

Freihandexperimente

Werner Rentzsch

Die folgenden Experimente stammen aus einer privaten Experimentesammlung von Univ. Prof. Dr. Heinz Schmidkunz (Universität Dortmund).

Die Versuche wurden von mir leicht abgeändert bzw. gekürzt und teilweise im Text verändert sowie mit Zeichnungen versehen. Im Rahmen der 54. Fortbildungswoche des Vereins zur Förderung des physikalischen und chemischen Unterrichts wurden die Experimente von Prof. H. Schmidkunz und von W. Rentzsch gezeigt.

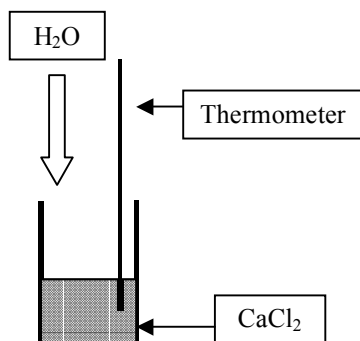
Energiespeicherung in chemischer Form und Freisetzung der Energie als Wärme

Prinzip des Versuchs: Calciumchlorid-Hexahydrat wird erwärmt. Durch Zufügen von Wasser wird Energie in Form von Wärme frei.

Geräte und Chemikalien: 1 Becherglas (100 ml), 1 Abdampfschale, Dreifuß, Brenner, Drahtnetz, Waage, Meßpipette, Thermometer, Calciumchlorid-Hexahydrat ($\text{CaCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$)

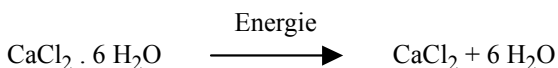
Arbeitsanweisung: Calciumchlorid-Hexahydrat muß zunächst entwässert werden. Eine Portion davon wird über Nacht bei 260°C in den Trockenschrank gestellt oder in einer Abdampfschale mit dem Brenner erhitzt, bis keine Wasserdampf mehr entweicht. Nach dem Abkühlen des Salzes auf Zimmertemperatur überführt man es in das Becherglas, fügt etwas Wasser dazu, rührt mit dem Thermometer um und mißt die Temperatur.

Besonders gut verläuft der Vorgang, wenn man nur wenig Wasser zugibt und dabei den Temperaturanstieg genau beobachtet.



Beobachtung beim Versuchsablauf: Nach Zugabe des Wassers steigt die Temperatur deutlich an. Ausgehend von ca. 20°C erreicht man Temperaturen von bis zu 70°C und mehr.

Theoretische Grundlagen: Bei der Entwässerung des Salzes wird Energie in Form von chemischer Energie (Hydratationsenergie) gespeichert.



Bei Wasserzugabe zum entwässerten Salz wird die Energie als Wärme frei.

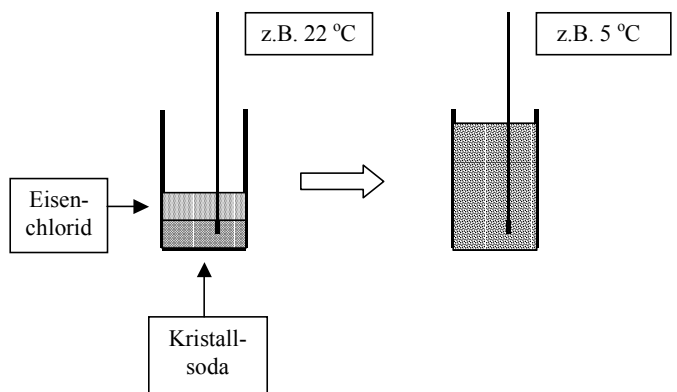


Spontane endotherme Reaktion von Kristallsoda mit Eisen(III)-chlorid

Prinzip des Versuchs: Kristallsoda ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$) reagiert spontan mit festem Eisen(III)-chlorid, wobei eine schnelle und deutliche Temperaturerniedrigung im Reaktionsgemisch eintritt. Kohlenstoffdioxid wird bei dieser Reaktion frei.

