

Versuchsanleitungen



zur Posterpräsentation

**“Das chemische Potenzial
im Schulunterricht -**

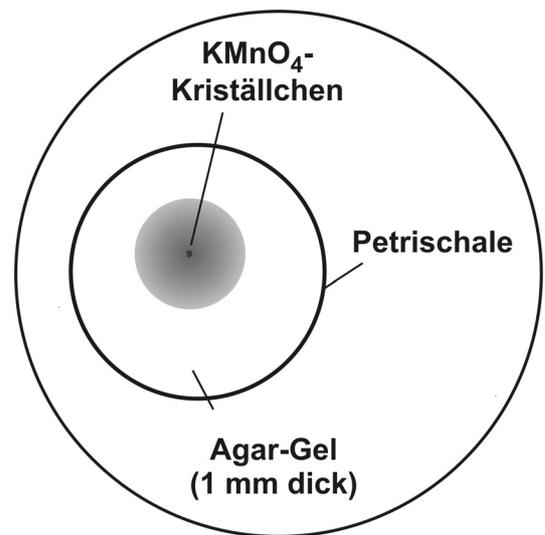
Stoffausbreitung und ihre Folgen”

Regina Rüffler, Georg Job

**99. MNU-Kongress,
Kaiserslautern, 16.-20. März 2008**

**Weitere Informationen auf der Homepage:
www.job-stiftung.de**

Ausbreitung des Permanganats



Geräte:

Petrischalen
Overhead-Projektor
Pinzette

Chemikalien:

Kaliumpermanganat (fest, in kleinen Kristallen)
Agar-Agar
destilliertes Wasser

Sicherheitshinweise:

Kaliumpermanganat (KMnO₄): Xn O N R8-22-50/53 S60-61



Xn



O



N

Versuchsdurchführung:

Vorbereitung: 0,2 g Agar-Agar-Pulver werden in 20 mL Wasser gekocht, bis eine leidlich klare Lösung entsteht. Die noch warme Lösung wird in eine waagrecht stehende Petrischale gefüllt, so dass eine etwa 1 mm dicke Schicht entsteht. Diese Schicht lässt man erstarren.

Durchführung: Die Petrischale wird auf die gläserne Arbeitsplatte des Projektors gesetzt. Mit der Pinzette werden vorsichtig 2 - 3 kleine KMnO₄-Kriställchen (ca. 1 mm Länge) auf dem Agar-Gel verteilt.

Alternativ füllt man eine weitere Petrischale bis zur halben Höhe mit Wasser, setzt sie ebenfalls auf die Glasplatte des Projektors und wartet, bis das Wasser zur Ruhe gekommen ist. Anschließend gibt man ein KMnO₄-Kriställchen in die Mitte der Petrischale.

Beobachtung:

Um jedes KMnO₄-Kriställchen bildet sich sofort ein violetter Hof aus, dessen weitere Ausbreitung vom Entstehungsort sich in der Projektion gut beobachten lässt. Der Vorgang läuft im Wasser weitaus schneller ab.

Erklärung:

Die Wanderung des Kaliumpermanganats von einem Ort an einen anderen kann als Reaktion aufgefasst werden,



$\text{KMnO}_4|\text{Agar-Agar (bzw. Wasser) am Ort A} \rightarrow \text{KMnO}_4|\text{Agar-Agar (bzw. Wasser) am Ort B}$,
und wird damit ebenfalls vom chemischem Potenzial bestimmt. Der Stofftransport erfolgt stets in Richtung eines Potenzialgefälles, d.h., ein Stoff wandert freiwillig nur in eine

Richtung, in welcher der μ -Wert am Startort größer ist als am Zielort. Hierbei spielt die Konzentrationsabhängigkeit der Größe μ eine entscheidende Rolle: Mit wachsender Verdünnung eines Stoffes fällt sein chemisches Potenzial, und zwar bei hinreichend hoher Verdünnung beliebig tief. Ein Stoff wandert daher aus Gebieten höherer Konzentration (μ -Wert groß) in Gebiete mit geringerer Konzentration (μ -Wert klein). Man bezeichnet dieses Phänomen der Stoffausbreitung als *Diffusion*.

