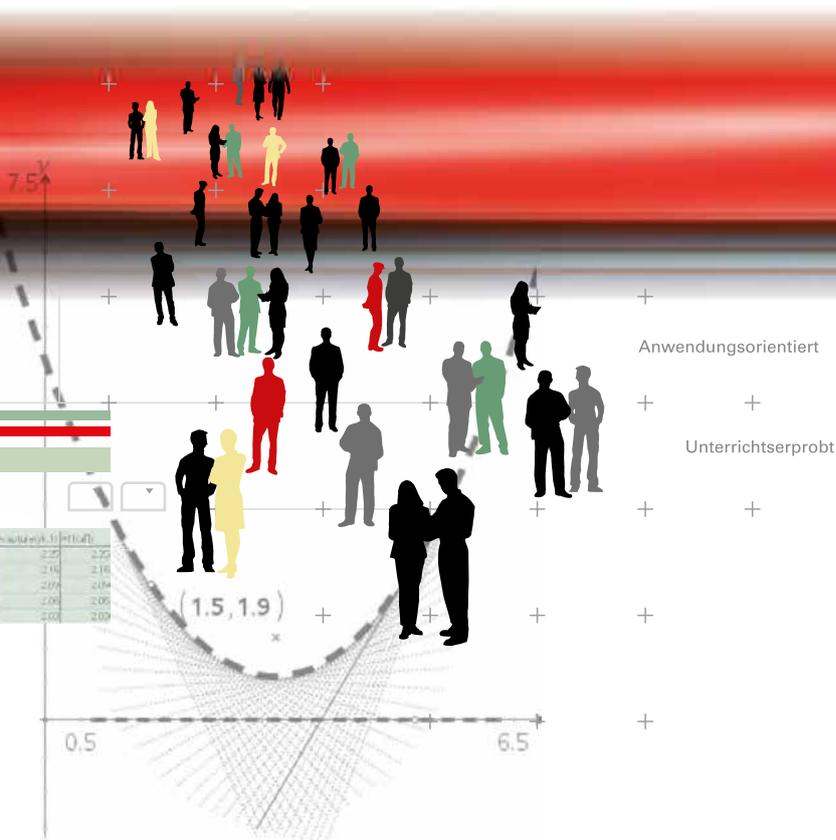




T³- NATURWISSENSCHAFTEN
Von der Reaktionskinetik bis zur Elektrochemie
Experimente für den Chemieunterricht mit digitalen Werkzeugen

Frank Liebner (Hrsg.)





Autoren:

Marc Brode, Michael Deittert, Eva Friedrich, Ulrich Leckelt, Frank Liebner,
Henry Peterseim, Cordula Rahn, Thomas Reiske, Markus Schwarz, Daniel Spieker

Dieses und weiteres Material steht Ihnen zum pdf-Download bereit: www.ti-unterrichtsmaterialien.net
Gedruckte Exemplare erhalten Sie über den Webshop: www.ti-activities-shop.net

© 2017 T³ Deutschland

Dieses Werk wurde erarbeitet um Lehrerinnen und Lehrern geeignete Materialien für den Unterricht in die Hand zu geben. Die Anfertigung einer notwendigen Anzahl von Fotokopien für den Einsatz in der Klasse, einer Lehrerfortbildung oder einem Seminar ist daher gestattet. Hierbei ist auf das Copyright von T³ Deutschland hinzuweisen. Jede Verwertung in anderen als den genannten oder den gesetzlich zugelassenen Fällen ist ohne schriftliche Genehmigung von T³ Deutschland nicht zulässig. Alle verwendeten Marken sind Eigentum ihrer Inhaber.

Vorwort

Nach der Veröffentlichung des Themenheftes „Von der Säure-Base- bis zur Redox-Titration“ im Jahre 2014 können wir Ihnen, sehr geehrte Leserinnen und Leser, ein weiteres Material zum Einsatz digitaler Werkzeuge im Chemieunterricht zur Verfügung stellen.

Ausgehend von den unterschiedlichen Inhalten, die überwiegend im Bereich der Sekundarstufe II thematisiert werden, hat das Autorenteam Experimente unter Verwendung verschiedener Sensoren zur Messwerterfassung entwickelt, erprobt und dokumentiert.

Insbesondere dort, wo die herkömmlichen Methoden, Messwerte zu erfassen und auszuwerten versagen, unterstützt der Einsatz digitaler Werkzeuge die Lehrenden bei der Vermittlung von fachspezifischen Inhalten und die Lernenden bei der selbständigen Erkenntnisgewinnung.

Bevor Sie starten, möchten Ihnen die Autoren einige Hinweise zum Umgang mit dem vorliegenden Material geben.

Alle Beiträge wurden mit dem TI-Nspire™ CX Handheld, dem TI-Nspire™ CX CAS Handheld oder der TI-Nspire™ Software und ausgewählter Sensoren erarbeitet. Auf eine ausführliche Beschreibung des Handlings wurde in der Regel verzichtet. Sie finden entsprechende Materialien unter: <http://wiki.zum.de/TI-Nspire/Glossar>

Die einzelnen Experimentierbeschreibungen enthalten:

- Eine Einführung mit speziellen Hinweisen zum Einsatz der Experimente im Unterricht,
- Kopiervorlagen, die für die Hand der Schülerinnen und Schüler gedacht sind,
- Lehrermaterialien mit ausführlichen Lösungen,
- gegebenenfalls weitere Hinweise.

In den Kopiervorlagen finden Sie Aufgabenstellungen, die mit “ * “ gekennzeichnet sind. Diese unterscheiden sich von den anderen Aufgaben durch einen erhöhten Schwierigkeitsgrad und können z. B. als Zusatzmaterial eingesetzt werden.

Wichtige Hinweise für die Nutzer des vorliegenden Materials

Bei der Erarbeitung der Experimente wurden die aktuell gültigen Sicherheitsbestimmungen im Umgang mit Chemikalien zu Grunde gelegt. Es sei ausdrücklich darauf hingewiesen, dass der betreuende Fachlehrer die Verantwortung für den sachgerechten Umgang mit Chemikalien, die Einhaltung von Sicherheitsbestimmungen und das fachgerechte Entsorgen der Chemikalien trägt.

Alle Anleitungen wurden sorgfältig erarbeitet. Dennoch übernehmen die Herausgeber und Autoren für die Richtigkeit von Aufgaben, deren Lösungen, Hinweisen und Ratschlägen sowie für eventuelle Druckfehler keine Haftung.

Inhaltsverzeichnis

1	Experimentelle Untersuchungen zur Beeinflussung der Reaktionsgeschwindigkeit	
1.1	Untersuchung der Konzentrationsabhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit am Beispiel der Reaktion von Magnesium mit Salzsäure unter Verwendung eines Drucksensors	7
1.2	Untersuchung der Temperaturabhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit bei der Reaktion von Magnesium mit Salzsäure	9
1.3	Untersuchung der Temperaturabhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit am Beispiel der Gärung unter Verwendung eines Kohlenstoffdioxidensors	12
1.4	Untersuchung der Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit vom Zerteilungsgrad am Beispiel der Reaktion von Magnesium mit Salzsäure unter Verwendung eines pH-Sensors	14
1.5	Zusatzmaterial Untersuchung der Konzentrationsabhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit am Beispiel der Reaktion von Magnesium mit Salz- oder Ethansäure unter Verwendung eines Drucksensors	17
1.6	Mathematische Betrachtungen zur Reaktionsgeschwindigkeit unter Verwendung eines grafikfähigen Taschenrechners	18
2	Organische Chemie	
2.1	Vergleich der Temperaturabsenkung bei der Verdunstung verschiedener Alkane unter Verwendung von Temperatursensoren	21
2.2	Vergleich der Temperaturabsenkung bei der Verdunstung von Butan-1-ol und Pentan unter Verwendung von Temperatursensoren	25
2.3	Untersuchung der Farben von Indikatoren in Abhängigkeit vom pH-Wert unter Verwendung eines pH-Sensors	28
2.4	Untersuchung der Hydrolyse von Ethansäureethylester unter Verwendung eines Leitfähigkeitssensors	32
2.5	Untersuchung der Löslichkeit von Calciumacetat in Wasser und Ethanol unter Verwendung eines Temperatursensors	35
3	Fotometrische Messung	
3.1	Einführung in die Fotometrie	39
3.2	Konzentrationsbestimmung einer Methylenblaulösung durch fotometrische Messungen	40
3.3	Die Reaktionsordnung einer chemischen Reaktion - Einführung	45
3.4	Untersuchung der Konzentrationsveränderung während des Blue-Bottle-Versuchs unter Verwendung eines Fotometers	46

4	Chemische Thermodynamik	
4.1	Bestimmung der molaren Hydratationsenthalpie von Kupfer(II)-sulfat	48
4.2	Thermometrische Titration von Kupfer(II)-sulfat- mit Natriumhydroxid-lösung	52
5	Elektrochemie	
5.1	Potenziometrische Bestimmung von Halogenid-Ionenkonzentrationen unter Verwendung eines Spannungssensors	55
5.2	Untersuchung der Konzentrationsabhängigkeit des Redoxpotenzials am Beispiel einer Silber/Silber-Ionenkonzentrationskette unter Verwendung eines Spannungssensors	60
5.3	Untersuchung des Lade- und Entladevorgangs beim Bleiakкумуляtor unter Verwendung eines Spannungs- und Stromsensors	64
5.4	Untersuchung der Konzentrationsabhängigkeit eines Redoxpotenzials unter Verwendung eines Oxidations-Reduktionspotenzial-Sensors (ORP-Sensor) am Beispiel einer Kaliumpermanganat-Lösung	70
5.5	Untersuchung des pH-Werteinflusses auf das Elektrodenpotenzial des korrespondierenden Redoxpaares $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$ unter Verwendung eines ORP-Sensors	73
5.6	Modellexperiment zur Titration einer Kaliumpermanganat-Lösung mit einer Natriumsulfit-Lösung unter Verwendung eines ORP-Sensors	77

Experimentelle Untersuchungen von Faktoren zur Beeinflussung der Reaktionsgeschwindigkeit

Einführung

In vielen Bereichen unseres täglichen Lebens spielt die Geschwindigkeit chemischer Reaktionen eine entscheidende Rolle.

Um beispielsweise das Verderben von Lebensmitteln zu verzögern, werden diese im Kühlschrank aufbewahrt, wodurch biochemische Abbaureaktionen langsamer ablaufen.

Um eine schnelle Wirkstoffaufnahme von Medikamenten im Körper zu erreichen, werden statt Tabletten Pulver verabreicht.

Bei der industriellen Herstellung von Chemikalien kommt es darauf an, dass die Umwandlung von Ausgangsstoffen in Reaktionsprodukte in möglichst kurzer Zeit abläuft.

Im nachfolgenden Material können Schülerinnen und Schüler anhand einfacher Experimente die Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit von der Temperatur, der Konzentration und dem Zerteilungsgrad untersuchen.

Voraussetzung für die Auswertung der Experimente sind Kenntnisse über die Theorie der wirksamen Zusammenstöße und die Definition der Durchschnittsreaktionsgeschwindigkeit.

Lernvoraussetzungen

Schülerinnen und Schüler

- haben Kenntnisse über die Definition der Reaktionsgeschwindigkeit
- kennen die Theorie der wirksamen Zusammenstöße
- beherrschen die Säure-Base-Theorie nach BRÖNSTED (nur für das Zusatzmaterial notwendig)

Empfehlungen zum Einsatz

Das nachfolgende Material kann u. a. zur Durchführung eines Stationenlernens genutzt werden.

Für die experimentelle Arbeit ist es empfehlenswert, dass mindestens zwei Schüler zusammenarbeiten.

Wird das Arbeitsblatt „Berechnungen zur Reaktionsgeschwindigkeit“ einbezogen, stehen vier unterschiedliche Lernstationen und ein Zusatzmaterial zur Verfügung.

Für die Durchführung des Stationenlernens werden inklusive Auswertung ca. 90 Minuten benötigt.

Alle Experimentieranleitungen sind so gestaltet, dass sie auch einzeln genutzt werden können.

Zur Untersuchung der Temperaturabhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit stehen zwei unterschiedliche Experimente zur Verfügung. Es ist zu beachten, dass die Untersuchung am Beispiel der Gärung einen größeren Zeitraum beansprucht.

Bei der Untersuchung der Konzentrationsabhängigkeit kann gegebenenfalls auch auf Experiment 2 verzichtet werden.

Konzentrationsabhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit

Untersuchen Sie experimentell die Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit von der Konzentration der Ausgangsstoffe bei der Reaktion von Magnesium mit Salzsäure.

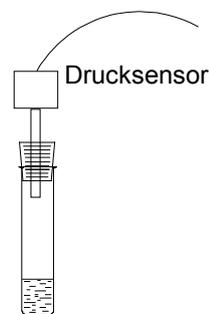
Experiment

Schließen Sie den Drucksensor an den Rechner an und bereiten Sie eine Datenaufnahme (Zeitgraph) über einen Zeitraum von 180 Sekunden alle Sekunde vor.

Experiment 1

Schneiden Sie sich ein Stück Magnesiumband der Länge $l = 1$ cm von einem Magnesiumband ab. Geben Sie dieses in das bereitgestellte Reagenzglas.

Versetzen Sie das Magnesiumband mit 2 ml Salzsäure der Stoffmengenkonzentration $c(\text{HCl}) = 1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$. Verschließen Sie das Reagenzglas mit dem Stopfen, an dem der Drucksensor angeschlossen ist. Starten Sie die Messwerterfassung.



Experiment 2

Wiederholen Sie Experiment 1 mit Salzsäure der Stoffmengenkonzentration $c(\text{HCl}) = 0,75 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$.

Experiment 3

Wiederholen Sie Experiment 1 mit Salzsäure der Stoffmengenkonzentration $c(\text{HCl}) = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$.

Hinweis zur Versuchsdurchführung:

Beachten Sie, dass die Zeitintervalle zwischen Zugabe der Salzsäure, Verschließen des Reagenzglases und Starten der Messung möglichst gleich sind.

Auswertung

Fertigen Sie ein Protokoll an.

Beantworten Sie in der Auswertung des Experimentes nachfolgende Fragen.

- 1 Erläutern Sie unter Einbeziehung einer Reaktionsgleichung, worauf die Druckveränderung im Reaktionsgefäß zurückzuführen ist.
- 2 Skizzieren Sie die Versuchsergebnisse in ein Koordinatensystem. Interpretieren Sie die graphische Darstellung. Leiten Sie eine Aussage zur Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit von der untersuchten Reaktionsbedingung ab.
- 3 Erklären Sie Ihre in Aufgabe 2 getroffene Aussage mit Hilfe der Theorie der wirksamen Zusammenstöße.
- 4 „Die Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit von der Konzentration der Ausgangsstoffe ist in vielen Bereichen des täglichen Lebens von Bedeutung.“

Erläutern Sie diese Aussage an einem konkreten, selbstgewählten Beispiel.

Konzentrationsabhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit Lehrermaterial

Geräte

- Reagenzglas, auf das der Stopfen des Drucksensors passt
- Messzylinder ($V = 10 \text{ ml}$) oder graduierte Pipetten
- Schere, Lineal
- Drucksensor

Chemikalien

- Magnesiumband ohne Oxidschicht
 - Salzsäure der Stoffmengenkonzentrationen:
 - $c(\text{HCl}) = 1,0 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$
 - $c(\text{HCl}) = 0,75 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$
 - $c(\text{HCl}) = 0,5 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$
- Pro Versuchsdurchführung werden jeweils 2 ml benötigt.