Geräte und Chemikalien: 1 Becherglas (100 ml, hohe Form), Thermometer (es sollte auch Temperaturen unter null Grad Celsius anzeigen), Spatel, feste Kristallsoda ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$), festes Eisen(III)-chlorid ($\text{FeCl}_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$)

Arbeitsanweisung: In ein kleines Becherglas gibt man ca. 1,5 cm hoch Kristallsoda und schichtet etwa die gleiche Menge Eisen(III)-chlorid darüber. Anschließend wird mit dem Thermometer umgerührt, damit sich die beiden festen Substanzen innig miteinander vermischen. Beim stetigen Umrühren wird die Temperatur abgelesen.



Beobachtung beim Versuchsablauf: Beim Überschichten der Soda mit dem Eisenchlorid läßt sich an der Grenzfläche eine zunehmende braune Färbung beobachten. Beim Umrühren tritt allmählich eine Braunfärbung im gesamten Gemisch ein. Außerdem ist in zunehmendem Maße ein Knistern zu hören, das vom entweichenden Kohlenstoffdioxid herrührt. Im Verlauf der Reaktion wird das Gemisch immer flüssiger und die Temperatur sinkt deutlich ab.

Verwendet man 8,6 g Soda und 5,5 g Eisenchlorid, so kann man eine Temperaturerniedrigung um fast 20°C beobachten, wenn man von Zimmertemperatur ausgeht.

Theoretische Grundlagen: Diese Reaktion fester, kristalliner Substanzen zeigt eine enorme Triebkraft. Da die Reaktion endotherm verläuft, muß eine deutliche Entropiezunahme für diesen Sachverhalt verantwortlich sein, die qualitativ durch die zunehmende Verflüssigung des Reaktionsgemisches und durch die Freisetzung eines Gases (CO_2) verdeutlicht wird.

In der Hauptsache läuft folgende Reaktion ab:



Hinweise:

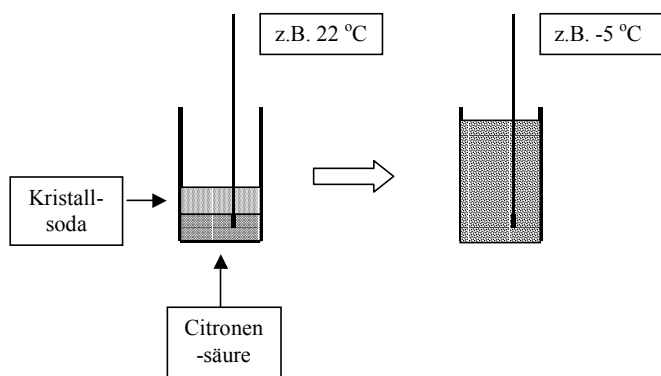
- Für diesen Versuch kann auch ein Digitalthermometer verwendet werden.
- Vor Versuchsbeginn sollten beide Substanzen in einer Reibschale gut pulverisiert werden.
- Da es bei der Reaktion zu einem Überschäumen der Reaktionsprodukte kommen kann, ist es günstig, das Becherglas zusätzlich in eine Kristallisierschale zu stellen, oder ein Stück Papier unterzulegen.

Spontane endotherme Reaktion von Kristallsoda mit Citronensäure

Prinzip des Versuchs: Kristallsoda ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$) reagiert spontan mit fester Citronensäure, wobei eine deutliche Temperaturenniedrigung im Reaktionsgemisch gemessen werden kann. Kohlenstoffdioxid wird frei.

Geräte und Chemikalien: 1 Becherglas (150 ml, hohe Form), Thermometer (es sollte auch Temperaturen unter null Grad Celsius anzeigen), Spatel, feste Kristallsoda ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$), Citronensäure

Arbeitsanweisung: In das Becherglas gibt man ca. 2 cm hoch Citronensäure und schichtet etwa die gleiche Menge Kristallsoda darüber. Mit dem Thermometer rührt man stetig um und beobachtet dabei die Temperatur.



Beobachtungen beim Versuchsablauf: Die Reaktion setzt spontan ein, wobei eine deutliche Temperaturenniedrigung in Abhängigkeit vom Zerteilungsgrad der Reaktionspartner, der Ausgangstemperatur und der Isolierung des Reaktionsgefäßes bis unter null Grad Celsius (z.B. bis $-5 \text{ }^\circ\text{C}$) beobachtet werden kann.

Die Reaktion ist auch akustisch durch das entweichende Kohlenstoffdioxid wahrzunehmen. Das Reaktionsgemisch wird im Laufe der Zeit immer flüssiger.