Durch die Verwendung des Gels kann die Konvektion unterbunden werden.

Entsorgung:

Gel und Lösung werden dem Schwermetallabfall zugeführt.

Saftziehen gesalzener Rettichscheiben

- „Rettichtränen“ -

Geräte:

Draht oder Fleischspieß (am besten Edelstahl, z.B. 1 mm Durchmesser, 200 mm lang)
50 mL- Messzylinder
Trichter
Stativ, Muffe
Salzstreuer
Küchenbrett, Teller oder flache Schale



„Chemikalien“:

Rettich
Kochsalz

Versuchsdurchführung:

Vorbereitung: Der Rettich wird außen mit einem wasserfesten Filzschreiber mit einem Längsstrich versehen (dieser dient als Markierung, damit man die Scheiben später leichter wieder passend aufeinander setzen kann) und in dünne Scheiben von etwa 2 mm Dicke geschnitten. Die Scheiben werden in ihrer ursprünglichen Reihenfolge zu zwei Stapel von je etwa 5 cm Höhe übereinandergeschichtet und auf einem Teller bereitgestellt.

Durchführung: Die Scheiben des einen Stapels werden der Reihe nach abgehoben und mit dem Streuer gut eingesalzen, so dass die Salzkörner in einer relativ dichten Schicht liegen. Anschließend werden die Scheiben wieder in der alten Reihenfolge aufeinandergetürmt. Beide Stapel werden auf den Draht gespießt und dieser in das Stativ eingespannt. Unter die gesalzene(n) Rettichscheiben wird der Messzylinder mit dem Trichter gestellt.

Beobachtung:

Aus dem Stapel mit den gesalzene(n) Scheiben beginnt sofort Saft abzutropfen. Nach 10 bis 15 Minuten sind etwa 20 bis 30 mL Saft ausgeflossen.

Erklärung:

Das Lösemittel Wasser wandert aus der dünneren Lösung im Innern der Rettichzellen durch die semipermeable Zellmembran in die konzentriertere und damit wasserärmere Kochsalzsalzlösung außerhalb. Entscheidend für diesen Vorgang ist das chemische Potenzial des Lösemittels, das in der konzentrierteren Lösung auf Grund des geringeren Gehaltes niedriger ist.

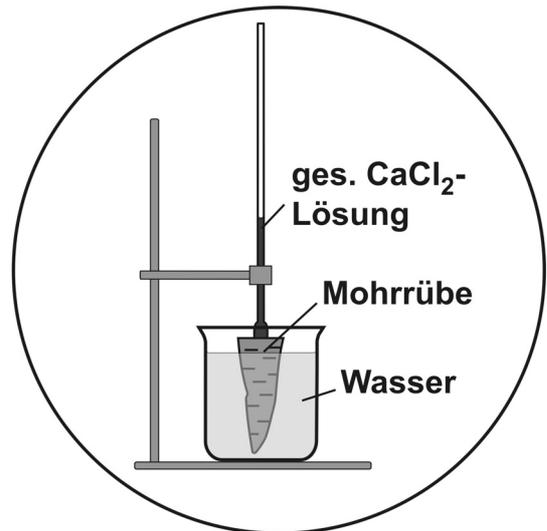
Entsorgung:

Der Rettich kann mit dem Hausmüll entsorgt werden.

