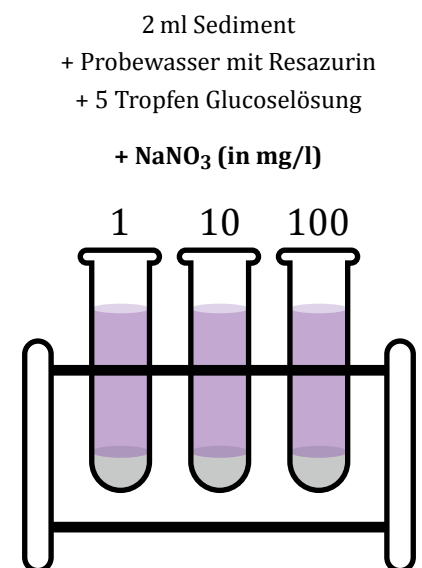
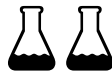


Abb. 1: Versuchsaufbau

Ergebnisse und Deutung

1. **Zum Aufbau: Warum sollen die Reagenzröhrchen luftdicht verschlossen sein? Wofür dient die Glucoselösung? Warum sollen die Röhrchen für die Inkubation ins Dunkle gestellt werden?**
2. **Beschreibe die Färbung des Wassers nach der Inkubation. In welchen Reagenzröhrchen wurde mehr Resazurin verbraucht, in welchen am wenigsten? Was bedeutet diese Farbänderung?**
3. **Welche Prozesse des Stickstoffzyklus könnten für die unterschiedliche Farbänderung zuständig sein? Begründe deine Vermutung.**

Zusatzinformation
für Lehrkräfte

Nitrat als Ersatz für Sauerstoff unter anaeroben Bedingungen

Zeitaufwand

10 Min.	Vorbereitung der Materialien
30 Min.	Durchführung Inkubation über Nacht
20 Min.	Datenanalyse und -aufbereitung

Altersempfehlung

16 Jahre und älter

Didaktischer Kontext

Biologie-, Chemieunterricht, Projekttag,
Arbeitsgemeinschaften, Schülerprojekte

Empfohlene Vorkenntnisse

Stickstoffzyklus, Redoxreaktionen

Damit die Schülerinnen und Schüler die Ergebnisse ihrer Versuche richtig deuten können, bitte das Informationsblatt über Resazurin auf Seite 66 an sie verteilen.

1. Die Reagenzröhrchen sollen alle luftdicht verschlossen sein, damit nur der Sauerstoff, der ursprünglich im Probewasser war, für den Stoffwechsel der Bakterien zur Verfügung steht. Dies gewährleistet, dass die Bedingungen in allen Röhrchen gleich sind. Da die Reaktion von Resorufin (*Res*, rosa) zu Dihydroresorufin (*HRes*, farblos) reversibel ist, kann ein zwischenzeitlich über dem Boden farblos gewordenes Medium (*HRes*) wieder rosa (*Res*) werden, wenn von oben allmählich Sauerstoff nachdiffundiert. Am nächsten Tag werden die Ergebnisse dann falsch gedeutet, wenn das Medium (das Probewasser) durch Sauerstoffkontamination durchgehend rosa ist. Ziel des Versuchs ist es aber zu zeigen, dass ohne Sauerstoffzufuhr das Probewasser allmählich farblos wird, weil die Bakterien das *Res* zu *HRes* reduzieren, da sie immer einen Elektronenakzeptor für ihren Stoffwechsel brauchen.

Die Glucoselösung dient als Kohlenstoffquelle für den Stoffwechsel der Bakterien. Ohne sie würden die Vorgänge im Röhrchen nur langsam verlaufen.

Resazurin ist lichtempfindlich. Wenn die Inkubation im Hellen stattfindet, könnte der Verlust der Farbe von Resazurin durch Licht und nicht durch Reduktion hervorgerufen werden.

2. Zu Beginn des Versuchs herrschten in den Reagenzröhrchen aerobe Bedingungen. Dies entnimmt man der blauen Farbe des Mediums. Während der Inkubation wurde der Sauerstoff in den Röhrchen aufgebraucht und die Bakterien waren auf alternative Elektronenakzeptoren angewiesen. Wie stark anaerob das Medium ist, wird durch die Abstufung der Farbe des Redoxindikators gezeigt. *Res* wird weiter zum farblosen *HRes* reduziert, das heißt, wenn das Probewasser farblos ist, ist es stärker anaerob.

Unter anaeroben Bedingungen kann von Bakterien Nitrat als Elektronenakzeptor für ihren Stoffwechsel genutzt werden. Das Nitrat-Nitrit Redoxpaar hat ein höheres Redoxpotential als die *Rez-Res* und *Res-HRes*-Paare, sodass es früher als diese reduziert wird. Je mehr Nitrat vorhanden ist (Abb. 2), desto weniger Resazurin wird umgesetzt. Im Meer ist Resazurin natürlich nicht vorhanden. Wenn dort das Nitrat aufgebraucht ist, nutzen Bakterien auch Sulfat, Mangan und Eisen als Elektronenakzeptoren.

