

Praktikum zur Organischen Chemie für Studierende des Lehramts

WS 2010/11

Praktikumsleitung: Dr. Reiß

Assistent(in): Julia Konen

Name: Johannes Hergt

Datum: 3.2.2011

Didaktik/Methodik: Experimentelle Hausaufgabe (Kompetenz: Bewertung)

Gruppe 11: Naturstoffe und Lebensmittel

Versuch (selbst): Heißes Eis

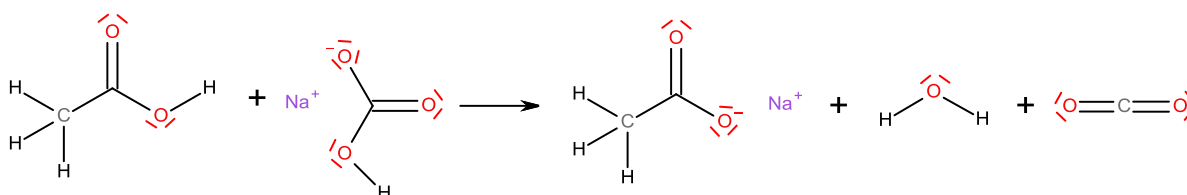
Zeitbedarf

Vorbereitung: 5 Minuten

Durchführung: 60 Minuten

Nachbereitung: 5 Minuten

Reaktionsgleichung



Essigsäure + Natriumhydrogencarbonat → Natriumacetat + Wasser + Kohlenstoffdioxid

Abb. 1: Gesamtreaktionsgleichung.

Chemikalien ^[2,3]

Tab. 1: Verwendete Chemikalien.

Eingesetzte Stoffe	Summenformel	Menge	R-Sätze	S-Sätze	Gefahrensymbole	Schuleinsatz
Essigessenz (25 % Essigsäure)	CH ₃ COOH	200 mL				S1
Kaiser Natron (Natriumhydrogencarbonat)	NaHCO _{3(s)}	50 g				S1
Entstehende Stoffe	Summenformel	Menge	R-Sätze	S-Sätze	Gefahrensymbole	Schuleinsatz
Natriumacetat	NaCH ₃ COO _(aq)					S1
Wasser	H ₂ O					S1
Kohlenstoffdioxid	CO _(g)					S1

Geräte

- Herd oder Heizplatte
- Topf
- Löffel
- Marmeladenglas oder durchsichtige Tasse
- Kühlschrank