Einstellungen zur Datenaufnahme / Erfassungsmodus

- Zeitbasiert
- Intervall (Sekunden/Stichprobe): 1 Dauer (Sekunden): 180

Lösungen

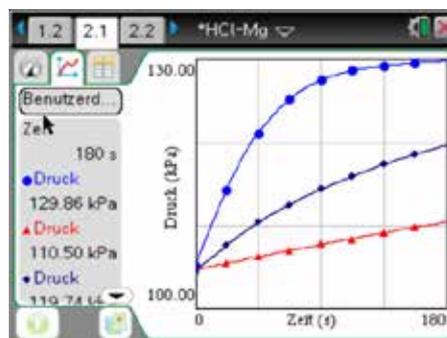
- 1 $\text{Mg}_{(s)} + 2 \text{HCl}_{(aq)} \longrightarrow \text{MgCl}_{2(aq)} + \text{H}_{2(g)}$
Bei der Reaktion entsteht aus einem Feststoff und einer Flüssigkeit u.a. gasförmiger Wasserstoff, der für die Druckerhöhung im Reagenzglas verantwortlich ist.

- 2 Der Druck in den Reagenzgläsern erhöht sich bei jeder Versuchsdurchführung.
Zu Beginn der Experimente ist die Druckzunahme in vergleichbaren Zeitintervallen bei Versuchsdurchführung 1 ($c = 1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$) am größten und bei Versuchsdurchführung 3 ($c = 0,5 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$) am kleinsten.

Bei Versuchsdurchführung 1 wird die Druckzunahme gegen Ende der Reaktion (in vergleichbaren Zeitintervallen) gegenüber dem Reaktionsbeginn geringer.

Bei den Experimenten 2 und 3 ist eine fast kontinuierliche Druckzunahme während der gesamten Reaktionszeit zu erkennen.

Die Reaktionsgeschwindigkeit ist u.a. von der Konzentration der Ausgangsstoffe abhängig. Je höher deren Konzentration ist, desto schneller verläuft die Reaktion.



- 3 Wenn Teilchen der Ausgangsstoffe wirksam zusammenstoßen, kommt es zur Bildung von Teilchen der Reaktionsprodukte.

Je höher die Konzentration der Ausgangsstoffe ist, desto größer ist die Wahrscheinlichkeit, dass diese wirksam zusammenstoßen und sich Teilchen der Reaktionsprodukte bilden.

Um vergleichbare Aussagen treffen zu können, müssen jeweils gleiche Zeitintervalle betrachtet werden.

- 4 z.B.:

Die Entkalkung von z. B. Kaffeemaschinen oder Wasserkochern erfolgt mittels einer Säure. Je höher diese Säure konzentriert ist, desto schneller verläuft der Entkalkungsvorgang.

Temperaturabhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit bei der Reaktion von Magnesium mit Salzsäure

Bestimmen Sie experimentell die Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit von der Temperatur am Beispiel der Reaktion von Magnesium mit Salzsäure.

Nutzen Sie zur Versuchsdurchführung die bereitgestellte Apparatur (siehe Abbildung).

Geben Sie in das Reagenzglas zuerst Magnesiumpulver.

Versetzen Sie diese Stoffprobe anschließend mit Salzsäure.

Tauchen Sie das Steigrohr nach Beginn der Reaktion in die Lösung.

Verschließen Sie die Apparatur. Beginnen Sie mit der Zeitmessung.

Wenn das markierte Volumen erreicht ist, beenden Sie Ihre Zeitnahme und entnehmen **s o f o r t** das Steigrohr.

Achten Sie darauf, dass das Zeitintervall zwischen Reaktionsbeginn, Verschließen der Versuchsapparatur und Beginn der Messung bei allen durchzuführenden Experimenten gleich ist.



Experiment 1

Messen Sie eine Stoffportion Magnesium der Masse $m(\text{Mg}) = 0,1 \text{ g}$ und 20 ml Salzsäure der Stoffmengenkonzentration $c(\text{HCl}) = 0,5 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ ab.

Bestimmen Sie die Temperatur der Salzsäure.

Führen Sie das oben beschriebene Experiment mit den abgemessenen Chemikalien durch.

Experiment 2

Erwärmen Sie 20 ml Salzsäure der Stoffmengenkonzentration $c(\text{HCl}) = 0,5 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ auf eine Temperatur von $\vartheta_2 = 30 \text{ }^\circ\text{C}$. Wiederholen Sie mit dieser Säure Experiment 1.

Experiment 3

Erwärmen Sie wiederum 20 ml Salzsäure der Stoffmengenkonzentration $c(\text{HCl}) = 0,5 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ auf eine Temperatur von $\vartheta_3 = 40 \text{ }^\circ\text{C}$. Wiederholen Sie mit dieser Säure Experiment 1.

Auswertung

- 1 Protokollieren Sie Ihre Messwerte.
- 2 Erläutern Sie die Messergebnisse unter Einbeziehung einer Reaktionsgleichung und Ihrer Kenntnisse über die Theorie der wirksamen Zusammenstöße.
- 3 Erklären Sie, was unter der RGT-Regel zu verstehen ist. Nutzen Sie die zur Verfügung stehende Literatur.
- 4 Bei Herzoperationen kann zur Verringerung des Sauerstoffbedarfs und damit auch der Schlagfrequenz des Herzens der Patient künstlich unterkühlt werden. Um welchen Prozentsatz ändert sich der Sauerstoffbedarf eines Menschen, wenn die Körpertemperatur von $37 \text{ }^\circ\text{C}$ auf $17 \text{ }^\circ\text{C}$ gesenkt wird und der Temperaturfaktor laut RGT-Regel 2,5 beträgt?

Temperaturabhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit bei der Reaktion von Magnesium mit Salzsäure

Bestimmen Sie experimentell die Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit von der Temperatur am Beispiel der Reaktion von Magnesium mit Salzsäure.

Nutzen Sie zur Versuchsdurchführung die bereitgestellte Apparatur (siehe Abbildung).

Geben Sie in das Reagenzglas zuerst Magnesiumpulver.

Versetzen Sie diese Stoffprobe anschließend mit Salzsäure.

Tauchen Sie das Steigrohr nach Beginn der Reaktion in die Lösung.

Verschließen Sie die Apparatur. Beginnen Sie mit der Zeitmessung.

Wenn das markierte Volumen erreicht ist, beenden Sie Ihre Zeitnahme und entnehmen **s o f o r t** das Steigrohr.

Achten Sie darauf, dass das Zeitintervall zwischen Reaktionsbeginn, Verschließen der Versuchsapparatur und Beginn der Messung bei allen durchzuführenden Experimenten gleich ist.



Experiment 1

Messen Sie eine Stoffportion Magnesium der Masse $m(\text{Mg}) = 0,1 \text{ g}$ und 20 ml Salzsäure der Stoffmengenkonzentration $c(\text{HCl}) = 0,5 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ ab.

Bestimmen Sie die Temperatur der Salzsäure.

Führen Sie das oben beschriebene Experiment mit den abgemessenen Chemikalien durch.

Experiment 2

Erwärmen Sie 20 ml Salzsäure der Stoffmengenkonzentration $c(\text{HCl}) = 0,5 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ auf eine Temperatur von $\vartheta_2 = 30 \text{ }^\circ\text{C}$. Wiederholen Sie mit dieser Säure Experiment 1.

Experiment 3

Erwärmen Sie wiederum 20 ml Salzsäure der Stoffmengenkonzentration $c(\text{HCl}) = 0,5 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ auf eine Temperatur von $\vartheta_3 = 40 \text{ }^\circ\text{C}$. Wiederholen Sie mit dieser Säure Experiment 1.

Auswertung

- 1 Protokollieren Sie Ihre Messwerte.
- 2 Erläutern Sie die Messergebnisse unter Einbeziehung einer Reaktionsgleichung und Ihrer Kenntnisse über die Theorie der wirksamen Zusammenstöße.
- 3 Erklären Sie, was unter der RGT-Regel zu verstehen ist. Nutzen Sie die zur Verfügung stehende Literatur.
- 4 Bei Herzoperationen kann zur Verringerung des Sauerstoffbedarfs und damit auch der Schlagfrequenz des Herzens der Patient künstlich unterkühlt werden. Um welchen Prozentsatz ändert sich der Sauerstoffbedarf eines Menschen, wenn die Körpertemperatur von $37 \text{ }^\circ\text{C}$ auf $17 \text{ }^\circ\text{C}$ gesenkt wird und der Temperaturfaktor laut RGT-Regel 2,5 beträgt?

Temperaturabhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit bei der Reaktion von Magnesium mit Salzsäure

Lehrmaterial

Geräte

- Geräte zum Erhitzen im Wasserbad (Heizplatte; Becherglas ($V \approx 250$ ml))
- Waage, Spatel
- Messzylinder ($V \approx 20$ ml)
- Versuchsvorrichtung (siehe Skizze)
- Stift zur Markierung



Chemikalien

- Magnesiumpulver (Pro Versuchsdurchführung werden jeweils 0,3 g benötigt.)
- Salzsäure der Stoffmengenkonzentration $c(\text{HCl}) = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ (Pro Versuchsdurchführung werden dreimal jeweils 20 ml Salzsäure benötigt.)

- Thermometer
- Stoppuhr

Hinweise zur Versuchsdurchführung

Für die Versuchsdurchführung eignen sich Reagenzgläser mit der Abmessung 30 x 200. Das Steigrohr sollte mindestens 25 cm aus dem Reagenzglas herausragen.

Es ist unbedingt darauf zu achten, dass während des Experimentierens eine Schutzbrille getragen wird.

Die Markierung an dem Steigrohr kann durch die Schüler selbst angebracht werden.

Materialien

Fachliteratur, in der die Schülerinnen und Schüler Informationen über die RGT-Regel erhalten.

Lösungen

- 1 Auf eine Angabe der Messwerte wird verzichtet, da sich diese u.a. nach der Höhe der Markierung auf dem Steigrohr und des Steigrohrdurchmessers richten.
- 2 z.B.:
$$\text{Mg}_{(s)} + 2 \text{HCl}_{(aq)} \longrightarrow \text{MgCl}_{2(aq)} + \text{H}_{2(g)}$$
Mit zunehmender Temperatur der Salzsäure verringert sich die Zeit, bis der Flüssigkeitsstand in der Apparatur die angebrachte Markierung erreicht.
Das bedeutet, dass die Reaktionsgeschwindigkeit bei Temperaturerhöhung zunimmt.
Nach der Theorie der wirksamen Zusammenstöße reagieren nur solche Teilchen miteinander, die mit einer bestimmten Mindestenergie und in einer bestimmten gegenseitigen Orientierung zusammenstoßen.
Bei höherer Temperatur besitzen die Teilchen mehr kinetische Energie.
Somit nimmt der Anteil der Zusammenstöße, die mit einer bestimmten Mindestenergie erfolgen, zu. Es kommt zur Vergrößerung der Reaktionsgeschwindigkeit.
- 3 Die Reaktionsgeschwindigkeits-Temperatur- (RGT) Regel besagt, dass bei einer Temperaturerhöhung um 10 K die Reaktionsgeschwindigkeit vieler Reaktionen um den Faktor 2 – 4 zunimmt.
- 4 37 °C Körpertemperatur entspricht 100 % Sauerstoffbedarf
27 °C Körpertemperatur entspricht 100 % : 2,5 = 40 % Sauerstoffbedarf
17 °C Körpertemperatur entspricht 40 % : 2,5 = 16 % Sauerstoffbedarf
Der Sauerstoffbedarf beträgt nach der beschriebenen Temperaturabsenkung nur noch 16 %, sinkt also um 84 %.

Temperaturabhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit am Beispiel der Gärung

Zur Energiegewinnung auf zellulärer Ebene sind sowohl Atmung als auch Gärung die entscheidenden Vorgänge.

Bei einer hohen Zuckerkonzentration im Medium wird von Hefezellen trotz des Vorhandenseins von Sauerstoff vorwiegend Gärung betrieben. Die Menge des dabei entstehenden Kohlenstoffdioxids lässt Aussagen über den Verlauf des Gärprozesses zu.

Untersuchen Sie die Temperaturabhängigkeit des Gärprozesses von Hefezellen.

Vorbereitung

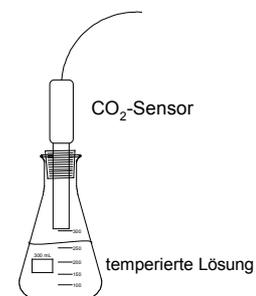
- Lösen Sie 2 Esslöffel Haushaltszucker in ca. 200 ml Wasser.
- Stellen Sie aus ca. 20 g Frischhefe und 200 ml Wasser eine Hefesuspension her.
- Stellen Sie eine Experimentieranordnung zum gleichzeitigen Temperieren von zwei mit jeweils 25 ml Lösung gefüllten Reagenzgläsern zusammen.
- Bereiten Sie den Rechner mit angeschlossenem Kohlenstoffdioxidsensor so vor, dass über einen Zeitraum von 5 Minuten alle 10 Sekunden ein Messwert aufgenommen wird.

Experiment 1

Temperieren Sie jeweils 25 ml Zuckerlösung und 25 ml Hefesuspension in getrennten Reagenzgläsern auf Zimmertemperatur.

Mischen Sie die beiden Lösungen in einem Erlenmeyerkolben, setzen Sie den Kohlenstoffdioxidsensor auf (**er darf keinesfalls in die Flüssigkeit eintauchen**) und starten Sie die Messung.

Speichern Sie nach Abschluss der Messung die Daten.



Experiment 2

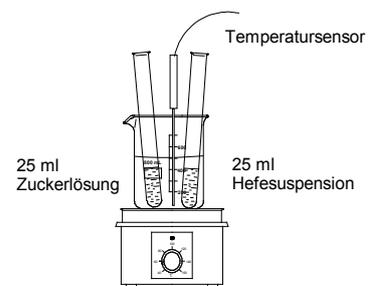
Temperieren Sie wiederum jeweils 25 ml Zuckerlösung und 25 ml Hefesuspension auf eine Temperatur, die um 10 K höher als die Zimmertemperatur bei Experiment 1 ist.

Wiederholen Sie Experiment 1 mit den neu temperierten Lösungen.

Experiment 3

Temperieren Sie wiederum jeweils 25 ml Zuckerlösung und 25 ml Hefesuspension auf eine Temperatur, die um 20 K höher als die Zimmertemperatur bei Experiment 1 ist.

Wiederholen Sie Experiment 1 mit den neu temperierten Lösungen.



Auswertung

- 1 Skizzieren Sie die aufgenommenen Graphen in ein Koordinatensystem. Interpretieren Sie die Darstellung.
- 2 Erklären Sie, was unter der RGT-Regel zu verstehen ist. Nutzen Sie die zur Verfügung stehende Literatur.
- 3 Überprüfen Sie, inwieweit die RGT-Regel bei dem durchgeführten Experiment zutrifft. Ermitteln Sie dazu den Kohlenstoffdioxidgehalt bei den drei Versuchsdurchführungen zum Zeitpunkt $t_1 = 300$ s. Führen Sie eine Fehlerbetrachtung durch.

Temperaturabhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit am Beispiel der Gärung Lehrermaterial

Geräte

- Geräte zum Erhitzen im Wasserbad (Heizplatte; Becherglas ($V \approx 250$ ml))
- Waage, Spatel
- Erlenmeyerkolben ohne Schliff ($V = 300$ ml)
- Messzylinder ($V \approx 50$ ml)

- CO₂-Sensor
- Temperatursensor
- Stoppuhr

Chemikalien

- Haushaltszucker (2 Esslöffel)
- 20 g Frischhefe (handelsübliche Abpackung)

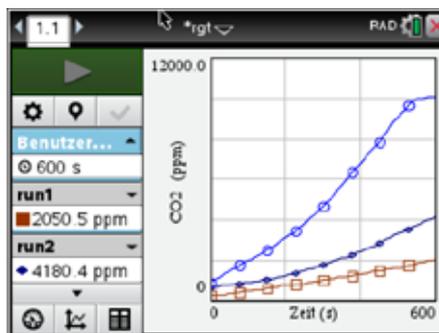
Die angegebenen Mengen reichen für zwei komplette Versuchsdurchführungen.

Materialien

Fachliteratur, in der die Schülerinnen und Schüler Informationen über die RGT-Regel erhalten.

Lösungen

- 1 Der Kohlenstoffdioxidgehalt steigt mit fortschreitender Zeit bei allen durchgeführten Experimenten. Je höher die Temperatur der hergestellten Zucker-Hefe-Suspension ist, desto stärker ist der Kohlenstoffdioxidanstieg in vergleichbaren Zeitintervallen.



- 2 Die Reaktionsgeschwindigkeits-Temperatur- (RGT) Regel besagt, dass bei einer Temperaturerhöhung um 10 K die Reaktionsgeschwindigkeit vieler Reaktionen um den Faktor 2 – 4 zunimmt.

3

CO ₂ -Gehalt in ppm	t = 300 s
$\vartheta = 20$ °C	1039
$\vartheta = 30$ °C	1992
$\vartheta = 40$ °C	4451

Der Kohlenstoffdioxidgehalt steigt im ersten Temperaturintervall um den Faktor 1,9 und im zweiten um den Faktor 2,2.

Die Abweichungen sind u. a. auf die Temperierung der Hefesuspension und auf Messungenauigkeiten zurückzuführen.

Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit vom Zerteilungsgrad

Untersuchen Sie experimentell die Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit von der Oberfläche bzw. dem Zerteilungsgrad eines Ausgangsstoffes am Beispiel der Reaktion von Magnesium mit Salzsäure.

Vorüberlegungen

Entwickeln Sie für die Reaktion von Magnesium mit Salzsäure die Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise.

Erklären Sie die Veränderung des pH-Wertes während des Reaktionsverlaufes.

Experiment

Für Ihre experimentellen Untersuchungen stehen Ihnen nachfolgende Geräte und Chemikalien zur Verfügung:

- Becherglas ($V = 75 \text{ ml}$)
- Messzylinder zum Abmessen von 25 ml Lösung
- Magnetrührer
- Stativmaterial zum Einspannen des pH-Sensor
- Taschenrechner zur Datenerfassung
- pH-Sensor
- Salzsäure der Stoffmengenkonzentration $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ ($V = 50 \text{ ml}$)
- Magnesiumpulver ($m = 0,2 \text{ g}$)
- Magnesiumspäne ($m = 0,2 \text{ g}$)
- Magnesiumband

Planen Sie Ihre experimentellen Untersuchungen und legen Sie den Plan ihrem Lehrer vor.

Auswertung

- 1 Protokollieren Sie Ihre Messwerte.
- 2 Interpretieren Sie Ihre Messergebnisse.
Erklären Sie diese unter Einbeziehung Ihrer Kenntnisse über die Theorie der wirksamen Zusammenstöße.
- 3 Diskutieren Sie nachfolgende Aussage. Nutzen Sie Ihre Versuchsergebnisse.

„Für Dunstabzugshauben in z. B. Küchen werden Aktivkohlefilter bei Umluftbetrieb zum Ausfiltern der Gerüche angeboten. Allerdings besteht die Problematik, dass das Fett die Poren der Kohle verklebt und somit eine Absorption der Gerüche nur noch eingeschränkt möglich ist.“

Nach Wikipedia „Aktivkohlefilter“

Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit vom Zerteilungsgrad Lehrermaterial

Geräte

- Becherglas ($V \approx 75$ ml)
- Messzylinder (zum Abmessen von 25 ml)
- Magnetrührer
- Stativmaterial zum Einspannen des pH-Sensors

- Taschenrechner zur Datenerfassung
- pH-Sensor

Chemikalien

- Salzsäure der Stoffmengenkonzentration $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ ($V = 50$ ml)
 - Magnesiumpulver ($m = 0,2$ g)
 - Magnesiumspäne ($m = 0,2$ g)
 - Magnesiumband
- Die Angaben beziehen sich auf jeweils eine Versuchsdurchführung.

Mögliche Einstellungen zur Datenaufnahme / Erfassungsmodus

- Zeitbasiert
- Intervall (Sekunden/Stichprobe): 3 Dauer (Sekunden): 150

Hinweise zur Versuchsdurchführung

Optimale Versuchsergebnisse werden erzielt, wenn 0,2 g Magnesium (Magnesiumpulver bzw. Magnesiumspäne) mit jeweils 25 ml Salzsäure der Stoffmengenkonzentration $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ zur Reaktion gebracht werden.

Bei diesen Reaktionsbedingungen kann die Temperaturveränderung des Reaktionsgemisches (Erwärmung durch exotherm verlaufende Reaktion) vernachlässigt werden.

Es ist unbedingt darauf zu achten, dass das Reaktionsgemisch gut gerührt wird, damit sich keine Wasserstoffblasen an dem pH-Sensor festsetzen und sich das Magnesiumpulver nicht am Boden des Becherglases ansammelt.

Die Durchführung des Experimentes mit einem Leitfähigkeitssensor ergibt keine verwertbaren Ergebnisse.

Lösungen

Vorüberlegungen

z.B.:

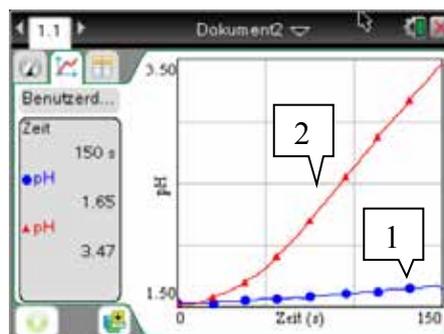


Bei der Reaktion werden Hydronium-Ionen u.a. zu Wasserstoff reduziert. Durch die Verringerung der Konzentration dieser Ionen steigt der pH-Wert.

Auswertung

1 Protokoll der Messwerte:

- 1 Reaktion von 25 ml Salzsäure der Stoffmengenkonzentration $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ mit Magnesiumspänen
- 2 Reaktion von 25 ml Salzsäure der Stoffmengenkonzentration $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ mit Magnesiumpulver



2 z.B.:

Der Zerteilungsgrad von Magnesiumpulver ist höher als der von Magnesiumspänen. Somit steht eine größere Oberfläche für wirksame Zusammenstöße der Teilchen zur Verfügung. Es kann demzufolge bei dem Einsatz von Magnesiumpulver mehr Stoff in vergleichbaren Zeitintervallen umgesetzt werden, was eine höhere Reaktionsgeschwindigkeit zur Folge hat.

Mit der schnelleren Oxidation von Magnesiumatomen werden gleichzeitig die Hydronium-Ionen reduziert, was zu einem schnelleren Anstieg des pH-Wertes führt.

3 z.B.

Für die Absorption von Gerüchen ist eine große Oberfläche, die Aktivkohle bietet, notwendig. Die durch die Aktivkohle geleiteten Gerüche können somit schnell und fast vollständig absorbiert werden.

Werden die Poren der Aktivkohle durch Fett verklebt, sinkt die Oberfläche der Aktivkohle. Die Gerüche können jetzt nicht mehr so schnell und damit nur unvollständig absorbiert werden.

Zusatzmaterial

Mit unten abgebildeter Apparatur (Abbildung 1) wurde die Druckveränderung in einem Reagenzglas bei der Reaktion von Salz- bzw. Ethansäure gleicher Stoffmengenkonzentration mit gleichen Stoffportionen Magnesium gemessen.

Interpretieren Sie die graphische Darstellung der Messergebnisse (Abbildung 2).
Erläutern Sie die unterschiedlichen Versuchsergebnisse.

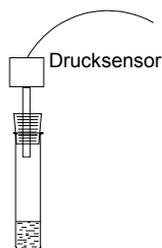


Abbildung 1

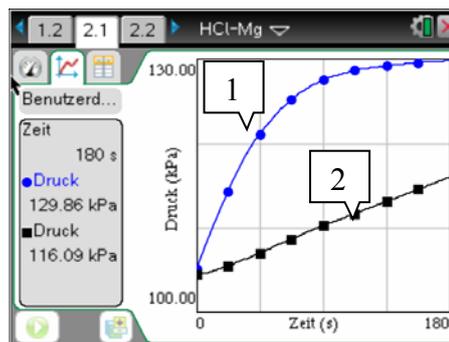


Abbildung 2

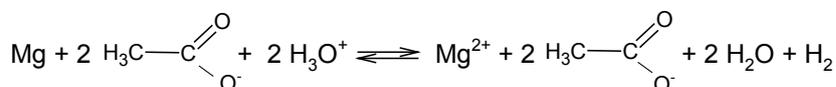
- 1 Reaktion von Salzsäure mit Magnesium
- 2 Reaktion von Ethansäure mit Magnesium

Zusatzmaterial

Lehrermaterial

z.B.:

Beide Säuren reagieren mit Magnesium unter Wasserstoffentwicklung.



Bei der Reaktion von Ethansäure mit Magnesium steigt der Druck im Reagenzglas langsamer an als bei der Reaktion von Salzsäure mit Magnesium. Dies bedeutet, dass in vergleichbaren Zeitintervallen weniger Wasserstoff gebildet wird.

Im Gegensatz zur Salzsäure ist Ethansäure eine schwache Säure.

Bei gleicher Stoffmengenkonzentration der beiden Säuren liegen aufgrund der unvollständigen Protolyse der Ethansäure weniger Hydronium-Ionen in der Lösung vor.

Da die Reaktionsgeschwindigkeit u.a. von der Konzentration der Ausgangsstoffe abhängig ist, verläuft die Reaktion von Ethansäure mit Magnesium langsamer, was durch einen langsameren Druckanstieg im Reagenzglas sichtbar wird.

Reaktionsgeschwindigkeit

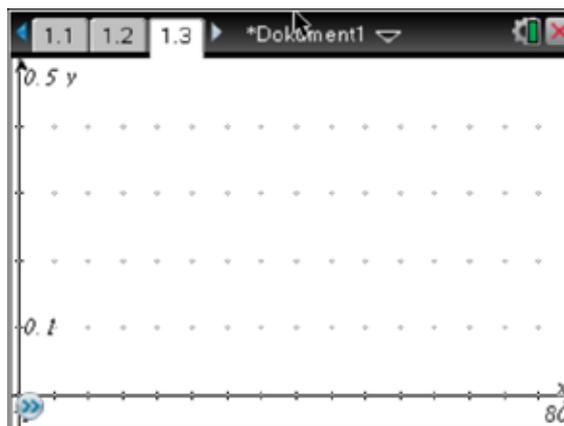
Sauerstoff kann im Labor durch den Zerfall von Wasserstoffperoxid dargestellt werden. Bei einem Experiment wurde im Verlauf der Reaktion die Stoffmengenkonzentration c des Wasserstoffperoxids in Abhängigkeit von der Zeit t bestimmt.

Folgende Werte wurden beim Einsatz von 100 ml Wasserstoffperoxid ermittelt:

t in min	0	5	10	15	20	30	40	50	60	70
c in mol l ⁻¹	0,50	0,38	0,31	0,25	0,20	0,12	0,08	0,05	0,03	0,02

1 Entwickeln Sie für die Zersetzung des Wasserstoffperoxids die Reaktionsgleichung.

2 Stellen Sie die angegebenen Werte graphisch dar. Interpretieren Sie die graphische Darstellung.



3 Zeigen Sie, dass die angegebene Funktionsgleichung den Zerfall des Wasserstoffperoxids bei dieser Versuchsdurchführung beschreibt.

$$f_1(x) = 0.49 \cdot 0.955^x$$

4 Ermitteln Sie den jeweiligen Zeitpunkt t , in dem die Ausgangskonzentration c_0 jeweils auf die Hälfte (t_1), ein Viertel (t_2), ein Achtel (t_3) abgesunken ist. Interpretieren Sie die Werte.

$c_0 = 0,5 \text{ mol l}^{-1}$	$\frac{c_0}{2} =$	$\frac{c_0}{4} =$	$\frac{c_0}{8} =$
$t_0 = 0 \text{ min}$	$t_1 =$	$t_2 =$	$t_3 =$

5 Erklären Sie den Begriff Durchschnittsreaktionsgeschwindigkeit.

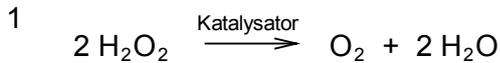
6 Berechnen Sie die Durchschnittsreaktionsgeschwindigkeit in den angegebenen Zeitintervallen. Interpretieren Sie die berechneten Werte.

Zeitintervalle in min	0 – 20	20 – 40	40 – 60
Δt in min			
Δc in mol l ⁻¹			
\bar{v} in mol (l min) ⁻¹			

7 Die Momentangeschwindigkeit (v) bei einer chemischen Reaktion entspricht dem Wert der ersten Ableitung zum Zeitpunkt t . Berechnen Sie die Momentanreaktionsgeschwindigkeiten zu den Zeitpunkten $t = 20$ min und $t = 40$ min.

8* Berechnen Sie das Sauerstoffvolumen, das sich bei 25 °C und unter Normaldruck vom Beginn der Reaktion bis zur 25. Minute aus 100 ml Wasserstoffperoxid entwickelt hat.

Reaktionsgeschwindigkeit Lehrermaterial



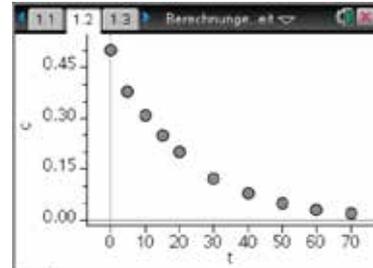
2 Interpretation:

z.B.:

- Die Konzentration an Wasserstoffperoxid nimmt im Verlauf des Experimentes exponentiell ab.
- In vergleichbaren Zeitintervallen wird die Konzentrationsänderung mit fortschreitender Dauer des Experiments geringer.

→ Listen

Graphische Darstellung



3 **Möglichkeit I:**

- Darstellung der Wertetabelle in der Applikation **Graphs**
- Umstellen des Anzeigemodus auf Streudiagramm; darstellen der Wertepaare

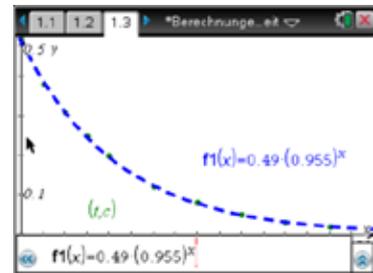
menu 3:Grafiktyp 4:Streudiagramm

Auswahl und Zuordnung der Variablen var

Umstellen des Anzeigemodus auf Funktionen menu

3:Grafiktyp 1:Funktionen

- Eingabe der Funktionsgleichung $f_1(x) = 0,49 \cdot 0,955^x$



Alle Punkte liegen auf dem Graphen der Funktion; Funktionsgleichung beschreibt den Zerfall des Wasserstoffperoxids

→ Funktionen

Möglichkeit II:

- Durchführen einer exponentiellen Regression in der Applikation **Lists&Spreadsheet**

Die durchgeführte Regression ergibt die Funktionsgleichung.

