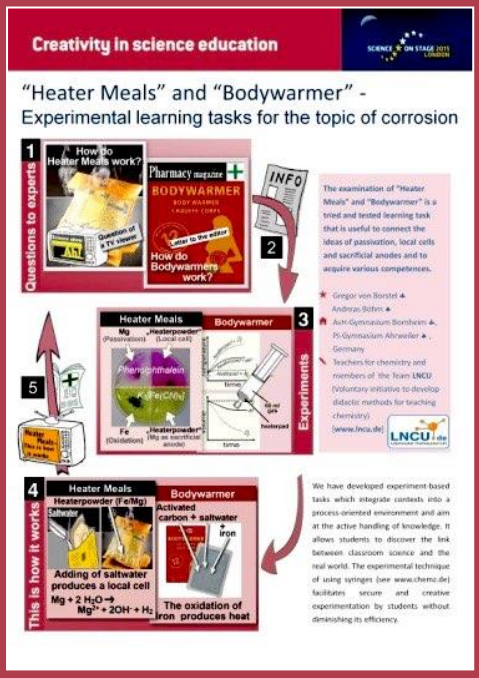
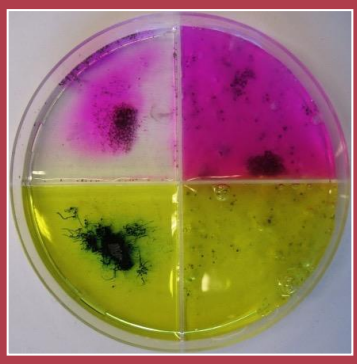


















Experimentelle Lernaufgaben

Erprobte Formate für den Chemieunterricht









Liebe Kolleginnen und Kollegen,

> *Eine Lernaufgabe ist eine Lernumgebung zur Kompetenzentwicklung und steuert den Lernprozess durch eine Folge von gestuften Aufgabenstellungen mit entsprechenden Lernmaterialien*
>
> *J. Leisen, Lernaufgaben als Lernumgebung zur Steuerung von Lernprozessen, S.1*

Seit Jahren entwickeln wir im Team **L**ebens**N**aher**C**hemie**U**nterricht Bausteine für einen modernen Experimentalunterricht und stellen Ihnen diese kostenlos zur Verfügung. In diesem Skript zeigen wir eine Reihe von experimentellen Lernaufgaben und mehr auf.

Derartige Lernaufgaben können unseres Erachtens den Chemieunterricht bereichern, da sie

- **engen experimentellen** Aufgaben durch Kontexte oder Problemstellungen einen sinnhaften Rahmen geben, Anknüpfungspunkte für viele Fachinhalte bieten und den Erwerb weiterer Kompetenzen in allen Bereichen anregen,
- **oder offene Aufgabenstellungen** durch Zusatzinformationen absichern und so zu einer herausfordernden Lernsituation machen, die zugleich aber nicht überfordert.

Das Erstellen und der Einsatz von Lernaufgaben sind nicht immer trivial. Vielleicht können Ihnen die hier skizzierten Beispiele als Anregung dienen. Führen Sie sich einfach vor Augen, welche Funktion die einzelnen Aufgaben und Materialien bei gegebenen Lernvoraussetzungen und Zielsetzungen im Lernprozess der Schülerinnen und Schüler erfüllen können.

In vielen der Lernaufgaben nutzen wir Geräte aus der Medizintechnik. Für eine detaillierte Beschreibung möchten wir zum einen auf unsere Homepage verweisen und zum anderen auf die Fa. ChemZ [www.chemz.de], die wir seit über einem Jahrzehnt als verlässlichen Anbieter mit einem hohen Maß an Kundenservice kennen und schätzen!

Dass wir mit unseren Ideen nicht nur zahlreiche Kolleginnen und Kollegen in Fortbildungen überzeugen konnten, sondern dafür auch mit dem European-Science-Teacher-Award beim Science on Stage Festival in London ausgezeichnet wurden, ist etwas, was uns bestärkt und zugleich auch stolz macht!

Beim Entdecken der Materialien oder (Er)finden weiterer Versuche wünschen wir Ihnen viel Spaß und stehen Ihnen gerne für Rückfragen per Email über www.lncu.de bereit.

Alfter 2017

Für das Team LNCU

Andy Bindl, Andreas Böhm, Gregor von Borstel, Manfred Eusterholz und David Weninger

Haftungsausschluss

Alle im Folgenden beschriebenen Experimente sind sorgfältig erprobt worden und die Anleitungen wurden nach bestem Wissen erstellt. Dennoch geschieht die Benutzung der hier vorliegenden Informationen vollkommen auf eigene Verantwortung. Haftung für Schäden oder Verluste, die beim Umgang mit den hier beschriebenen Stoffen, Materialien oder Geräten entstehen, ist ausgeschlossen; ebenso wie Schadensersatzforderungen oder Gewährleistungsansprüche aufgrund falscher oder fehlender Angaben. Die Autoren schließen somit jegliche unmittelbare oder mittelbare Haftung für Schäden, die beim Gebrauch der Materialien entstehen, ausdrücklich aus.

Übersicht

LERNAUFGABEN - EINE THEORETISCHE ANNÄHERUNG
Begriffsklärung - Konkretisierung - Einsatz im Unterricht Seite 4

DER POWERSTOFF MIT SAUERSTOFF?
Löslichkeit von Sauerstoff in Wasser – SI Seite 8

DER POWERSTOFF MIT SAUERSTOFF?
Löslichkeit von Sauerstoff in Wasser – SII. Hinführung zu Le Chatelier Seite 9

VERSCHIEBUNG CHEMISCHER GLEICHGEWICHTE AM BSP. SPRUDELWASSER
Untersuchung des Einflusses von Temperatur, Druck und Konzentrationen Seite 12

ANTAZIDA IM VERGLEICH
Bullrichsalz, Rennie®, Talcid® und mehr – wer räumt wie den Magen auf? Seite 14

WIE KOMMT DAS LOCH IN DEN KALKBODEN?
Der natürliche Kalkkreislauf Seite 16

KALKENTFERNER IN BAD UND KÜCHE
Saure Wirkung von Säuren aus Haushaltsreinigern Seite 19

EXKURS: MESSUNG DER REAKTIONSGESCHWINDIGKEIT IN ABHÄNGIGKEIT VON DER KONZENTRATION DER SÄURE
Reaktion von Salzsäure verschiedener Konzentrationen mit Magnesium Seite 21

HOT*POT* UND KÜHLPACKS
Lösevorgänge energetisch betrachtet Seite 22

BODYHEATER FÜR DEN WINTER
Korrosion einmal anders Seite 24

HEATERMEALS – WARMES ESSEN ÜBERALL?
Korrosion, Lokalelement, Passivierung und Opferanode Seite 27

LITERATUR UND LINKS
zum Weiterlesen Seite 31

Begriffsklärung

Lernaufgaben sind komplexe Lernumgebungen, die Lehrende wie Lernende gleichermaßen herausfordern.
Gut gemachte Lernaufgaben ermöglichen den Erwerb vieler Kompetenzen im Chemieunterricht und können ihn dahingehend stark bereichern.
Die Planung und Strukturierung von Lernaufgaben folgt einem Schema, das sich erlernen lässt.

Lernaufgaben steuern Unterricht hinsichtlich einer bewussten Kompetenzorientierung

„An seinen Aufgaben wächst man". Lernt man also nicht immer, wenn man eine Aufgabe gestellt bekommt? Die Verknüpfung der Worte Lernen und Aufgabe erscheint auf den ersten Blick so logisch wie simpel, dennoch ist die Betrachtung nicht trivial. Nicht jede Aufgabe führt gleichermaßen gut zum Erwerb von Kompetenzen. Stand vor nicht allzu langer Zeit noch eine grundsätzliche Neuorientierung an [1], wie sich mit Aufgaben bewusst kompetenzorientierter Unterricht gestalten lässt [2], haben diese mittlerweile als „Motor förderlicher Lernumgebungen" [3, S.7] einen zentralen Platz bei der Unterrichtsgestaltung eingenommen.

Eingrenzung des Begriffs Lernaufgaben als Teil der Aufgabenkultur

Lernaufgaben sind von Test- und Leistungsaufgaben abzugrenzen. Erstere zielen auf die Förderung möglichst umfassender und vielfältiger Lernprozesse ab, letztere eher auf die Diagnose und Bewertung von Lernergebnissen [1]. Dabei ist festzustellen, dass beide als sich ergänzende Teile einer guten Aufgabenkultur anzusehen sind, deren Gemeinsamkeiten wie z. B. die Verwendung von Operatoren betont werden sollten.

Formate und Tiefe von Lernaufgaben

Lernaufgaben dienen der materiellen Gestaltung z. B. im Lehr-Lern-Modell nach Leisen [3]. Sie sind nicht an das Fach Chemie gebunden, sondern werden auch in anderen Fächern eingesetzt.

Der Lehrende erstellt eine Lernumgebung mit Aufgaben, Materialien und ausgewählten Methoden, welche die Lernenden zur Kompetenzentwicklung durchschreiten. Die Lernaufgabe steuert folglich den Lernprozess durch eine Folge von gestuften Aufgabenstellungen mit entsprechenden Lernmaterialien [4].

Die einzelnen Aufgaben können dabei verschiedene Funktionen erfüllen, z. B. indem sie zur Formulierung eigener Fragen anregen, das Experimentieren und Modellieren fördern, das Wissen durch Mapping-Verfahren strukturieren oder dem Festigen und Üben neuer Lerninhalte dienen [2].

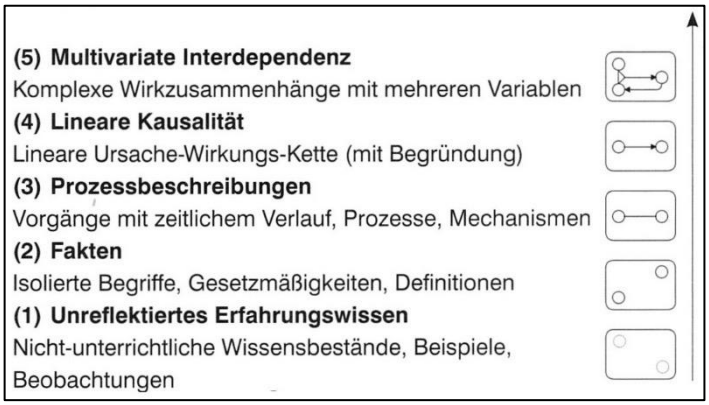


Abb 1: Komplexitätsschema von Aufgaben nach Bernholt [6, S.4]

Die Tiefe der Aufgaben lässt sich ohne Kenntnis der jeweiligen Lerngruppe und des Gesamtarrangements nur schwer konkret einordnen. Dennoch kann es bei der Konstruktion eigener oder bei der Analyse bereits bestehender Lernaufgaben von Nutzen sein, Kriterien zur Prüfung von Funktion oder Tiefe zu kennen. Innerhalb einer Lernaufgabe als Gesamtsetting ist es sinnvoll, dass sich einzelne Teilaufgaben in ihren Anforderungsniveaus ergänzen und verschiedene Kompetenzen ansteuern. Als ein Kriterium können die drei bekannten Anforderungsniveaus der Bildungsstandards herangezogen werden [1], [2]. Ebenso hilfreich ist eine Komplexitätsabstufung (Abb. 1). Ordnet man die Teilaufgaben verschiedenen Stufen zu, lässt sich sowohl die Anzahl der mit der Gesamtaufgabe erwarteten Verknüpfungen als auch deren Qualität offenbaren, was letztlich die Vernetztheit des Wissens anzeigt [5].

Im Fokus: – experimentelle Lernaufgaben als Teil von Lernumgebungen

Im Fach Chemie liegt der Fokus auf aktivierenden Aufgaben, die naturwissenschaftlich orientiert sind, in dem sie die Aspekte der Planung, Durchführung und Auswertung von Experimenten initiieren und basierend darauf eine komplexere Diskussion mit und über neues Fachwissen anregen.

An den Beispielen „Hotpot und Kühlpacks“ (s. auch S. 22 in diesem Heft) und der „Heater Meals – warmes Essen überall?“ (s. S. 27) soll konkret aufgezeigt werden, wie Lernaufgaben konzipiert und im kompetenzorientierten Unterricht als Materialgrundlage eingesetzt werden können (Abb. 2).

Mit Hilfe der Lernaufgabe zum Hotpot lassen sich die Fachinhalte Ionenbindung, Ionengitter und polare Elektronenpaarbindung sowie Wassermoleküle als Dipole kontextual abschließend zusammenführen und um die energetischen Aspekte des Lösevorganges erweitern. Die Lernaufgabe zu den Heater Meals ermöglicht mit älteren Schülern die Behandlung aller wesentlichen Aspekte der Korrosion (inkl. Passivierung, Bildung von Lokalelementen und Opferanoden) in einem Kontext und steuert damit zunächst konkretisierte Kompetenzerwartungen aus dem Bereich Erkenntnisgewinnung an. Außerdem besteht ein Teil der Aufgabe darin, ein „Lernprodukt“ zu erstellen und dieses zu präsentieren, wodurch auch Kompetenzen aus dem Bereich der Kommunikation intensiv angesprochen werden [vgl. z. B. 6, S. 39f]. Hier offenbart sich eine Stärke von Lernaufgaben.

In beiden Beispielen stellt die Lernaufgabe als Unterrichtsmethode einen Mehrwert dar, da hier das „Herzstück des Lernens [, also] die eigenständige und kooperative Arbeit an einem Gegenstand“ [9, S. 9] geeignet ist, […] die systematische Entwicklung von Kompetenzen bei den Lernenden voranzutreiben.

