

Demonstrationsexperimente

Kantonsschule Zürich Nord

Inhaltsverzeichnis

Brausetabletten	1
Cobalt(II)-Komplex-Gleichgewicht	2
Elektrolyse nach Hofmann	3
Etherdämpfe entzünden	4
Kerzenleiter	5
Oszillierender Platindraht	6
Protolyse von HCl und NH ₃	7
Reinigung von Silberbesteck	8
Säurekorrosion von Magnesium	9
Sublimation und Resublimation von Iod	10
Übersättigte Natriumacetatlösung	11
Woulfesche Flasche (Methan-Luft-Explosion)	12

Brausetabletten

Prinzip

Zitronensäure reagiert in Wasser mit Natriumhydrogencarbonat zu Natriumcitrat, Kohlenstoffdioxid und Wasser. Das entstehende Kohlenstoffdioxid verursacht das Sprudeln.

Geräte	Chemikalien	Materialien
1 Digitalwaage	1.1 g Zitronensäure-Monohydrat	
1 Becherglas 500 ml	1.3 g Natriumhydrogencarbonat	
1 Messzylinder oder Messbecher	200 ml Wasser	
1 Glasstab		

Durchführung

Zuerst werden die abgewogenen Mengen Zitronensäure und Natriumhydrogencarbonat in das Becherglas gegeben. Anschliessend werden 200 ml Wasser zugegossen. Die Mischung wird vorsichtig mit dem Glasstab umgerührt, während die entstehende Reaktion beobachtet wird.

Beobachtung

Unmittelbar nach Zugabe des Wassers setzt kräftiges Sprudeln ein. Gasblasen steigen auf, bis die Reaktion abgeklungen ist.

Erklärung

Brausepulver beruhen auf einer Säure-Base-Reaktion zwischen einer organischen Säure und Natriumhydrogencarbonat. Beim Kontakt mit Wasser bildet sich zunächst Kohlensäure, die rasch in Kohlenstoffdioxid und Wasser zerfällt. Da mehr Gas entsteht, als im Wasser löslich ist, entweicht es in Form von Bläschen und wirbelt die Feststoffe auf. Dadurch wird das Auflösen beschleunigt. Brausepulver lassen sich aufgrund der festen Ausgangsstoffe bei trockener Lagerung über Jahre hinweg aufbewahren. Die Reaktion setzt erst ein, wenn das Pulver in wässrige Lösung gebracht wird.

Medikamente und Nahrungsergänzungsmittel werden oft auch als Brausepräparate angeboten. Dadurch liegt der Wirkstoff bereits in gelöster Form vor und wird schneller aufgenommen (resorbiert), was die Bioverfügbarkeit erhöht und oft eine geringere Dosierung erlaubt. Ein Beispiel ist Vitamin C (L-Ascorbinsäure), das in biochemischen Redoxreaktionen als Antioxidans – also als Anti-Oxidationsmittel – wirkt. Unter anderem reduziert es mit der Nahrung aufgenommenes Fe^{3+} zu Fe^{2+} , das als Zentralion in Hämoglobin eingebaut wird.

Um den sauren oder bitteren Geschmack der Inhaltsstoffe abzumildern, werden Brausepulvern häufig Süsstoffe, Aromen und Farbstoffe zugesetzt, die die Lösung geschmacklich angenehmer und optisch ansprechender machen.

Bemerkungen

Die Mengen sind so gewählt, dass Zitronensäure und Natriumhydrogencarbonat nahezu vollständig miteinander reagieren.

Entsorgung

Die Lösung kann nach der Reaktion über den Abfluss mit genügend Wasser entsorgt werden.

Cobalt(II)-Komplex-Gleichgewicht

Prinzip

Cobalt(II)-Ionen bilden in Wasser den rosafarbene Hexaaqua-Komplex. Bei Zugabe von Chlorid-Ionen entsteht der blaue Tetrachlorido-Komplex. Zwischen beiden Spezies besteht ein Gleichgewicht, das sowohl konzentrations- als auch temperaturabhängig ist.