→ Regression

=ExpRegC	
RegEqn	a*b^x
a	0.492396
b	0.955032
r ²	0.999549
r	-0.999775

$c_0 = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$	$\frac{c_0}{2} = 0,25 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$	$\frac{c_0}{4} = 0,125 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$	$\frac{c_0}{8} = 0,0625 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$
$t_0 = 0 \text{ min}$	$t_1 \approx 14,6 \text{ min}$	$t_2 \approx 29,7 \text{ min}$	$t_3 \approx 44,8 \text{ min}$

Die zu den Konzentrationen gehörenden Zeiten ($t_1 - t_3$) können näherungsweise aus der angegebenen Messwerttabelle ermittelt werden.

Mithilfe der in Aufgabe 3 bestätigten Funktionsgleichung können ebenfalls die Reaktionszeiten bestimmt werden.

Berechnung in der Applikation **Calculator**

solve(f1(x)=0.25,x)	x=14.6153
solve(f1(x)=0.125,x)	x=29.6693
solve(f1(x)=0.0625,x)	x=44.7233

- 5 Die Reaktionsgeschwindigkeit (v) ist der Quotient aus der umgesetzten Stoffmenge (n) und der dazu benötigten Zeit (t).

Bei Reaktionen mit konstant bleibendem Volumen kann man die Reaktionsgeschwindigkeit auch durch die Konzentrationsänderung (Δc) ausdrücken.

$$\bar{v} = \frac{\Delta c}{\Delta t} \quad \text{in z. B.} \quad \frac{\text{mol}}{\text{l} \cdot \text{min}}$$

Für die Berechnung der Reaktionsgeschwindigkeit kann man die Konzentrationsänderung der Ausgangsstoffe oder der Reaktionsprodukte zugrunde legen.

Dabei gilt:

$$\bar{v} = - \frac{\Delta c (\text{Ausgangsstoffe})}{\Delta t} = \frac{\Delta c (\text{Reaktionsprodukte})}{\Delta t}$$

Zeitintervalle in min	0 – 20	20 – 40	40 – 60
Δt in min	20	20	20
Δc in $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$	- 0,30	- 0,12	- 0,05
\bar{v} in $\text{mol}(\text{l} \cdot \text{min})^{-1}$	0,015	0,006	0,0025

z.B.:

Mit fortschreitendem Reaktionsverlauf nimmt die Durchschnittsreaktionsgeschwindigkeit in gleichen Zeitintervallen ab.

- 7 Zur Lösung dieser Aufgabe wird die in Aufgabe 3 gegebene Funktionsgleichung genutzt.

Berechnung der ersten Ableitung an den Stellen $t_1 = 20$ und $t_2 = 40$ in der Applikation **Calculator**

$$\left| \begin{array}{l} v_1(t_1 = 20) \\ v_2(t_2 = 40) \end{array} \right| \approx \begin{array}{l} 0,009 \text{ mol}(\text{l} \cdot \text{min})^{-1} \\ 0,004 \text{ mol}(\text{l} \cdot \text{min})^{-1} \end{array}$$



- 8* z.B.: $c(\text{H}_2\text{O}_2/t = 25) = 0,16 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$; $n(\text{H}_2\text{O}_2/t = 25) = 0,016 \text{ mol}$

$$\Delta n(\text{H}_2\text{O}_2) = n(\text{H}_2\text{O}_2/t = 0) - n(\text{H}_2\text{O}_2/t = 25) = 0,034 \text{ mol}$$

$$\frac{n(\text{H}_2\text{O}_2)}{n(\text{O}_2)} = \frac{2}{1}; n(\text{O}_2) = 0,017 \text{ mol}$$

$$V(\text{O}_2) = 416 \text{ ml}$$

Vergleich der Temperaturabsenkung bei der Verdunstung verschiedener organischer Stoffe

Die Tatsache, dass Wasser nach dem Baden auf der Haut verdunstet und es dabei zu einer Abkühlung kommt, ist bekannt.

Diese praktische Erfahrung von Schülerinnen und Schülern kann u. a. als Motivation für die Untersuchung der Stärke zwischenmolekularer Kräfte genutzt werden.

Für den Übergang von Stoffen aus dem flüssigen in den gasförmigen Aggregatzustand wird Wärme benötigt. Bei leichtflüchtigen Stoffen reicht oft schon die Umgebungstemperatur aus, um die Aggregatzustandsänderung zu bewirken.

Aus der damit verbundenen Temperaturabsenkung können Rückschlüsse auf die Siedetemperaturen der Stoffe gezogen werden.

Bei dem Vergleich der Temperaturabsenkungen sollte immer nur ein Parameter, wie z. B. die Art der zwischenmolekularen Kräfte oder die Molekülgröße betrachtet werden.

Lernvoraussetzungen

Schülerinnen und Schüler

- haben Kenntnisse über zwischenmolekulare Kräfte wie Wasserstoffbrücken und Van-der-Waals-Kräfte.
- beherrschen das Aufstellen von chemischen Formeln und die Nomenklaturregeln für Alkane und Alkanole.

Empfehlungen zum Einsatz

Das erste Arbeitsblatt kann bereits bei der Behandlung der homologen Reihe der Alkane eingesetzt werden.

In diesem Material wird die Abhängigkeit der Siedetemperaturen von der Molekülgröße untersucht. Rückschlüsse auf die Stärke der jeweiligen Van-der-Waals-Kräfte sind möglich.

Mit Hilfe des zweiten Arbeitsblattes kann der Unterschied zwischen der Stärke von Wasserstoffbrücken und Van-der-Waals-Kräften erarbeitet werden.

Die vorgeschlagenen Experimente eignen sich zur Einführung bzw. der Motivation in den Themenbereich zwischenmolekulare Kräfte oder zur Festigung und Anwendung des erworbenen Wissens.

Vergleich der Temperaturabsenkung bei der Verdunstung verschiedener Alkane

Das Verdunsten von Flüssigkeiten spielt u. a. bei nachfolgenden Alltagsphänomenen eine Rolle.

Trocknet man sich nach dem Baden im Freibad nicht ab, beginnt man zu frieren.

Wüstenbewohner stellen bei hohen Temperaturen mit Wasser gefüllte Tonkrüge in den Schatten, um das Wasser zu kühlen.

Untersuchen Sie die Temperaturveränderung beim Verdunsten verschiedener Alkane.

Vorbereitungen:

Umwickeln Sie zwei Temperatursensoren mehrmals mit Küchenpapier. Befestigen Sie dieses mit z. B. einem Gummiband.

Steht ein dritter Temperatursensor zur Verfügung, kann dieser ohne Umwicklung mit Küchenpapier als Vergleichssensor genutzt werden.

Wählen Sie zwei der bereitgestellten Alkane (Pentan, Heptan oder Nonan) aus und geben Sie jeweils ca. 4 ml in je ein Reagenzglas.

Bereiten Sie eine zeitbasierte Messwerterfassung so vor, dass alle 10 Sekunden über einen Zeitraum von 300 Sekunden Daten erfasst werden.

Versuchsdurchführung

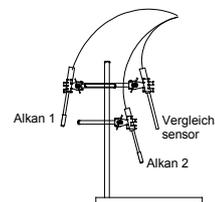
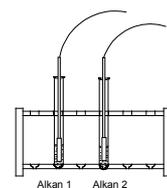
Tauchen Sie die zwei vorbereiteten Temperatursensoren in die entsprechenden Alkane solange ein, bis sich das Papier vollgesogen hat.

Starten Sie die Messung und entnehmen Sie die Temperatursensoren gleichzeitig den Flüssigkeiten.

Befestigen Sie die Sensoren an den bereitgestellten Stativen.

Hinweis:

Sollte kein TI-Nspire™ LabCradle zur Verfügung stehen, müssen die Messungen nacheinander ausgeführt werden.



Auswertung

- 1 Skizzieren Sie die aufgenommenen Graphen in ein Koordinatensystem und ergänzen Sie nachfolgende Tabelle. Tauschen Sie Werte mit anderen Arbeitsgruppen aus.

	Anfangstemperatur ϑ in °C	Temperaturminimum ϑ in °C	Endtemperatur ϑ in °C
Vergleichssensor			
Pentan			
Heptan			
Nonan			

- 2 Interpretieren Sie die aufgenommenen Messwerte.
- 3 Erklären Sie die Versuchsergebnisse mithilfe des unten stehenden Textes.
- 4* Beantworten Sie mindestens eine der oben aufgeworfenen Fragen.

Die Verdunstung einer Flüssigkeit, also der Übergang von der flüssigen in die gasförmige Phase, ist ein endothermer Vorgang. Für diese Zustandsänderung wird demzufolge Wärme (Energie) benötigt, die den Körpern oder Substanzen entzogen wird, weshalb sie sich abkühlen. Die Moleküle werden bei diesem Vorgang durch die zugeführte Energie aus dem Einfluss der anziehenden Wechselwirkung mit ihren Nachbarmolekülen befreit.

Vergleich der Temperaturabsenkung bei der Verdunstung verschiedener Alkane

Lehrermaterial

Geräte

- zwei Reagenzgläser
- Reagenzglasständer
- Küchenpapier
- Gummibänder
- Stativmaterial
- Temperatursensor(en)
- wenn vorhanden TI-Nspire™-LabCradle

Chemikalien

- verschiedene Alkane z. B. Pentan, Heptan und Nonan
- jeweils ca. 4 ml pro Versuchsdurchführung

Hinweis: Die Alkane sollten die gleiche Temperatur, am besten Zimmertemperatur besitzen.

Einstellungen zur Datenaufnahme / Erfassungsmodus

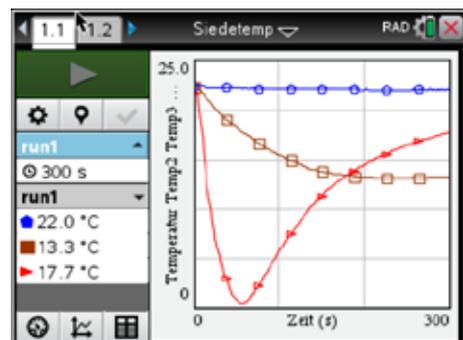
- Zeitbasiert
- Intervall (Sekunden/Stichprobe): 10 Dauer (Sekunden): 300

Lösungen

- 1 Die angegebenen Werte wurden experimentell ermittelt.

	Anfangstemperatur ϑ in °C	Temperaturminimum ϑ in °C	Endtemperatur ϑ in °C
Vergleichssensor			
Pentan	22	0,8	21,0
Heptan	22	13,4	13,4
Nonan	22	20,5	20,5

- 2 Die Abkühlkurven besitzen unterschiedliche Minima. Die Temperaturabsenkung ist bei Pentan am größten und bei Nonan am geringsten.
Der Anstieg der Temperaturkurve nach Überschreiten des Minimums bei Pentan ist darauf zurückzuführen, dass das Alkan vollständig verdunstet ist und die Umgebungstemperatur wieder angenommen wird.



- 3 Die stärkste und schnellste Abkühlung erfolgt bei Pentan.
Im Gegensatz zu den anderen Alkanen sind die zwischenmolekularen Kräfte zwischen den Pentanmolekülen am geringsten.
Da Pentan in diesem Versuch das Alkan mit der kleinsten Molekülgröße und molaren Masse ist, besitzt es die geringste Siedetemperatur der untersuchten Alkane.
Mit zunehmender Molekülgröße und molarer Masse nimmt die Stärke der Van-der-Waals-Kräfte und somit die Siedetemperatur zu.

Hinweis:

Der Zusammenhang zwischen Dampfdruck und Siedetemperatur kann in der Auswertung ebenfalls thematisiert werden.

	n-Pentan	n-Heptan	n-Nonan
Dampfdruck in bar	0,609	0,052	$5,0 \cdot 10^{-3}$

4* Frage 1

Durch die Verdunstung des Wassers auf der Haut wird dem Körper Wärme entzogen. Somit bekommt man ein Gefühl des Abkühlens.

Frage 2

Wasser diffundiert an die Außenfläche des Gefäßes und verdunstet dort. Die dazu benötigte Wärme wird u. a. dem Tonkrug entzogen.

Vergleich der Temperaturabsenkung bei der Verdunstung von Butan-1-ol und Pentan

Erfrischen Erfrischungstücher wirklich?



Untersuchen Sie die Temperaturveränderung beim Verdunsten von Butan-1-ol und Pentan.

Vorbereitungen:

Umwickeln Sie zwei Temperatursensoren mit jeweils etwas Küchenpapier. Befestigen Sie dieses mit einem Gummi.

Steht ein dritter Temperatursensor zur Verfügung, kann dieser ohne Umwicklung mit Küchenpapier als Vergleichssensor genutzt werden.

Geben Sie jeweils ca. 4 ml Pentan und Butan-1-ol in je ein Reagenzglas.

Bereiten Sie eine zeitbasierte Messwerterfassung so vor, dass alle 10 Sekunden über einen Zeitraum von 300 Sekunden Daten erfasst werden.

Versuchsdurchführung

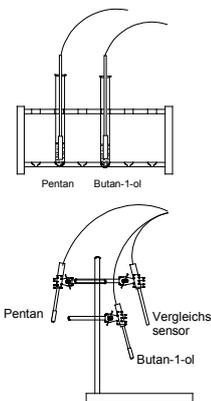
Tauchen Sie die zwei vorbereiteten Temperatursensoren in die entsprechenden Lösungen solange ein, bis sich das Papier vollgesogen hat.

Starten Sie die Messung und entnehmen Sie die Temperatursensoren den Flüssigkeiten.

Befestigen Sie die Sensoren an den bereitgestellten Stativen.

Hinweis:

Sollte kein TI-Nspire™ LabCradle zur Verfügung stehen, müssen die Messungen nacheinander ausgeführt werden.



Auswertung

- 1 Skizzieren Sie die aufgenommenen Graphen in ein Koordinatensystem und ergänzen Sie nachfolgende Tabelle. Tauschen Sie Werte mit anderen Arbeitsgruppen aus.

	Anfangstemperatur ϑ in °C	Temperaturminimum ϑ in °C	Endtemperatur ϑ in °C
Vergleichssensor			
Butan-1-ol			
Pentan			

- 2 Interpretieren Sie die aufgenommenen Messwerte.
- 3 Erklären Sie die Versuchsergebnisse mithilfe des unten stehenden Textes.
- 4* Informieren Sie sich über Inhaltsstoffe von verschiedenen Erfrischungstüchern und erklären Sie die erfrischende Wirkung der Tücher.

Bei der Verdunstung von Flüssigkeiten bleibt die Temperatur der Gasphase mit den gasförmigen Teilchen etwa gleich. Die Oberfläche, auf der die Verdunstung stattfindet, kühlt sich ab.
Die Verdunstung einer Flüssigkeit, also der Übergang von der flüssigen in die gasförmige Phase, ist ein endothermer Vorgang. Für diese Zustandsänderung wird demzufolge Wärme (Energie) benötigt. Die Moleküle werden bei dieser Zustandsänderung aus dem Einfluss der anziehenden Wechselwirkung mit ihren Nachbarmolekülen befreit.
Solange die Umgebung nicht mit Molekülen in der gasförmigen Phase gesättigt ist, können weitere verdunsten. Je geringer die zwischenmolekularen Kräfte in einer Flüssigkeit sind, desto schneller verdunstet sie.

Vergleich der Temperaturabsenkung bei der Verdunstung von Butan-1-ol und Pentan

Lehrermaterial

Geräte

- zwei Reagenzgläser
- Reagenzglasständer
- Küchenpapier
- Gummibänder
- Stativmaterial
- Temperatursensoren
- wenn vorhanden TI-Nspire™-LabCradle

Chemikalien

- Pentan, Butan-1-ol
jeweils ca. 4 ml pro Versuchsdurchführung

Hinweis: Die Alkane sollten die gleiche Temperatur, am besten Zimmertemperatur besitzen.