Dies wird noch einmal klarer, wenn man den Einsatz der Lernaufgaben im Unterricht als Schrittfolge betrachtet:

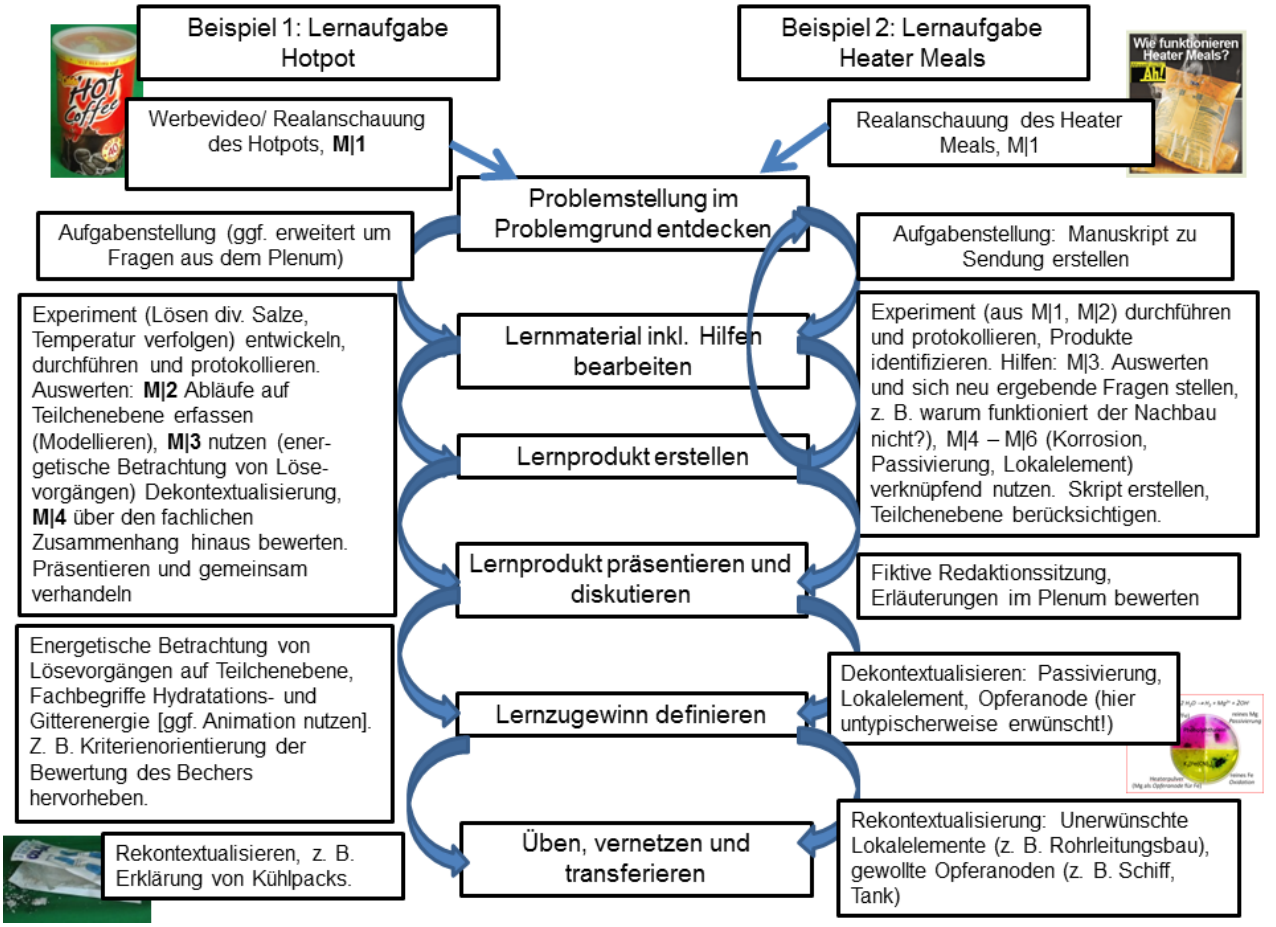


Abb. 2 Einsatz der experimentellen Lernaufgaben im kompetenzorientierten Unterricht in Anlehnung an [3], [7] - [10]

Jeweils ausgehend von einem Kontext in Form des Anschauungsobjektes oder eines Werbevideos hilft den Lernenden das Einstiegsmaterial M|1, erste Vorstellungen zu entwickeln und eigene Problemfragen zu stellen. Es folgt eine Sammlung sich ergebender Problemstellungen. Die schriftliche Fixierung der folgenden Aufgaben ist in Lernaufgaben, die sich in der Regel über einen größeren Zeitraum erstrecken, sinnvoll. Sie können von oder gemeinsam mit den Lernenden entwickelt oder von der Lehrkraft vorgegeben werden. Auch können Aufgaben in Absprache mit den Lernenden abgewandelt oder erweitert werden.

Durch den Einstieg startet die Aufgabe auf der Ebene unreflektierten Erfahrungswissens der Schüler (Abb. 1, Stufe 1). Legt man die Kriterien der Komplexität im Bereich von Fachwissen und Erkenntnisgewinnung nach Bernholt (s. o.) an, so zielen die verschiedenen Teilaufgaben in den Beispielen auf

- das Entnehmen relevanter Informationen aus verschiedenen Quellen (Fakten; Stufe 2). Da auch diese Stufe schwierig sein kann, bedarf es ggf. schon hier je nach Lerner diverser Hilfestellungen.
- die Erstellung, Durchführung und Auswertung eines bzw. mehrerer Versuchspläne (Prozess; Stufe 3).
- die Nutzung von Fakten und Modellen zur Erklärung (Kausalität; Stufe 4) von Zusammenhängen bei der Entstehung der Lösewärme oder der verschieden schnell ablaufenden Korrosionsvorgänge.
- sowie die Beschreibung und das Erkennen komplexerer Zusammenhänge bei Löse- oder Korrosionsvorgängen im Zuge der De- und Rekontextualisierung (Kausalität und Interdependenz ; Stufe 4 bzw. 5).

Für jede Lernaufgabe gilt, dass stets ein Input erfolgen muss. Die Materialien (Hotpot M|2 - M|4, Heater Meals M|3 bis M|6) dienen inhaltlich wie strukturell der Erstellung eines Lernproduktes durch die Schüler. Hier ist eine Binnendifferenzierung der Materialien unerlässlich.
So kann die Darstellung auf Teilchenebene [M|2 Hotpot] verschieden stark vorgegeben sein. Auch bieten sich Hilfen z. B. mit Teilladungen, Texten oder Pfeilen bis hin zu Animationen [11] an.
Dasselbe gilt für die Informationstexte und Experimentieranleitungen. Beim „Hotpot“ sollen die Schüler eigene Experimente entwickeln. Dies geht ohne Überforderung, da sie sich aus dem Problemgrund ergeben. Beim „Heater Meal“ werden aufgrund des hohen Gefährdungspotenzials Experimentieranleitungen vorgegeben.
Bei genauer Betrachtung findet man hier einen weiteren Unterschied in den Beispielen. Die Lernaufgabe zum Hotpot wird von den Lernenden der SI gemäß ihres Leistungsstandes linear durchschritten. Bei der Lernaufgabe zu den Heater Meals ergeben sich für die älteren Schüler sukzessiv neue Fragen beispielsweise zur Passivierung, die es dann mit den neuen Fachbegriffen zu beantworten gilt.
Auf dem Weg zur Erstellung eines Lernproduktes kann es sogar sinnvoll sein, im Zuge der Binnendifferenzierung Lösungsbeispiele bis hin zur vollständigen Lösung anzubieten. So enthält beispielsweise M|6 eine vollständige und konkrete Beschreibung des Lokalelementes beim Heater Meal.
Jeder Erarbeitung eines Produktes folgt eine Präsentation und Diskussion z. B. in Form der fiktiven Redaktionssitzung, deren Art und Weise oftmals bereits in der Aufgabenstellung festgelegt ist.
Die Präsentation beschränkt sich in der Regel nicht auf die Verknüpfung fachlicher Aspekte (Ergebnisse auswerten, Struktur-Eigenschaftsbeziehungen auf Teilchenebene erläutern und mit Fachbegriffen verbinden), sondern enthält oftmals auch Bewertungsaspekte, die durch Materialien [M|4 Hotpot] angeleitet sein können. Wichtig ist, sich hier Zeit für die ausgiebige Verhandlung des Lernproduktes zu nehmen!
Dabei strukturiert das „Hinein“ bereits das „Heraus“. Die Präsentation und Verhandlung ist immer in der zentralen Aufgabenstellung und den Materialien angelegt und in gewisser Weise vorstrukturiert.
Letztlich sollte man den Lernzuwachs definieren und übend vernetzen. Dies erfolgt im Rahmen der Diskussion oder anschließend durch De- und Rekontextualisierung. Dabei werden die fachlichen Aspekte nun auch in weiteren Experimenten zur Korrosion offenbar gemacht und festgehalten oder in anderen Kontexten wie dem Kühlpack oder dem anodischen Korrosionsschutz angewendet.
Die Präsentation, deren gemeinsame Diskussion sowie die De- und Rekontextualisierung sind zudem auch unter dem Blickwinkel der Diagnose für Lehrende wie Lernende gleichermaßen interessant.

Einsatz im Chemieunterricht

Aus dem oben Erläuterten folgt, dass Lernaufgaben als Unterrichtsmethode einen wertvollen Beitrag zu einem Chemieunterricht leisten können, in dem die Möglichkeiten des Kompetenzerwerbs bewusst breit angelegt sind.

Lernaufgaben nehmen aber stets auch einen großen (zeitlichen) Umfang ein und bergen die Gefahr der (unerkannten) Überforderung. Nicht alle Inhalte sind gleichermaßen für einen Lernprozess mit Hilfe von Lernaufgaben geeignet, denn es mag Knackpunkte geben, die einer ausgeprägten personellen Steuerung bedürfen. Somit empfiehlt es sich auch in diesem Falle, nie die Methodik der Didaktik überzustülpen.

Gut gemachte Lernaufgaben knüpfen kontextual und oftmals problemorientiert an Vorwissen an und bauen neues Wissen auf. Sie fördern und fordern Kompetenzen aus diversen Bereichen, sind durch ihre binnendifferenzierte Anlage herausfordernd ohne zu überfordern und stets produktorientiert [7]. Die überwiegend materielle Steuerung regt die eigentätige Auseinandersetzung der Lernenden mit den Inhalten an und lässt zugleich Raum für eine personale Steuerung seitens der Lehrenden.

Umfang und Komplexität lassen einen schnell vor dem Einsatz von Lernaufgaben im Unterricht zurückschrecken. Dies ist aber nicht notwendig, wenn man bedenkt, dass es bereits zahlreiche Anregungen aus den letzten Jahren gibt. Zudem kann auch vorhandene Aufgaben mit Kontexten und mit Hilfen versehen oder in ihrem Anspruchsniveau variieren und dadurch komplexe Lernarrangements erstellen [2], [12].

Fazit: Der Einsatz von Lernaufgaben ist nicht per se sinnvoll! Sie stellen aber für jeden kompetenzorientierten Chemieunterricht eine Bereicherung der Lernumgebung dar, wenn man Mehrwert und Grenzen beachtet!

Literatur

[1] Kleinknecht, Marc et. al.: Aufgaben und Aufgabenkulturen. In: Unterricht Chemie 2014, Heft 142, Lernaufgaben, S. 10-13.

[2] Stäudel, Lutz; Tepner, Oliver; Rehm, Markus: Mit Aufgaben lernen. In: Unterricht Chemie 2014, Heft 142, Lernaufgaben, S. 2-9.

[3] Leisen, Josef: Kompetenzorientiert unterrichten. In: Unterricht Physik 2011, Nr. 123/124, S. 4-10

[4] Leisen, Josef: Lernaufgaben als Lernumgebung zur Steuerung von Lernprozessen. Online verfügbar unter http://www.josefleisen.de, zuletzt geprüft am 31.12.2015

[5] Bernholt, Sascha: Die schwierige Aufgabe mit den Aufgaben. In Unterricht Chemie 2015, Heft 149, Mit Aufgaben diagnostizieren, unterstützen und bewerten, S. 2 – 8.

[6] Ministerium für Schule und Weiterbildung (Hg.) (2014): Kernlehrplan für die Sekundarstufe II an Gymnasien und Gesamtschulen in Nordrhein-Westfalen für das Fach Chemie. Frechen: Ritterbach Verlag. Heft 4723.

[7] Schütte, Petra; von Borstel, Gregor: Hotpot – Wie funktioniert ein selbsterwärmendes Heißgetränk? In: Praxis der Naturwissenschaften – Chemie, Heft 06/63 „Interaktionsboxen“, Köln 2014, S. 20-23.

[8] Böhm, Andreas; von Borstel, Gregor: Heater Meals – eine experimentelle Lernaufgabe zur Korrosion für die Sekundarstufe II, in: CHEMKON, Volume 21, Issue 2, pages 79–84, April 2014.

[9] Leisen, Josef: Aufgabenstellungen und Lernmaterialien machen’s. In: Unterricht Physik 2011, Nr. 123/124, S. 11-17.

[10] Böhm, Andreas; Schütte, Petra; von Borstel, Gregor: Wie funktioniert ein „Bodyheater“? In: Unterricht Chemie 2014, Heft 142, Lernaufgaben, S. 24-31.

[11] M. W. Tausch, R.-P. Schmitz: "Teilchenmodelle in Flash-Animationen" in Praxis der Naturwissenschaften - Chemie in der Schule, 7, 2009, 58, 6-9

[12] Oliver Wißner, Aufgaben öffnen, komplexe Lernarrangements im Unterricht, in: Unterricht Chemie 2014, Heft 142, Lernaufgaben, S. 18-23.

M|1 Einführung



Nicht nur Salz oder Zucker, sondern auch „Gase“ lösen sich in Wasser. So enthält Sprudel gelöstes Kohlenstoffdioxid. Genau wie bei den festen Stoffen ist die Löslichkeit eines Gases in Wasser begrenzt! Mit hohem Druck kann man zwar viel Gas in das Wasser hineinpressen. Aber wenn man den Druck wieder wegnimmt, sprudelt das Gas nach und nach wieder heraus.

Seit 2001 ist das Getränk **Active O_2** auf dem Markt, welches du vielleicht schon einmal getrunken hast. Es enthält gelösten Sauerstoff.

Der Hersteller versprach in seiner Werbung, dass das Getränk 15 Mal mehr Sauerstoff enthält als herkömmliches Mineralwasser und damit „Power“ liefert.

Da wir nicht wissen, wie viel Sauerstoff in herkömmlichem Mineralwasser enthalten ist, wollen wir zuerst in einem Experiment ermitteln, wie viel Sauerstoff sich überhaupt ohne zusätzlichen Druck in Wasser lösen kann.

Das Fünfzehnfache unseres Ergebnisses ist der Maximalwert, den der Hersteller laut Werbung hineingepresst haben kann – hilft der uns beim Sport weiter? Das gilt es nun herauszufinden.