Aufbau

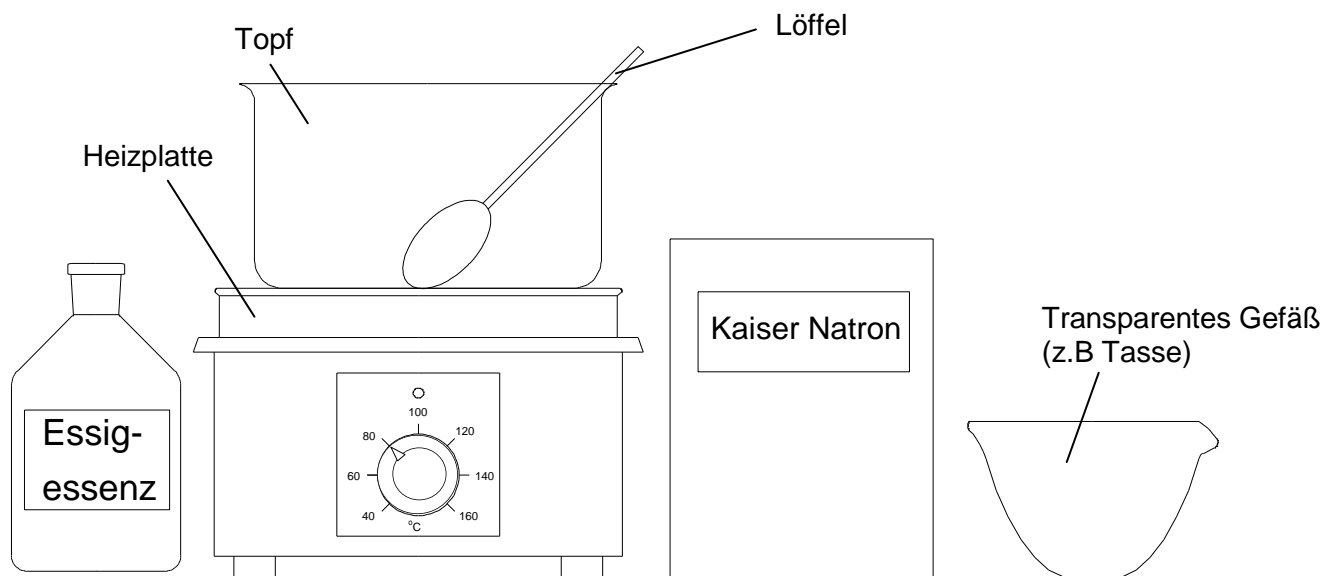


Abb. 2: Versuchsaufbau.

Durchführung

Zu 200 mL Essigessenz werden in einem Topf unter ständigem Rühren (langsam, ein Esslöffel nach dem anderen) 50 g Kaisernatron zugeführt. Anschließend wird die Lösung bei mittlerer Wärme bis zum Sieden erhitzt. Sobald sich eine dünne Haut an der Oberfläche der Lösung bildet, wird der Topf von der Heizplatte genommen und die Lösung in ein transparentes Gefäß überführt. Befinden sich noch Kristalle in der Lösung, können wenige Tropfen heißes Wasser zugesetzt werden. Das Gefäß wird in den Kühlschrank gestellt. Ist die Lösung erkaltet, wird sie auf eine dunkle Oberfläche gestellt. Nun kann sie a) mit dem Finger angetippt werden oder es können b) einige Natriumacetatkristalle (Fingerspitze) auf die Oberfläche gestreut werden.

Durch Erwärmen im Wasserbad kann die erhärtete Masse wieder in die flüssige Phase überführt werden.

Beobachtung

Wird Kaiser Natron zur Essigessenz gegeben, schäumt die Lösung stark auf:



Abb. 3: Aufschäumen der Lösung (Demonstration im Marmeladenglas).

Auch zu Beginn des Erwärms ist noch eine starke Blasenbildung zu beobachten:



Abb. 4: Feine Blasen steigen beim Erwärmungsprozess auf.

Ist ein Großteil der Lösung verdampft, bildet sich eine dünne, transparente Hautschicht an der Oberfläche. An den Seiten des Topfes sind zudem salzartige Kristalle zu erkennen:



Abb. 5: Bildung einer transparenten Hautschicht (Blasen befinden sich darunter) und salzartiger Kristalle.

Wird die Lösung in ein transparentes Gefäß überführt, und wenige Tropfen heißes Wasser zugesetzt, liegt eine klare Lösung vor:

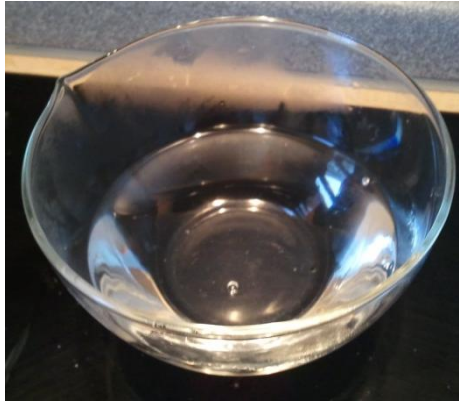


Abb. 6: Eine klare Lösung liegt vor.

Auch nach dem Erkalten ist die Lösung weiterhin klar. Wird sie mit dem Finger kurz angetippt kristallisiert/härtet sie jedoch von der Berührungsstelle ausgehend rasch aus und die Transparenz geht verloren:

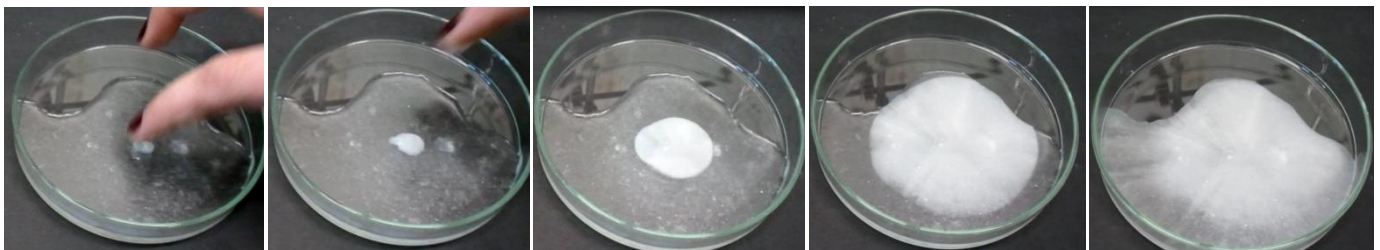


Abb. 7: Erhärten der Lösung durch kurzes Antippen.

Werden ein paar Natriumacetat-Kristalle auf die Oberfläche gestreut, so kristallisiert die Lösung ebenfalls aus. Die Aushärtung findet in diesem Fall sternenförmig von den Kristallen ausgehend statt:

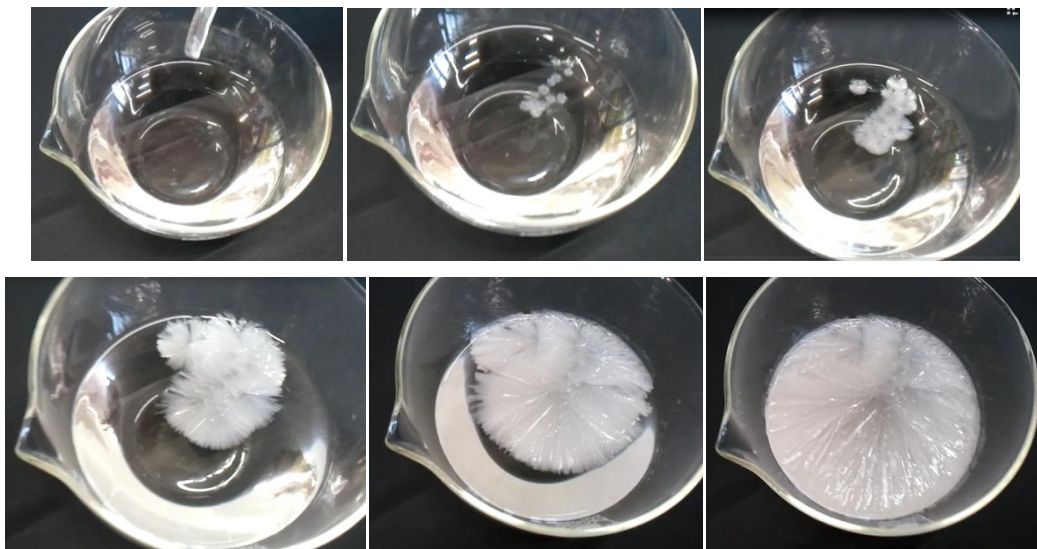


Abb. 8: Erhärten der Lösung durch Zugabe von Natriumacetatkristallen.

Während bzw. kurz nach der Aushärtung ist ein Temperaturanstieg auf über 45 °C zu beobachten:

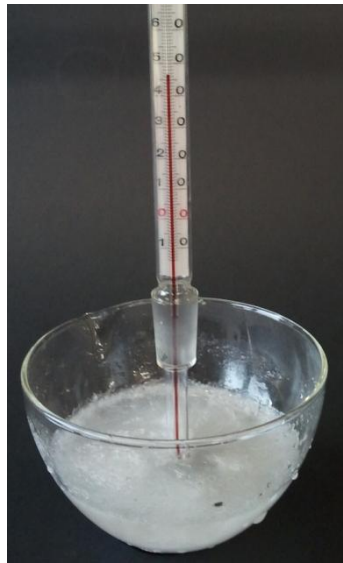


Abb. 9: Die Temperatur der kristallisierten Masse liegt bei 47 °C.

Entsorgung

Die kristallisierte Masse wird im Sammelbehälter für Feststoffabfälle entsorgt.