3. Unter anaeroben Bedingungen reduzieren fakultativ anaerobe Bakterien Nitrat zu Nitrit. Es gibt 2 mögliche Prozesse, die in den Röhrchen stattgefunden haben könnten: nämlich Nitratatmung entweder als Denitrifikation oder DNRA (Dissimilatorische Nitratreduktion zu Ammonium, Nitrattammifikation). Welcher dieser Stoffwechselvorgänge für die Farbveränderung verantwortlich ist, lässt sich in diesem Versuch leider nicht feststellen. Hierzu wäre eine Bestimmung der Produkte der Vorgänge wie Ammonium, Stickstoff oder Lachgas notwendig. Es ist jedoch auch möglich, dass beide Prozesse stattgefunden haben.

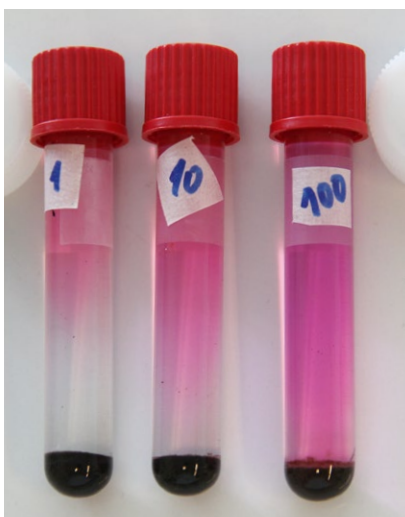


Abb. 2: Farbabstufung des Redoxindikators in den Röhrchen mit zunehmender Nitratkonzentration (1, 10 und 100 mg/l NaNO_3). Bei geringer Nitratzugabe wurde mehr von dem Redoxindikator reduziert.

Verknüpfung des Stickstoffkreislaufs mit dem Phosphorkreislauf unter anoxischen Bedingungen

Wegen der vielen in der Natur vorkommenden Oxidationsstufen von Stickstoff kann dieser in den biogeochemischen Kreislauf von anderen Elementen wie Phosphor und Schwefel mit einbezogen werden. Dies ist besonders wichtig in anaeroben Gewässern und im Sediment. Das Nitrat-Nitrit Redoxpaar hat ein relativ hohes Redoxpotential, sodass diese Verbindungen in vielen Oxidationsprozessen als bevorzugter Elektronenakzeptor genutzt werden, nachdem der Sauerstoff in der Umgebung schon aufgebraucht wurde. So wird z.B. die Produktion von organischem Material auch in der Abwesenheit von Sauerstoff möglich.

Durch die Einbindung von Stickstoffverbindungen in den Schwefelkreislauf wird NO_x als Elektronenakzeptor für die Oxidation von Schwefelwasserstoff (H_2S) benutzt, das in stark anaeroben Sedimenten vorkommt. Für viele Organismen ist H_2S sehr giftig. Dieses wird durch Oxidation mit NO_x in ungiftiges Sulfat (SO_4^{2-}) umgewandelt.

Phosphat und Nitrat sind Mineralstoffe, welche das Phytoplankton für seine Vermehrung benötigt. In oxischen Gewässern wird Phosphat von Fe^{3+} als partikuläres FeOOH-P gebunden, die sogenannte Phosphatfalle, sodass es für die Aufnahme durch Phytoplankton nicht zur Verfügung steht. Wenn FeOOH-P jedoch in Gewässern sedimentiert, in denen anaerobe Bedingungen herrschen, wird das Eisen in der Verbindung in Fe^{2+} umgewandelt und der Phosphor bzw. das Phosphat wieder freigesetzt (Abb. 1). Das freigewordene Phosphat steht wieder für das Phytoplankton zur Verfügung.

Nitrat und Phosphat im Überschuss können zu Eutrophierung führen. Wenn das überschüssige Phosphat im anaeroben Sediment nicht effizient gebunden wird, setzt sich eine

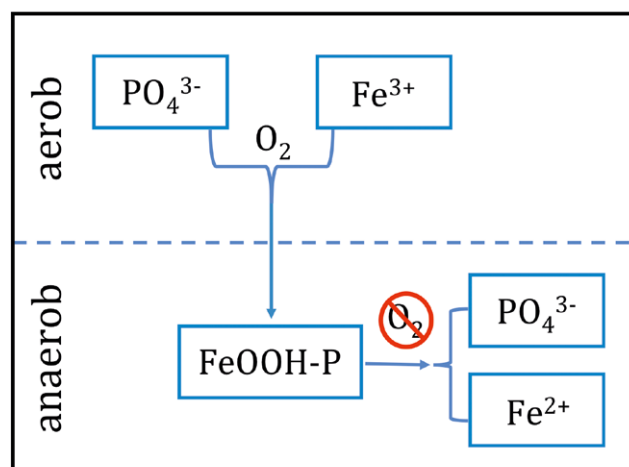


Abb. 1: Schematische Darstellung der Phosphatfalle

„positive Rückkopplung“ in Gang, welche die Eutrophierung weiter verstärkt. Dieser Prozess kann jedoch von denitrifizierenden Bakterien durch die Produktion von Nitrit aus der Reduktion von Nitrat im ersten Schritt der Denitrifikation abgemildert werden. Das Nitrit kann Fe^{2+} zu Fe^{3+} oxidieren, welches das PO_4^{3-} binden kann. Außerdem oxidiert ein Redoxenzym in der Zellmembran der Bakterien das Fe^{2+} durch Nitratreduktion in Fe^{3+} . Dabei wird mehr Nitrit produziert (Abb. 2), das zusammen mit dem Nitrit aus Denitrifikation die abiotische Oxidation von Fe^{2+} zu Fe^{3+} verstärkt.