Geräte	Chemikalien	Materialien
Pipetten Reagenzgläser Kartuschenbrenner	Flasche mit 1 g CoCl_2 in 100 ml Isopropanol Flasche mit 2 g CaCl_2 in 100 ml Isopropanol Flasche mit rosafarbener CoCl_2 -Lösung	Eis

Durchführung

Etwa 4 ml der blauen Cobaltchlorid-Lösung werden in ein Reagenzglas gegeben und tropfenweise mit rund 0.5 ml Wasser versetzt, bis sich die Lösung vollständig rosa verfärbt.

Zur Verschiebung des Gleichgewichts zurück wird etwa 2 ml Calciumchlorid-Lösung zugegeben, worauf sich die Lösung wieder blau färbt.

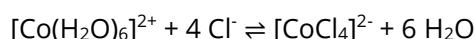
Die Temperaturabhängigkeit lässt sich demonstrieren, indem die rosa Lösung vorsichtig über der Flamme erhitzt wird. Dabei schlägt die Farbe intensiv nach blau um. Kühlt man die erhaltene blaue Lösung wieder ab, so kehrt die ursprüngliche rosa Färbung zurück.

Beobachtung

Wird Wasser zugegeben, färbt sich die Lösung rosa. Nach Zugabe von Calciumchlorid färbt sie sich wieder blau. Beim Erwärmen wird die Lösung blau, beim Abkühlen färbt sie sich rosa.

Erklärung

In der Lösung stellt sich folgendes Gleichgewicht ein:



Durch die Zugabe von Wasser wird das Gleichgewicht gestört. Die Rückreaktion verläuft zunächst schneller als die Hinreaktion, bis sich ein neuer Gleichgewichtszustand eingestellt hat. Das Gleichgewicht verschiebt sich nach links auf die Seite des rosafarbenen $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ -Komplex.

Bei der Zugabe von Chlorid-Ionen wird die Hinreaktion schneller als die Rückreaktion, bis erneut ein Gleichgewichtszustand erreicht ist. Das Gleichgewicht verschiebt sich auf die Seite des blauen $[\text{CoCl}_4]^{2-}$ -Komplex.

Beim Erwärmen verschiebt sich das Gleichgewicht in die endotherme Reaktionsrichtung, also nach rechts, auf die Seite des blauen $[\text{CoCl}_4]^{2-}$ -Komplex. Beim Abkühlen wird die exotherme Rückreaktion begünstigt. Das Gleichgewicht verschiebt sich auf die Seite des rosafarbenen $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ -Komplex.

Entsorgung

Die rosafarbene Lösung wird für die Demonstration des Temperatureinflusses wiederverwendet. Alle übrigen Lösungen werden im Kanister für schwermetallhaltige Abfälle entsorgt.

Elektrolyse nach Hofmann

Prinzip

Wasser wird durch Anlegen einer Gleichspannung in Wasserstoff und Sauerstoff zerlegt. Dabei entsteht doppelt so viel Wasserstoff wie Sauerstoff.

Geräte	Chemikalien	Materialien
Hofmann-Apparat Gleichspannungsquelle 2 Reagenzgläser	Natriumsulfat-Lösung 1.0 M	Zündhölzer Holzspahn

Durchführung

Zuerst werden beide Hähne geöffnet und der Füllstand der Hofmann-Apparatur über das Vorratsgefäss so lange mit Wasser nachreguliert, bis nach dem Schliessen der Hähne in beiden Büretten keine Luftblasen mehr vorhanden sind. Beide Hähne werden dann verschlossen.

Anschliessend wird die Spannung auf 24 – max. 25 V eingestellt. Nach etwa zehn Minuten haben sich im Bürettenrohr über dem Minuspol rund 15 bis 20 ml Wasserstoff gesammelt, während im Bürettenrohr über dem Pluspol halb so viel Sauerstoff entsteht.