Fachliche Auswertung der Versuchsergebnisse ^[4,5]

Nach dem in der Chemie geltenden Satz „Die stärkere Säure treibt die schwächere aus ihren Salzen.“ reagiert die in der Essigessenz enthaltene Essigsäure (Säure) mit dem im Kaiser Natron enthaltenen Natriumhydrogencarbonat (Salz). Dabei wird die relativ schwache Kohlensäure, die analoge Säure des Natriumhydrogencarbonats, gebildet. Als Salz entsteht das Natriumacetat, ein Salz der Essigsäure.

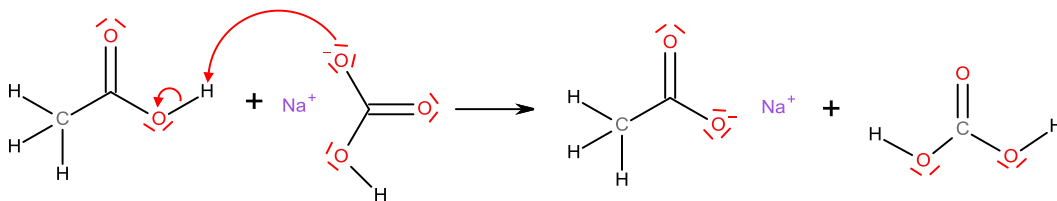


Abb. 10: Reaktion der Essigsäure mit Natriumhydrogencarbonat.

Die Kohlensäure ist instabil und zerfällt rasch zu Wasser und Kohlenstoffdioxid. Letzteres erklärt das starke Aufschäumen bzw. die Gasbildung im Versuch. Kohlensäure, die noch in der wässrigen Lösung gelöst vorliegt, zerfällt beim Erwärmen (Gasbildung war im Versuch zu beobachten).

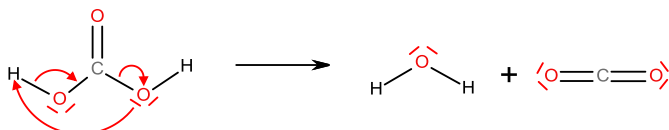
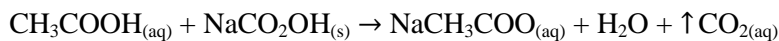


Abb. 11: Zerfall der Kohlensäure zu Wasser und Kohlenstoffdioxid.

Aus Abb. 10 und Abb. 11 ergibt sich somit folgende Säure-Base-Gesamtreaktionsgleichung:



Wird die Natriumacetat-Lösung nun erwärmt, verdampft das Wasser, sodass letztendlich eine übersättigte Natriumacetat-Lösung vorliegt. Diese ist im flüssigen, klaren Zustand bei Raumtemperatur metastabil. Das heißt, es liegt eine Lösung vor, die nur „angestoßen“ werden muss (Aktivierungsenergie), um sie in einen stabileren, energetisch günstigeren Zustand (im Versuch der kristalline Zustand) zu überführen.

Diese benötigte Aktivierungsenergie kann durch Anstoßen der Lösung mit dem Finger herbeigeführt werden. Dabei werden „aktive Stellen“, also frische kristalline Strukturen erzeugt, von denen ausgehend die übrige Lösung auskristallisiert. Natriumacetatkristalle fungieren als sog. Keimkristalle/Kristallisationkeime und sorgen durch ihre eigene kristalline Struktur für die Aktivierung.

Während des Kristallisationsprozesses bilden sich nicht nur feste Natriumacetationengitter aus, sondern auch geordnete Hydratgitter. Das heißt, auch die Wassermoleküle (Dipole) richten sich so aus, dass sich geordnete Strukturen bilden.