M|2 Experimente zur Löslichkeit von Gasen in Wasser

Experiment 1: *Löslichkeit von Sauerstoff in Wasser*
Material: 1 kleinere Spritze (30 mL), 1 große Spritze (50 mL), 1 Dreiwegehahn, Sauerstoff

Durchführung:

- Fülle 25 ml Sauerstoff in die kleine Spritze und 25 ml abgekochtes Wasser in die große Spritze.
- Verbinde beide Spritzen über den Dreiwegehahn. Den dritten Weg schließe zur Vorsicht mit einem Stopfen.
- Schiebe das Gas ganz in die Spritze mit dem Wasser und schließe den Hahn.
- Schraube die leere Spritze ab (damit sie nicht stört) und schüttle die volle Spritze.
- Lies das Gasvolumen in der großen Spritze ab, indem du sie mit dem Stempel auf den Tisch stellst. Schüttle dann erneut.
- Ändert sich das Volumen nicht mehr, schraube die kleine Spritze wieder an.
- Schiebe das restliche Gas zurück in die kleine Spritze (die genauer ist) und verschließe sie.
- Da der Stempel manchmal ein bisschen hakt, kannst du vor dem Ablesen den Stempel mal vorsichtig ein bisschen ziehen und drücken.

Experiment 2: *Zum Vergleich – die Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid in Wasser (freiwillig)*
Führe den oben beschriebenen Versuch zum Vergleich einmal mit Kohlenstoffdioxid durch.

Aufgaben

1. Notiere, wie viel der Gase sich in 25 ml Wasser lösen. Berechne daraus, wie viel sich in einem Liter Wasser lösen würden
2. Vergleiche die Menge an maximal gelöstem Sauerstoff in einer Flasche Active O_2 mit der Menge, die man pro tiefem Atemzug (ca. 5 Liter Luft, 20 % davon ist Sauerstoff) zu sich nimmt. Nimm Stellung zu der Werbeaussage für Active O_2!
3. Recherchiere unter https://www.foodwatch.org/de mit Hilfe der Suchfunktion, warum die Werbung für Active O_2 heute anders aussehen sollte als früher. Lohnt es sich deiner Meinung nach noch, über Active O_2 im Chemieunterricht zu sprechen?

M|1 Informationen zu Active O_2



Seit 2001 ist das Getränk **Active O_2** auf dem Markt, welches du vielleicht schon einmal getrunken hast. Es enthält gelösten Sauerstoff, der unter Verwendung von Druckluft hineingepresst worden ist [**s. M|2].**

Der „Powerstoff mit Sauerstoff" wurde lange Zeit damit beworben, dass er 15 Mal mehr Sauerstoff enthält als herkömmliches Mineralwasser.

Da wir nicht wissen, wie viel Sauerstoff in herkömmlichem Mineralwasser enthalten ist, werden wir zuerst in einem Experiment ermitteln, wie viel Sauerstoff sich ohne Druck überhaupt in Wasser lösen kann.

Das Fünfzehnfache unseres Ergebnisses ist der Maximalwert, den der Hersteller hineingepresst haben kann – hilft diese Menge an Sauerstoff uns beim Sport weiter?

Aufgabenstellung

1. Ermitteln Sie mit Hilfe von **V|1** experimentell, wie viel mL Sauerstoff sich unter normalen Bedingungen in 25 mL Wasser lösen und berechnen Sie daraus, wie viel mL Sauerstoff sich in einem Liter lösen würden.
2. Vergleichen Sie die Menge an maximal gelöstem Sauerstoff in einer 1 L Flasche Active O_2 mit der Menge, die man pro tiefem Atemzug (Annahmen: ca. 5 Liter Luft, ca. 20 % Sauerstoffanteil) zu sich nimmt. Nehmen Sie Stellung zu der Werbeaussage für Active O_2!

Vertiefung

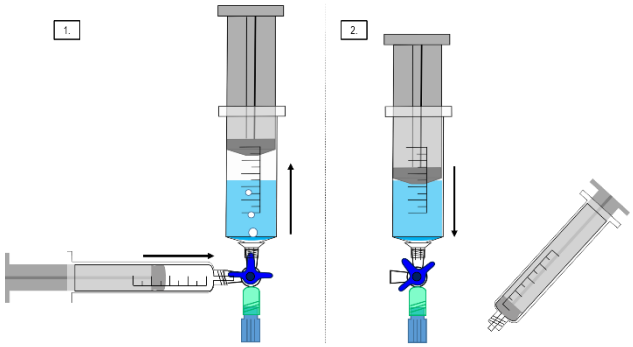
3. Stellen Sie mit Hilfe von **M|2 - M|4** heraus, welche Faktoren die Lage des Lösungsgleichgewichtes beeinflussen.
4. Erklären Sie mit Hilfe des Diagramms in **M|3** die Tatsache, dass ein Aquarium Besitzer auf die Temperatur des Wassers achten muss.
5. Informieren Sie sich über die Höhenkrankheit [**M|4**] und beschreiben Sie ihr Zustandekommen. Diskutieren Sie, ob wir unser experimentell ermitteltes Ergebnis noch korrigieren müssten.

Über den Tellerrand geschaut „Natürlich Sauerstoffwasser"?

6. Recherchieren Sie mit Hilfe der Suchfunktion auf **www.foodwatch.org/de**, warum die Werbung für Active O_2 heute anders aussehen sollte als früher. Verwenden Sie den Suchbegriff „Powerstoff". Lohnt es sich ihrer Meinung nach noch, über Active O_2 im Chemieunterricht zu sprechen.
7. Nehmen Sie kritisch Stellung: https://www.youtube.com/watch?v=4saXxM0ukdo

V|1 Versuch zur Löslichkeit von Sauerstoff in Wasser

Material: 1 Spritze (10 mL), 1 Spritze (50 mL), 1 Dreiwegehahn, Sauerstoff



Durchführung:

- Befüllen Sie die kleine Spritze mit 10 mL Sauerstoff, die große mit 25 ml Wasser.
- Verbinden Sie beide Spritzen, bringen Sie den Sauerstoff zum Wasser und schließen Sie den Hahn. Schrauben Sie die kleinere Spritze ab, damit sie nicht stört. Schütteln Sie mehrfach und lesen Sie das restliche Gasvolumen ab.
- Ändert sich das Volumen nicht mehr, schrauben Sie die kleine, genauere Spritze wieder an und schieben Sie das restliche Gas zurück. Hier lesen Sie das Sauerstoffvolumen ab.

M|2 Originalantwort auf die Anfrage, wie das 15fache an Sauerstoff in das Wasser gebracht wird [alle Namen geändert]

Betr. Anfrage Webseite ActiveO_2, **von**: gregorvonborstel@compuserve.de

Sehr geehrter Herr von Borstel,

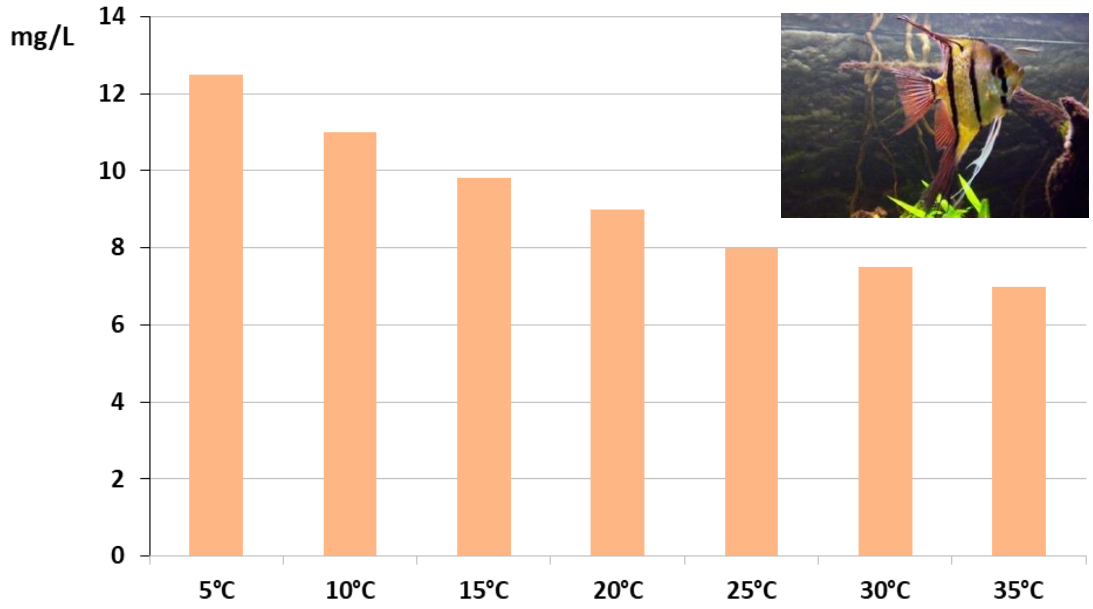
vielen Dank für Ihr Interesse an unseren Produkten. Der Sauerstoff wird unter Veränderung der physikalischen Parameter Druck und Temperatur unter starker Verwirbelung in das Wasser eingebracht. Der Sauerstoff ist dann rein physikalisch im Wasser gelöst. Nach dem Öffnen der Flasche dauert es überraschend lange, bis der Sauerstoff langsam entweicht und sich ein neuer Gleichgewichtszustand einstellt.

Für weitere Fragen stehen wir Ihnen gerne zur Verfügung.

Mit freundlichen Grüßen aus Bad Adelholzen

Albert Mustermann [Anm. Name geändert], Leiter Qualitätsmanagement

M|3 Löslichkeit von Luftsauerstoff in Wasser bei verschiedenen Temperaturen



Viele Tiere leben im Wasser und atmen dort mit Hilfe von Kiemen. Damit entnehmen sie dem Wasser Sauerstoff, der darin gelöst ist. Häufig wird im Übrigen die Menge an gelöstem Gasen in mg/L angegeben. Dies kann man mit Hilfe der Dichte in mL/L umrechnen. Die Dichte von Sauerstoff beträgt unter Normalbedingungen ca. 1,4 g/L.

M|4 Die Höhenkrankheit

Im Blut wird Sauerstoff an Hämoglobin gebunden. Dabei stellt sich ein Gleichgewicht ein, das man abgekürzt wie folgt beschreiben kann:

$$O_{2(g)} + Hämoglobin_{(aq)} \rightleftharpoons Hämoglobin - O_{2(aq)}$$

Schon ab 2500 Metern kann die Höhenkrankheit einsetzen. Betroffenen wird schwindelig und übel, der Kopf schmerzt, Erbrechen und Appetitlosigkeit kommen oft hinzu. Das liegt am abnehmenden Luftdruck. Der sogenannte Sauerstoffpartialdruck sorgt dafür, dass das Gas von der Lunge in die feinen Lungenkapillaren dringt. Auf 5300 Meter ist der Sauerstoffpartialdruck halb so hoch wie normal. Weniger Druck in der Atmosphäre bedeutet weniger Sauerstoff im Körper. Basierend auf Ihren Ergebnissen aus dem Experiment in **V|1** lohnt es sich an der Stelle auch mal darüber nachzudenken, warum viele Lebewesen Blutfarbstoffe wie Hämoglobin besitzen.

Hinweise für den Unterricht an Lehrende:

Die Betrachtung der Löslichkeit von Gasen in Wasser kann in der Oberstufe genutzt werden, um erstmalig die Verschiebung von Gleichgewichten in den Fokus zu rücken. Die Löslichkeit von Sauerstoff und die von Kohlenstoffdioxid sollten hierzu nacheinander untersucht werden.

Wichtig ist die Reihenfolge im Unterricht! Erarbeitet man im Chemieunterricht die Bedeutung der Reaktionsgeschwindigkeit und führt dann das chemische Gleichgewicht ein, so liegt das Augenmerk zunächst darauf, dass sich mit der Zeit stets ein (bestimmtes) Gleichgewicht einstellt.

Neben experimentellen Näherungen sind hierbei u.a. der Modellversuch mit „Stechhebern“ sowie die berühmte „Holzapfelschlacht“ [ein agiler Junge und ein gehandicapter alter Mann werfen unnütze Äpfel über einen Gartenzaun hin und her] aus dem Lehrbuch „Chemie: - eine lebendige und anschauliche Einführung“ von Dickerson & Geis hilfreiche Analogien. Genau an letztere schließt die Gleichgewichtsverschiebung im Kontext Active O_2 an. Sie ist deshalb so gut geeignet, da derselbe Stoff (O_2) einmal gasförmig und einmal gelöst vorliegt. Dies folgt exakt der Analogie der Holzapfelschlacht, bei der nur Äpfel hin und her gehen. Erstmalig werden dabei aber Parameter (Druck, Temperatur) verändert. Die Lage des Gleichgewichts in Abhängigkeit äußerer Faktoren und damit seine Veränderbarkeit bilden also das Herzstück der Betrachtung!

Darauf aufbauend wird anschließend Sprudelwasser in mehreren Schulstunden hintereinander in den Blick genommen. Zum einen ist der Sachverhalt, dass es verschieden konzentrierte Lösungen von Kohlenstoffdioxid gibt, den Lernenden bekannt. Des Weiteren nimmt man hier erstmalig neben physikalischen auch chemische Abläufe in einem Experiment den Blick, welches zudem vollständig ohne toxische Verbindungen wie NO_2 auskommt.

Die Tatsache, dass es sich um gekoppelte Gleichgewichte handelt, hat sich im Unterricht bisher nicht als störend erwiesen. Es bedarf aber einer genauen Betrachtung von Kontinuum, Diskontinuum und Reaktionsgleichungen. An die Untersuchung des Sprudelwassers empfiehlt es sich im Übrigen die Betrachtung weiterer Gleichgewichtsveränderungen anzuknüpfen, bevor man von dem „Prinzip von Le Chatelier“ spricht.



Literatur zum Weiterlesen:

- Lisa Raab und Peter Pfeifer, 2006. „Powerstoff Sauerstoff“ Sauerstoffhaltige Trendgetränke als authentischer Lernanlass. NiU Chemie 94/95, 74-77.
- Gregor von Borstel und Andreas Böhm, 2006. Active O_2 – Powerstoff mit Sauerstoff. MnU 59, 413-415.
- Gregor von Borstel und Andreas Böhm, 2006. Le Chatelier einmal anders. NiU Chemie 96, 34-37.
- Gregor von Borstel, Manfred Eusterholz, und Andreas Böhm, 2017b. Mehr „spritzige“ Experimente mit Gasen. NiU Chemie 157, 17-22.