Der Wasserstoff im Bürettenrohr über dem Minuspol wird in ein Reagenzglas überführt und an der Öffnung mit einem brennenden Zündholz getestet. Der Wasserstoff entzündet sich an der Mündung des Reagenzglases unter Abgabe eines kurzen «bellenden» Geräusches.

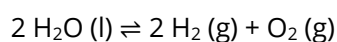
Zum Nachweis des Sauerstoffs wird ein glimmender Holzspan an die Öffnung des Bürettenrohrs über dem Pluspol gehalten. Sobald der Hahn geöffnet wird, flammt der Span deutlich auf.

Beobachtung

Bei der Elektrolyse von Wasser mit Natriumsulfat als Elektrolyten entstehen an der Kathode Wasserstoff und an der Anode Sauerstoff. Das Volumenverhältnis der gebildeten Gase beträgt 2 : 1, es entsteht doppelt so viel Wasserstoff wie Sauerstoff.

Erklärung

Die Elektrolyse zerlegt Wasser in seine Elemente. Das Gasvolumenverhältnis von 2 : 1 spiegelt die Stöchiometrie der Reaktionsgleichung wider:



Bemerkungen

Wird anstelle der Natriumsulfatlösung eine 1.0 M Schwefelsäure als Elektrolyt verwendet, entsteht in derselben Zeit etwa die doppelte Gasmenge. Allerdings treten dabei mit der Zeit Korrosion und weitere Materialprobleme auf.

Entsorgung

Das Wasser aus der Elektrolyse kann in den Abguss gegeben werden.

Etherdämpfe entzünden

Prinzip

Ether hat einen tiefen Siedepunkt und bildet bereits bei Raumtemperatur leicht entzündliche Dämpfe. Diese Dämpfe sind schwerer als Luft, fließen nach unten und können sich an einer Flamme entzünden.

Geräte	Chemikalien	Materialien
Metallprofil Stativ mit Muffe Korken lange Pinzette	Ether 1-Butanol	Teelicht Watte

Durchführung

Das Metallprofil wird mit einer Neigung von etwa 30° als Rutschbahn am Stativ befestigt und unten auf einen Korken gelegt. Am unteren Ende neben dem Korken wird ein Teelicht entzündet, der Raum leicht abgedunkelt. In sicherer Entfernung von der Flamme wird ein Wattebausch mit Ether getränkt und mit einer langen Pinzette oben auf die Rutschbahn gelegt. Die Positionierung des Wattebauschs muss zuvor eingeübt werden, damit der Versuch zuverlässig gelingt.

Beobachtung

Die Etherdämpfe fließen die Rutschbahn hinunter. Sobald sie die Flamme erreichen, entzünden sie sich. Die Flamme «läuft» rasch rückwärts die Rutschbahn hinauf und entzündet den Wattebausch.

Erklärung

Ether hat einen sehr tiefen Siedepunkt und geht bereits bei Raumtemperatur in die Gasphase über. Seine Dämpfe sind schwerer als Luft und sinken nach unten. Beim Kontakt mit einer Zündquelle entzünden sich die Dämpfe sofort und die Flammenfront breitet sich entlang der Gasströmung aus.

Bemerkungen

Isomere und verwandte Stoffe zeigen unterschiedliche Eigenschaften. Wird der Versuch mit 1-Butanol wiederholt, springt die Flamme nicht nach oben, da 1-Butanol einen wesentlich höheren Siedepunkt hat und weniger leicht entzündliche Dämpfe bildet.

Entsorgung

Rückstände von Ether und 1-Butanol werden in die entsprechenden Lösungsmittelabfälle gegeben.