Theoretische Grundlagen: Diese Reaktion im festen Zustand hat eine enorm hohe Triebkraft. Da die Umsetzung deutlich endotherm erfolgt, muß sie entropisch gesteuert sein, d.h. es muß eine deutliche Entropiezunahme im Verlauf der Reaktion eintreten. Diese Entropiezunahme wird qualitativ durch die Entstehung des gasförmigen Kohlenstoffdioxids und der zunehmenden "Verflüssigung" des Reaktionsgemisches erkennbar. Die "Verflüssigung" kommt durch das Freiwerden des Kristallwassers und durch chemisch entstandenes Wasser zustande.

Hinweise:

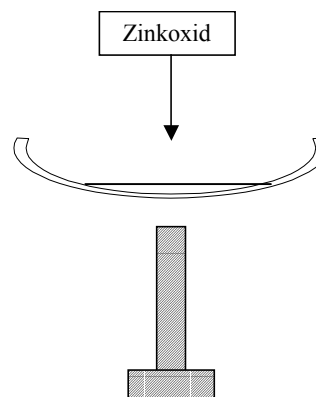
- Für diesen Versuch kann auch ein Digitalthermometer verwendet werden.
- Anstelle von Citronensäure können auch Weinsäure, Äpfelsäure, Malonsäure und Oxalsäure verwendet werden.

Thermochromie - ein einfaches Modellexperiment

Prinzip des Versuch: Zinkoxid wird erhitzt. Die weiße Farbe der Substanz verschiebt sich mit zunehmender Temperatur deutlich nach gelb hin.

Geräte und Chemikalien: Porzellanabdampfschale, Brenner, Tiegelzange, feuerfeste Unterlage, Spatel, Zinkoxid (ZnO)

Arbeitsanweisung: Man gibt eine Spatelportion Zinkoxid in einen Abdampfschale. Mit der Tiegelzange wird die Schale direkt in die rauschende Brennerflamme gehalten. Man beobachtet die Farbveränderungen des Zinkoxids.



Beobachtung beim Versuchsablauf: Mit zunehmender Erwärmung geht die Farbe des Zinkoxids von weiß nach gelb über. Der Vorgang ist reversibel. Beim Abkühlen wird das Zinkoxid wieder weiß.

Theoretische Grundlagen: Zinkoxid ist bei Zimmertemperatur ein weißes Pulver, das eine Schmelztemperatur von $1260 \text{ }^\circ\text{C}$ besitzt. Mit dem Brenner kann man es also nicht zum Schmelzen bringen. Die Verbindung absorbiert nur UV-Strahlen aber kein sichtbares Licht. Beim Erwärmen wird die Absorption vom UV zum sichtbaren Blau verschoben. Reflektiert wird dann gelbes Licht (Komplementärfarbe zu Blau). Ursache für diesen Sachverhalt ist die Lockerung der Kristallstruktur bei Energiezufuhr, so dass die Elektronen "beweglicher" werden und bereits mit niedrigerer Energie angeregt werden. Unter Thermochromie versteht man das Phänomen, dass eine Substanz bei Erwärmung (oder Abkühlung) eine andere Farbe annimmt.

Hinweise:

- Zum Abstellen der heißen Schale eine feuerfeste Unterlage verwenden.
- Das Zinkoxid kann für den gleichen Versuch immer wieder verwendet werden.

Die Thermochromie von Bismutoxid

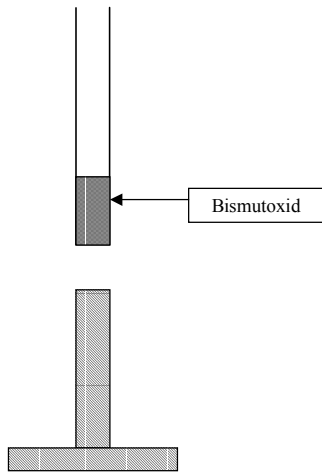
Prinzip des Versuchs: Bismutoxid (hellgelb) verändert beim Erhitzen sein Aussehen. Es wird orangefarben. Der Vorgang ist reversibel.

Geräte und Chemikalien: Reagenzglas, Reagenzglasständer, Reagenzglashalter, Brenner, Spatel, Bismutoxid (Bi_2O_3)

Arbeitsanweisung: Man gibt eine Spatelportion Bismutoxid in ein Reagenzglas und erhitzt es in der rauschenden Brennerflamme. Nachdem eine deutliche Farbänderung eingetreten ist, stellt man das Reagenzglas in den Reagenzglasständer und beobachtet den Abkühlungsvorgang.