M|1 Information zur Kohlensäure



Natürliches Mineralwasser enthält ebenso wie „selbstgemachtes“ Sprudelwasser Kohlensäure ($H_2CO_{3(aq)}$), die ihrerseits durch Lösen von Kohlenstoffdioxid (CO_2) in Wasser gemäß folgender Reaktionsgleichungen entsteht:

$$CO_{2(g)} \overset{H_2O}{\leftrightarrows} CO_{2(aq)} \; |exotherm$$

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

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

Im Folgenden soll untersucht werden, ob der Druck und die Temperatur einen Einfluss auf die Menge an gelöstem Kohlenstoffdioxid und somit auch auf die Kohlensäuremenge in der Lösung haben.

Aufgabenstellung

1. Führen Sie **V|1** und **V|2** wie beschrieben durch, notieren Sie Ihre Beobachtung und Messergebnisse.
2. Werten Sie die Versuche hinsichtlich der Versuchsüberschriften zu **V|1** und **V|2** aus.

Vertiefung

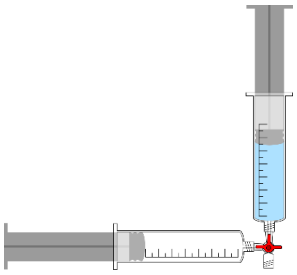
3. Führen Sie ggf. **V|3** durch.
4. Nehmen Sie noch einmal vergleichend Rückbezug auf die Herstellung von Active O_2 und erläutern Sie die dort dargestellten Maßnahmen des Herstellers.

V|1 Untersuchung der Temperaturabhängigkeit der Wasserlöslichkeit von Kohlenstoffdioxid (CO_2)

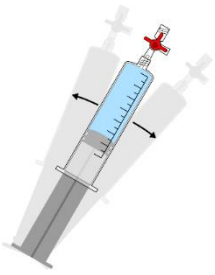
Geräte 2 Spritzen (50 mL), 1 Dreiwegehahn, Isolierung

Chemikalien abgekochtes Wasser mit drei verschiedenen Temperaturen (ca. 4°C, ca. 25°C, ca. 50°C), Kohlenstoffdioxid

Aufbau und Durchführung

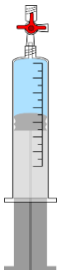


Eine Spritze wird mit 25 mL Wasser (Raumtemperatur) befüllt, die andere mit 30 mL Kohlenstoffdioxid.
Über den Dreiwegehahn wird das Gas zum Wasser gegeben. Der Hahn wird verschlossen und die leere Spritze wird abgeschraubt.

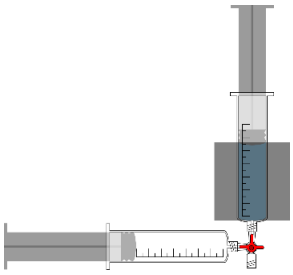


Durch vorsichtiges Schütteln wird das Gas nach und nach im Wasser gelöst.

Sicherheitshinweise Schutzbrille tragen



Zum Ablesen des restlichen Gasvolumens wird die Spritze immer auf ihren Stempel gestellt. Bleibt das Gasvolumen unverändert, wird ermittelt, wie viel Milliliter CO_2 sich in 25 mL Wasser gelöst haben.



Der Versuch wird einmal mit deutlich kälterem und einmal mit deutlich wärmerem Wasser wiederholt.
Dazu wird die Spritze **vorab mit einer Wärmeisolierung** überzogen, damit sich die Wassertemperatur während des Versuchs möglichst wenig verändert.

Entsorgung: Über den Abguss.

V|2 Untersuchung der Druckabhängigkeit der Wasserlöslichkeit von Kohlenstoffdioxid (CO2)



Will man die Druckabhängigkeit untersuchen, empfiehlt es sich, die Menge an enthaltener Kohlensäure über einen Indikator sichtbar zu machen.

Je mehr Kohlensäure enthalten ist, desto geringer ist der pH-Wert der Lösung [**M|1**].

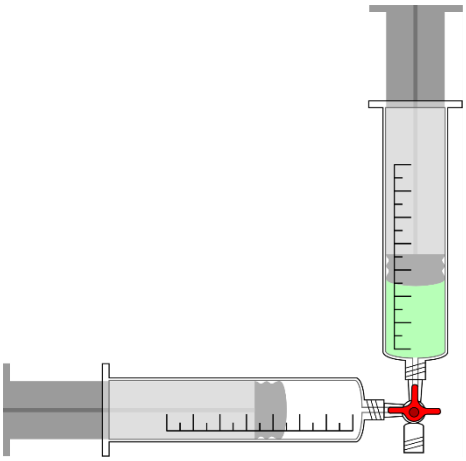
Der Mischindikator Nr. 5 ist gut geeignet, dies anzuzeigen (s. Abb. rechts). Er wechselt der bei einem pH-Wert von ca. 5 die Farbe.

Der Einfachheit halber stellen wir zunächst eine gesättigte Kohlenstoffdioxid-Lösung her und untersuchen, ob eine Druckverminderung einen Effekt auf Wasserlöslichkeit hat.

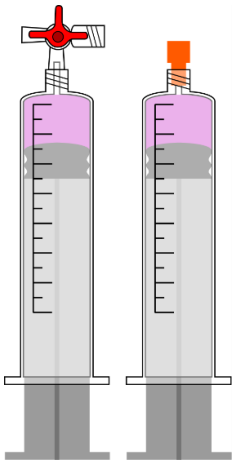
Geräte 2 Spritzen , 1 Dreiwegehahn, ggf. Nagel

Chemikalien abgekochtes Wasser, Mischindikator Nr. 5, Kohlenstoffdioxid

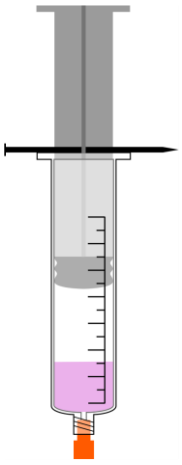
Aufbau und Durchführung



In eine 50 mL Spritze mit durchbohrtem Stempel füllt man 10 mL mit Indikator versetztes Wasser. Aus einer weiteren Spritze lässt man durch die Lösung CO_2 sprudeln (ca. 10 mL), bis die Farbe des Indikators umschlägt.



Die Lösung wird so auf beide Spritzen verteilt, dass die Spritze mit dem durchbohrten Stempel ca. zu 1/10 gefüllt ist.
Den anderen Teil der Lösung bewahrt man zum Farbvergleich auf.
Die Spritze mit dem durchbohrten Stempel wird verschlossen …



… und durch kräftiges Ziehen am Stempel ein Unterdruck erzeugt.
Der Stempel kann durch ein Loch im Stempel mit einem Nagel fixiert werden.
Kräftig schütteln, Farben vergleichen!
TIPP: Je kleiner die Spritze ist, desto leichter lässt sich ein Unterdruck ziehen!

Sicherheitshinweis Schutzbrille tragen

V|3: Einfluss des pH-Wertes des Lösemittels auf die Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid

Wie **V|1**, nur werden Salzsäure oder Natronlauge mit c=0,5 mol/L anstelle von Wasser verwendet. Schutzbrille tragen!

Aufgaben

1. Prüfen Sie den Wirkstoffgehalt einer Bullrichsalz-Tablette experimentell, protokollieren Sie Ihre Vorgehensweise und Berechnungen. [M|1 und Hilfen umseitig]
2. Vergleichen Sie die Wirkweise verschiedener Antazida, benennen Sie mögliche Vor- oder Nachteile [M|2] und informieren Sie sich über den heutigen Wissensstand bezüglich der Anwendung von Antazida ausgehend von http://www.apotheken-umschau.de/Sodbrennen/Sodbrennen-Welche-Medikamente-helfen-493161.html und https://de.wikipedia.org/wiki/Antazidum.
3. Recherchieren Sie ausgehend von https://www.max-wissen.de/public/downloads/maxheft636 die Bedeutung der Überschrift „*Ein Erreger, der auf den Magen schlägt*“ (S.3). Erläutern Sie in dem Zusammenhang den Schutzmechanismus von Helicobacter pylori gegen die Magensäure.

Materialen

M|1 Inhaltstoffe und Wirkweise von Bullrichsalz (aus einer Packungsbeilage)

Eine Tablette Bullrichsalz enthält laut Herstellerangabe 850mg Natriumhydrogencarbonat. Im Magen zerfällt dieses in seine Ionen und das Hydrogencarbonat reagiert mit den Oxonium-Ionen aus der Salzsäure gemäß:

$$Na^+_{(aq)} + HCO_3^-{}_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)} \rightleftharpoons 2\,H_2O + CO_{2(g)}\uparrow + Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

Die eigentliche Reaktion ist die Bildung von Kohlensäure, die in Wasser und Kohlenstoffdioxid zerfallen kann:

$$H_3O^+_{(aq)} + HCO_3^-{}_{(aq)} \rightleftharpoons H_2CO_3 + H_2O$$

$$H_2CO_3 \rightleftharpoons CO_{2(g)} + H_2O$$

M|2 Andere Antazida im Überblick

Einen Überblick aus dem Jahr 2000 über diverse Wirkstoffe in Antazida liefert die Tab. 1 rechts [1].

Wirkstoff	Formel	pH-Wert (max.)	Wirkdauer	Nebenwirkungen
Natriumhydrogen-carbonat	$NaHCO_3$	6	kurz	Hypernaträmie Aufstoßen
Calciumcarbonat	$CaCO_3$	8-9	mittellang	Hypercalcämie
Magnesiumhydroxid	$Mg(OH)_2$	8-9	lang	Hypermagnesämie, abführend
Aluminiumhydroxid	$Al(OH)_3$	4	mittellang	verstopfend
Hydrotalcid	$Al_2Mg_6(OH)_{16}CO_3\,4H_2O$	4	lang	s. Aufgabe 2

Altbekannte Antazida wie Rennie® enthalten analog zu Bullrichsalz Magnesium- und Calciumcarbonat, können aber schnell überdosiert werden. Später entwickelte Präparate wie z. B. Talcid® nutzen andere Basen für eine kontrollierte Neutralisation überschüssiger Magensäure. Bei Kontakt mit Magensäure wird aus der Schichtgitterstruktur des Wirkstoffes Hydrotalcit nur die Menge Magnesium- und Aluminium-Hydroxid gelöst, die benötigt wird, um überschüssige Säure zu neutralisieren. In Folge steigt der pH-Wert im Magen und die Löslichkeit des Hydrotalcits sinkt. Aber auch diese Antazida besitzen nach neuem Kenntnisstand möglicherweise Nebenwirkungen. Alternativ wird heutzutage häufig auf magensaftresistente Präparate z. B. mit dem Wirkstoff Pantoprazol [3] zurückgegriffen. Pantoprazol gehört zur Gruppe der Protonenpumpenhemmer, welche die Abgabe von Magensäure in das Mageninnere verringern und damit die Produktion überschüssiger Magensäure vermindert. Auch wenn mittlerweile alle genannten Präparate verschreibungsfrei sind, ist von einer unreflektierten Einnahme ohne eingehende Beratung durch Fachleute (Arzt, Apotheker) dringend abzuraten!

Quellen:

[1] Flint, A., Rennie räumt nicht nur den Magen auf, NiU Chemie 11 (2000) Nr. 55, S. 16

[2] http://www.talcid.de, letzter Zugriff 13.11.2016

[3] http://www.ratiopharm.de/ratgeber/sodbrennen/, letzter Zugriff 13.11.2016

Hinweise für mögliche Versuche

Schritt 1: Erwartete Stoffmenge berechnen

Bei Titrationen es sinnvoll, aus der **Masse (m)** eines Stoffes zunächst einmal in Kenntnis der **molaren Masse (M)** die **Stoffmenge (n)** zu berechnen**.** Die **Masse** des Wirkstoffe ist angegeben: **m($NaHCO_3$)=**

Ermitteln Sie mit Hilfe des Periodensystems die **molare Masse (M)** der einzelnen Atomsorten der Verbindung: M(Na)=23g/mol, M(H)=1g/mol, M(C)= g/mol und M(O)= g/mol. Berechnen Sie, was ein Mol der Substanz wiegt: **M($NaHCO_3$)**=1* 23g/mol + 1*1g/mol + 1* g/mol + 3* g/mol= g/mol

Berechnen Sie gemäß **n=m/M** die erwartete **Stoffmenge n($NaHCO_3$) = g : g/mol= mol**

Schritt 2: Stoffmenge des Wirkstoffes in der Tablette bestimmen - Schutzbrille tragen!

V|1 Bestimmung des Wirkstoffgehaltes per Rücktitration!

Da sich die Tablette nur in Säure vollständig löst, ist es am einfachsten, mit Hilfe des Wirkstoffes einen Teil einer bekannten Säure zu neutralisieren und dann zu ermitteln, wieviel Oxonium-Ionen noch vorhanden sind.

In 100mL Salzsäure (c = 0,2mol/L) wird eine Tablette vollständig gelöst.

Der nun schon teilneutralisierten Säure entnimmt z. B. 20mL und bestimmt per Titration mit Natronlauge (c = 0,5mol/L) der Restgehalt an Oxonium-Ionen. *Hinweis: So sind mehrere Titrationsdurchgänge möglich.*

Aus den Messergebnissen wird die Konzentration der teilneutralisierten Säure berechnet (*Achtung - man hat nur einen Teil der Lösung titriert - z. B. 1/5!)* und auf die Menge an Wirkstoff in der Tablette geschlossen.

Stoffmenge (Säure zu Beginn bzw. Oxonium-Ionen zu Beginn): **n=c*V**, $n(H_3O^+)$=0,2mol/L*0,1L=0,02mol;

Am Äquivalenzpunkt gilt ganz einfach **n(Restsäure)=n(Lauge)**.

V|2 Zum Vergleich: Bestimmung des Wirkstoffgehaltes – volumetrisch oder gravimetrisch

Alternativ wäre die Ermittlung der **Stoffmenge** an Kohlenstoffdioxid **aus dem Volumen** oder der **verschwundenen Masse des** beim Auflösen entstehenden und entweichenden **Gases möglich**. Aus jedem mol Hydrogencarbonat wird genau ein mol Kohlenstoffdioxid!