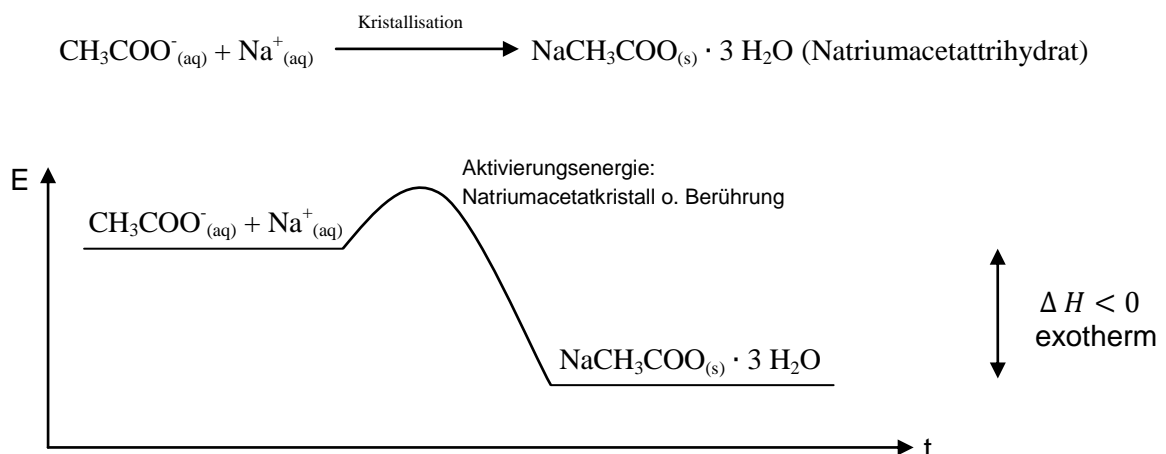


Abb. 12: Energieschema des Kristallisationsprozesses.

Insbesondere die Ordnung der Wassermoleküle zum Trihydrat sorgt für den starken Temperaturanstieg während des Kristallisationsprozesses.

Bei dem im Versuch hergestellten Salzhydrat handelt es sich um einen sog. Latentwärmespeicher. Dies kann durch den Temperaturverlauf beim Aufwärmen des kristallinen Natriumacetattrihydrats gezeigt werden. (Dieser Temperaturverlauf wurde im Versuch nicht untersucht.)

Normalerweise ist der Temperaturverlauf einer Substanz zu der eingespeicherten Wärmemenge proportional. Dabei wird auch von sensibler Wärmespeicherung gesprochen.

Im Fall von Latentwärmespeichern findet ein Phasenübergang (im Versuch: fest→flüssig) während der Zuführung von Wärmeenergie statt, währenddessen die eingespeicherte Energie zwar zunimmt, die Temperatur der Substanz jedoch nicht ansteigt (siehe Abb. 13).

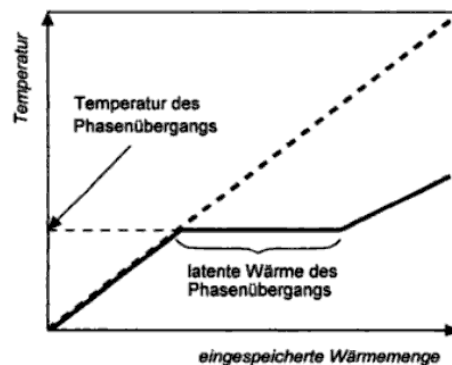


Abb. 13:^[4] Temperaturverhalten eines sensiblen (gestrichelte Kurve) und eines latenten (durchgezogene Kurve) Wärmespeichers.

Diese latente, eingespeicherte Wärme wird im Versuch durch die Kristallisation zu Natriumacetat trihydrat schlagartig frei. Ein starker Temperaturanstieg ist die Folge.

Derartige latente Wärmespeicher finden dort Verwendung, wo schnell eine große Wärmemenge benötigt wird. So dienen sie z.B. als Wärmekissen (bestehen ebenfalls aus Natriumacetat; Aktivierung durch ein zu knickendes Stück Metall) oder zur Enteisung der Fensterscheiben eines Autos. Als Wärmespeicher dienen meist Salzhydratmischungen oder Parafine.

Methodisch-Didaktische Analyse

1 Einordnung^[6]

Der Versuch lässt sich unter dem Gesamtthema „Aggregatzustände“ gut in den hessischen Lehrplan einordnen. Das Thema Lösungen und Löslichkeit, in dessen Rahmen das Experiment gut passt, wird in der siebten Klasse behandelt.