Kerzenleiter

Prinzip

Kohlenstoffdioxid ist schwerer als Luft und sammelt sich am Boden. Dadurch werden nacheinander die Kerzenflammen von unten nach oben gelöscht.

Geräte	Chemikalien	Materialien
Pneumatische Wanne Holzklemme 4 verschieden grosse Holzstücke 5 Teelichter	Kohlenstoffdioxidflasche	Lange Streichhölzer

Durchführung

Die Teelichter werden in der pneumatischen Wanne auf unterschiedlich hohe Holzstücke gestellt und entzündet. Anschliessend wird mit wenig Druck Kohlenstoffdioxid vom oberen Rand in die Wanne eingeleitet. Der Schlauch kann dazu mit einer Kolbenklemme an der Glaswand fixiert werden.

Beobachtung

Die Kerzen verlöschen der Reihe nach von unten nach oben. Zuerst erlischt die tiefstehende Kerze, dann die jeweils höheren, bis schliesslich alle Flammen ausgegangen sind.

Erklärung

Kohlenstoffdioxid ist schwerer als Luft und sammelt sich am Boden. Es verdrängt den für die Verbrennung notwendigen Sauerstoff. Die Kerzen verlöschen von unten nach oben, je mehr Gas eingeleitet wird. Der Versuch zeigt die höhere Dichte von Kohlenstoffdioxid gegenüber Luft und verdeutlicht den Einsatz von Kohlenstoffdioxid als Löschmittel.

Bemerkungen

Um den «Kohlenstoffdioxid-See» im Gefäss zu verdeutlichen, kann am Schluss ein langes, brennendes Zündholz langsam in die Wanne abgesenkt werden. Es erlischt deutlich vor Erreichen des Bodens.

Diese Beobachtung hat eine direkte Parallele zu tödlichen Unfällen in Gärsilos: Beim Gärprozess entsteht grosse Mengen Kohlenstoffdioxid, das sich aufgrund seiner höheren Dichte am Boden des Silos sammelt. Menschen, die ein solches Silo betreten, atmen die sauerstoffarme Atmosphäre ein und können innerhalb weniger Atemzüge bewusstlos werden und ersticken.

Entsorgung

Es entstehen keine Rückstände. Das Kohlenstoffdioxid entweicht in die Umgebung.

Oszillierender Platindraht

Prinzip

Ein Platindraht wird durch die katalytische Oxidation von Methanol zur periodischen Glut gebracht. Das Glühen verlöscht durch Sauerstoffmangel und setzt sich durch erneute Oxidation immer wieder fort.

Geräte	Chemikalien	Materialien
Heizplatte Platinherz an Nickeldraht befestigt Kartuschen-Gasbrenner 500 ml Erlenmeyerkolben, weithals 100 ml Messzylinder Thermometer bis 100 °C	Methanol	

Durchführung

In den Erlenmeyerkolben werden 80 ml Methanol gegeben und auf einer Heizplatte auf etwa 40 bis 60 °C erwärmt. Das Platinherz, das an einem Nickeldraht befestigt ist, wird mit einem Kartuschen-Gasbrenner zur Glut erhitzt und anschliessend so tief in den Erlenmeyerkolben gesenkt, bis das Rundhölzchen, um das der Draht gewickelt ist, auf dem Rand des Kolbens aufliegt. Danach wird abgewartet, bis sich der Methanoldampf entzündet.

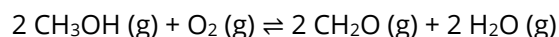
Falls notwendig, muss der Platindraht erneut erhitzt oder die Temperatur des Methanols angepasst werden. Durch leichtes Rollen des Rundhölzchens kann zudem die Höhe des Platinherzes fein reguliert werden. Der Versuch muss vorab sorgfältig eingeübt werden, damit er bei der Vorführung effektiv auf Anhieb funktioniert.