Aus dem Volumen berechnet man die Stoffmenge an CO_2 über die allgemeine Gasgleichung **p*V = n*R*T**

Dazu muss man die Temperatur T kennen (Angabe in Kelvin, die ist °C + 273), den Druck p (ca. 1,013bar) und das entstandene Volumen V (Achtung, in L). R ist die sog. Gaskonstante 0,0831472 bar*L/(mol * K)

Ermittelt man z. B. ein Volumen von 100mL Gas, so berechnet man folgendermaßen:

$n(CO_2)$ = (1,013bar*0,1L)/(0,08314 bar*L/(mol * K)*(22+273K)) = 0,0041 mol

Eine Tablette wird vollständig in Salzsäure (c =1 mol/L) gelöst und entweder das dabei entstehende Gasvolumen an Kohlenstoffdioxid (in einer Spritze) bestimmt. Alternativ kann man die Massendifferenz in einem offenen System (Erlenmeyerkolben) auf einer Waage bestimmen und daraus die Stoffmenge berechnen.

Hinweise für den Unterricht an Lehrende:

Diverse Antazida können miteinander verglichen werden. Experimentell am einfachsten zu untersuchen sind die hydrogencarbonathaltigen Wirkstoffe. Die anderen Inhaltsstoffe kann man dem gegenüberstellen.

Auch die Untersuchung carbonathaltiger Tabletten ist möglich. Hier funktioniert aber nur eine Bestätigung des Wirkstoffgehaltes der Packungsbeilage. Eine Gehaltsbestimmung wäre experimentell nicht trivial lösbar, da man nicht wüsste, wie sich der Carbonat-Anteil auf die beiden Salze verteilt.

In NRW ist nur die konduktometrische Titration im Grundkurs verpflichten, die pH-metrische aber an diesem Beispiel sinnvoll. Soll die Leitfähigkeit bestimmt werden, ist eine Verdünnung vorab ratsam!

M|1 Informationen zum Loch im Kalkboden



Abb. 1: © Landesamt für Geologie und Bergwesen Sachsen-Anhalt

In einigen Gegenden Deutschlands kommt es immer zu plötzlich auftretenden Löchern im Boden (s. Abb. 1).

Dies geschieht vor allem in regenreichen Gebieten über kalkhaltigen Gesteinsschichten, die wiederum von mikroorganismenhaltigen und damit kohlenstoffdioxidreichen Bodenschichten bedeckt sind. An vielen dieser Orte bilden sich nicht nur Löcher an der Oberfläche sondern ganze Höhlensysteme in den Kalkschichten unterhalb der Erde (s. Abb. 2).



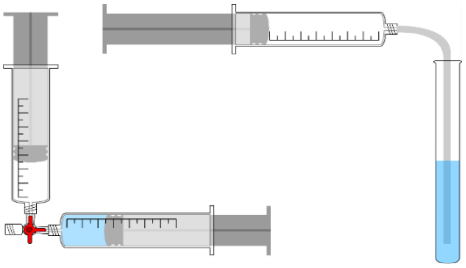
Abb. 2: Bodenprofil

Dabei ist Kalk ($CaCO_3$) in Wasser nahezu unlöslich.

Aufgabenstellung

1. Erstellen Sie basierend auf den Informationen in M|1 eine sinnvolle und prüfbare Hypothese, wie das Loch im Boden entstanden sein kann.
2. Planen Sie in der Gruppe Experimente zur Prüfung der Hypothese und führen Sie diese durch. [Hinweise s. M|2, Rückseite]
3. Werten Sie die Experimente aus. Formulieren Sie ggf. auch Reaktionsgleichungen [Hilfen s. M|3]. Die Ergebnisse gilt es zu präsentieren!
4. Schon fertig? Stellen Sie weitergehende Überlegungen an [M|4].

M|2 Hinweise zu den Experimenten



Vorversuch

Der zu untersuchende Kalk sollte, um Effekte möglichst schnell sehen zu können, eine große Oberfläche haben. Dies wird gewährleistet, wenn er mit Hilfe der Kalkwasserprobe erst unmittelbar vor dem Versuch frisch hergestellt wird. Hierzu leitet man in 10 mL „Kalkwasser“ (Calciumhydroxid-Lösung) wenig Kohlenstoffdioxid ein, bis sich gerade ein Niederschlag bildet.

Dabei verändert sich auch der pH-Wert. Dies kann man durch vorherige Zugabe von 4 Tropfen Universalindikator (Unisol 1-13) gut beobachten.

Eine Arbeit ist im Reagenzglas oder geschlossenen Spritzensystem möglich.

Eigentliche Untersuchung

Die entstandene Flüssigkeit mit dem feinverteilten Kalk und dem Indikator wird auf mehrere Gefäße verteilt und nun durch Zugabe von weiteren Stoffen geprüft, ob diese zu einer Reaktion führt, die den Kalk „verschwinden“ lassen.

Als Chemikalien stehen Wasser, Kalkwasser (Calciumhydroxid-Lösung, alkalisch), Kohlenstoffdioxid, Sauerstoff, Stickstoff, Luft sowie Mineralwasser zur Verfügung.

Zur Sicherheit: Es sind Schutzbrillen zu tragen, Kalkwasser reizt die Haut und verursacht schwere Augenreizungen. Druckgase nicht direkt aus dem Spender in das Kalkwasser einleiten, sondern zunächst abfüllen, um ein Herausspritzen des Kalkwassers zu vermeiden. Alle Reste können über den Abguss entsorgt werden.

M|3 Zusatzinformationen

In Gegenden mit Kalkgesteinen gibt es viele Mineralwasserquellen, die reich an Calcium-Ionen sind. Allerdings enthalten sie wenig bis gar kein Carbonat, wie das Beispiel-Etikett rechts zeigt. Calciumhydrogencarbonat ist im Unterschied zu Natriumhydrogencarbonat gut wasserlöslich und liegt ausschließlich in Form seiner Ionen in Lösung vor.

Sprudler

S P O R T

Natürliches Wasser mit Kohlensäure versetzt

Auszüge aus der Analyse vom 28.02.2017, bestätigt durch laufende Kontrollen	**Kationen in**	**mg/L**	**Anionen in**	**mg/L**
	Natrium (Na^+):	28,8	Fluorid (F^-):	0,4
	Kalium (K^+):	6,9	Chlorid (Cl^-):	28,9
	Magnesium (Mg^{2+}):	124,8	Sulfat (SO_4^{2-}):	1463,2
	Calcium (Ca^{2+}):	529,4	Hydrogencarbonat (HCO_3^{2-}):	403,0

M|4 Möglichkeit zum Weiterarbeiten und Weiterdenken

In Gegenden mit kalkhaltigen Böden kann es bei der Verwendung des dort gewonnenen Trinkwassers im Haushalt zu Kalkablagerungen in Heißwasserkochern oder an Heizspiralen in Waschmaschinen kommen.

a) Erläutern Sie diese Tatsache.

b) Planen Sie ggf. auch hier ein Experiment, dass wir gemeinsam durchführen können.

Hinweise zum Experiment in M|2 für Lehrende:

5mL Calciumhydroxid-Lösung („Kalkwasser“) werden in einem Reagenzglas mit 4 Tropfen Universalindikator (Unisol 1-13) versetzt. Zunächst wird die Lösung aus einer Kunststoffspritze über einen Schlauch mit wenig Kohlenstoffdioxid versetzt, damit sich fein verteilter Kalk bildet (Bilder 1-3). Dann werden mehrfach nacheinander 20mL Kohlenstoffdioxid durch die Lösung gesprudelt.



Vor Zugabe von CO_2



nach Zugabe von 20mL CO_2



nach Zugabe von 40mL CO_2



nach Zugabe von 60mL CO_2



…



…



…



nach Zugabe von 140mL CO_2



Mit noch geringeren Mengen kommt man im geschlossenen System aus:

5mL Calciumhydroxid-Lösung („Kalkwasser“) werden mit 4 Tropfen Universalindikator (Unisol 1-13) versetzt und in eine Kunststoffspritze aufgesaugt. Über einen Dreiwegehahn wird die klare Lösung aus einer weiteren Kunststoffspritze mit 2-3mL Kohlenstoffdioxid versetzt, damit sich fein verteilter Kalk bildet (Bilder 1 und 2).

Dann werden nacheinander immer 2-3 mL Kohlenstoffdioxid durch die Lösung gesprudelt und die Spritze am Ende mehrfach geschüttelt bzw. die Lösung zwischen den Spritzen hin- und hergeschoben (Bilder 3 - 6).



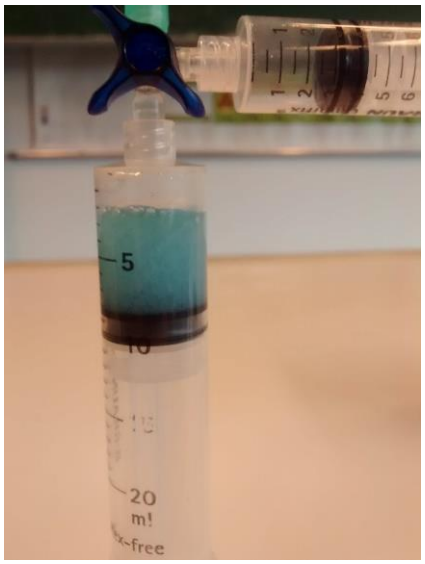
1) Vor Zugabe von CO_2



2) nach Zugabe von 2,5 mL CO_2



3) nach Zugabe von 7 mL CO_2



4) nach dem Schütteln



5) nach Zugabe von 10mL CO_2



6) … nach dem Schütteln

M|1 Hintergrund *Badreiniger – Kundenanfragen im Baumarkt*

Als Praktikant im Baumarkt erhält ein Freund die Aufgabe vom Chef, sich auf eine Kundenberatung bezüglich verschiedener Kalkentferner vorzubereiten.

Dein Freund findet ein paar Informationen im Netz, u. a. einen Werbefilm und diverse sogenannte Sicherheitsdatenblätter. Alles deutet darauf hin, dass die Badreiniger Säuren enthalten.

Er bittet dich um Unterstützung bei seiner Vorbereitung.

M|2 Informationen des Herstellers

Auszüge aus Anwendungshinweisen und Sicherheitsdatenblättern zweier Reiniger:

Sicherheitsdatenblatt

SIDOL Universal-Entkalker

Gefährliche Inhaltsstoffe : Zitronensäure

Gefahrenhinweis:

H319 Verursacht schwere Augenreizung.

Gefahrenpiktogramm:



Signalwort: Achtung

SICHERHEITSDATENBLATT

Cillit Bang Kraftreiniger Kalk & Schmutz

Gefährliche Inhaltsstoffe : Sulfamidsäure; Oxalic acid

Gefahrenhinweise:

Kann gegenüber Metallen korrosiv sein.
Verursacht schwere Augenschäden.
Verursacht Hautreizungen.

Gefahrenpiktogramme:



Signalwort: Gefahr

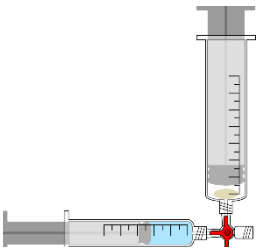
Aufgabenstellungen (Gruppenarbeit) für die erste Arbeitsphase

Führe zu folgenden Punkten Untersuchungen durch und notiere die Ergebnisse sowie die Erkenntnisse für deinen Freund:

1. Zeige, dass es sich beim Entkalker tatsächlich um eine saure Lösung handelt.
2. Untersuche und dokumentiere, was bei Zugabe von Kalkreinigern zu Kalk passiert.
3. Finde heraus, ob man auch andere Säuren verwenden könnte, z. B. Essigsäure oder Salzsäure.

M|4 Untersuchung von Gasen: Tests auf typische im Labor entstehende Gase

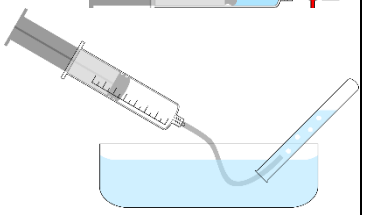
Es können viele Gase bei chemischen Reaktionen entstehen. Häufig handelt es sich bei dem unbekannten Gas um Wasserstoff (leichtentzündlich, H_2), Sauerstoff (brandfördernd, O_2) oder Kohlenstoffdioxid (trübt Kalkwasser, erstickend, CO_2).

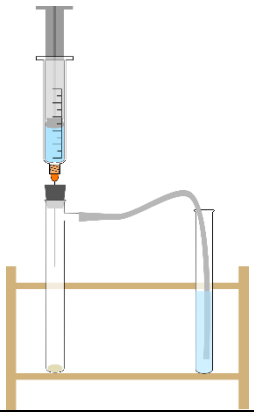


Um das Gas zu identifizieren, sollte man es zuerst so rein wie möglich herstellen und gegebenenfalls auffangen.

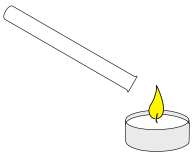
Dann kann man einfache Untersuchungen durchführen:

a) Test auf Wasserstoff:
Gas auffangen, unbedingt in ein Reagenzglas umfüllen, mit der Öffnung an eine brennende Kerze halten. Wasserstoff würde sich entzünden.





b) Test auf Sauerstoff:
Gas auffangen, in ein Reagenzglas umfüllen, einen glimmenden Holzspan hineinhalten - Span würde sich entzünden



c) Test auf Kohlenstoffdioxid:
Gas entwickeln und durch „Kalkwasser“ leiten.
Kohlenstoffdioxid trübt die Kalkwasserlösung deutlich (→ Bildung von fein verteiltem, unlöslichem Kalk)

WICHTIG: Schutzbrille tragen. Keine Zündquelle darf in der Nähe der Apparatur, mit der man das Gas herstellt, sein!

M|5 Weitere Experimente: Dein Freund möchte auf tiefergehende Fragen vorbereit sein!

Dem Etikett und den Sicherheitsdatenblättern entnimmt er, dass man keinen der Badreiniger mit unedlen Metallen wie Magnesium, Zink oder Aluminium in Kontakt bringen sollte.

Finde heraus, was in geschieht, wenn man eine Säure mit wenig Magnesium zusammenbringt.

Prüfe hierbei möglicherweise entstehende Gase in der Reihenfolge vom gefährlichsten zum ungefährlichsten!



Hinweise für den Unterricht:

Vorkenntnisse:

- Alle Säuren bilden in Wasser saure Lösungen, die Hydronium-Ionen enthalten. [Diese reizen die Zunge!]
- Die Protonen stammen von den Säuremolekülen (heterolytische Spaltung der angebundenen Wasserstoffatome).
- Rotkohl bzw. dessen Saft färbt sich bei Zugabe von Säuren von Violett zu Rot [Indikator, Ersatz für Geschmackstest].

Ziel ist es zum einen, noch einmal zu verdeutlichen, dass alle Säuren (aufgrund der Abspaltung von H^+-Ionen) ähnlich reagieren, unabhängig vom Säurerestanion.