Die Einordnung des Versuchs in die organische Chemie ist nur unter dem Aspekt möglich, dass es sich bei der Essigsäure und Natriumacetat um eine organische Säure bzw. ein organisches Salz handelt. Die Theorie zu „Heißes Eis“ ist insgesamt jedoch eher der physikalischen bzw. anorganischen Chemie zuzuordnen. Der Lehrer könnte jedoch durchaus auf die Kohlenstoff-Wasserstoff-Verbindungen hinweisen und erwähnen, dass es sich bei diesen aufgrund ihrer atomaren Zusammensetzung um organische Verbindungen handelt und so einen ersten Einblick in die organische Chemie gewähren.

2 Aufwand

Der Versuch ist aufgrund der geringen Vorbereitungszeit, ungiftiger Substanzen und der unproblematischen Entsorgung hervorragend als Schülerversuch geeignet. Da es sich bei den Chemikalien um Haushaltsprodukte handelt, die in jedem gut sortierten Supermarkt (Kaiser Natron ist nicht bei Diskountern zu bekommen) zu finden sind, eignet sich der Versuch zudem sehr gut als experimentelle Hausaufgabe. Die benötigten Geräte sind ausschließlich Küchengeräte, sodass dem Experimentieren daheim nichts im Wege stehen sollte.

3 Durchführung

Der Lehrer sollte den Schülern eine detaillierte Versuchsanleitung mit nach Hause geben, die den eindrucksvollen visuellen Effekt jedoch nicht vorwegnimmt (Überraschungseffekt sollte bleiben). Ggf. sollte er den Schülern auch einen Hinweiszettel für die Eltern mitgeben, in dem er die Eltern insbesondere auf den stechenden Geruch beim Verdampfen der Essigessenz (Küchenabzug an!) hinweist.

Da Natriumacetat ungiftig ist könnte der Lehrer zudem Kapillaren mit dem Salz füllen und diese den Schülern mitgeben. So können sie zu Hause nicht nur die „Kristallisation per Fingerberührung“ sondern auch die noch eindrucksvollere Kristallisation ausgelöst durch Natriumacetatkristallen durchführen.

In der Unterrichtsstunde, bevor der Lehrer zur experimentellen Hausaufgabe kommt, sollten zunächst Begriffe wie Löslichkeit und insbesondere die „übersättigte Lösung“ erklärt werden. Auch sollte auf die Strukturen der Edukte eingegangen werden. Der Auftrag an die Schüler wäre dann, den Versuch durchzuführen und u.a. anhand von Beobachtungen (z.B. Gasentwicklung) eine mögliche Reaktionsgleichung aufzustellen. Der Lehrer könnte auch auf das Internet als Informationsquelle hinweisen, die Schüler jedoch gleichzeitig darum bitten, zuerst selbst den Versuch durchzuführen (Youtube-Videos würden sonst den erwähnten Überraschungseffekt vorwegnehmen).

Zur Sicherung der Ergebnisse und als Beweis, dass die Schüler tatsächlich den Versuch durchgeführt haben, sollte der Lehrer die Schüler dazu auffordern, ein Protokoll (Geräte, Chemikalien, Beobachtung, Durchführung, Theorie und Quellen) mit Fotos vom Versuch anzufertigen. Auf diese Weise würde nicht nur eine Ergebnissicherung stattfinden sondern den Schülern ebenfalls gezeigt werden, wie wissenschaftlich gearbeitet wird.

Zur Nachbereitung könnte der Lehrer einen Schüler bitten, die Kristallisation nochmals vor der Klasse zu demonstrieren (übersättigte Natriumacetatlösung vom Lehrer vorbereitet) und die Schüler bitten, die physikalischen und chemischen Vorgänge nochmals zu erklären.

Heißes Eis

Chemikalien

Kaiser Natron (50 g)

Essigessenz (200 mL)