Im folgenden Versuch werden Ozeanmodelle in kleinen Flaschen hergestellt, die ein eutrophiertes Ökosystem nachbilden. Zuerst wird die Phosphatfalle nachempfunden. Durch die Zugabe von Nitrat wird die Verknüpfung zwischen dem Phosphor- und dem Stickstoffkreislauf demonstriert.

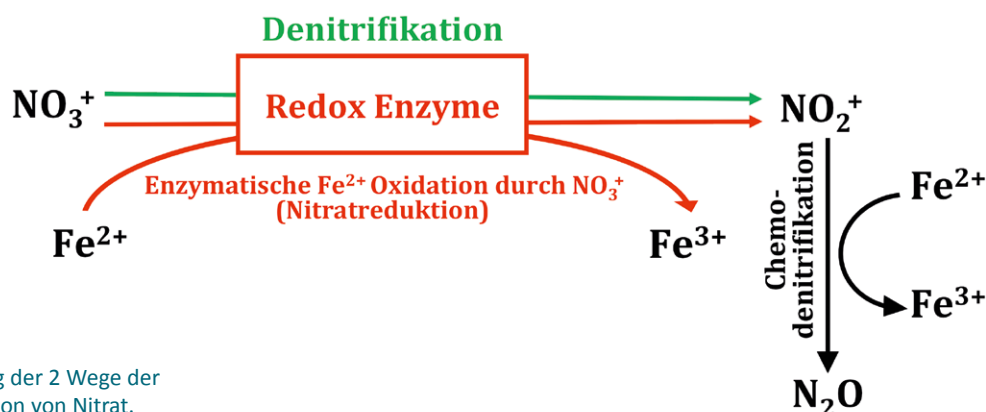


Abb. 2: Schematische Darstellung der 2 Wege der Fe^{2+} -Oxidation durch die Reduktion von Nitrat.

Material

6 verschließbare 100-ml-Weithalsflaschen (oder Marmeladengläser)

1 Aquariumpumpe

3 Belüftungssteine und Schläuche
Belüftungsverteiler3 1-Liter-Weithalsflaschen mit
ml-Markierungen1 Sieb mit 1-mm Maschenweite (oder
Teesieb)

2-%-Glucoselösung (Traubenzucker)

100 mg/l PO_4^{3-} -Stammlösung1.000 mg/l NaNO_3 -Stammlösung

Nitrat Testkits

Phosphat Testkits (am besten von
Visocolor Phosphat HE)Sediment und 3 Liter Probewasser (aus
dem Meer oder aus Binnengewässern)**Sicherheitshinweis**

Laborkittel, Schutzbrille, Handschuhe

*Bitte beachte die Sicherheitshinweise
für die verwendeten Testkits für die
Nährstoffbestimmung***Vorbereitung**

Die Vorbereitung des benötigten Sediments und der Wasserproben kann bis zu einer Woche vor dem Versuch durchgeführt werden. Die fertigen Flaschen lassen sich dann im Kühlschrank aufbewahren.

1. Für diesen Versuch nimmt man als Sedimentprobe nur die dünne, braune Oberflächenschicht des Meeres- bzw. Seebodens, die noch aerob ist. Unter dieser liegt eine dickere, schwarze anaerobe Sedimentschicht. Diese ist für diesen Versuch nicht geeignet.
2. Damit größere Organismen wie kleine Schnecken im Sediment die Ergebnisse nicht verfälschen können, sollte die Sedimentprobe durch ein feines Sieb mit 1 mm Maschenweite (alternativ: Teesieb) geschüttet werden.
3. Meeres- oder Seewasser sollte vorher mit Filterpapier von Plankton und anderen groben Verschmutzungen befreit werden.
4. In der ersten 1-Liter-Flasche werden 10 ml der Phosphat-Stammlösung zugegeben, in der zweiten jeweils 10 ml der Phosphat- und Nitrat-Stammlösung und in der dritten 10 ml der Nitrat-Stammlösung. Beschrifte die Flaschen.
5. Fülle die Flaschen mit dem filtrierten Probewasser zu 1 Liter Gesamtmenge auf und schüttele sie. Dies ergibt eine Endkonzentration von 1 mg/l Phosphat und/oder 10 mg/l Nitrat in den entsprechenden Flaschen.

Durchführung

1. Fülle ca. 20 ml Sediment in die kleinen Weithalsflaschen. Das Sediment soll ungefähr 1 cm hoch sein. Beschrifte die Flaschen.
2. Gib die entsprechenden vorbereiteten Wasserproben (vgl. Abb. 3), bis zur Hälfte in die Flaschen, ohne das Sediment aufzuwirbeln.