Einstellungen zur Datenaufnahme / Erfassungsmodus

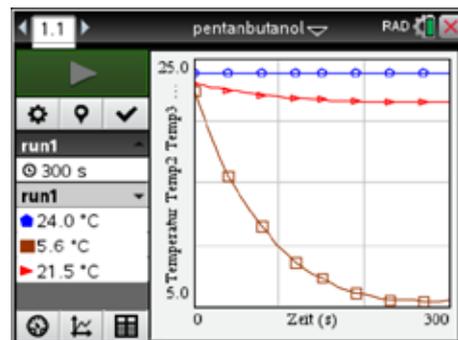
- Zeitbasiert
- Intervall (Sekunden/Stichprobe): 10 Dauer (Sekunden): 600

Lösungen

- 1 Die angegebenen Werte wurden experimentell ermittelt.

	Anfangstemperatur ϑ in °C	Temperaturminimum ϑ in °C	Endtemperatur ϑ in °C
Vergleichssensor	22	22	22
Butan-1-ol	22	20,52	20,5
Pentan	22	0,8	0,8

- 2 Die Abkühlung ist bei Pentan wesentlich größer als bei Butan-1-ol.



- 3 Die stärkere Abkühlung erfolgt bei Pentan. Da die Moleküle von Pentan und Butan-1-ol annähernd die gleiche molare Masse und Größe besitzen, sind die Ursachen der unterschiedlichen Messergebnisse auf die zwischenmolekularen Kräfte zurückzuführen. Diese müssen zwischen den Molekülen des Butan-1-ol- größer als zwischen den Pentanmolekülen sein.

Neben den Van-der-Waals-Kräften liegen zwischen den Butan-1-ol-Molekülen Wasserstoffbrücken vor. Da diese die stärksten zwischenmolekularen Kräfte sind, sind die Anziehungskräfte größer als zwischen den Pentanmolekülen, zwischen denen ausschließlich die Van-der-Waals-Kräfte wirken.

Das Alkan n-Pentan besitzt gegenüber Butan-1-ol den größeren Dampfdruck und somit unter gleichen Versuchsbedingungen die Eigenschaft, leichter in den gasförmigen Aggregatzustand zu gehen.

	Butan-1-ol	n-Pentan
Dampfdruck in bar bei 20°C	0,0670	0,609

- 4 Neben Geruchstoffen befinden sich in Erfrischungstüchern Wasser und Alkohol. Bei deren Verdunstung wird dem Körper Wärme entzogen, so dass es zu einer Abkühlung der entsprechenden Hautregionen kommt.

Die Farben von Indikatoren in Abhängigkeit vom pH-Wert

Farbindikatoren (lat. indicare, „anzeigen“) sind meist organische Stoffe mit schwach sauren oder basischen Eigenschaften, deren Säure eine andere Farbe als die korrespondierende Base besitzt.

Der Farbwechsel des entsprechenden Indikators geht dabei auf eine Säure-Base-Reaktion zurück, die vereinfacht mit folgender Reaktionsgleichung dargestellt werden kann



Lernvoraussetzungen

Schülerinnen und Schüler

- können anhand von Strukturformeln organischer Stoffe deren Farbigkeit erklären.
- beherrschen die Säure-Base-Theorie nach BRÖNSTED.
- besitzen Kenntnisse zur Berechnung von pH-Werten wässriger Lösungen.

Empfehlungen zum Einsatz

Das vorgeschlagene Experiment kann im Lernbereich „Farbstoffe“ eingesetzt werden. Neben der Darstellung des Zusammenhanges von Struktur und Eigenschaften der Stoffe können wesentliche Grundlagen der Säure-Base-Theorie nach BRÖNSTED wiederholt werden.

Hinweise

Um die Genauigkeit der Messung zu gewährleisten, ist eine Kalibrierung der pH-Sensoren erforderlich.

Die Farben von Indikatoren in Abhängigkeit vom pH-Wert

Farbindikatoren, die bei Säure-Base-Titrationen eingesetzt werden, sind organische Stoffe mit schwach sauren oder basischen Eigenschaften.

Der Farbwechsel des Indikators geht dabei auf eine Säure-Base-Reaktion zurück, die vereinfacht mit folgender Reaktionsgleichung dargestellt werden kann:



Die Farbe des Indikators wird durch das Verhältnis der Konzentrationen der Indikatorsäure (HInd) zur Indikatorbase (Ind⁻) bestimmt. Das menschliche Auge nimmt die reine Farbe wahr, wenn das Verhältnis von Indikatorsäure zu Indikatorbase bzw. umgekehrt 1 : 10 beträgt.

Am Umschlagpunkt des Indikators gilt: $c(\text{HInd}) \approx c(\text{Ind}^-)$.

Ermitteln Sie den jeweiligen Umschlagbereich von Methylrot und Phenolphthalein durch pH-Wertmessungen.

Experiment 1 – Untersuchung von Methylrot

Kalibrieren Sie gegebenenfalls den pH-Sensor.

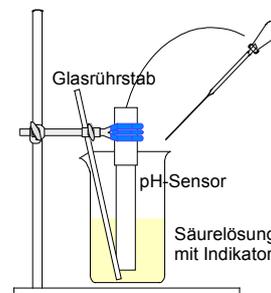
Geben Sie ca. 10 ml Salzsäure der Stoffmengenkonzentration $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ und 4 – 5 Tropfen Methylrot in ein Becherglas.

Bereiten Sie die Versuchsanordnung wie auf nebenstehender Abbildung dargestellt vor.

Füllen Sie die Salzsäure mit destilliertem Wasser soweit auf, dass die Membran des pH-Sensors vollständig in die Flüssigkeit eintaucht.

Geben Sie unter ständigem Rühren tropfenweise Natriumhydroxidlösung der Stoffmengenkonzentration $c(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ solange zu, bis ein eindeutiger Farbwechsel des Indikators erkennbar ist.

Notieren Sie den pH-Wert der wässrigen Lösung beim Farbumschlag des Indikators.



Experiment 2 – Untersuchung von Phenolphthalein

Geben Sie ca. 5 ml Salzsäure der Stoffmengenkonzentration $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ und 4 – 5 Tropfen Phenolphthaleinlösung in ein Becherglas. Bereiten Sie die Versuchsanordnung wie in obiger Abbildung dargestellt vor.

Füllen Sie die Salzsäure mit destilliertem Wasser soweit auf, dass die Membran des pH-Sensors vollständig in die Flüssigkeit eintaucht.

Geben Sie unter ständigem Rühren tropfenweise Natriumhydroxidlösung der Stoffmengenkonzentration $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ solange zu, bis ein eindeutiger Farbwechsel des Indikators erkennbar ist.

Notieren Sie den pH-Wert der wässrigen Lösung beim Farbumschlag des Indikators.

Entfernen Sie den pH-Sensor aus der Lösung und geben Sie Natriumhydroxidlösung ($\omega(\text{NaOH}) \approx 20\%$) unter ständigem Rühren solange zu, bis ein erneuter Farbwechsel des Indikators auftritt.

Auswertung

- 1 Geben Sie die experimentell ermittelten Umschlagpunkte der untersuchten Indikatoren sowie die Farben der Indikatoren in Abhängigkeit des pH-Wertbereiches an.
- 2 Erläutern Sie den allgemeinen Aufbau eines Farbstoffmoleküls nach der Farbstofftheorie von WITT und WIZINGER (Chromophor-Modell).
- 3* Berechnen Sie den Umschlagpunkt von Methylrot.
Vergleichen Sie den berechneten mit dem experimentell ermittelten Wert.
Führen Sie eine Fehlerbetrachtung durch. $K_S(\text{HInd}) = 4 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$
- 4 Ordnen Sie die drei Strukturen von Phenolphthalein den Beobachtungen bei Experiment 2 zu. Begründen Sie Ihre Entscheidung.

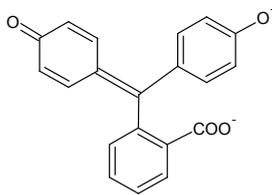


Abbildung 1

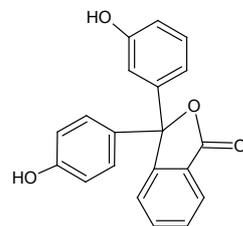


Abbildung 2

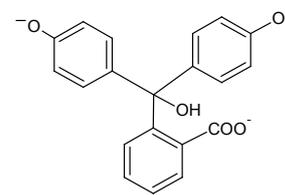


Abbildung 3

Die Farben von Indikatoren in Abhängigkeit vom pH-Wert Lehrermaterial

Geräte

- 2 Bechergläser (V = 100 ml)
- Magnetrührer oder Glasrührstab
- Tropfpipette
- Messzylinder (V = 10 ml)

- pH-Sensor

Chemikalien

- Methylrotlösung (laborüblich)
 - Phenolphthaleinlösung (laborüblich)

 - Salzsäure der Stoffmengenkonzentration $c = 1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$
 - Salzsäure der Stoffmengenkonzentration $c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$
- Pro Versuchsdurchführung werden ca. 10 ml der jeweiligen Säure benötigt.
- Natriumhydroxidlösung der Stoffmengenkonzentration $c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$
 - Natriumhydroxidlösung mit einem Massenanteil von $\omega(\text{NaOH}) \approx 20\%$
- Pro Versuchsdurchführung werden ca. 10 ml der jeweiligen Natriumhydroxidlösung benötigt.

Einstellungen zur Datenaufnahme / Erfassungsmodus

- Es sind keine besonderen Voreinstellungen notwendig.

Lösungen

- 1 Methylrot
Umschlagbereich: 4,4 – 6,2 Farbe: rosa / gelb

Phenolphthalein
Umschlagbereich: 8,3 – 10,0 Farbe: farblos / rot
- 2 Organische Farbstoffe sind aus Molekülen mit großem delokalisiertem π -Elektronensystem aufgebaut.
Das Vorhandensein von Substituenten mit auxochromen (Elektronendonatoren) und antiauxochromen (Elektronenakzeptoren) Eigenschaften führt zur Farbvertiefung.
- 3* $\text{pH} = \text{pK}_s - \lg \frac{c(\text{HA})}{c(\text{A}^-)}$ HENDERSON-HASSELBALCH-Puffergleichung

$\text{pH} = \text{pK}_s$ am Umschlagpunkt gilt: $c(\text{HA}) = c(\text{A}^-)$

$\text{pH} = -\lg \{K_s\}$

$\text{pH} = 5,4$
- 4 $\text{pH} < 8$ farblose Lösung Abbildung 2
zentrales C-Atom ist sp^3 -hybridisiert; kein durchkonjugiertes π -Elektronensystem

$8 < \text{pH} < 12$ rote Lösung Abbildung 1
zentrales C-Atom ist sp^2 -hybridisiert; durchkonjugiertes π -Elektronensystem

$\text{pH} > 12$ farblose Lösung Abbildung 3
zentrales C-Atom ist sp^3 -hybridisiert; kein durchkonjugiertes π -Elektronensystem; Deprotonierung

Hydrolyse von Ethansäureethylester

Die Bezeichnung Verseifung für die Hydrolyse eines Esters mittels Natrium- oder Kaliumhydroxidlösung kommt von der Spaltung der Ester des Glycerins in der Seifensiederei.

Neben dem Glycerin entstehen dabei Salze von verschiedenen Fettsäuren, die auch als Seifen bezeichnet werden.

Die Hydrolyse von Ethansäureethylester unter Verwendung von Natriumhydroxidlösung kann durch eine Leitfähigkeitsmessung verfolgt werden.

Dabei dient Natriumhydroxidlösung als Katalysator und Reaktionspartner.

Lernvoraussetzungen

Schülerinnen und Schüler

- können Reaktionsgleichungen zur Bildung und Hydrolyse von Estern entwickeln.
- haben Kenntnisse über die Ursachen der elektrischen Leitfähigkeit verdünnter, wässriger Lösungen.
- haben Kenntnisse über die Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit von der Konzentration der Ausgangsstoffe.

Empfehlungen zum Einsatz

Das vorgeschlagene Experiment kann bei der Behandlung von Estern oder bei der Untersuchung der Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit von der Konzentration der Ausgangsstoffe eingesetzt werden.

Die zwei vorgeschlagenen Experimente können auch arbeitsteilig durchgeführt und die Ergebnisse zwischen den Arbeitsgruppen ausgetauscht werden.

Hydrolyse von Ethansäureethylester

Die Bezeichnung Verseifung für die Hydrolyse eines Esters mittels Natrium- oder Kaliumhydroxidlösung kommt von der Spaltung der Ester des Glycerins in der Seifensiederei. Neben Glycerin entstehen dabei Salze von verschiedenen Fettsäuren, die auch als Seifen bezeichnet werden.

Untersuchen Sie die Hydrolyse von Ethansäureethylester durch Leitfähigkeitsmessung.

Experiment 1

Messen Sie 100 ml Natriumhydroxidlösung der Stoffmengenkonzentration $c = 0,05 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ ab.

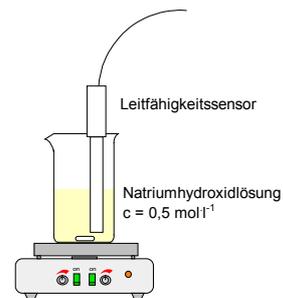
Bereiten Sie die Versuchsanordnung wie in nebenstehender Skizze dargestellt und den Rechner mit angeschlossnem Leitfähigkeitssensor (Messbereich: $0 - 20000 \text{ }\mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$) für eine zeitbasierte Messwerterfassung so vor, dass alle 0,5 Sekunden über einen Zeitraum von 360 Sekunden Daten erfasst werden.

Schalten Sie den Magnetrührer ein und starten Sie die Messung.

Geben Sie nach der Aufnahme erster Messwerte

(ca. 15 Sekunden) 0,5 ml Ester in die Lösung.

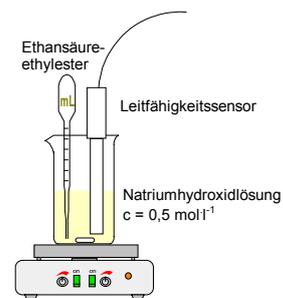
Tauchen Sie dazu die Pipette bis zum Boden des Becherglases ein.



Experiment 2

Wiederholen Sie Experiment 1.

Geben Sie jetzt 1 ml Ethansäureethylester zu der Natriumhydroxidlösung.



Auswertung

Fertigen Sie ein Protokoll unter Einbeziehung nachfolgender Aufgaben an.

- 1 Entwickeln Sie für die Hydrolyse von Ethansäureethylester mittels Natriumhydroxidlösung die Gleichung in Ionenschreibweise.
- 2 Skizzieren Sie die aufgenommenen Graphen in ein Koordinatensystem. Interpretieren Sie die graphische Darstellung.
- 3 Erklären Sie unter Nutzung nachfolgender Tabelle die Veränderung der elektrischen Leitfähigkeit der untersuchten Lösung.

	OH^-	Na^+	CH_3COO^-
Ionenäquivalenzleitfähigkeit bei unendlicher Verdünnung λ in $\text{S}\cdot\text{cm}^2\cdot\text{mol}^{-1}$	199	50	41

- 4* Erklären Sie auftretende Unterschiede zwischen den zwei Versuchsdurchführungen (Experiment 1 und 2).