Beobachtung beim Versuchsablauf: Bismutoxid ist ein hellgelbes Pulver. Beim Erhitzen tritt eine deutliche Farbänderung von hellgelb über dunkelgelb und orange nach orangebraun ein. Beim Abkühlen verläuft die Farbabstufung zurück.

Theoretische Grundlagen: Die Farbänderung entsteht dadurch, dass beim Erhitzen eine Modifikationsänderung eintritt



und dadurch bedingt die Elektronenanregungsenergie erniedrigt wird. Der Vorgang ist reversibel. Geringe Elektronenanregungsenergie bedeutet, dass bereits Quanten aus dem sichtbaren Licht absorbiert werden können.

Hinweis:

- Das Bismutoxid kann für den gleichen Versuch wiederverwendet werden.

Die volle Windel

Material: Waage, Becherglas (500 ml), "Puppe", Windeln, Schere, Spatel, Kristallisierschale, Lebensmittelfarbe (z.B. gelb), Spritze 100 ml, Heißklebepistole, Silikonschlauch, scharfes Messer, Stativ und Stativmaterial

Vorbereitung: Mit einem scharfen Bastelmesser macht man der Puppe im Rückenbereich und im Schritt einen "Kreuzschnitt". Von unten her schiebt man den Silikonschlauch so durch die Puppe, dass im Rückenbereich ein ca. 20 cm langes Stück herausragt. Der Schlauch wird auf beiden Seiten mit Heißkleber festgeklebt.

Die Puppe wird derart im Stativ fixiert, dass sich die "Ausflußöffnung" ca. 20 cm über der Kristallisierschale befindet.

Eine Windel wird aufgeschnitten und das weiße Pulver mit einer Spatel herausgeschabt. Nach der Abwaage kommt das Pulver in die Kristallisierschale.

Im Becherglas färbt man 500 ml Wasser mit Lebensmittelfarbe.

Durchführung und Beobachtung: Man saugt 100 ml gelb gefärbtes Wasser in die Spritze und steckt sie an den Silikonschlauch. Jetzt drückt man das Wasser in den Schlauch. Die Flüssigkeit rinnt durch die Puppe und fließt auf den Adsorber. Man füllt die Spritze erneut und wiederholt den Vorgang. Bei einer handelsüblichen Windel endet das Saugvermögen bei ca. 350 ml.

Vergleicht man die Masse des Pulvers und die verbrauchte Flüssigkeitsmenge, kann durch Division errechnet werden, wieviel ml Wasser 1 g Super-Adsorber binden kann.

Ergebnis: Zu Beginn bildet sich ein Zustand, der noch als "fest" bezeichnet werden kann. Später bildet sich ein relativ festes Gel aus, das bei weiterer Wasserzunahme zu einem hochviskosen, langsam fließenden Gel wird.

Hochdisperse, also oberflächenreiche Polyacrylsäure ist in der Lage, Wasser einzulagern. Dazu ist ein besonderes technisches Verfahren zur Polymerisation der Acrylsäure erforderlich. Dieses Produkt wird als Super-Adsorber bezeichnet. Die Wassermoleküle werden an der hydrophilen Carboxygruppe der Säure gebunden und in das polymere Gerüst eingelagert. Mit dem Wasser können auch Begleitstoffe adsorbiert werden. Hydrophobe Anteile können vom organischen Restmolekül gebunden werden. Die Polyacrylsäure liegt in leicht vernetzter und anionischer (neutralisierter) Form vor.

Hinweise:

- Für diesen Versuch kann auch eine ganze Windel verwendet werden, wenn man vorher die Masse des Adsorbers bestimmt. Schön ist es auch, den Versuch nebeneinander mit Windel und Pulver zu zeigen.
- Der Versuch kann auch mit einer sogenannten "Bubble-Baby-Puppe" durchgeführt werden. Diese Puppen kann man mit einem kleinen "Flascherl" selber füttern. Die Flüssigkeit kommt dann unten wieder heraus. Allerdings dauert es sehr lange, bis 350 ml durch die Puppe fließen.
- Logo der Einwegwindeln: "Selbst wenn sie naß sind (die Babys), sind sie trocken".