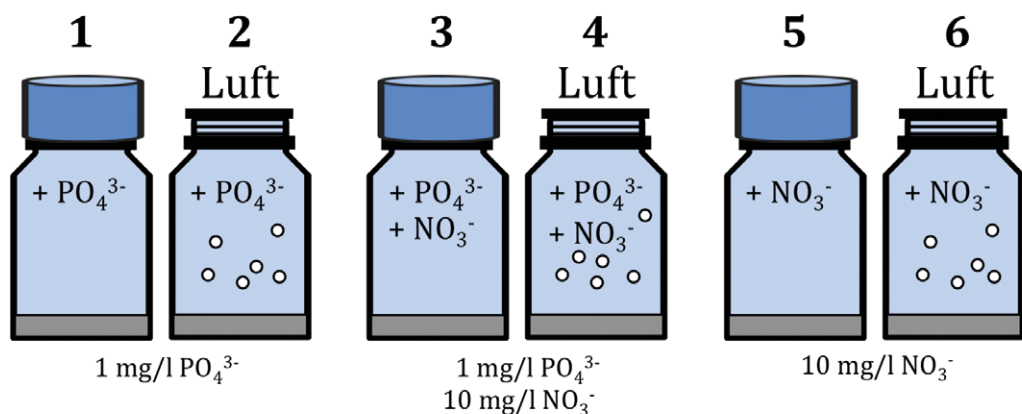


Abb. 3. Versuchsaufbau

- 3.** Gib einen Milliliter der Glucoselösung in jede Flasche. Fülle danach die Flasche mit dem Probewasser randvoll auf.
- 4.** Verschließe die Flaschen 1, 3 und 5 luftdicht mit dem Deckel. Die Flaschen 2, 4 und 6 werden offengelassen und mit der Aquariumpumpe belüftet. Die Belüftungssteine so montieren und einstellen, dass das Sediment nicht aufgewirbelt wird.
- 5.** Den Versuchsaufbau bei Raumtemperatur über Nacht inkubieren.
- 6.** Nach der Inkubation werden die Phosphat- und/oder Nitratkonzentrationen in den Flaschen bestimmt. Die Ergebnisse in die Tabelle eintragen.

Ergebnisse und Deutung

1. Trage die Konzentrationen von Phosphat und Nitrat in die Tabelle ein.

Flaschennummer	Zugegebener Nährstoff	Endkonzentration (mg/l)	
		Phosphat	Nitrat
1	PO ₄ ³⁻		
2	PO ₄ ³⁻		
3	PO ₄ ³⁻ und NO ₃ ⁺		
4	PO ₄ ³⁻ und NO ₃ ⁺		
5	NO ₃ ⁺		
6	NO ₃ ⁺		

2. Wie ändert sich die Sauerstoffbedingung in den verschlossenen Flaschen nach der Inkubation? Was hat dies verursacht?
3. Wie wirkt sich Sauerstoff auf die Konzentration von Phosphat im Wasser aus? Erkläre die Prozesse, die sich in den Flaschen 1 und 2 zugetragen haben könnten.
4. Wie wirkt sich Sauerstoff auf die Konzentration von Nitrat im Wasser aus? Was für Prozesse im Stickstoffzyklus könnten in der Flasche 5 stattgefunden haben? Begründe deine Vermutung.
5. Vergleiche die Konzentrationen von Phosphat in den geschlossenen Flaschen ohne und mit Nitratzugabe. Erkläre, wie sich das Nitrat auf die Konzentration von Phosphat in der Flasche 3 ausgewirkt haben könnte.

Zusatzinformation
für LehrkräfteVerknüpfung des Stickstoffkreislaufes mit
dem Phosphorkreislauf unter anoxischen
Bedingungen

Zeitaufwand

60 Min. Vorbereitung der Materialien

45 Min. Durchführung

Inkubation über Nacht

60 Min. Datenanalyse und
-aufbereitung

Altersempfehlung

16 Jahre und älter

Didaktischer Kontext

Biologie-, Chemieunterricht, Projekttag,
Arbeitsgemeinschaften, Schülerprojekte

Empfohlene Vorkenntnisse

Stickstoffzyklus, Redoxreaktionen

- In diesem Experiment kann man verschiedene Ergebnisse erhalten, je nach Art des verwendeten Sediments. Die Zusammensetzung der mikrobiellen Gemeinschaft wird durch ihren Ursprung bestimmt. Wenn die Probe aus der oberen Schicht des Sediments gewonnen wurde, finden sich typischerweise aerobe und fakultative anaerobe Bakterien in der Probe. Unter dieser Schicht besteht die Bakteriengemeinschaft meist aus obligaten Anaerobiern. Nitrifizierer sind aerob und die meisten Denitrifizierer sind fakultative Anaerobier, d.h. unter aeroben Bedingungen verwenden sie für ihren Stoffwechsel Sauerstoff als Elektronenakzeptor. Wenn die Bedingungen aber anaerob werden, wechseln sie zu anderen Elektronenakzeptoren, wie zum Beispiel Nitrat, über.

- Obwohl einige Bakterien in der Lage sind, Phosphate zu reduzieren, basiert die Phosphatfalle hauptsächlich auf abiotischen Prozessen, die von der Oxidationsstufe des Eisens abhängig sind. In Flaschen 1 und 2 wird die Phosphatfalle demonstriert, wo unter oxidischen Bedingungen (Flasche 2) das Phosphat gebunden wird und unter anoxischen Bedingungen (Flasche 1) Phosphat vom Sediment freigesetzt wurde. Die Zugabe von Nitrat in den Flaschen 3 und 4 verstärkt die Phosphatfalle.

Da Nitrat und Nitrit Fe^{2+} auf verschiedenen Wegen oxidieren können (Abb. 1), werden die Ergebnisse des Versuchs durch die Anwesenheit von Nitrat-reduzierern bestimmt.