Beobachtung

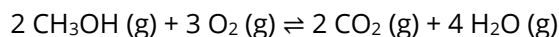
Der Platindraht glüht auf, entzündet den Methanoldampf, die Flamme erlischt aufgrund von Sauerstoffmangel, der Platindraht glüht erneut und der Vorgang wiederholt sich periodisch.

Erklärung

Die katalytische Oxidation von Methanol verläuft unter Bildung von Formaldehyd und Wasser:



Da diese Reaktion exotherm ist, erhitzt sich der Platindraht und entzündet das Methanol. Dabei entstehen Kohlenstoffdioxid und Wasser:



Durch das Wechselspiel zwischen Oxidation und Sauerstoffmangel entsteht das charakteristische periodische Aufglühen und Erlöschen des Platindrahts.

Bemerkungen

Literatur: R. Battino, T. M. Letcher, D. E. A. Rivett, P. Krause, *J. Chem. Educ.*, 1993, 70, 1029.

Entsorgung

Das restliche Methanol wird ausnahmsweise in die Vorratsflasche zurückgegossen.

Protolyse von HCl und NH₃

Prinzip

Gasförmiger Chlorwasserstoff reagiert mit gasförmigem Ammoniak unter Bildung von festem Ammoniumchlorid. Das weisse Salz schlägt sich auf der schwarzen Unterlage nieder und macht die Reaktion sichtbar.

Geräte	Chemikalien	Materialien
2 Bechergläser 25 ml 1 Becherglas 3 l (als Glaskuppel) 1 schwarze Unterlage	konzentrierte Salzsäure (ca. 37 %) konzentrierte Ammoniaklösung	

Durchführung

Zwei 25-ml-Bechergläser werden jeweils zur Hälfte mit konzentrierter Salzsäure beziehungsweise konzentrierter Ammoniaklösung befüllt und mit geringem Abstand auf eine schwarze Unterlage gestellt. Anschliessend wird ein grosses 3-l-Becherglas umgedreht als Kuppel über beide Bechergläser platziert.

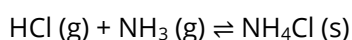
Beobachtung

Bereits nach kurzer Zeit entsteht ein weisser Rauch aus Ammoniumchlorid, der sich auf der schwarzen Unterlage niederschlägt. Nach einigen Minuten ist die Fläche im Innern der Kuppel gleichmässig mit einer weissen Schicht bedeckt. Werden die Bechergläser entfernt, bleibt ein grosser weisser Kreis mit zwei kleineren schwarzen Kreisen zurück.

Die Figur kann zu einem Smiley ergänzt werden, indem mit dem Finger ein Mund in die weisse Schicht gezeichnet wird.

Erklärung

Konzentrierte Salzsäure gibt gasförmigen Chlorwasserstoff ab, konzentrierte Ammoniaklösung gasförmigen Ammoniak. Beide Gase diffundieren im Innern des grossen Becherglases aufeinander zu und reagieren zu Ammoniumchlorid:



Das feste Ammoniumchlorid schlägt sich als weisser Belag auf der schwarzen Unterlage nieder.

Bemerkungen

Die Versuchsanordnung eignet sich besonders gut, um die Bildung einer neuen Substanz aus zwei Gasen sichtbar zu machen. Durch den weissen Belag auf dem schwarzen Untergrund ist der Effekt eindrucksvoll und anschaulich.

Entsorgung

Das zurückbleibende Ammoniumchlorid kann mit viel Wasser in den Ausguss gegeben werden. Restlösungen von Salzsäure und Ammoniaklösung werden stark verdünnt und ebenfalls über den Abfluss entsorgt.

Reinigung von Silberbesteck

Prinzip

Anlaufendes Silberbesteck verfärbt sich durch die Bildung von Silbersulfid an der Oberfläche schwarz. Die Silbersulfidschicht kann durch eine Redoxreaktion wieder zu metallischem Silber reduziert werden. Aluminium dient dabei als Reduktionsmittel.