Hydrolyse von Ethansäureethylester Lehrermaterial

Geräte

- Becherglas (V = 150 ml)
- Messzylinder (V= 100 ml)
- Tropfpipette
- Magnetrührer
- Leitfähigkeitssensor

Chemikalien

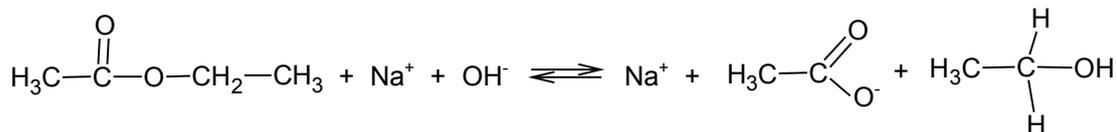
- Natriumhydroxidlösung der Stoffmengen-
konzentration $c = 0,05 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$
 - Ethansäureethylester
- Pro Versuchsdurchführung werden 200 ml Natriumhydroxidlösung und 1,5 ml Ester benötigt.

Einstellungen zur Datenaufnahme / Erfassungsmodus

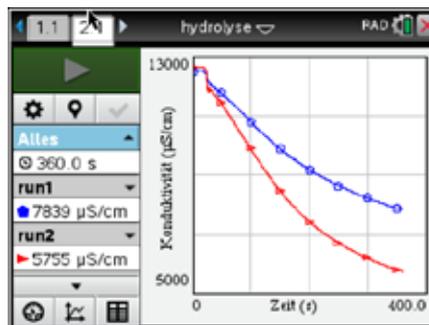
- Zeitbasiert
- Intervall (Sekunden/Stichprobe): 0,5 Dauer (Sekunden): 360

Lösungen

1



- 2 Nach Zugabe des Esters nimmt bei beiden Experimenten die elektrische Leitfähigkeit der jeweils untersuchten Lösung ab. Es ist zu beobachten, dass in vergleichbaren Zeitintervallen die elektrische Leitfähigkeit bei Experiment 2 stärker sinkt.



- 3 Die in der Lösung vorhandenen Hydroxid-Ionen werden verbraucht. Die Konzentration der Natrium-Ionen bleibt während der Versuchsdurchführung konstant. Die gebildeten Acetat-Ionen haben eine wesentlich geringere Ionenäquivalenzleitfähigkeit als die umgesetzten Hydroxid-Ionen. Somit sinkt die elektrische Leitfähigkeit der Lösung bei der Aufspaltung des Esters.
- 4* Durch die Erhöhung der Konzentration eines Ausgangsstoffes (Ethansäureethylester) kommt es zu mehr wirksamen Zusammenstößen der Teilchen der Ausgangsstoffe in vergleichbaren Zeitintervallen. Demzufolge erhöht sich die Reaktionsgeschwindigkeit. In dem durchgeführten Experiment nimmt die elektrische Leitfähigkeit der untersuchten Lösung durch den schnelleren Verbrauch der Hydroxid-Ionen in gleichen Zeitintervallen stärker ab.

Die Löslichkeit von Calciumacetat in Wasser und Ethanol

Spricht man von der Löslichkeit eines Stoffes, so wird im umgangssprachlichen Bereich eigentlich immer die Löslichkeit in Wasser gemeint.

Will man die Löslichkeit verschiedener Stoffe vergleichen, dann ist es notwendig, u. a. das verwendete Lösungsmittel anzugeben.

Lernvoraussetzungen

Schülerinnen und Schüler

- haben Kenntnisse über zwischenmolekulare Kräfte wie z. B. Wasserstoffbrücken.
- sind in der Lage, energetische Erscheinungen bei der Ausbildung von Bindungen und bei der Verdunstung von Stoffen zu erklären.
- können das Lösen von Ionensubstanzen in Wasser erklären und kennen den Begriff „gesättigte Lösung“.

Empfehlungen zum Einsatz

Das vorgeschlagene Experiment kann bei der Behandlung von Stoffeigenschaften wie beispielsweise der Löslichkeit in verschiedenen Lösungsmitteln eingesetzt werden.

Aufgrund der komplexen Zusammenhänge, die in Auswertung der experimentellen Tätigkeit betrachtet werden, ist ein Einsatz in der Sekundarstufe II zu bevorzugen.

Die Löslichkeit von Calciumacetat in Wasser und Ethanol

Die im Handel erhältliche Brennpaste besteht aus einer gesättigten Calciumacetatlösung, die durch Zugabe von Ethanol zu einem Gel erstarrt.

Die Paste wird u. a. für Notkocher im Militärbereich eingesetzt. Diese Sicherheitspaste hat gegenüber Brennspritus den Vorteil, dass sie nicht auslaufen kann.

Untersuchen Sie die Löslichkeit von Calciumacetat in Wasser und Ethanol unter Einbeziehung einer Temperaturmessung.

Experiment

Stellen Sie sich in einem Becherglas eine gesättigte Calciumacetatlösung durch Lösen von 3 g Calciumacetat in 10 ml Wasser her.

Messen Sie 40 ml Ethanol ab.

Bereiten Sie den Rechner mit angeschlossenem Temperatursensor so vor, dass über einem Zeitraum von 180 Sekunden alle 2 Sekunde ein Messwert aufgenommen wird.

Tauchen Sie den Sensor in die gesättigte Calciumacetatlösung und starten Sie die Messung.

Nachdem Sie die 40 ml Ethanol in die Calciumacetatlösung gegeben haben, setzt unmittelbar eine Gelbildung ein. Rühren Sie gegebenenfalls das Stoffgemisch um.

Entnehmen Sie den Temperatursensor nach Abschluss der Gelbildung. Achten Sie darauf, dass geringe Mengen am Temperatursensor haften bleiben.

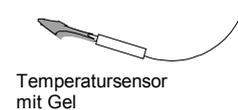
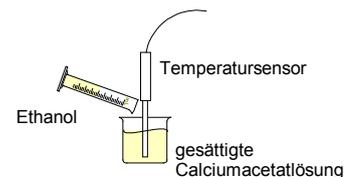
Halten Sie den Sensor solange an der Luft, bis die Messung beendet ist. Wenn keine Temperaturänderung mehr auftritt, kann die Messung auch abgebrochen werden.

*Sie können anschließend das vorhandene Gel auf einer feuerfesten Unterlage entzünden und abbrennen.

Auswertung

Fertigen Sie ein Protokoll unter Einbeziehung nachfolgender Aufgaben an.

- 1 Skizzieren Sie den aufgenommenen Graphen in ein Koordinatensystem. Kennzeichnen Sie den Zeitpunkt, an dem der Temperatursensor aus dem Becherglas genommen wurde. Interpretieren Sie die graphische Darstellung unter Einbeziehung der Beobachtungen.
- 2 Entwickeln Sie für das Lösen von Calciumacetat in Wasser die Gleichung in Ionenschreibweise. Erklären Sie den Lösevorgang eines Ionenkristalls auf Teilchenebene.
- 3 Erklären Sie anhand der LEWIS-Formeln von Wasser und Ethanol das Ausbilden von Wasserstoffbrücken zwischen diesen Molekülen.
- 4 Erläutern Sie die Versuchsergebnisse unter Einbeziehung nachfolgender Angaben:
 - Bei der Verdunstung von Ethanol wird Verdunstungswärme benötigt.
 - Die Ausbildung von neuen Bindungen ist ein exothermer Vorgang.
 - Ethanol geht vom flüssigen in den gasförmigen Aggregatzustand über.
 - Calciumacetat ist schlecht in Ethanol löslich.
 - Calciumacetat ist gut in Wasser löslich.
 - Eine gesättigte Lösung enthält die maximale Menge gelöster Substanz bei einer bestimmten Temperatur.



Die Löslichkeit von Calciumacetat in Wasser und Ethanol Lehrermaterial

Geräte

- Becherglas (V = 100 ml)
- Messzylinder (V = 10 ml / V = 50 ml)
- Waage (Genauigkeit: 0,1 g)
- feuerfeste Unterlage

- Temperatursensor

Chemikalien

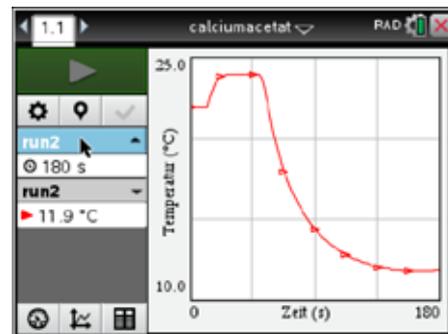
- Calciumacetat
(3 g pro Versuchsdurchführung)
Hinweis: Es können auch 10 ml gesättigte Calciumacetatlösung pro Versuchsdurchführung bereitgestellt werden.
- Ethanol oder Spiritus
(40 ml pro Versuchsdurchführung)

Einstellungen zur Datenaufnahme / Erfassungsmodus

- Zeitbasiert
- Intervall (Sekunden/Stichprobe): 2 Dauer (Sekunden): 180

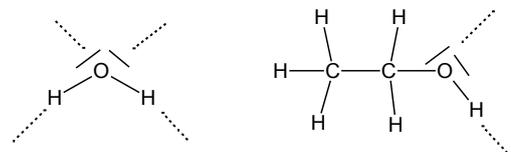
Lösungen

- 1 Während der Gelbildung steigt die Temperatur. Die Ausbildung von neuen Bindungen ist ein exothermer Vorgang. Nach dem Entfernen des Temperatursensors aus dem Gel sinkt die Temperatur. Das Verdunsten einer Flüssigkeit ist ein endothermer Vorgang.



- 2 Wassermoleküle lagern sich entsprechend ihrer Ladungsschwerpunkte an den Ecken und Kanten des Ionenkristalls an. Durch Herabsetzen der Anziehungskräfte zwischen den entgegengesetzt geladenen Teilchen im Ionenkristall werden diese von den Ecken und Kanten beginnend aus dem Kristall herausgelöst. Herausgelöste Ionen werden von Wassermolekülen umlagert (hydratisiert).

- 3 Die Bedingungen für die Ausbildung von Wasserstoffbrücken sind das Vorhandensein von polar gebundenen Wasserstoffatomen und nichtbindenden Elektronenpaaren. In den Wasser- und Ethanolmolekülen sind diese Voraussetzungen jeweils erfüllt.



- 4 Calciumacetat ist gut in Wasser löslich. Die verwendete Lösung ist eine gesättigte Lösung, d. h. sie enthält die maximale Menge an Calciumacetat, die in Wasser gelöst werden kann. Bei Zugabe von Ethanol zur gesättigten Calciumacetatlösung entsteht ein Lösungsmittelgemisch mit einem Überschuss an Ethanol. Es entstehen neue Bindungen zwischen allen vorhandenen Teilchen. Die Ausbildung dieser Bindungen ist ein exothermer Vorgang. Durch die am Ethanol vorhandenen unpolaren Ethylgruppen wird eine Kristallisation von Calciumacetat verhindert. Es kommt zur Gelbildung. Nach dem Herausnehmen des Thermometers verbleibt etwas Gel am Temperatursensor. Aus diesem verdunstet ein Teil des Ethanols. Diese Aggregatzustandsänderung benötigt Wärme (Verdunstungswärme), die der Umgebung entzogen wird. Es kommt zur Temperaturabsenkung.

Fotometrische Messungen

Das Grundprinzip der Fotometrie besteht in der Messung der Absorption von monochromatischer Strahlung, hervorgerufen durch farbige Lösungen.

Da die Absorption von Licht durch farbige Lösungen u. a. von der Konzentration der zu untersuchenden Substanz abhängig ist, kann das Verfahren der Fotometrie zur quantitativen Analyse ausgewählter Stoffe genutzt werden.

Wesentliche Vorteile der Fotometrie sind der geringe Chemikalienverbrauch, die Schnelligkeit der Untersuchung und die große Genauigkeit des Verfahrens.

Lernvoraussetzungen

Schülerinnen und Schüler

- haben Kenntnisse über den Zusammenhang von Absorption und Konzentration.
- kennen die Komplementärfarben.
- haben Einblick in das LAMBERT-BEERSche Gesetz gewonnen.
- haben Kenntnisse zu den Konzentrations-Zeit-Gesetzen chemischer Reaktionen und den daraus abgeleiteten Reaktionsordnungen.

Empfehlungen zum Einsatz

Die vorgeschlagenen Experimente sind überwiegend für Schülerinnen und Schüler der Sekundarstufe II geeignet. Sie können zur Einführung in das analytische Verfahren der Fotometrie und zur Anwendung und Festigung von Wissen aus dem Teilgebiet der chemischen Reaktionskinetik eingesetzt werden.

Das nachfolgende Material kann u. a. zur Organisation eines Stationenlernens genutzt werden.

Für die Durchführung der Experimente ist es hilfreich, wenn immer mindestens zwei Schüler zusammen arbeiten.

Für die experimentelle Tätigkeit inklusive Auswertung aller vorgeschlagenen Experimente sind ca. 90 Minuten einzuplanen.

Alle Experimentieranleitungen sind so gestaltet, dass sie auch einzeln genutzt werden können.

Die nachfolgend beschriebenen Experimente wurden mit dem Vernier-Schüler-Kolorimeter „COL-BTA“ durchgeführt. Dieses bietet die Möglichkeit, fotometrische Messungen bei vier unterschiedlichen Wellenlängen durchzuführen.

Wellenlänge	430 nm	470 nm	565 nm	635 nm
LED-Farbe	violett	blau	grün	rot

Einführung in die Fotometrie

Theoretische Grundlagen

Unter den Verfahren der chemischen Analytik, die auf der Absorption sichtbaren Lichts beruhen, unterscheidet man zwischen Kolorimetrie und Fotometrie:

Kolorimetrie	Fotometrie
Messung mit weißem Licht durch Farbvergleich mit Standard-Lösung	Messung der Absorption der Lösung mit monochromatischem Licht

Quelle: Römpp Lexikon Chemie – Version 2.0, Stuttgart/New York: Georg Thieme Verlag 1999

Kolorimetrie und Fotometrie sind optische Analyseverfahren, die sich durch hohe Genauigkeit, den Verbrauch von geringen Mengen zu untersuchender Substanz und Schnelligkeit auszeichnen.

Diese Verfahren basieren auf der Tatsache, dass die Farbe einer Flüssigkeit u. a. von deren stofflicher Zusammensetzung, Konzentration und somit vom Absorptionsvermögen von Licht entsprechender Wellenlänge abhängig ist.

Eine fotometrische Messung (Lichtmessung) wird in einem Fotometer, dessen prinzipieller schematischer Aufbau (siehe Abbildung 1) aus fünf Bauteilen besteht, durchgeführt. Als Lichtquelle können verschiedene Lampen zum Einsatz kommen.

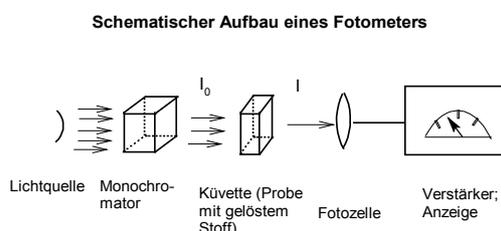


Abbildung 1

Der Monochromator dient dazu, aus dem von der Lichtquelle ausgestrahltem Licht verschiedener Wellenlängen die für die entsprechende Untersuchung notwendige Wellenlänge „durchzulassen“. Im einfachsten Fall können dafür auch Filter verwendet werden.

Das gefilterte Licht gelangt zur Küvette, in der sich die zu untersuchende Probelösung befindet. Da ein Teil des auf die Probelösung treffenden Lichtes (I_0) durch die zu untersuchende Substanz absorbiert wird, ist die Lichtintensität (I) „hinter“ der Küvette geringer als die vor der Probe. In der sich der Küvette anschließenden Photozelle wird Licht in elektrischen Strom umgewandelt, im Messgerät „verarbeitet“ und in der Regel als Transmission (T) oder Extinktion (Absorbance) angezeigt.