Neben der Wiederholung und festigenden Anwendung des bereits Erlernten bietet die Untersuchung der Badreiniger die Möglichkeit, **Neues** einzuführen:

- Gefahren saurer Reiniger - Sicherheitsdatenblätter
- Es lässt sich zeigen, dass Kalkreiniger Säuren enthalten (Nutzung des Indikators)
- Richtige/Falsche Anwendung (z. B. Marmor, unedle Metalle in Badarmaturen)
- Sauer ist nicht gleich sauer (Einblick in Konzentration und Säurestärke möglich)
- Alle Säuren reagieren mit Kalk unter Bildung von Kohlenstoffdioxid; Infos zur Kohlensäure
- Alle Säuren reagieren mit Magnesium (unedlen Metallen) unter Bildung von Wasserstoff
- Wiederholung und Anwendung von Nachweisreaktionen.

Ablauf

Einstieg: Präsentation von Badreinigern und/oder Werbespot dazu → Abfrage und Erheben von Vorerfahrungen.

Hintergrundinformationen und erste Experimente - das Material (AB) leitet durch die Untersuchungen und dient als Orientierung. Sinnvoll ist es, zunächst bekanntes Wissen anzuwenden und erste Reaktionen der Reiniger und ausgewählter Säuren mit Kalk durchzuführen (z. B. in Reagenzglas oder Petrischale).

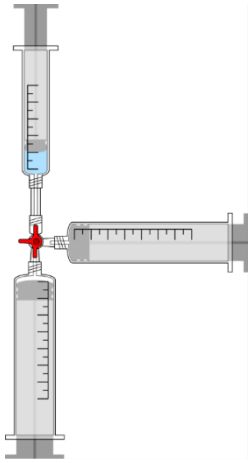
optionale Sammlungsphase: ggf. Erkenntnisse, sich ergebende Fragestellungen und weitere Untersuchungsaspekte sammeln und zwischensichern:

- Es handelt sich um saure Lösungen, weil …!
- Welches Gas entsteht?
- Für später: verschieden schnelles Auflösen, warum?
- Wir arbeiten im Folgenden mit Salzsäure 0,5mol/L!
- Zusammenführen von Säure, Rotkohlsaft und Kalk führt zu erneutem Farbwechsel – Andeutung der Neutralisation

Weiterführende Experimente:

- Nachweis der Bildung von Kohlenstoffdioxid
- Reaktion mit Magnesium unter Bildung von Wasserstoff

Sammlung/Präsentation der Ergebnisse, **Sicherung** in Worten und Reaktionsgleichungen.



Mögliche Anknüpfung/Vertiefung: Man kann so die Reaktionsgeschwindigkeit messen Kinetische Untersuchungen, entstehendes Wasserstoff-Gasvolumen in Abhängigkeit von der Säurekonzentration (Aufbau analog rechts, empfehlenswert 30mL Spritzen). 3ml verschieden konz. Salzsäure (0,25 mol/L bis 1 mol/L) werden zu ca. 3cm Magnesiumband gegeben. Alle 5 s wird das Volumen an entstandenen Gas (unter Spritze, bewusst mit dem Stempel nach unten und der Ablesung oben) abgelesen. Spritze rechts als Reservevolumen

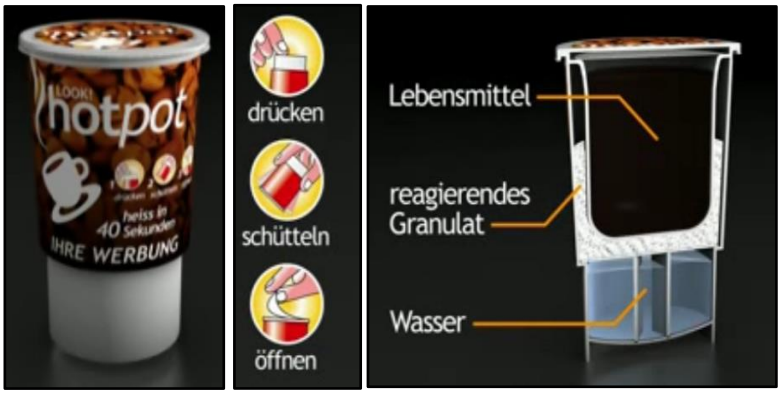
Literatur zum Weiterlesen:

Gregor von Borstel, Andreas Böhm und David Weninger, Was sprudelt da? Typische Reaktionen saurer Lösungen im Kontext Badreiniger in: Unterricht Chemie, Heft 155, S. 27-31, 2016.

Aufgaben (Einzelarbeit EA /Partnerarbeit PA /Gruppenarbeit GA)

1. **Beschreibe** die mechanische Funktionsweise eines Hotpots **[M|1] und Werbe-Video-Clip.** (EA)
2. **Testet** verschiedene Salze (z. B. Kaliumchlorid, Kaliumnitrat, Natriumchlorid, Calciumchlorid) hinsichtlich ihrer Eignung für einen Hotpot. Dazu könnt ihr z. B. Tüpfelplatten und ein Thermometer verwenden. (GA)
3. **Erkläre** mit Hilfe der Fachbegriffe „exotherm, endotherm, Hydratisierungsenergie und Gitterenergie“ **[M|3]**, wie es zum Erwärmen kommt. **Ergänze** dazu das schon bekannte Teilchenmodell **[M|2]**. (PA/GA)
4. **Nimm Stellung** zu den Produktbewertungen [**M|4**] und **beurteile** selbst das Produkt [ökonomisch, ökologisch, wo wäre ein Einsatz sinnvoll, wo nicht...?]. (EA)
5. **Entwickelt** abschließend **eine begründete Vermutung** zum Funktionsprinzip und zum Aufbau der Kälte-Sofortkompresse oder eines coldpots **[M|1b].** (PA/GA)

M|1a Produktinformation zum hot*pot* - aus der Werbung



„Mit dem hotpot ist heißer Kaffee jetzt auf „Knopfdruck“ überall möglich - ohne irgendwelche Geräte zum Erhitzen oder Abkühlen.

Für die richtige Trinktemperatur drückt man einfach kurz auf die Unterseite des Bechers, schüttelt diesen ca. 40 Sekunden lang, und schon erhitzt sich der Inhalt (40 ml) ganz von allein.“

Preis: ca. 2,00 €

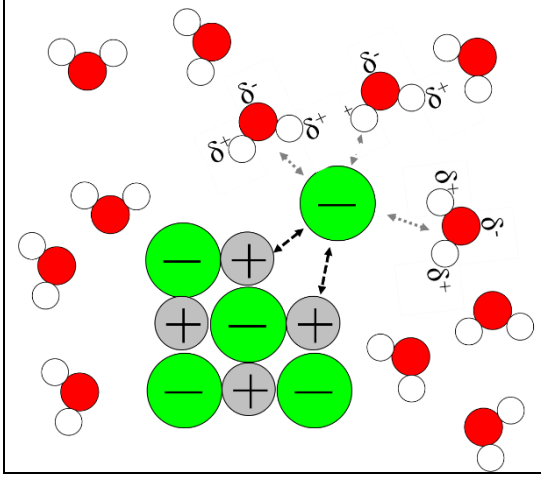
M|1b weitergedacht - coldpot und Kältekompressen

Und wie funktionieren cold*pot* und Kältekompresse?





M|2 Lösevorgang auf Teilchenebene - genauer betrachtet



M|3 Energetische Betrachtung des Lösens von Salzen

Beim Lösen eines Salzes laufen aus energetischer Sicht zwei Prozesse gleichzeitig ab:

Prozess 1: (Pfeil unten grau)

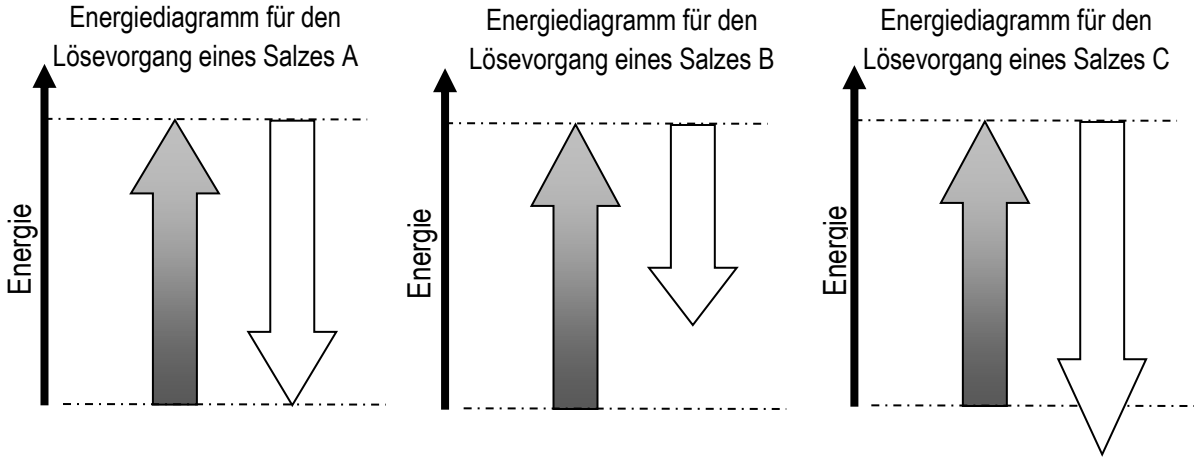
Das Ionengitter wird zerstört.

Die Gitterenergie wird hier aufgenommen, um die Ionen aus dem Ionengitter herauszulösen.

Prozess 2: (Pfeil unten weiß)

Um die einzelnen Ionen bilden sich Hydrathüllen aus Wassermolekülen. Die **Hydratisierungsenergie** wird an die Umgebung abgegeben, wenn diese Hydrathüllen um die Ionen gebildet werden.

Die folgenden Diagramme zeigen die Energiebilanz für das Lösen von drei verschiedenen Salzen.



Wichtig: Ob beim Lösen eines Salzes die (benötigte) Gitterenergie, die aufgenommen wird, oder die (freiwerdende) Hydratisierungsenergie größer ist, hängt auf komplizierte Weise von der Größe und Ladung der Ionen sowie dem Verhältnis der Ionengrößen ab. Dies wollen wir heute nicht betrachten!

Interessant ist aber, was wir beim Lösen eines Salzes vom Typ B beobachten können: der Löse-Vorgang läuft freiwillig ab, obwohl dafür Energie aus der Umgebung aufgenommen werden muss.

Dies liegt daran, dass die zweite Triebkraft für das Ablaufen eines Vorganges im Universum hier eine große Rolle spielt: die Unordnung nimmt bei dem Vorgang stark zu! Dann kann er auch ablaufen, selbst wenn keine Energie vom System abgegeben wird.

M|4 Produktbewertung - zwei Userberichte aus dem Netz

★★★★★ *„Caldo, Caldo“ - der* hot*pot ist supergeil!*; 10.10.2015 von: “der Autofahrer”

Der absolute Hammer, ganz ohne Strom wo immer du willst ein heißes Getränk … beim nächsten Stau garantiert dabei! … Fazit: Endlich eine Erfindung, die Sinn macht!

☆☆☆☆☆ *Dieses Getränk ist überflüssig!*, 17.12.2015 von „ein Outdoorfan“

Pro: Heißer Kaffee wo immer man mag, wie immer man mag und wann immer man mag.

Contra: teuer, geschmacklich unterdurchschnittlich, umweltschädigend. Empfehlenswert? Nein!

Hinweise für den Unterricht:

Mit Hilfe der Lernaufgabe zum Hotpot werden unter Betrachtung von Struktur-Eigenschaftsbeziehungen die Fachinhalte Ionenbindung, Ionengitter und polare Elektronenpaarbindung sowie Wassermoleküle als Dipole kontextual abschließend zusammengeführt und um die energetischen Aspekte des Lösevorganges auch auf Teilchenebene erweitert.

Der Hotpot selbst ist nicht mehr einfach zu beschaffen, allerdings findet man im Netz zahlreiche Werbevideos, z. B. unter https://www.youtube.com/watch?v=SDshjlwNXK4 (letzter Zugriff 30.01.2017).

Daher ist die Lernaufgabe so konzipiert, dass man auch ohne den Hotpot selbst arbeiten kann und die leichter zu beschaffende Kühlkompresse der reale Gegenstand der Untersuchung wird.

Literatur zum Weiterlesen:

- Schütte, Petra; von Borstel, Gregor: Hotpot – Wie funktioniert ein selbsterwärmendes Heißgetränk? In: Praxis der Naturwissenschaften – Chemie, Heft 06/63 „Interaktionsboxen“, Köln 2014, S. 20-23.
- M. W. Tausch, R.-P. Schmitz: "Teilchenmodelle in Flash-Animationen" in Praxis der Naturwissenschaften - Chemie in der Schule, 7, 2009, 58, 6-9.

HANDWÄRMER FÜR DEN WINTER

Korrosion einmal anders

Nach dem Öffnen läuft im Handwärmer ein gewollter Korrosionsvorgang ab! Im Mittelpunkt steht zunächst die Frage, welches Gas (aus der Luft) der Reaktionspartner des Eisens ist. Davon ausgehend lässt sich z. B. in späteren Stunden der Redoxbegriff (auch als Elektronenübertragung) einführen.