Osmotische Zelle

Geräte:

Steigrohr mit trichterförmigem Ende
u.U. Schliffstopfen
Korkbohrer geeigneten Durchmessers
Becherglas
Stativ, Muffe, Klemme
weißer Pappstreifen



„Chemikalien“:

Mohrrübe
gesättigte Calciumchlorid-Lösung
Methylenblaulösung

Sicherheitshinweise:

Calciumchlorid (CaCl_2): Xi R36 S22-24
Methylenblaulösung ($\text{C}_{16}\text{H}_{18}\text{ClN}_3\text{S}$) (in Ethanol): F R11 S2-7-16



Xi



F

Versuchsdurchführung:

Die Mohrrübe wird mit Hilfe des Korkbohrers ausgehöhlt, so dass ein zylinderförmiger Hohlraum entsteht. Alternativ kann die Rübe auch vollständig durchbohrt und die Bohrung an einem Ende mit dem Schliffstopfen verschlossen werden. In die Aushöhlung wird die mit Methylenblau angefärbte Calciumchlorid-Lösung gefüllt und das Steigrohr möglichst luftblasenfrei von oben eingepresst. Der Meniskus der Lösung sollte am unteren Ende des Steigrohrs gerade erkennbar sein. Die so vorbereitete osmotische Zelle wird in ein mit Wasser gefülltes Becherglas getaucht und in eine Stativklemme eingespannt.

Beobachtung:

Nach kurzer Zeit beginnt die Lösung im Steigrohr stetig zu steigen.

Erklärung:

Aufgrund des Verdünnungsbestrebens dringt das Lösemittel in die konzentriertere und damit lösungsmittelärmere Lösung im Hohlraum der osmotischen Zelle ein, was zum Ansteigen der Flüssigkeitssäule im Steigrohr führt. Als semipermeable Wand fungieren dabei die Zellmembranen der Mohrrübe. Dem Lösemittelfluss in die Lösung entgegen wirkt der hydrostatische Druck der Flüssigkeitssäule. Das Gleichgewicht ist erreicht, wenn der hydrostatische Druck genau dem *osmotischen Druck* der Lösung entspricht.

Entsorgung:

Die Lösung kann im Abguss entsorgt werden.

Gefrierpunktserniedrigung

Geräte:

großes Becherglas (500 mL), hohe Form
Demonstrationsthermometer
Stativ, Muffe, Klemme

Chemikalien:

Alkohol (Ethanol)
zerstoßenes Eis

Sicherheitshinweise:

Ethanol (C₂H₅OH): F R11 S7-16



F



Versuchsdurchführung:

Das Demonstrationsthermometer wird mit einer Stativklemme befestigt, so dass es den Boden des Becherglases berührt. Das Becherglas wird daraufhin mit feinzerstoßenem Eis gefüllt, so dass die Thermometerspitze gut mit Eis bedeckt ist und die Meniskusstellung durch Anbringen einer Marke festgehalten. Dann gießt man den vorgekühlten Alkohol hinzu, bis die Zwischenräume zwischen den Eisstücken annähernd gefüllt sind.

Beobachtung:

Nach der Alkoholzugabe steigt zunächst nach der Mischungsregel die Temperatur etwas an, um dann deutlich unter den Gefrierpunkt von reinem Wasser abzufallen. Auch beschlägt das Becherglas sichtlich.

Erklärung:

Eine gefrorene Flüssigkeit, in unserem Fall das gefrorene Wasser (Eis), schmilzt leichter, wenn man einen in der Flüssigkeit löslichen Stoff, hier Ethanol, zugibt. Am Gefrierpunkt von reinem Wasser sind die chemischen Potenziale im festen und flüssigen Zustand gerade gleich. Die Auflösung eines Fremdstoffes in der flüssigen Phase erniedrigt deren chemisches Potenzial, so dass es unter das der festen Phase sinkt, die daher zu schmelzen beginnt. Dadurch kühlt sich das ganze Gemenge ab und die chemischen Potenziale steigen wegen ihrer negativen Temperaturkoeffizienten an. Da aber der Temperaturkoeffizient für eine Flüssigkeit kleiner als für einen Feststoff ist, wächst das chemische Potenzial der Flüssigkeit mit sinkender Temperatur schneller als das des Feststoffes, so dass das Potenzialgefälle bei einer gewissen Temperaturerniedrigung wieder verschwindet und der Schmelzvorgang aufhört. Die jetzt erreichte tiefere Temperatur ist der erniedrigte Gefrierpunkt der Lösung.

Entsorgung:

Stark verdünnt kann die Lösung über das Abwasser entsorgt werden.