Transmission

$$T = \frac{I}{I_0}$$

Extinktion (Absorbance)

$$E = \lg \frac{I_0}{I}$$

Nach dem LAMBERT-BEERSchen Gesetz besteht zwischen der Extinktion und dem Produkt aus der Konzentration eines farbigen Stoffes in einem farblosen Lösungsmittel sowie der Schichtdicke der Probe direkte Proportionalität.

Der Proportionalitätsfaktor (ϵ) wird auch als Extinktionskoeffizient bezeichnet. Er ist eine spezielle Stoffkonstante die für entsprechende Wellenlängen und Lösungsmittel ermittelt werden muss.

LAMBERT-BEERSche Gesetz

$$E = \epsilon \cdot c \cdot d$$

c ... Konzentration in $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$
 d ... Schichtdicke der Küvette in cm
 ϵ ... spezifischer molarer Extinktionskoeffizient

Fotometrische Messungen werden bei der Wellenlänge durchgeführt, bei der die zu untersuchende Substanz ihr größtes Absorptionsvermögen (Extinktion) besitzt.

Die Farbe der Lösung und des verwendeten Lichtes (Lichtquelle) sind Komplementärfarben.

Farbe der Lichtquelle	violett	blau	grün	rot
Farbe der Lösung	gelbgrün	gelb	violett	blau

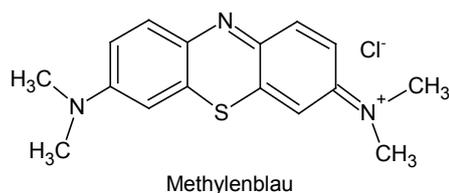
Konzentrationsbestimmung einer Methylenblaulösung durch fotometrische Messungen

Kalibrierung des Kolorimeters; Bestimmung des Absorptionsmaximums von Methylenblau

Der Farbstoff Methylenblau wird u. a. als Färbemittel, in der Medizin als „Gegengift“ bei z. B. Anilinvergiftungen und in der Mikrobiologie zum Anfärben von DNA verwendet.

In der Chemie nutzt man Methylenblau beispielsweise als Redoxindikator.

Im festen Aggregatzustand ist Methylenblau ein dunkelgrünes Pulver. Erst beim Lösen in Wasser tritt die typisch blaue Farbe auf.



Für die Konzentrationsbestimmung einer Methylenblaulösung ist zunächst das Kolorimeter zu kalibrieren und die Wellenlänge zu bestimmen, bei der die Absorption ein Maximum aufweist.

Hinweis: Die Komplementärfarbe von Blau ist Rot.

Experiment

Schließen Sie das Kolorimeter an den Rechner an und bereiten Sie eine Datenaufnahme (Ereignisse mit Eingabe) vor.

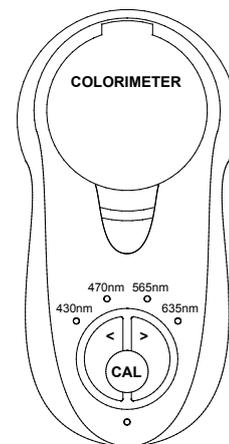
Zunächst ist die Küvette mit destilliertem Wasser zu befüllen und mit den glatten Seiten in den Strahlengang zu bringen.

Prüfen Sie durch Umschalten der Wellenlängen am Kolorimeter, bei welcher Wellenlänge die Absorption am kleinsten ist.

Kalibrieren Sie nun das Kolorimeter durch Drücken der Taste CAL.

Anschließend wird das destillierte Wasser in der Küvette durch eine verdünnte Methylenblau-Lösung ersetzt.

Starten Sie die Messung und ermitteln Sie die Absorptionen bei den vier möglichen Wellenlängen.



Auswertung

Fertigen Sie ein Protokoll an.

Beantworten Sie in der Auswertung des Experimentes nachfolgende Fragen.

- 1 Skizzieren Sie die Versuchsergebnisse in ein Koordinatensystem. Interpretieren Sie die graphische Darstellung.
- 2 Erklären Sie den Zusammenhang zwischen der Farbe der Lösung und der absorbierten Farbe.

Ermitteln der geeigneten Wellenlänge

Lehrermaterial

Geräte

- Kolorimeter
- Küvette

Chemikalien

- Methylenblaulösung (0,002 %)
5 ml pro Versuchsdurchführung
- dest. Wasser

Einstellungen zur Datenaufnahme / Erfassungsmodus

- Ereignisse mit Eingabe (Name: Wellenlänge; Einheit nm)

Lösungen

- 1 Die maximale Absorption tritt bei 635 nm auf.



- 2

Wellenlänge	Lichtfarbe	Komplementärfarbe (Farbe der Lösung)
580 – 595 nm	gelb	blau
595 – 650 nm	orange	grünlichblau

Die maximale Absorption tritt bei der jeweiligen Komplementärfarbe auf. Die blaue Lösung absorbiert somit am stärksten im gelb-orangen Bereich. Dies entspricht einer Wellenlänge von 580 nm bis 650 nm.

Von den einstellbaren Wellenlängen des Kolorimeters erfolgt die größte Absorption bei 635 nm.

Konzentrationsbestimmung einer Methylenblaulösung durch fotometrische Messungen

Untersuchen Sie experimentell den Zusammenhang zwischen Konzentration und Absorption verschieden konzentrierter Methylenblau-Lösungen.
Bestimmen Sie die Konzentration einer unbekanntes Methylenblaulösung.

Erstellen einer Kurve mittels verschiedener Proben von Methylenblau

Experiment 1

Stellen Sie sich in 9 Küvetten Lösungen von Methylenblau verschiedener Konzentrationen her.

Küvette	1	2	3	4	5	6	7	8	9
Tropfenanzahl Methylenblaulösung	0	1	2	3	4	5	10	20	40

Füllen Sie anschließend die Küvetten mit destilliertem Wasser bis zur gleichen Höhe auf.

Schließen Sie das Kolorimeter an den Rechner an und bereiten Sie eine Datenaufnahme (Ereignisse mit Eingabe) vor.

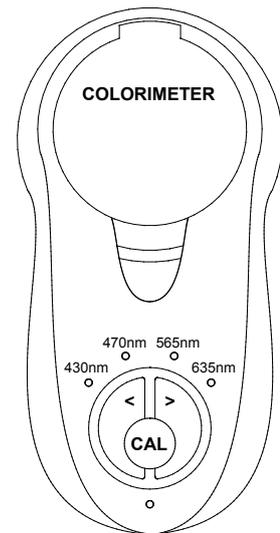
Stellen Sie die Küvette 1 in das Kolorimeter und wählen Sie die Wellenlänge 635 nm aus.

Kalibrieren Sie das Kolorimeter durch Drücken der Taste CAL.

Messen Sie anschließend die Absorption.

Wiederholen Sie die Messungen mit den weiteren acht Lösungen.

Achten Sie darauf, dass als Ereignis immer die Gesamttropfenanzahl an Methylenblaulösung eingegeben wird.



Auswertung

Fertigen Sie ein Protokoll an.

Beantworten Sie in der Auswertung des Experimentes nachfolgende Fragen.

- 1 Skizzieren Sie die Versuchsergebnisse in ein Koordinatensystem. Interpretieren Sie die graphische Darstellung.
- 2 Erläutern Sie den Zusammenhang zwischen der Konzentration der Lösung und der Absorption mithilfe des LAMBERT-BEERSchen-Gesetzes.
- 3 Geben Sie einen funktionalen Zusammenhang zwischen der Tropfenanzahl der Lösung und der Absorption an.

Konzentrationsbestimmung einer Methylenblaulösung

Ermitteln Sie die Tropfenanzahl an Methylenblau in der unbekanntes Lösung mithilfe Ihrer Versuchsergebnisse aus Experiment 1.

Experiment 2

Stellen Sie die Küvette mit der unbekanntes Lösung in das Kolorimeter und messen Sie die Absorption.

Berechnen Sie unter Nutzung der Versuchsergebnisse aus Experiment 1, Aufgabe 3 die Tropfenanzahl von Methylenblau in der untersuchten Probe.

Aufnehmen einer Eichkurve Lehrermaterial

Geräte

- Tropfpipette
- Kolorimeter
- 10 leere Küvetten

Chemikalien

- Methylenblau-Stammlösung (0,002 %)
- dest. Wasser
- eine Küvette mit Methylenblaulösung unbekannter Tropfenzahl als Analyse (unbekannte Lösung)

Pro Versuchsdurchführung werden nur wenige Tropfen Methylenblau-Stammlösung benötigt.

Hinweise zur Versuchsdurchführung

Die Küvetten 1 – 9 können durch den Lehrer einmal vorbereitet und den Schülern für mehrere Versuchsdurchgänge fertig zur Verfügung gestellt werden. In einer 10. Küvette ist eine Lösung mit einer für den Schüler unbekanntem Tropfenanzahl an Methylenblau vorzubereiten.

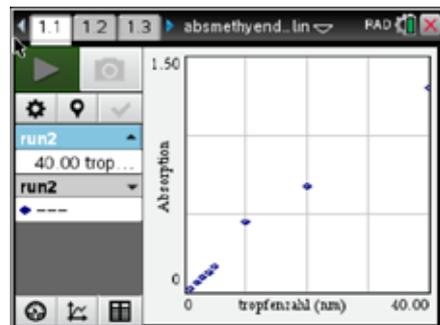
Einstellungen zur Datenaufnahme / Erfassungsmodus

- Wellenlänge 635 nm
- Ereignisse mit Eingabe (Name: Wellenlänge; Einheit nm)

Lösungen

Experiment 1 (Erstellen einer Kalibrierkurve mittels verschiedener Proben von Methylenblau)

- 1 Die Absorption steigt mit zunehmender Tropfenanzahl an Methylenblaulösung linear an.



- 2 Durchdringt ein Lichtstrahl eine farbige Lösung, so verliert er durch Absorption an Intensität. Die Intensitätsabnahme ist nach dem LAMBERT-BEER-Gesetz proportional zur Konzentration der Lösung und der Schichtdicke der Probe, die das Licht durchdringt.

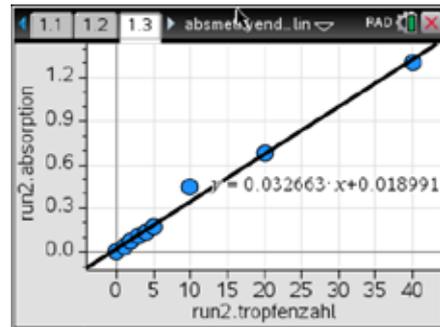
$$E = \lg \frac{I_0}{I} = \varepsilon \cdot c \cdot d$$

- E ... Extinktion
- I_0 ... Intensität des eingestrahnten Lichtes
- I ... Intensität des Lichtes nach Durchgang durch die Probe
- c ... Konzentration der Probelösung
- ε ... molarer Extinktionskoeffizient
- d ... Schichtdicke der Küvette

- 3 Mithilfe der zur Verfügung stehenden Regression kann eine Funktionsgleichung für die lineare Funktion ermittelt werden.

Die Gleichung lautet:

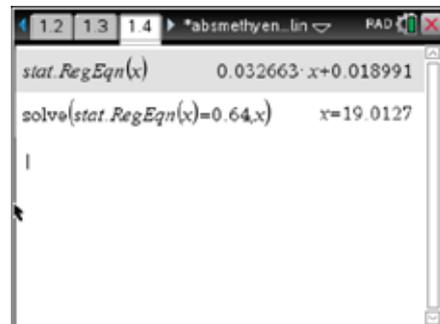
$$y = 0,0326 \cdot x + 0,02$$



Experiment 2 (Konzentrationsbestimmung einer Methylenblaulösung)

Für die Lösung „unbekannter Konzentration“ wird ein Absorptionswert von 0,64 gemessen.

Diese Absorption entspricht einer Konzentration von ca. 19 Tropfen Methylenblaulösung.



Die Reaktionsordnung einer chemischen Reaktion

Die Reaktionsgeschwindigkeit einer chemischen Reaktion hängt u. a. von den speziellen Eigenschaften der reagierenden Stoffe, von deren Konzentration, der Temperatur und dem Druck ab.

Die Konzentrationsabhängigkeit einer chemischen Reaktion wird durch das Geschwindigkeitsgesetz mathematisch beschrieben.

Geschwindigkeitsgesetz

$$A \longrightarrow B \quad v = - \frac{\Delta c(A)}{\Delta t} = k \cdot c^m(A)$$

Den Proportionalitätsfaktor k bezeichnet man als Geschwindigkeitskonstante der chemischen Reaktion. Er ist eine charakteristische, temperaturabhängige Größe, die immer experimentell bestimmt werden muss.

Die Reaktionsordnung einer chemischen Reaktion beschreibt die Konzentrationsabhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit. Sie gibt an, in welcher Potenz die Reaktionsgeschwindigkeit von der Konzentration eines Stoffes oder dem Produkt der Konzentrationen mehrerer Stoffe abhängt. Es ist zu beachten, dass die Reaktionsordnung nicht in direktem Zusammenhang mit der Stöchiometrie einer chemischen Reaktion steht.

Reaktion erster Ordnung

$$2 \text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$$

$$v \sim c(\text{H}_2\text{O}_2) \quad v = k \cdot c(\text{H}_2\text{O}_2)$$

$$v = - \frac{dc}{dt} = k \cdot c \quad \text{Integration}$$

$$\int \frac{1}{c} dc = -k \int dt \quad \ln c = -k \cdot t + c$$

Zur Ermittlung der Reaktionsordnung wird die Konzentrationsänderung eines Reaktionsteilnehmers in Abhängigkeit von der Zeit bestimmt. Aus den ermittelten Messwerten lassen sich mittels mathematischer Modelle Rückschlüsse auf die vorliegende Reaktionsordnung ziehen.

für $t = 0, c = c_0$ folgt: $c = \ln c_0$ und

$$c = c_0 \cdot e^{-k \cdot t}$$

Die grafische Darstellung der Extinktion in Abhängigkeit von der Zeit ergibt somit eine Exponentialfunktion.

Bei chemischen Reaktionen mit charakteristischen Farbänderungen der Lösung kann die Konzentrationsänderung des farbgebenden Ausgangsstoffs oder Reaktionsprodukts in Abhängigkeit von der Zeit fotometrisch erfasst und ausgewertet werden.

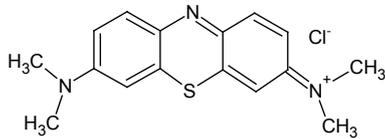
Aus den integrierten Formen der einzelnen Zeitgesetze leiten sich Möglichkeiten der graphischen Darstellung einzelner Größen in Abhängigkeit von der Zeit ab (siehe Tabelle). Ergeben die Graphen eine Gerade, so verläuft die untersuchte Reaktion nach dem entsprechenden Zeitgesetz. Aus dem Anstieg der linearen Funktionen kann die Geschwindigkeitskonstante k ermittelt werden.

Zeitgesetz	differenzielle Form	Integrierte Form	Linearer Plot	Steigung der Geraden
0. Ordnung	$-\frac{dc}{dt} = k$	$c = -k \cdot t + c_0$	$c - t$ – Diagramm	$-k$
1. Ordnung	$-\frac{dc}{dt} = k \cdot c$	$c = c_0 \cdot e^{-k \cdot t}$	$\ln(c) - t$ – Diagramm	$-k$
2. Ordnung	$-\frac{dc}{dt} = k \cdot c^2$	$\frac{1}{c} = k \cdot t + \frac{1}{c_0}$	$\frac{1}{c} - t$ – Diagramm	k

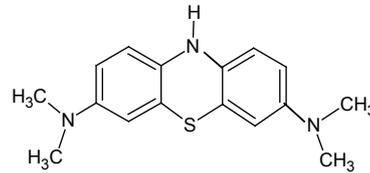
Konzentrationsverlauf während des Blue-Bottle-Versuchs

Gibt man in ein Reaktionsgefäß Methylenblaulösung und eine basische Glucose-Lösung, so reduziert diese den Farbstoff zu farblosem Leukomethylenblau.