Zum Einstieg eignet sich ein Werbevideo wie z. B. http://www.theheatcompany.com/de/waermepads/handwaermer (letzter Zugriff 30.01.2017). Für die Sekundarstufe II kann das umseitige Material vielfältig ergänzt werden, z. B. in erweiterter Form zur Einführung der Sauerstoffkorrosion:

M|SII Vereinfachte Darstellung des Rostvorgangs

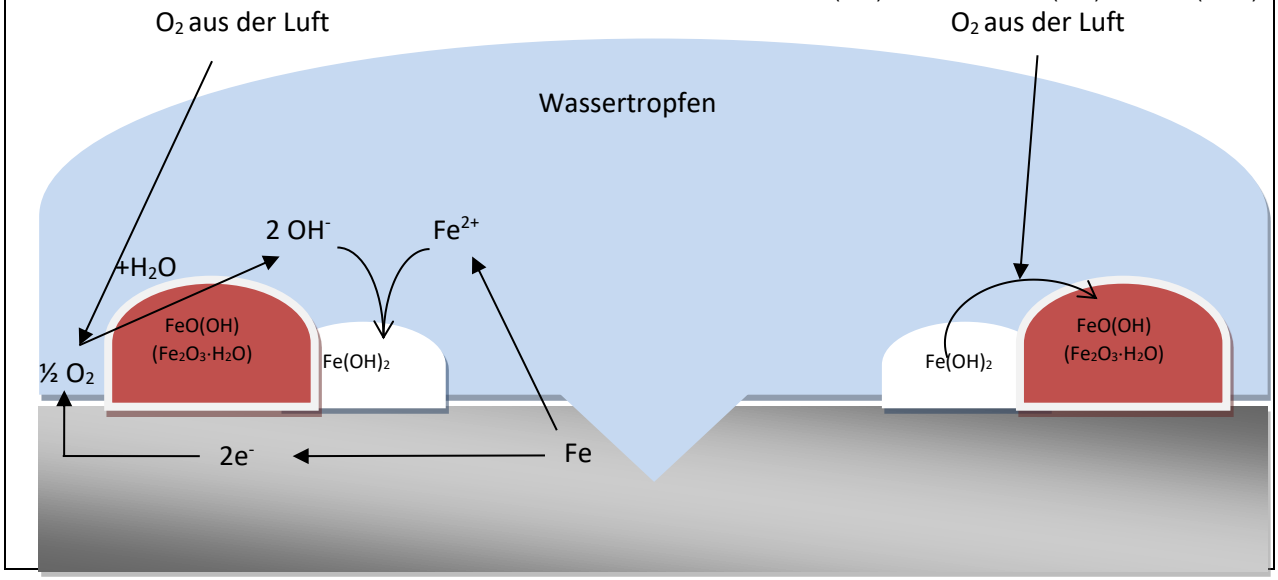
(*links im Bild*) Eisen reagiert zunächst mit Sauerstoff zu Fe^{2+} und Hydroxid-Ionen:

Ox.: $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$ und Red.: $½\ O_2 + H_2O + 2e^- \rightarrow 2OH^-$

Die Ionen können einen weißen Niederschlag bilden (Eisen(II)hydroxid): $Fe^{2+} + 2OH^- \rightarrow Fe(OH)_2$

(*rechts im Bild*) Durch weitere Oxidation bildet sich poröser „Rost“, FeO(OH) bzw. $Fe_2O_3 \cdot H_2O$

$4Fe(OH)_2 + O_2 \rightarrow 4FeO(OH) + 2H_2O$ (Rost)



Literatur zum Weiterlesen:

- Böhm, Andreas; Schütte, Petra; von Borstel, Gregor: Wie funktioniert ein „Bodyheater“? In: Unterricht Chemie 2014, Heft 142, Lernaufgaben, S. 24-31.
- von Borstel, G., Eusterholz, M. und Böhm, A., 2017b. Mehr „spritzige“ Experimente mit Gasen. NiU Chemie, 157/2017 Gase als Unterrichtsthema in Sek. I und II, 17-22.

M|1 Leserbrief aus der Apothekenrundschau



Häufig habe ich mit schmerzhaften Verspannungen im Nackenbereich zu tun. Aus der Werbung weiß ich von der lindernden Wirkung selbsterwärmender Pflaster, die mich interessierten. Ich würde gerne erfahren, wie sie eigentlich genau funktionieren. In der Werbung wird gesagt, dass sie durch Luft aktiviert werden. Stimmt dies?

Wie sieht es mit der Wiederverwertung oder Entsorgung aus? Und funktionieren Handwärmer beim Skifahren genauso? Wären Sie so freundlich mir weiter zu helfen? Schon einmal herzlichen Dank.

Susanne Musterfrau, Köln

Aufgabenstellung

1. Stellt Hypothesen zu einer möglichen Funktionsweise auf.
2. Plant ein Experiment, mit dem ihr diese Hypothesen prüfen könnt. Hilfreich sind die Informationen M|2 - M|4
3. Führt das Experiment durch und notiert alle Beobachtungen.
4. Schreibt einen kurzen, aussagekräftigen Antwortbrief auf den Leserbrief, der die Funktionsweise des Wärmekissens so erklärt, dass Leser mit grundlegenden Chemiekenntnissen angemessen informiert werden.
5. Wenn die Aufgaben 1-3 bearbeitet wurden, habt Ihr die Möglichkeit auch über die Funktionsweise hinausgehende Fragen zum Handwärmer (s. auch Leserbrief) und mögliche Antworten zu diskutieren. Notiert Euch hierzu Stichwörter.

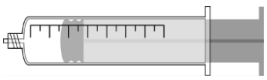
M|2 Zusatzinformation zu den Stoffen außer Eisen und Wasser

Vermiculit, Salz und Aktivkohle sind beigefügt worden, um eine chemische Reaktion zu beschleunigen. Genaue Informationen über die Inhaltstoffe und den „Luftzutritt“ findest z. B. unter www.thermacare.de.

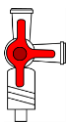
M|3 Informationen zu Rost

Rost kennt eigentlich jeder von euch. Man erkennt ihn an seiner typischen rostroten Farbe. Rost kann immer dann entstehen, wenn Eisen, Luft und Wasser zusammenkommen. Wenn das Wasser auch noch salzig ist, rostet das Eisen besonders schnell.
Stark vereinfacht lässt sich dies in folgendem Reaktionsschema darstellen:
Eisen + Sauerstoff -> Eisenoxid (Rost)
Die Entstehung von Rost ist meist unerwünscht, da sich ja das Werkstück dabei verändert und vielleicht sogar ganz zerstört wird. Da auch die Rückreaktion von Rost zu Eisen in der Regel sehr aufwändig ist, versucht man das Rosten von Gegenständen häufig von vorherein zu verhindern.

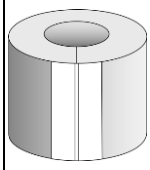
M|4 Tipps zum Inhalt der Experimentierbox und Infos zu den Spritzen



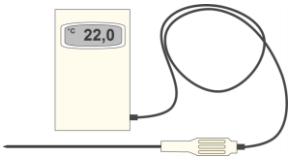
Kunststoffspritzen können als „geschlossene Reaktionsräume“ genutzt werden. Sie lassen sich beispielsweise mit einem Feststoff oder mit einem Gas befüllen und mit einer Kappe verschließen.



Dreiwegehähne können ebenso dazu genutzt werden, die Spritzen zu verschließen. Außerdem gelingt es mit ihrer Hilfe z.B. ein Gas in eine andere Kunststoffspritze zu leiten.



Solch eine Schaumstoffummantelung ist bestens dafür geeignet, um den vorderen Teil einer Kunststoffspritze in Bezug auf eine Wärmeabstrahlung zu isolieren.

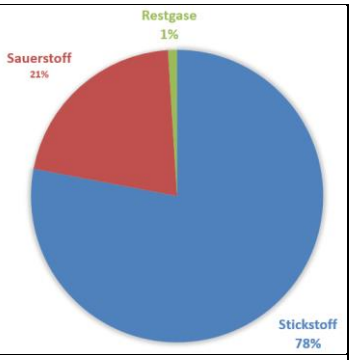


Mit Hilfe eines digitalen Thermometers mit Sensornadel kann ganz leicht die Temperatur an der Außenseite einer Kunststoffspritze gemessen werden. Die Sensor-Nadel lässt sich z.B. zwischen einer Kunststoffspritze und einer Schaumstoffummantelung feststecken.

Will man mehrere Versuche machen, kann man das Pulver aus dem Wärmer portionsweise auf mehrere Teebeutel verteilen. So verschmutzt die Spritze nicht!

M|5 Weiterdenken - Diagramm zur Luftzusammensetzung

- Reicht ein Hauptbestandteil der Luft, um den Handwärmer zu erwärmen?
- Lässt sich mit einem Handwärmer experimentell zeigen, dass ca. 1/5 der Luft Sauerstoff sind?

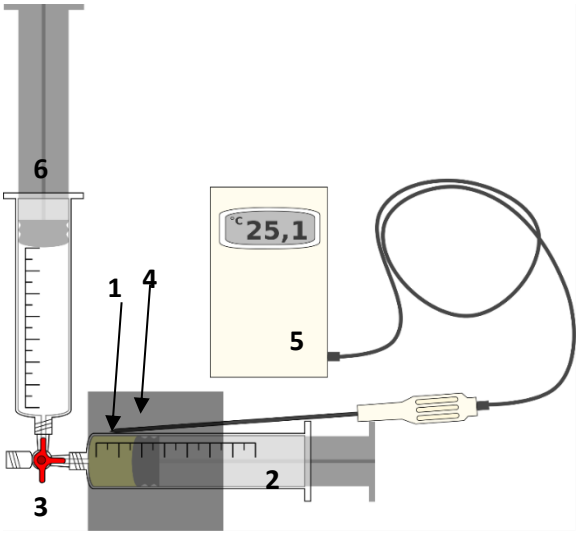


M|6 weitestgehende Hilfe zum Versuchsaufbau

Untersucht werden kann, welche Temperatur bei Zugabe eines bestimmten Gases zu dem Material aus dem Handwärmer erreicht wird bzw. ob ein Gas dabei möglicherweise verschwindet:

Ein Wärmekissen wird aufgeschnitten der Inhalt auf mehrere Teebeutel verteilt. Ein Teebeutel **(1)** wird in eine 60 mL Kunststoffspritze gegeben **(2)**, mit dem Stempel alle Luft aus der Spritze herausgedrückt und die Spritze mit einen Dreiwegehahn **(3)** verschlossen.

Über das vordere Ende der Spritze wird eine Schaumstoffummantelung gestülpt **(4)**. Zwischen der Spritze und der Schaumstoffummantelung wird die Sensor-Nadel eines digitalen Thermometers **(5)** gesteckt, so dass die Spitze nahe am Teebeutel liegt. Man muss ausprobieren, von welcher Seite dies am besten geht.



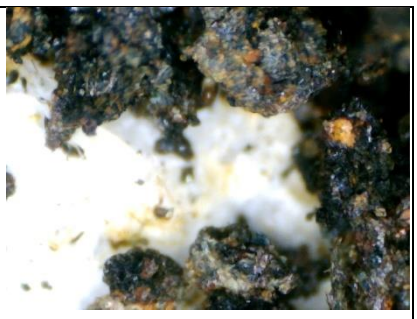
Aus einer weiteren 60 mL Kunststoffspritze **(6)**, die zuvor mit einem Gas (Sauerstoff, Stickstoff) befüllt wurde, wird über den Dreiwegehahn **(3)** das Gas komplett hinzugefügt.

Für jedes Gas, das getestet werden soll, nimmt man eine Spritze mit einem (anderen) Teebeutel.

Sollte das jeweilige Gas mit den Inhaltsstoffen aus dem Wärmekissen eine chemische Reaktion eingehen, so müsste sich die Temperatur an der Außenseite der Kunststoffspritze messbar erhöhen und eine Volumenabnahme des Gases eintreten, die über die Skala der Kunststoffspritze ermittelt werden kann.

Hinweis: Die Verwendung von Teebeuteln ist sinnvoll, u. a. da sie dünner als die eigentliche Membran des Beutels sind und auf diese Weise der Versuch deutlich schneller abläuft!

Aufnahmen zum Versuch

		
Gasvolumen nimmt ab, 26,7°C	Nach ca. 2 Min. 54°C	Produkt ca. 200fach vergrößert …

M|1 Hintergrund



Sie arbeiten im Team der Redaktion der Fernsehsendung ***„Wissen macht AH!“*** als wissenschaftliche Assistenten. Die Redaktion erhält häufig Zuschaueranfragen, denen man dann gegebenenfalls in einer Sendung auf den Grund geht.

Eine Zuschaueranfrage lautet:

„Im Internet stieß ich auf besondere selbsterhitzende Mahlzeiten (Heater Meals). Das Essen wird zum Erhitzen in einen Extra-Beutel gepackt, der mit Magnesium gefüllte Kammern enthält. Kippt man Salzwasser in diesen Beutel, bläht er sich nach kurzer Zeit auf, es dampft und das Essen kann darin erhitzt werden.

Angeblich entstehen bei der Reaktion im Beutel ein gefährliches Gas und eine „Lauge“. Könnt ihr mir sagen, ob das wirklich stimmt?

„Erhitzerbeutel“ zu Hause nachzubauen, Magnesium gekippt habe. Das funktioniert Ich habe auch versucht, so einen in dem ich Salzwasser auf nicht so richtig. Was habe ich falsch gemacht oder was macht der Hersteller ggf. anders?

Beim Redaktionstreffen nimmt man sich dieser Frage an.

Aufgabenstellung

Als wissenschaftliche Mitarbeiter sollen Sie Hintergründe recherchieren, Experimente erproben und den Moderatoren ein Kurzskript für eine mögliche Sendung liefern, in der diese das Thema Heater Meals ausgehend von der Zuschaueranfrage vorstellen.

Es ist Ihre Aufgabe, ein Manuskript für die Sendung zu erstellen, in dem die Fragen und Vermutungen des Zuschauers behandelt werden. Die Sendung soll sowohl experimentelle Teile beinhalten, als auch einfache Erklärungen auf Teilchenebene in einem Trickfilm (gerne in wenigen Bildern skizziert).

Bereiten Sie sich darauf vor, in einer simulierten Redaktionssitzung Ihr Konzept dem Plenum zu erläutern. Dabei werden Sie Fachinhalte und Fachbegriffe zum Thema Korrosion und Korrosionsschutz lernen, die Sie zur Beantwortung brauchen.

M|2 Produktbeschreibung

Die Zubereitung: (laut Vertreiber, s. www.dauerbrot.de, letzter Zugriff 27.02.2017)



Alu-Beutel mit der Mahlzeit ungeöffnet in den "Erhitzerbeutel"-Beutel stecken, *beigefügten* Beutel mit Flüssigkeit (Salzwasser - *kein* Trinkwasser) zugießen, "Erhitzerbeutel" einknicken und mit einem beiliegendem Klebestreifen fixieren. Jetzt entwickelt sich Hitze! Nach ca. **10 Minuten steht eine warme Mahlzeit zur Verfügung.**

Vorsicht: Die Mahlzeit vorsichtig entnehmen. "Erhitzerbeutel", eingefüllte Flüssigkeit und **Mahlzeit sind heiß**! Nicht verbrennen; Flüssigkeit wegschütten; "Erhitzerbeutel" nach dem Abkühlen gefahrlos mit dem Hausmüll entsorgen.

M|3 Hinweise zu Experimenten

Aufgrund des hohen Gefährdungspotenzials zum Nachweis des Gases nach folgender Anleitung arbeiten!