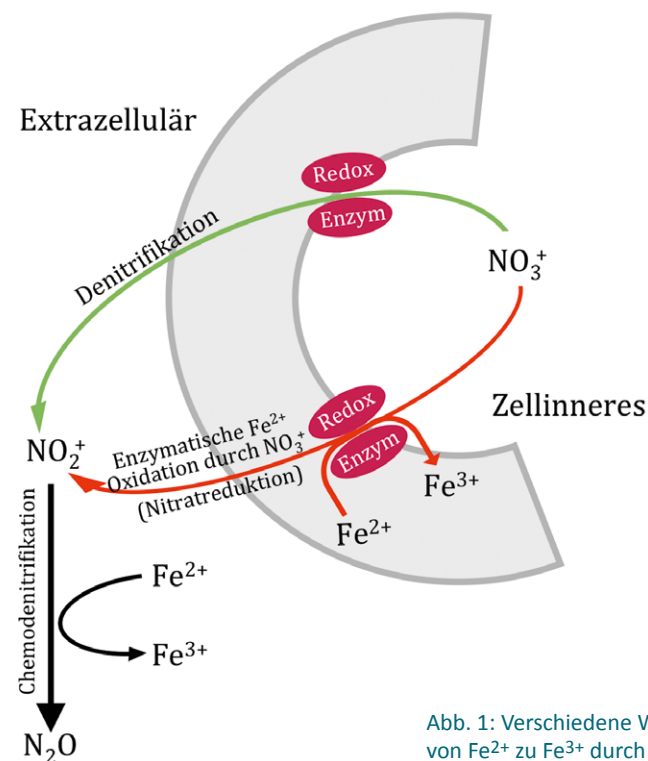


Abb. 1: Verschiedene Wege der Oxidation von Fe^{2+} zu Fe^{3+} durch Nitratreduktion

- Die Werte in der Tabelle sind Beispielergebnisse für einen Versuch mit einer Sedimentprobe aus 3 Metern Tiefe in einer Flussmündung.
- Nach der Inkubation entwickeln sich anaerobe Bedingungen in den verschlossenen Flaschen (1, 3 und 4), während in den offenen, belüfteten Flaschen (2, 4 und 6) das Wasser aerob bleibt. Die zugegebene Glucose diente als Substrat für den aeroben Stoffwechsel der Bakterien im Sediment. Nach einiger Zeit ist der Sauerstoff in den verschlossenen Flaschen aufgebraucht und anaerobe Prozesse werden in Gang gesetzt. In den belüfteten Flaschen werden die aeroben Stoffwechselprozesse ununterbrochen mit Sauerstoff versorgt.
- Die Konzentration von Phosphat ist in der Gegenwart von Sauerstoff (Flasche 2) niedriger. Unter aeroben Bedingungen liegt Eisen als Fe^{3+} vor, das PO_4^{3-} als FeOOH-P binden kann. Unter anaeroben Bedingungen (Flasche 1) wird das Eisen aus dieser Verbindung zu Fe^{2+} reduziert und das Phosphat wieder freigesetzt: Die Phosphatkonzentration in der Flasche steigt. In dem Beispiel ist die Konzentration von PO_4^{3-} in Flasche 1 sogar höher als die zugegebene Menge von 1 mg/l. Dies deutet darauf hin, dass die Sedimentprobe ursprünglich schon Phosphat enthielt und dieses wegen der anaeroben Bedingungen freigesetzt wurde.
- Auch die Nitratkonzentration im Wasser wird sehr stark von den Sauerstoffbedingungen beeinflusst. Von der ursprünglichen Nitratkonzentration von 10 mg/l bleiben in diesem Beispiel nur noch 3,51 und 4,04 mg/l NO_3^+ in der anaeroben (Flasche 5) bzw. aeroben Flasche (Flasche 6) übrig. Hier könnten zwei unterschiedliche Prozesse stattgefunden haben. Die Abnahme in der aeroben Flasche könnte durch Nitratassimilation erklärt werden. In der anaeroben Flasche könnte zuerst Assimilation und nach dem Einsetzen von anaeroben Bedingungen Nitratatmung (Denitrifikation und/oder Dissimilatorische Nitratreduktion zu Ammonium) die Abnahme verursacht haben. In allen Prozessen wird Nitrat verbraucht, allerdings auf unterschiedliche Weise. Um genauer sagen zu können, welche Prozesse in der Flasche stattgefunden haben, könnten die Konzentrationen der Produkte der Reaktionen, wie N_2O , N_2 oder NH_4^+ , gemessen werden.
- Vergleicht man die Konzentration von Phosphat in den Flaschen mit und ohne Nitratzugabe, beobachtet man, dass die Phosphatmenge in den Flaschen mit Nitrat niedriger ist. Das Nitrat in der aeroben Flasche 4 könnte die abiotisch verlaufenden Phosphatfallen verstärkt haben. Das Wasser unmittelbar über dem Sediment kann anaerob werden, sodass die anaerobe Nitratreduktion stattfinden kann. Dieser Effekt ist in der anaeroben Flasche 3 noch besser sichtbar, wo das Phosphat weniger als in Flasche 1 ist und keine Phosphatfreisetzung aus dem Sediment gemessen wurde.
- Tipp** zur Durchführung des Experiments: Der Versuch kann in 3 Teile aufgeteilt werden, die von 3 verschiedenen Gruppen durchgeführt werden können. Teil 1: die Phosphatfalle (Flaschen 1 und 2), Teil 2: Stickstoffzyklus unter aeroben und anaeroben Bedingungen (Flaschen 5 und 6) und, Teil 3: Der Einfluss von Nitrat auf die Phosphatfalle (Flaschen 3 und 4).