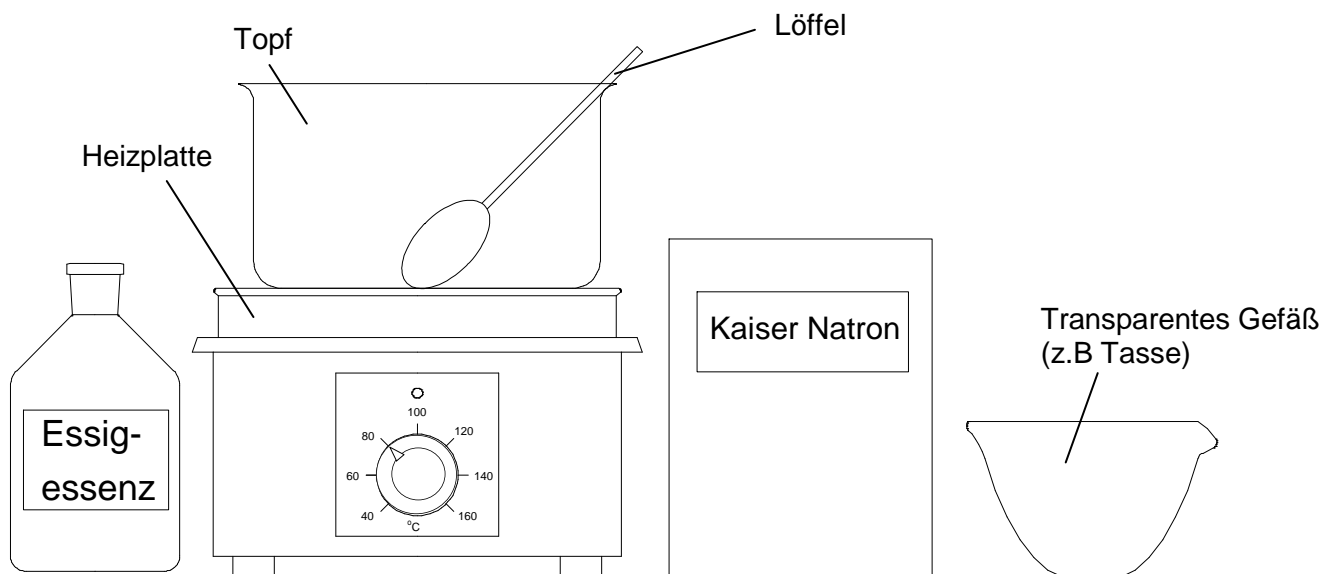
Pulver! Nicht Tabletten!



Geräte

- Herd oder Heizplatte
- kleiner Topf
- Esslöffel
- Marmeladenglas oder durchsichtige Tasse
- Kühlschrank

Aufbau

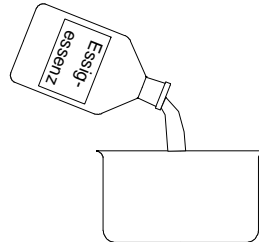


Durchführung

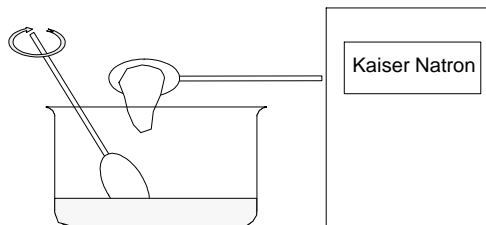
Arbeite unter dem angeschalteten Küchenabzug!

Bitte mache Fotos von der Versuchsdurchführung für das Protokoll!!

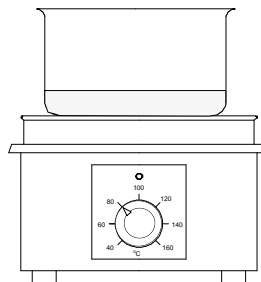
1. Gib 200 mL der Essigessenz in einen kleinen Topf.



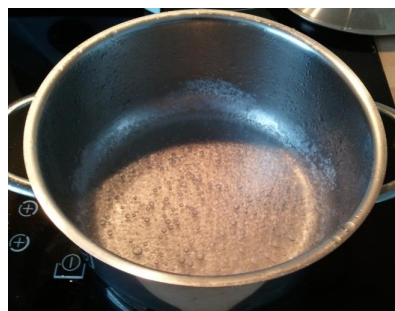
2. Füge nun peu à peu (ein Esslöffel nach dem anderen) unter ständigem Rühren 50 g Kaiser Natron hinzu. (Achtung: Es schäumt!!)