Geräte	Chemikalien	Materialien
400 ml Becherglas Teekocher	Kochsalz Aluminiumfolie Geschwefelte Silberlöffel	

Durchführung

Ein Stück Aluminiumfolie wird auf den Boden eines 400 ml Becherglases gelegt. Dazu werden drei Löffel Kochsalz gegeben. Das Becherglas wird zu drei Vierteln mit Wasser gefüllt, das zuvor im Teekocher zum Sieden gebracht wurde.

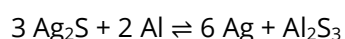
Anschliessend wird ein angelaufener (geschwefelter) Silberlöffel in die Lösung gestellt, so dass er Kontakt mit der Aluminiumfolie hat.

Beobachtung

Nach kurzer Zeit verschwindet die schwarze Verfärbung und der Löffel glänzt wieder silbern.

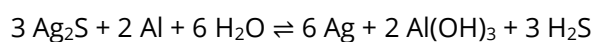
Erklärung

Die schwarze Schicht besteht aus Silbersulfid (Ag_2S). In der Kochsalzlösung wirkt Aluminium als Reduktionsmittel. Es wird selbst oxidiert, während das Silberion im Sulfid zu metallischem Silber reduziert wird:



Bemerkungen

Im heissen, wässrigen Milieu kann gebildetes Al_2S_3 weiter hydrolysieren. Dabei werden Schwefelverbindungen freigesetzt, was durch den deutlichen Geruch nach faulen Eiern wahrnehmbar ist:



Entsorgung

Die Lösung kann nach dem Abkühlen in den Ausguss gegeben werden. Aluminiumreste werden dem Recycling zugeführt. Die Silberlöffel werden ins Kistchen zurückgelegt und bei der Versuchsvorbereitung mit verdünnter Kaliumsulfid-Lösung erneut geschwärzt.

Säurekorrosion von Magnesium

Prinzip

Unedle Metalle wie Magnesium reagieren in Säuren unter Bildung von Wasserstoffgas und gehen in Lösung. Edle Metalle wie Kupfer werden in gleicher Umgebung nicht angegriffen.

Geräte	Chemikalien	Materialien
3 grosse Reagenzgläser Reagenzglasgestell Pinzette	Salzsäure 1.0 M Magnesiumband Kupferspäne	Zündhölzer

Durchführung

Ein grosses Reagenzglas wird zu einem Drittel mit verdünnter Salzsäure gefüllt. Ein Stück Magnesiumband wird hineingegeben.

Über die Öffnung des Reagenzglases wird ein zweites Reagenzglas kopfüber gehalten, sodass sich das entstehende Gas darin sammelt. Nach kurzer Zeit wird das aufgefangene Gas mit einem Zündholz geprüft.

Nach dem Theorieinput wird in einem Kontrollexperiment gezeigt, dass das edlere Metall Kupfer von der Säure nicht angegriffen wird. Dazu wird in einem zweiten Versuch ein grosses Reagenzglas zu einem Drittel mit Salzsäure gefüllt und einige Kupferspäne zugegeben.

Beobachtung

Beim Magnesium bilden sich sofort Gasblasen, das Metall löst sich allmählich auf.

Das mit dem zweiten Reagenzglas aufgefangene Wasserstoffgas wird an der Öffnung mit einem brennenden Zündholz getestet. Der Wasserstoff entzündet sich an der Mündung des Reagenzglases unter Abgabe eines kurzen «bellenden» Geräusches.

Bei den Kupferspänen tritt keine Gasentwicklung auf, sie reagieren nicht mit der Salzsäure und bleiben unverändert.

Erklärung

Magnesium hat ein negativeres Standardelektrodenpotential als das Redoxpaar $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2$ und wird deshalb in Salzsäure oxidiert. Dabei entstehen Magnesiumionen, während Oxonium-Ionen zu Wasserstoffgas reduziert werden.