Flaschennummer	Zugegebener Nährstoff	Endkonzentration (mg/l)	
		Phosphat	Nitrat
1 anaerob	PO_4^{3-}	1,21	
2 aerob	PO_4^{3-}	0,66	
3 anaerob	PO_4^{3-} und NO_3^+	0,92	3,67
4 aerob	PO_4^{3-} und NO_3^+	0,45	3,11
5 anaerob	NO_3^+		3,51
6 aerob	NO_3^+		4,04

Literaturverzeichnis

Kapitel 1

- Dismukes G C, Klimov V V, Baranov S V, Kozlov Yu N, DasGupta J, Tyryshkin A (2001) The origin of atmospheric oxygen on Earth: The innovation of oxygenic photosynthesis. *Proc Natl Acad Sci U.S.A.* 98(5): 2170–2175. doi: 10.1073/pnas.061514798
- HuangJ,HuangJ,LiuX,LiC,DingL,YuH(2018)Theglobaloxygenbudget and its future projection. *Science Bulletin.* 63 (18): 1180–1186. doi: 10.1016/j.scib.2018.07.023
- Mojzsis S J, Life and the Evolution of Earth's Atmosphere. http://www.esalq.usp.br/lepse/imgs/conteudo_thumb/Life-and-the-Evolution-of-earths-atmosphere-2.pdf
- Pinti D L (2011) Ocean, Chemical Evolution of. *Encyclopedia of Astrobiology.* Springer. S. 1164-1167. doi: 10.1007/978-3-642-11274-4_1041
- Reinhard C, Planavsky N, Olson S, Lyons T, Erwin D (2016) Earth's oxygen cycle and the evolution of animal life. *PNAS* 113(32) 8933–8938. www.pnas.org/cgi/doi/10.1073/pnas.1521544113

Kapitel 2

- Battino R, Rettich T, Tominaga T (1983) The solubility of oxygen and ozone in liquids. *J. Phys. Chem.Ref.Data*, 12(2): 163-178. <https://doi.org/10.1063/1.555680>
- Bloom A (2010) Rising CO₂ levels: Earth's Changing Atmosphere. https://editors.eol.org/eoearth/wiki/Rising_CO2_Levels:_Earth%27s_Changing_Atmosphere
- Kotz J, Treichel P, Townsend J, Treichel D (2014) *Chemistry & Chemical Reactivity.* Cengage Learning. 1408 S.
- Riedel E, Meyer H (2013) *Allgemeine und Anorganische Chemie.* De Gruyter. 452 S.
- Schmidtko S, Stramma L, Visbeck M (2017) Decline in global oceanic oxygen content during the past five decades. *Nature.* 542: 335-339. doi: 10.1038/nature21399
- Stramma L, Prince E, Schmidtko S, Luo J, Hoolihan J, Visbeck M, Wallace D, Brandt P, Körtzinger A (2012) Expansion of oxygen minimum zones may reduce available habitat for tropical pelagic fishes. *Nature Climate Change.* 2: 33-37. doi: 10.1038/NCLIMATE1304
- Stramma L, Schmidtko S (2019) Global evidence, in *Ocean deoxygenation: everyone's problem, causes, impacts, consequences and solutions.* Eds: D. Laffoley and J. Baxter. IUCN Bericht.
- Zeebe R, Wolf-Gladrow D (2001) CO₂ in Seawater: Equilibrium, Kinetics, Isotopes. *Elsevier Oceanography Series* 65. Amsterdam. S. 346.

Links

- Broecker W, Breathing easy. Et tu, O₂? <http://www.columbia.edu/cu/21stC/issue-2.1/broecker.htm>
- Clark J (2013) Helping you to understand Chemistry. Chemguide. <http://www.chemguide.co.uk>
- Rogers E, Stovall I, Jones L, Chabay R, Kean E, Smith S (2000) *Fundamentals of Chemistry* <http://www.chem.uiuc.edu/webFunChem/GenChemTutorials.htm>
- http://www.engineeringtoolbox.com/gases-solubility-water-d_1148.html
- <http://ch302.cm.utexas.edu/physEQ/solutions/selector.php?name=henrys-law>
- <http://www.av8n.com/physics/gas-laws.htm#fig-tankv>
- http://www.wissenschaft-technik-ethik.de/wasser_loesung.html
- http://www.chemgapedia.de/vsengine/vlu/vsc/de/ch/11/aac/vorlesung/kap_7/vlu/loesungen.vlu.html
- <http://www.frustfrei-lernen.de/chemie/loeslichkeit-von-stoffen-chemie.html>
- <https://www.leifiphysik.de/waermelehre/allgemeines-gasgesetz>
- Henry-Dalton-Gesetz:**
- http://www.chemgapedia.de/vsengine/vlu/vsc/de/ch/1/pc/pc_05/pc_05_03/pc_05_03_01new.vlu.html
- <http://www.spektrum.de/lexikon/chemie/partialdruck/6739>

Kapitel 3

- Kemker C (2013) "Dissolved Oxygen." *Fundamentals of Environmental Measurements.* Fondriest Environmental, Inc. 19 Nov. 2013. <http://www.fondriest.com/environmental-measurements/parameters/water-quality/dissolved-oxygen/>
- Schmidtko S, Stramma L, Visbeck M (2017) Decline in global oceanic oxygen content during the past five decades. *Nature.* 542: 335-339. doi: 10.1038/nature21399
- World Ocean Review (2010) *Mit den Meeren leben. – Antrieb des Klimas_ die großen Meeresströmungen;* <https://worldoceanreview.com/wor-1/>

Link

- Living with the oceans. – *Climate System: Great Ocean Currents.* Maribus gGmbH. S. 16-25. <https://worldoceanreview.com/en/wor-1/climate-system/great-ocean-currents/2/>

Kapitel 4

Lactobacillales:

<http://en.wikipedia.org/wiki/Lactobacillales>

Milchsäurebakterien:

<http://de.wikipedia.org/wiki/Milchsäurebakterien>

Munn C (2011) *Marine microbiology: ecology and applications*. Garland Science, Taylor and Francis Group. 363 S.