Eine Spatelspitze des Erhitzer-Gemisches wird in einen leeren Teebeutel (verhindert die Verstopfung der Spritzenöffnung und erleichtert die spätere Entsorgung) gegeben.

Der Beutel wird in eine 50mL Spritze gegeben. Der Stempel wird eingesetzt und alle Restluft herausgedrückt. Aus einen Becherglas werden zügig ca. 30mL Kochsalzlösung (ggf. vorher ein Tropfen Phenolphthalein-Lösung zugeben) angesaugt. Die Spritze wird mit der Öffnung nach unten über das Becherglas gehalten. Sich entwickelndes Gas drückt nach und nach das Salzwasser heraus.

Das entstehende Gas wird über einen Schlauch pneumatisch in ein Reagenzglas umgefüllt und mit der Knallgasprobe getestet. **Achtung: Die Reaktion verläuft stark exotherm und zunehmend schneller. Keine Knallgasprobe direkt an der Apparatur durchführen!**

Tipp zur Beschreibung der ablaufenden Reaktionen

Bei der Reaktionsgleichung ist das „Salz“ im Salzwasser zunächst vernachlässigbar.

M|4 Erläuterung zu Passivierung

Passvierung bezeichnet das Entstehen von reaktionsträgen Oberflächen auf normalerweise reaktionsfreudigen Metallen. Dadurch kann darunterliegendes Metall nur schwer korrodieren. Passivierung tritt bei vielen unedlen Metallen wie Magnesium oder Aluminium in Erscheinung. Sie wird dadurch hervorgerufen, dass sich auf der Oberfläche der Metalle eine undurchlässige, fest haftende Schicht aus Oxiden oder Hydroxiden des jeweiligen Metalls ausbildet. Metalle mit einer solchen schützenden Passiv-Schicht verhalten sich ähnlich wie Edelmetalle, d.h. sie sind gegenüber Chemikalien, von denen sie im normalen (aktiven) Zustand angegriffen werden, beständig.

M|5 Zusatzinformation

Hinweise zur tatsächlichen Zusammensetzung der Gemische finden Sie unter dem United States Patent 5,611,329 (mit Kommata zwischen den Zahlen), welches online einzusehen ist.

M|6 Erläuterung zu Lokalelement

Berühren sich zwei verschieden edle Metalle und tauchen in Wasser oder Säure ein, so korrodiert stets das weniger edle Metall sehr viel schneller als ohne einen derartigen Kontakt. Grund dafür ist die Tatsache, dass in solchen „Lokalelementen“ Oxidation und Reduktion räumlich getrennt ablaufen.

Beispielsweise bildet Magnesium in Kontakt mit einem edleren Metall in Wasser Magnesiumkationen (Mg^{2+}). Die dabei freiwerdenden Elektronen fließen durch das edlere Metall in das Wasser ab und lassen damit an einer anderen Stelle Wasserstoff (H_2) sowie Hydroxid-Ionen (OH^-) entstehen. Damit kann sich nicht direkt ein „Schutz“ aus Magnesiumhydroxid auf dem Magnesium bilden, es findet keine Passivierung statt.

Dies findet auch in Heater Meals Anwendung: man kann mit einem Magneten zeigen, dass im Original Produkt neben Magnesium auch Eisen enthalten ist.

Die Funktionsweise des Lokalelements wird z.B. erläutert unter
https://en.wikipedia.org/wiki/Flameless_ration_heater, (letzter Zugriff 28.02.2017).

Hinweise für den Unterricht:

Alle „Heater Meals“ enthalten neben dem vakuumverpackten Essen einen separaten Erhitzerbeutel, in dem eine Magnesium-Eisen-Legierung vorgelegt ist. Bei Zugabe des ebenso mitgelieferten Salzwassers bildet sich ein Lokalelement und Magnesium reagiert in einer stark exothermen Reaktion unter Bildung von Magnesiumhydroxid und Wasserstoff ab. Die freiwerdende Reaktionswärme wird zum Erwärmen des Essens genutzt.

Die genaue Untersuchung eben dieser Reaktion im Rahmen einer Unterrichtssequenz mit dem inhaltlichen Schwerpunkt Korrosion im Inhaltsfeld Elektrochemie kann entweder der Festigung der Begriffe Lokalelement, Passivierung und Opferanode dienen oder auch zu deren Einführung. Dabei verknüpfen die Schülerinnen und Schüler zuvor angeeignetes Wissen über die Redoxreihe der Metalle und wenden es in neuen Zusammenhängen an. Somit sind auch in diesem Fall die Aufgaben auf den handelnden Umgang mit Wissen hin ausgerichtet.

Die Demonstration zeigt zu Beginn, dass es sich um eine run-away-Reaktion handelt und mahnt zugleich das vorsichtige Experimentieren mit kleinen Mengen an.

Dann lässt sich im Schülerexperiment zeigt, dass bei der Reaktion des Inhaltstoffes aus den Wärmebeuteln mit Salzwasser eine Lauge sowie Wasserstoff entstehen. Dies führt zu einer einfachen Reaktionsgleichung für die ablaufende Reaktion.

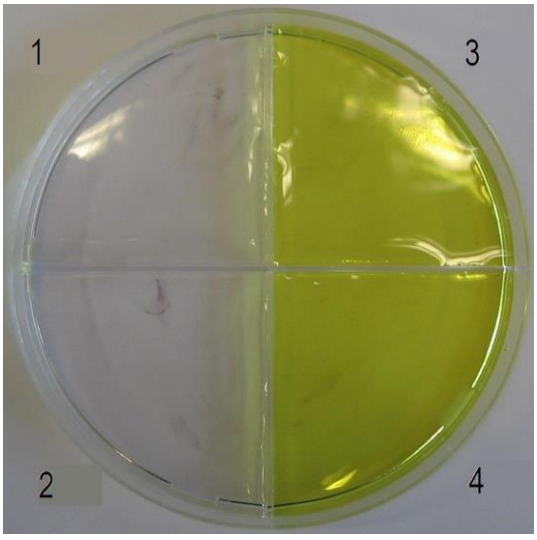
Der Nachbau nur mit Magnesium alleine funktioniert aber nicht (-> Passivierung), was zur Auseinandersetzung mit dem Begriff des Lokalelementes führt.

Abschließend können in folgendem einfachen Petrischalenversuch noch einmal alle Phänomene visualisiert und verbalisiert werden. Hier erfolgt die Dekontextualisierung, gefolgt von einer möglichen Rekontextualisierung z. B. an Opferanoden im Korrosionsschutz.

Geräte und Chemikalien: viergeteilte Petrischale, Spatel, Substanz aus dem Erhitzerbeutel eines Heaterpacks, gesättigte NaCl-Lösung, Phenolphthalein-Lösung (<1%), $K_3[Fe(CN)_6]$

Durchführung: In eine viergeteilte Petrischale wird in alle vier Kammern eine gesättigte Kochsalzlösung gegeben,

- die in Kammer Nr. 1 und Nr. 2 zusätzlich mit einem Tropfen Phenolphtalein-Lösung und
- die in Kammer Nr. 3 und Nr. 4 zusätzlich mit einer Spatelspitze rotem Blutlaugensalz versetzt ist.

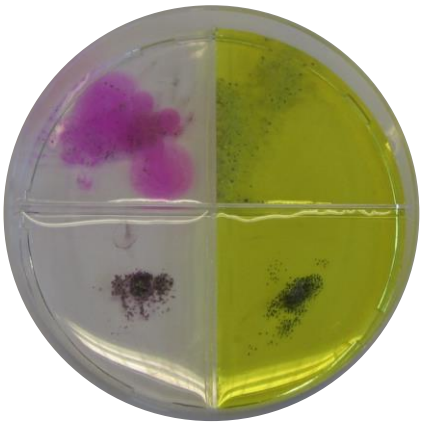


Zu den Lösungen gibt man in jeweils eine Kammer nun je eine Spatelspitze

1. Pulver aus dem Erhitzerbeutel eines Heater-Meals (ca. 95% Mg und 5% Fe)
2. Magnesiumpulver
3. Pulver aus dem Erhitzerbeutel eines Heater-Meal (ca. 95% Mg und 5% Fe)
4. Eisenpulver

Man beobachtet für ca. 15 Minuten.

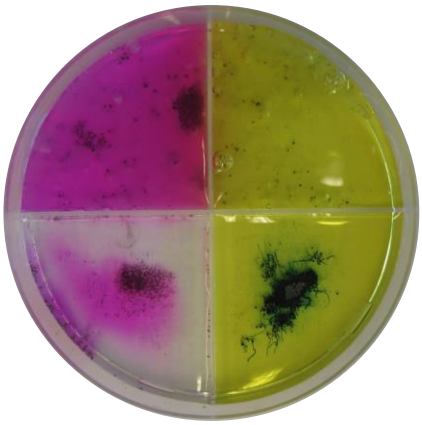
Beobachtungen und Deutungen (s. Abb. oben)



Direkt nach Zugabe der Feststoffe
Direkt nach der Zugabe erkennt man in Kammer Nr. 1 und Nr. 3 eine heftige Gasentwicklung (in V1 als Wasserstoff identifiziert). Das Gemisch aus dem Heater-Meal reagiert also auch mit kaltem Salzwasser heftig.
Die Pinkfärbung in Nr. 1 lässt darauf schließen, dass bei der Reaktion eine Lauge entsteht, die ausbleibende Blaufärbung hingegen deutet darauf, dass keine Eisen-Ionen entstehen.
Auch in Kammer Nr. 2 sind eine sehr schwache Pinkfärbung und eine sehr schwache Gasentwicklung zu erkennen. Magnesium reagiert also auch mit kaltem Salzwasser zu einer Lauge, jedoch nur in geringem Maße (Passivierung). Die heftige Reaktion in (1) bzw. (3) ist also auf die Bildung des Lokalelements zurückzuführen.



nach ca. 1 Minute …
bestätigen sich die ersten Beobachtungen. Zudem erkennt man in Kammer Nr. 4 den Beginn einer Blaufärbung, die darauf schließen lässt, dass hier Eisen-Ionen entstehen (Sauerstoffkorrosion).
In Kammer Nr. 3 ist weiterhin keine Blaufärbung zu erkennen.



Nach ca. 15 Minuten …
ist eine Vertiefung der Blaufärbung deutlich wahrnehmbar. Die Gasentwicklung lässt nach, aber immer noch erkennt man in Kammer Nr. 3 keine Blaufärbung.
An diesem Beispiel lassen sich sowohl die Begriffe Lokalelement als auch Opferanode erläutern.

Besonders gut lässt sich der Effekt der Lokalelementes auch zeigen, wenn man einen blank geschmirgelten Eisennagel mit Magnesiumband fest umwickelt in eine Kochsalzlösung mit Phenolphtalein legt.

Die Ergebnisse von Schülerinnen und Schülern sind breit gestreut, mitunter auch herausragend.



So entstanden u. a. ganze Skripte und auch Trickfilme (mit stop motion Technik und über 1500 Aufnahmen, s. links) für die Darstellung auf Teilchenebene. Einiges haben wir online unter www.lncu.de für Sie bereitgestellt.

LERNAUFGABEN ALLGEMEIN:

- Unterricht Chemie 2014, Heft 142, Lernaufgaben.
- Leisen, Josef: Lernaufgaben als Lernumgebung zur Steuerung von Lernprozessen. Online verfügbar unter http://www.josefleisen.de, zuletzt geprüft am 31.01.2017
- Leisen, Josef: Aufgabenstellungen und Lernmaterialien machen's, 2011. NiU Physik 2011, Nr. 123/124, S. 11-17.

DER POWERSTOFF MIT SAUERSTOFF?

- Gregor von Borstel und Andreas Böhm, Active O2 – Powerstoff mit Sauerstoff. In: MnU 59/7 2006 S. 413-415.

VERSCHIEBUNG CHEMISCHER GLEICHGEWICHTE AM BEISPIEL SPRUDEL

- Gregor von Borstel und Andreas Böhm, Le Chatelier einmal anders, in Unterricht Chemie 96, 2006, S. 34-37.

ANTAZIDA IM VERGLEICH

- Alfred Flint, Rennie räumt nicht nur den Magen auf. In: NiU Chemie 11 (2000) Nr. 55.

WIE KOMMT DAS LOCH IN DEN KALKBODEN?

http://www.lehrer-online.de/kalkkreislauf.php

KALKENTFERNER IN BAD UND KÜCHE

- Gregor von Borstel, Andreas Böhm und David Weninger, Was sprudelt da? Typische Reaktionen saurer Lösungen im Kontext Badreiniger in: Unterricht Chemie, Heft 155, S. 27-31.

BODYHEATER FÜR DEN WINTER

- Böhm, Andreas; Schütte, Petra; von Borstel, Gregor: Wie funktioniert ein „Bodyheater"? In: Unterricht Chemie 2014, Heft 142, Lernaufgaben, S. 24-31.

HOT*POT* UND KÜHLPACKS

- Leisen, Josef: Lernaufgaben als Lernumgebung zur Steuerung von Lernprozessen. Online verfügbar unter http://www.josefleisen.de, zuletzt geprüft am 31.12.2015
- Schütte, Petra; von Borstel, Gregor: Hotpot – Wie funktioniert ein selbsterwärmendes Heißgetränk? In: Praxis der Naturwissenschaften – Chemie, Heft 06/63 „Interaktionsboxen", Köln 2014, S. 20-23.
- M. W. Tausch, R.-P. Schmitz: "Teilchenmodelle in Flash-Animationen" in Praxis der Naturwissenschaften - Chemie in der Schule, 7, 2009, 58, 6-9

HEATERMEALS – WARMES ESSEN ÜBERALL?

- Böhm, Andreas; von Borstel, Gregor: Heater Meals – eine experimentelle Lernaufgabe zur Korrosion für die Sekundarstufe II, in: CHEMKON, Volume 21, Issue 2, pages 79–84, April 2014.

SPRITZENTECHNIK

- Weninger, D, von Borstel, G. und Bindl, A., 2017a. Klein aber fein, Einfache Darstellung und Nachweisreaktionen von Gasen in Kunststoffspritzen, NiU Chemie, 157/2017 Gase als Unterrichtsthema in Sek. I und II, 12-16.
- von Borstel, G., Eusterholz, M. und Böhm, A., 2017b. Mehr „spritzige" Experimente mit Gasen. NiU Chemie, 157/2017 Gase als Unterrichtsthema in Sek. I und II, 17-22.