Kupfer besitzt dagegen ein positiveres Standardelektrodenpotential als das Redoxpaar $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2$ und kann die Oxonium-Ionen nicht reduzieren; es wird deshalb von Salzsäure nicht aufgelöst.

Entsorgung

Die Lösungen werden mit genügend Wasser verdünnt und in den Ausguss gegeben.

Sublimation und Resublimation von Iod

Prinzip

Festes Iod geht beim Erwärmen direkt in die Gasphase über (Sublimation). An einem gekühlten Reagenzglas resublimiert der violette Ioddampf wieder zu Kristallen.

Geräte	Chemikalien	Materialien
Erlenmeyerkolben 300 ml mit Schliff Grosses Reagenzglas Heizplatte	Iod, fest	Parafilm Eiswasser

Durchführung

Ein halber Spatel festes Iod wird in den 300-ml-Erlenmeyer gegeben. Ein grosses Reagenzglas wird zu zwei Dritteln in den Hals des Erlenmeyers eingesetzt und mit Parafilm mehrmals so fixiert, dass die Apparatur möglichst dicht abgeschlossen ist. Das Reagenzglas wird mit Eiswasser gefüllt. Der Erlenmeyer wird anschliessend auf die Heizplatte gestellt und erwärmt.

Beobachtung

Beim Erwärmen sublimiert das Iod. Der Gasraum im Erlenmeyer füllt sich mit violetter Ioddampf. Nach einiger Zeit sind am gekühlten Reagenzglas violettschwarze Kristalle zu sehen, die sich aus dem Dampf abgeschieden haben. Das Iod resublimiert.

Erklärung

Iod ist ein Feststoff mit hohem Dampfdruck. Beim Erwärmen geht es direkt in die Gasphase über, ohne vorher zu schmelzen (Sublimation). An der kalten Oberfläche des Reagenzglases resublimiert der Dampf wieder und bildet feste Kristalle.

Bemerkungen

Für eine gute Abdichtung muss Parafilm mehrfach straff um die Verbindung gelegt werden. Der Versuch zeigt eindrucksvoll den Phasenübergang fest-gasförmig-fest.

Entsorgung

Zur Reinigung wird das Reagenzglas mit maximal 60 °C warmem Wasser gefüllt. Der Erlenmeyer wird dabei gekühlt, sodass das Iod vom Reagenzglas abfällt und sich am kalten Boden des Erlenmeyers sammelt respektive dort resublimiert. Das feste Iod kann erneut für diesen Versuch verwendet werden.

Übersättigte Natriumacetatlösung

Prinzip

Eine übersättigte Lösung ist nicht stabil. Gibt man einen Impfkristall dazu oder stört sie mechanisch, setzt die Kristallisation meist schlagartig ein. Dabei wird Wärme frei (Kristallisationswärme).

Geräte	Chemikalien	Materialien
2 Vorratsflaschen Wärmekissen Thermometer (Steinegger)	Übersättigte Natriumacetatlösung (650 g Natriumacetat-Trihydrat in 250 ml Wasser) Natriumacetat fest	

Durchführung

Eine Vorratsflasche mit übersättigter Natriumacetatlösung wird gut sichtbar platziert. Beim Öffnen des Deckels kann ein winziger Kristall vom Gewinde in die Lösung fallen oder es wird eine Spur festes Natriumacetat zugegeben. Die Lösung kristallisiert schlagartig aus. Durch Umdrehen der verschlossenen Flasche kann das verfilzte feste Natriumacetat demonstriert werden.

Im nächsten Schritt wird die zweite Vorratsflasche mit übersättigter Natriumacetatlösung vorsichtig geöffnet. Das Einführen eines digitalen Thermometers reicht oft bereits aus, um die Kristallisation auszulösen. Falls dies nicht geschieht, kann ein Impfkristall hinzugegeben werden. Die bei der Kristallisation auftretende Temperaturdifferenz wird gemessen.