Peroni C & Rossi G (1986) Determination of Microbial Activity in Marine Sediments by Resazurin Reduction, *Chemistry and Ecology*, 2:3, 205-218
<http://dx.doi.org/10.1080/02757548608080727>

Todar K (2012) Lactic acid bacteria. *Todar's Online Textbook of Bacteriology*.
<http://textbookofbacteriology.net/lactics.html>

Tratnyek P G, Reilkoff T E, Lemon A W, Scherer M M, Balko B A, Feik L M, Henegar B D (2001) Visualizing Redox Chemistry: Probing Environmental Oxidation-Reduction Reactions with Indicator Dyes. *The Chemical Educator*, Vol. 6, No. 3, Published on Web 04/27/2001 © 2001 Springer-Verlag New York, Inc., 11 S.
doi: 10.1007/s00897010471a

Kapitel 5

Benz M, Brune A, Schink B (1998) Anaerobic and aerobic oxidation of ferrous iron in neutral pH by chemoautotrophic nitrate reducing bacteria. *Arch. Microbiol.* 169: S. 159-165. <https://doi.org/10.1007/s002030050555>

Breitburg D, Levin LA, Oschlies A, Grégoire M, Chavez FP et al. (2018) Declining oxygen in the global ocean and coastal waters. *American Association for the Advancement of Science*. S. eaam7240. doi: 10.1126/science.aam7240

Cline JD, Richards FA (1972) Oxygen Deficient Conditions and Nitrate Reduction in the Eastern Tropical North Pacific OCEAN. *Limnol. Oceanogr.* 17(6). S. 885-900. <https://doi.org/10.4319/lo.1972.17.6.0885>

Dalsgaard T, Thamdrup B, Farías L, Revsbech NP (2012) Anammox and denitrification in the oxygen minimum zone of the eastern South Pacific. *Limnol. Oceanogr.* 17(6). S. 1331-1346. <https://doi.org/10.4319/lo.2012.57.5.1331>

Fowler D, Coyle M, Skiba U, Sutton M, Cape J, Reis S, Sheppard L, Jenkins A, Grizzetti B, Galloway J, Vitousek P, Leach A, Bowman A, Butterbach-Bahl K, Dentener F, Stevenson D, Amann M, Voss M (2013) The Global Nitrogen Cycle in the Twenty-first Century. *Phil. Trans. R Soc B.* 368: 20130164. doi: 10.1098/rstb.2013.0164

Grüber N (2008) The Marine Nitrogen Cycle: Overview and Challenges. In: *Nitrogen in the Marine Environment*. Elsevier. S. 1-50. doi: 10.1016/B978-0-12-372522-6.00001-3

Hoffman BM, Lukoyanov D, Yang Z-Y, Dean DR, Seefeldt LC (2014) Mechanism of nitrogen fixation by nitrogenase: the next stage. *Chem. Rev.* 114(8) S. 4041-4062. <https://doi.org/10.1021/cr400641x>

Holtappels M, Lam P, Kuypers M (M M) (2009) Der Stickstoffkreislauf im Ozean. *BIOSpektrum* S. 368 - 373.

Jamieson J, Prommer H, Kaksone A, Sun J, Siade A, Yusov A, Bostick B (2018) Identifying and quantifying the intermediate processes during nitrate-dependent Fe(II) oxidation. *Environ. Sci. Technol.* 52(10). S. 5771-5781. doi: 10.1021/acs.est.8b01122

Jayakumar A, O'Mullan GD, Naqvi SWA, Ward BB (2009) Denitrifying bacterial community composition changes associated with stages of denitrification in oxygen minimum zones. *Microbial Ecology* 58(2). S. 350-362. doi: 10.1007/s00248-009-9487-y

Kalvelage T, Lavik G, Lam P, Contreras S, Arteaga L et al. (2013) Nitrogen cycling driven by organic matter export in the South Pacific oxygen minimum zone. *Nature Geoscience* 6. S. 228-234. doi: 10.1038/NCEO1739

Karl D, Michaels A, Bergman B, Capone D, Carpenter E et al. (2002) Dinitrogen fixation in the world's oceans. *The Nitrogen Cycle at Regional to Global Scales*. *Biogeochemistry* 57/58. S. 47-98. www.jstor.org/stable/1469685.

Lam P, Lavik G, Jensen MM, van de Vossenberg J, Schmid M et al. (2009) Revising the nitrogen cycle in the Peruvian oxygen minimum zone. *National Acad Sciences*. S. 4752-4757. <https://doi.org/10.1073/pnas.0812444106>

Mullins HT, Thompson JB, McDougall K, Vercoutere TL (1985) Oxygen-minimum zone edge effects: evidence from the central California coastal upwelling system. *Geology* 13. S. 491-494.