3. Stelle den Topf auf die Herdplatte und erwärme die Flüssigkeit bei mittlerer Hitze bis zum leichten Sieden.

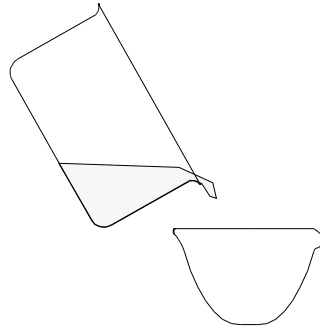


4. Lasse die Lösung so lange abdampfen, bis sich eine dünne, durchsichtige Haut an der Oberfläche bildet. Nimm den Topf dann sofort von der Herdplatte runter!




Die Haut sollte so aussehen.

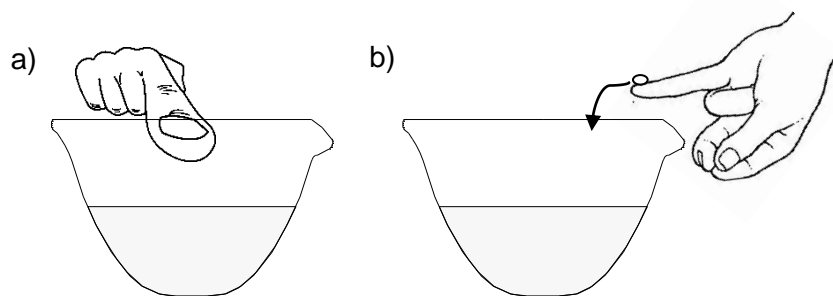
- Ist die Haut sehr dick oder sind viele salzartige Kristalle am Topfrand zu sehen? Dann gib noch einen Esslöffel Wasser zur Lösung und versuch die Kristalle runterzuspülen.
- Fülle die Flüssigkeit vorsichtig (!) in ein kleines, durchsichtiges Gefäß um (z.B. in eine durchsichtige Teetasse).



- Stelle das Gefäß für 30 Minuten in den Kühlschrank.
- Nimm das Gefäß vorsichtig aus dem Kühlschrank und stelle es auf eine dunkle Oberfläche.

Jetzt Kamera bereithalten! 

- Tippe die Flüssigkeit nun a) mit dem Finger an oder gib b) eine winzige Fingerspitze von Natriumacetatkristallen, die dir der Lehrer mitgegeben hat, hinzu.



- Nimm das Gefäß in die Hand. Bemerkest du etwas?

Willst du den Versuch nochmal machen, musst du das Gefäß im siedenden Wasserbad erwärmen bis die harte Masse wieder flüssig ist und dann wieder ab Schritt 7 fortfahren.

Entsorgung

Die Masse ist ungiftig. Das heißt du kannst sie im Restmüll entsorgen.

4 **Fazit**

Der Versuch ist aufgrund seiner visuellen Eindrücke, dem guten Alltagsbezug sowie den ungiftigen und günstigen Haushaltschemikalien hervorragend als experimentelle Hausaufgabe in der Mittelstufe geeignet.

Quellenverzeichnis

- [1] Versuchsquelle:
URL: <http://chemistry.about.com/od/homeexperiments/a/make-hot-ice-sodium-acetate.htm>
Titel: Hot Ice or Sodium Acetate
Urheber: Dr. Anne Marie Helmenstein
Zugriff am: 3. Februar 2011

- [2] GESTIS - Stoffdatenbank:
<http://biade.itrust.de/biade/lpext.dll?f=templates&fn=main-hit-h.htm&2.0>
(Zugriff am 5. Februar 2011)

- [3] HessGISS - GUV-Regel Umgang mit Gefahrenstoffen im Unterricht
Ausgabe Januar 1998 (Aktualisierte Fassung Juni 2004)

- [4] Benedix, Roland: *Bauchemie: Einführung in die Chemie für Bauingenieure*. Dritte Auflage. B. G. Teubner Verlag, Wiesbaden **2006**. S. 494.

- [5] http://www.chemieunterricht.de/dc2/tip/01_99.htm
Titel: Wärmekissen - Schnelle Wärme aus Kristallen
Urheber: R. Blume, Koll
Zugriff am: 5. Februar 2011

- [6] Hessischer Lehrplan: Chemie. **2010**
http://www.hessen.de/irj/HKM_Internet?uid=3b43019a-8cc6-1811-f3ef-ef91921321b2
(Zugriff am 6. Februar 2011)