In einem letzten Schritt kann ein Wärmekissen mit Natriumacetatlösung gezeigt werden. Durch Knicken des Metallplättchens setzt sofort die Kristallisation ein und der Beutel wird warm.

Beobachtung

Beim Einbringen eines Kristalls oder beim Knicken des Metallplättchens kristallisiert die Lösung plötzlich und fast vollständig aus. Es entsteht ein weisses, festes Gerüst, die Flüssigkeit erwärmt sich deutlich. Beim Erhitzen löst sich das feste Natriumacetat wieder. Beim langsamen Abkühlen bleibt die Lösung flüssig, ist aber übersättigt.

Erklärung

Übersättigte Lösungen enthalten mehr gelösten Stoff, als im Gleichgewicht stabil ist. Sie sind metastabil und kristallisieren sofort, sobald ein Kristallisationskeim vorhanden ist. Die freiwerdende Kristallisationsenthalpie führt zur Erwärmung der Lösung.

Entsorgung

Die Vorratsflaschen mit Natriumacetat werden nach dem Versuch verschlossen und ins Kistchen zurückgestellt. Sie können in einem heissen Wasserbad regeneriert werden.

Woulfesche Flasche (Methan-Luft-Explosion)

Prinzip

Wenn die Ausströmungsgeschwindigkeit eines Gases kleiner ist als die Verbrennungsgeschwindigkeit, schlägt eine Flamme in das Gas zurück und entzündet das Gemisch in der Flasche. Es kommt zu einer Explosion.

Geräte	Chemikalien	Materialien
Woulfesche Flasche 1.5 Liter dreihalsig Gummistopfen Steigrohr etwa 20 cm lang, 1,5 cm Durchmesser, mit durchbohrtem Korkstopfen Einleitrohr in einem durchbohrten Gummistopfen mit Gasschlauch	Erdgas	

Durchführung

Eine Woulfesche Flasche wird vorbereitet, indem am linken Schliff ein Gummistopfen, am mittleren Schliff das Steigrohr und am rechten Schliff ein Gummistopfen mit Glasrohr zur Erdgasflasche eingesetzt werden.

Erdgas wird in die Flasche geleitet. Am oberen Ende des Steigrohres tritt Gas aus, das nach etwa zehn Sekunden entzündet wird. Nach einiger Zeit wird das Einleitrohr herausgezogen und die Gaszufuhr abgestellt. Die Flamme brennt zunächst weiter, wird schwächer und wandert im Steigrohr nach unten, bis sie in die Flasche zurückschlägt und eine Explosion auslöst.

Beobachtung

Nach dem Abstellen der Gaszufuhr schlägt die Flamme in die Flasche zurück und das Gas-Luft-Gemisch explodiert.

Erklärung

Die Flamme schlägt zurück, weil die Ausströmgeschwindigkeit des Gases kleiner wird als die Verbrennungsgeschwindigkeit. Dadurch breitet sich die Reaktion in die Flasche hinein aus. Sobald das Erdgas-Luft-Gemisch die Explosionsgrenze erreicht, kommt es zur Explosion.

Bemerkungen

Methan kann sich in Bergwerken in Hohlräumen ansammeln und mit Luft explosionsfähige Gemische bilden. Diese wurden als «schlagende Wetter» bezeichnet und stellten eine ständige Lebensgefahr für die Bergleute dar. Um die Zündquelle zu kontrollieren, entwickelte Humphry Davy 1815 die Sicherheitsgrubenlampe. Ihre Flamme war von einem engmaschigen Kupferdrahtnetz umgeben. Dieses leitete die Wärme so gut ab, dass die Temperatur unterhalb der Zündtemperatur des Methan-Luft-Gemisches blieb. Dadurch konnte die Flamme zwar brennen, aber nicht auf die Umgebung übergreifen.

Entsorgung

Nicht erforderlich.