Paulmier A, Ruiz-Pino D, Garçon V (2008) The oxygen minimum zone (OMZ) off Chile as intense source of CO₂ and N₂O. *C. S. 2746-continental Shelf Research* 28(20). S. 2746-2756. doi:10.1016/j.csr.2008.09.012

Prosser JI (1990) Autotrophic nitrification in bacteria. *Advances in microbial physiology* 30. S. 125-181. [https://doi.org/10.1016/S0065-2911\(08\)60112-5](https://doi.org/10.1016/S0065-2911(08)60112-5)

Schmidtko S, Stramma L, Visbeck M (2017) Decline in global oceanic oxygen content during the past five decades. *Nature* 542. S. 335. doi: 10.1038/nature21399

Seibel BA (2011) Critical oxygen levels and metabolic suppression in oceanic oxygen minimum zones. *J. Exp. Biol.* 214. S. 326-336. doi: 10.1242/jeb.049171

Soria-Dengg S, Hüls J (2019) Der Stickstoffkreislauf des Ozeans - Modellexperimente bilden Prozesse am Meeresboden ab. *Unterricht Biologie*, 404, S. 19-25.

Stramma L, Johnson GC, Sprintall J, Mohrholz V (2008) Expanding oxygen-minimum zones in the tropical oceans. *Science* 320(5876). S. 655-658. doi: 10.1126/science.1153847.

van Niftrik LA, Fuerst JA, Damsté JSS, Kuenen JG, Jetten MSM et al. (2004) The anammoxosome: an intracytoplasmic compartment in anammox bacteria. *FEMS Microbiology Letters* 233(1). S. 7-13. doi: 10.1016/j.femsle.2004.01.044

Ward BB (1996) Nitrification and ammonification in aquatic systems. *Life Support Biosph Sci* 3(1-2). S. 25-29.

Ward BB, Devol AH, Rich JJ, Chang BX, Bulow SE et al. (2009) Denitrification as the dominant nitrogen loss process in the Arabian Sea. *Nature* 461(7260). S. 78-81. doi: 10.1038/nature08276.

Zehr JP, Ward BB (2002) Nitrogen cycling in the ocean: new perspectives on processes and paradigms. *Applied and Environmental Microbiology* 68(3). S. 1015-1024. doi: 10.1128/AEM.68.3.1015-1024.2002

Zehr JP, Kudela RM (2011) Nitrogen cycle of the open ocean: from genes to ecosystems. *Ann Rev Mar Sci* 3. S. 197-225. doi: 10.1146/annurev-marine-120709-142819

Impressum

Herausgeber | Sonderforschungsbereich 754 „Klima – Biogeochemische Wechselwirkungen im Tropischen Ozean“ an der Christian-Albrechts-Universität zu Kiel und am GEOMAR Helmholtz-Zentrum für Ozeanforschung Kiel

Kontakt | Dr. Sally Soria-Dengg | GEOMAR Helmholtz-Zentrum für Ozeanforschung Kiel | Düsternbrooker Weg 20 | 24105 Kiel | Germany
E-mail: sdengg@geomar.de | Tel.: +49 (0)431 600 – 4038

Hauptautor und Redaktion | Dr. Sally Soria-Dengg

Beitragende Autoren | Dr. Lothar Stramma, GEOMAR | Prof. Dr. Joke Lübbecke, GEOMAR | Prof. Dr. Anja Engel, GEOMAR | Dr. Nancy Weiland-Bräuer, Christian-Albrechts-Universität zu Kiel

Experimententwicklung | Dr. Sally Soria-Dengg | Dr. Joachim Dengg, GEOMAR (Kapitel 3, Experiment 3) | Bernd Huhn, Immanuel-Kant-Schule Neumünster und Dr. Stefan Theisen, Freie Waldorfschule Kiel (Tank Bauanleitung, Kapitel 3, S. 59)

Didaktische Beratung | Dr. Friedrich Twenhöven, Hermann-Tast-Gymnasium, Husum | Dr. Jörg Hüls, Fördergymnasium Flensburg | Dr. Merianne Alkio, Regionales Berufsbildungszentrum Wirtschaft, Kiel

Dank an alle Lehrkräfte, Schülerinnen und Schüler, die die Experimente während der Entwicklungsphase getestet haben.

Konzeption und Zeichnungen | Dr. Sally Soria-Dengg | Rita Erven

Layout | Rita Erven, SFB 754, GEOMAR

Fotos | Sally Soria-Dengg, SFB 754, GEOMAR | Moses Merkle, moses_m.de | Jan Steffen, GEOMAR | Christian-Albrechts-Universität zu Kiel | Wikipedia: Graeme Churchar | ESA | Flickr: Stephengg | Unsplash: Jonny Hayes, Matt Howard, Sakura, Tobias van Schneider, Ian Keefe | Pixabay: StockSnap

Lektorat | Frauke Manninga, www.foerdelektorat.de | Dr. Joachim Dengg

Druck | A.C. Ehlers, Kiel

Gedruckt auf 100 % Recycling-Papier, ausgezeichnet mit dem Umweltzeichen Blauer Engel.

Dezember 2019

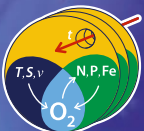


CC BY-NC-SA 4.0
www.creativecommons.org

Diese Broschüre und das Spiel sind auch auf <https://sfb-outreach.geomar.de> als PDF abrufbar.



<https://sfb-outreach.geomar.de>



SFB 754

C | A | U

Christian-Albrechts-Universität zu Kiel

GEOMAR



DFG