Schüttelt man das Reaktionsgefäß, so diffundiert ein Teil des im Gefäß enthaltenen Luftsauerstoffes in die Lösung und oxidiert Leukomethylenblau zu blauem Methylenblau.



Methylenblau



Leukomethylenblau

Untersuchen Sie unter Nutzung eines Kolorimeters den zeitlichen Verlauf der Reduktion von Methylenblau durch Glucose. Ermitteln Sie die vorliegende Reaktionsordnung.

Experiment

Bereiten Sie den Rechner und das Kolorimeter zur Datenaufnahme vor. Nehmen Sie die Einstellungen so vor, dass die Absorption über einen Zeitraum von 80 Sekunden alle 2 Sekunden gemessen wird.

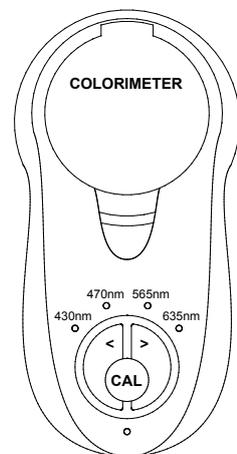
Setzen Sie eine Küvette mit destilliertem Wasser in das Kolorimeter und stellen Sie die Wellenlänge 635 nm ein. Kalibrieren Sie das Kolorimeter durch Drücken der Taste CAL.

Stellen Sie in einem Reagenzglas eine Lösung aus einem Spatellöffel Glucose und ca. 10 ml Natronlauge mit einem Massenanteil von $\omega(\text{NaOH}) \approx 10\%$ her.

Füllen Sie eine Küvette zur Hälfte mit Methylenblaulösung (0,002 %)

und geben Sie 1 ml Natronlauge-Glucose-Lösung dazu. Durchmischen Sie die beiden Lösungen nach dem Verschließen der Küvette vorsichtig.

Stellen Sie diese Küvette in das Kolorimeter und starten Sie die Messung.



Auswertung

Fertigen Sie ein Protokoll an.

Beantworten Sie in der Auswertung des Experimentes nachfolgende Fragen.

- 1 Skizzieren Sie die Versuchsergebnisse in ein Koordinatensystem. Interpretieren Sie die graphische Darstellung.
- 2 Ermitteln Sie die Reaktionsordnung für die Oxidation des Farbstoffes in dem Intervall mit der höchsten Reaktionsgeschwindigkeit.

Hinweis:

Die Reaktionsordnung, bezogen auf den untersuchten Stoff, kann aus der graphischen Darstellung verschiedener Größen (siehe Tabelle) in Abhängigkeit von der Zeit ermittelt werden. Ergibt die Darstellung eine Gerade, so verläuft die Reaktion nach dem entsprechenden Zeitgesetz. Aus dem Anstieg der linearen Funktionen kann die Geschwindigkeitskonstante k ermittelt werden.

	0. Ordnung	1. Ordnung	2. Ordnung
Darstellungen zur Ermittlung der Reaktionsordnung	$c - t$ - Diagramm	$\ln(c) - t$ - Diagramm	$\frac{1}{c} - t$ - Diagramm
Anstieg der Geraden	$-k$	$-k$	k

- 3* Erläutern Sie die unterschiedlichen Farben von Methylenblaulösung und Leukomethylenblaulösung unter Einbeziehung der oben angegebenen Strukturformeln.

Konzentrationsverlauf während des Blue-Bottle-Versuchs

Lehrermaterial

Geräte

- Reagenzglas, Reagenzglasständer
- Spatel

- Kolorimeter
- eine Küvette

Chemikalien

- Glucose
1 Spatel pro Versuchsdurchführung
- Natriumhydroxidlösung mit einem Massenanteil $\omega(\text{NaOH}) \approx 10\%$
10 ml pro Versuchsdurchführung
- Methylenblaulösung (0,002 %)
10 Tropfen pro Versuchsdurchführung
- dest. Wasser

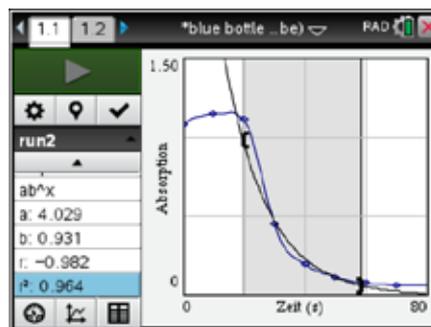
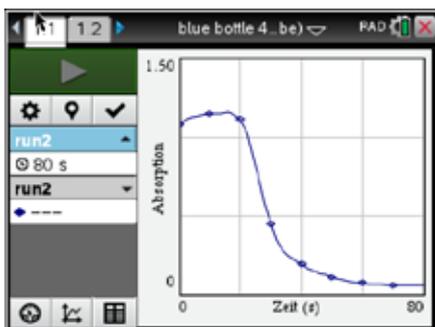
Einstellungen zur Datenaufnahme / Erfassungsmodus

- Wellenlänge 635 nm
- Zeitbasiert
- Intervall (Sekunden/Stichprobe): 2 Dauer (Sekunden): 80

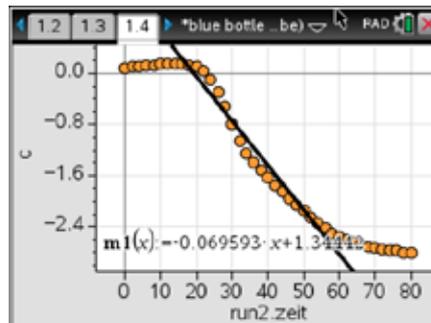
Lösungen

- 1 Nachdem die gemessene Absorption über einem kurzen Zeitintervall relativ konstant bleibt, fällt sie anschließend stark ab. Dieser zweite Kurvenabschnitt ergibt sich aus dem Zerfallsprozess des Farbstoffes. Durch die Nutzung der zur Verfügung stehenden Regressionsmodelle kann eine Funktionsgleichung für das ausgewählte Intervall ermittelt werden.

Aus der Darstellung der aufgenommenen Messwerte lässt sich eine Exponentialfunktion vermuten. Die durchgeführte Regression ($f(x) = 4,03 \cdot 0,931^x$) bestätigt diese Vermutung.



- 2 Die Darstellung des natürlichen Logarithmus der Absorption in Abhängigkeit von der Zeit ergibt im ausgewählten Intervall eine Gerade. Somit verläuft die untersuchte Reaktion nach dem Zeitgesetz einer Reaktion erster Ordnung. Der Anstieg der Geraden entspricht $-k$.
 $k = 0,07 \frac{1}{s}$



- 3* Durch die Oxidation von Methylenblau wird das konjugierte π -Elektronensystem am Stickstoffatom unterbrochen. Somit kommt es zur Entfärbung.

Bestimmung der molaren Hydratationsenthalpie von Kupfer(II)-sulfat

Verschiedene Salze können in ihrem Ionengitter Wasser durch koordinative Bindungen einlagern. Diese Verbindungen werden auch als Hydrate bezeichnet.

Das Kristallwasser ist meist nur locker gebunden und entweicht beim Erhitzen. Das blaue Kupfer(II)-sulfat-Pentahydrat wird bei diesem Vorgang zu grauem Kupfer(II)-sulfat.

Kupfer(II)-sulfat-Pentahydrat und Kupfer(II)-sulfat unterscheiden sich u. a. in ihrer Lösungsenthalpie.

Im nachfolgenden Experiment soll die Hydratationsenthalpie bei der Umwandlung von Kupfer(II)-sulfat zu Kupfer(II)-sulfat-Pentahydrat mittels kalorimetrischer Messungen und unter Nutzung des Satzes von HESS bestimmt werden.

Lernvoraussetzungen

Schülerinnen und Schüler

- haben Kenntnisse über den Bau von Ionensubstanzen.
- kennen den Satz von HESS.
- können Reaktionsenthalpien berechnen.
- beherrschen kalorimetrische Messungen.

Empfehlungen zum Einsatz

Das Experiment kann z. B. bei der Behandlung von Lösungsenthalpien im Zusammenhang mit energetischen Betrachtungen bei chemischen Reaktionen eingesetzt werden.

Bestimmung der molaren Hydratationsenthalpie von Kupfer(II)-sulfat

Es gibt Salze, die in ihrem Kristallgitter genau definierte Mengen an Wasser, sogenanntes Kristallwasser, einlagern können. Dabei ändert sich häufig auch ihre Farbe. Die Salze bleiben jedoch trotz ihres hohen Wassergehaltes fest. Sie werden auch als Salzhydrate bezeichnet. Ein Beispiel dafür ist Kupfer(II)-sulfat. Wasserfreies Kupfer(II)-sulfat (CuSO_4) ist grau, kristallwasserhaltiges Kupfer(II)-sulfat-Pentahydrat ($\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$) blau.

Aufgrund der Farbveränderung nutzt man wasserfreies Kupfersulfat zum Nachweis geringer Mengen von Wasser.

Unter Anwendung des Satzes von HESS kann die molare Hydratationsenthalpie, also die Energie, die bei der Ausbildung der Hydrathülle der Ionen im Salzhydrat frei wird, bestimmt werden.

Aufgabe

Ermitteln Sie durch eine kalorimetrische Messung die Temperaturänderung beim Lösen von wasserfreiem Kupfer(II)-sulfat und Kupfer(II)-sulfat-Pentahydrat.

Vorbereitung

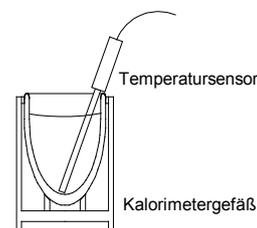
- 1 Wiegen Sie 1 g wasserfreies Kupfer(II)-sulfat ab.

Hinweis: Steht Ihnen kein wasserfreies Kupfer(II)-sulfat zur Verfügung, so erhitzen Sie ca. 3 g Kupfer(II)-sulfat-Pentahydrat mit nichtleuchtender Flamme auf einem Porzellanschiffchen solange, bis die Stoffprobe vollständig grau ist. Wiegen Sie anschließend 1 g der entwässerten, abgekühlten Substanz ab.

- 2 Bereiten Sie den Rechner mit angeschlossenem Temperatursensor so vor, dass über einen Zeitraum von 60 Sekunden pro Sekunde ein Messwert aufgenommen wird.

Experiment 1

Geben Sie genau 100 ml deionisiertes Wasser in ein Kalorimetergefäß. Nachdem Sie den Sensor in das Wasser gestellt haben und eine konstante Temperatur angezeigt wird, starten Sie die Messung. Geben Sie anschließend unter Rühren zügig 1 g wasserfreies Kupfer(II)-sulfat in die Lösung. Speichern Sie die Messwerte.



Experiment 2

Wiederholen Sie das Experiment 1 mit 1 g Kupfer(II)-sulfat-Pentahydrat.

Auswertung

Fertigen Sie ein Protokoll an.

Bearbeiten Sie zur Auswertung des Experimentes nachfolgende Aufgaben.

- 1 Definieren Sie die Begriffe Hydratations- und Lösungsenthalpie.
- 2 Berechnen Sie unter Verwendung ihrer Messergebnisse die molaren Lösungsenthalpien $\Delta_L H$ von wasserfreiem und kristallwasserhaltigem Kupfer(II)-sulfat.
- 3 Berechnen Sie die molare Hydratationsenthalpie, die bei der Einlagerung von Kristallwasser auftritt. Veranschaulichen Sie den Rechenweg graphisch.
- 4 Führen Sie eine Fehlerbetrachtung durch.
- 5 Erörtern Sie den möglichen Einsatz von wasserfreiem Kupfersulfat als Energiespeicher.
- 6* Bei zu starkem Erhitzen kann Kupfer(II)-sulfat zersetzt werden. Dabei entsteht u. a. ein Gas, das zur Schwefelsäureherstellung benötigt wird. Entwickeln Sie die Reaktionsgleichung für die thermische Zersetzung von Kupfer(II)-sulfat.

Bestimmung der molaren Hydratationsenthalpie von Kupfer(II)-sulfat Lehrermaterial

Geräte

- Magnetrührer/großer Rührfisch oder Glasrührstab
- Messzylinder (V = 100 ml)
- Kalorimetergefäß
- Waage (Genauigkeit: 0,01g)
- Temperatursensor

Chemikalien

- deionisiertes Wasser (200 ml pro Versuchsdurchführung)
- wasserfreies Kupfer(II)-sulfat; frisch entwässert (1 g pro Versuchsdurchführung)
- Kupfer(II)-sulfat-Pentahydrat (1 g pro Versuchsdurchführung)

Zur Entwässerung von Kupfer(II)-sulfat-Pentahydrat

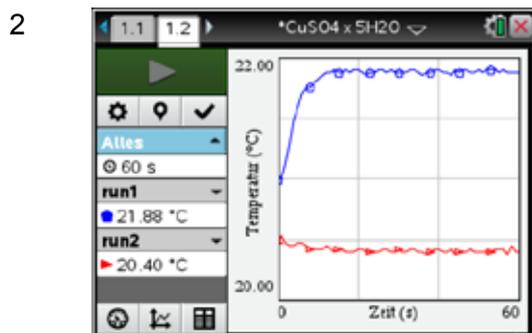
- Brenner
- Tiegelzange
- Porzellanschiffchen

Einstellungen zur Datenaufnahme / Erfassungsmodus

- Zeitbasiert
- Intervall (Sekunden/Stichprobe): 1 Dauer (Sekunden): 60

Lösungen

- 1 Molare Lösungsenthalpie ($\Delta_L H$)
... Enthalpieänderung, die beim Lösen eines Mols eines Stoffes in einem Lösungsmittel auftritt.
Molare Hydratationsenthalpie ($\Delta_H H$)
... Enthalpieänderung, die bei der Umlagerung eines Mols freibeweglicher Ionen durch Wassermoleküle auftritt.



Run 1 (Lösen von Kupfer(II)-sulfat)
Anfangstemperatur: $\vartheta(A) = 20,99 \text{ °C}$
Endtemperatur: $\vartheta(E) = 21,91 \text{ °C}$
 $\Delta T = 0,92 \text{ K}$

Run 2 (Lösen von Kupfer(II)-sulfat-Pentahydrat)
Anfangstemperatur: $\vartheta(A) = 20,53 \text{ °C}$
Endtemperatur: $\vartheta(E) = 20,37 \text{ °C}$
 $\Delta T = -0,16 \text{ K}$

Kupfer(II)-sulfat

$$\Delta T = 0,92 \text{ K} \qquad m(\text{Lösung}) = 101 \text{ g} \qquad c_p(\text{H}_2\text{O}) = 4,19 \text{ J} \cdot (\text{K} \cdot \text{g})^{-1}$$

$$n(\text{CuSO}_4) = 6,27 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\Delta_L H = - \frac{c_p \cdot m(\text{Lösung}) \cdot \Delta T}{n} \qquad \Delta_L H_{(1)} = - \frac{4,19 \text{ J} \cdot 101 \text{ g} \cdot 0,92 \text{ K}}{6,27 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{g} \cdot \text{K}}$$

$$\Delta_L H_{(1)} = -62,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

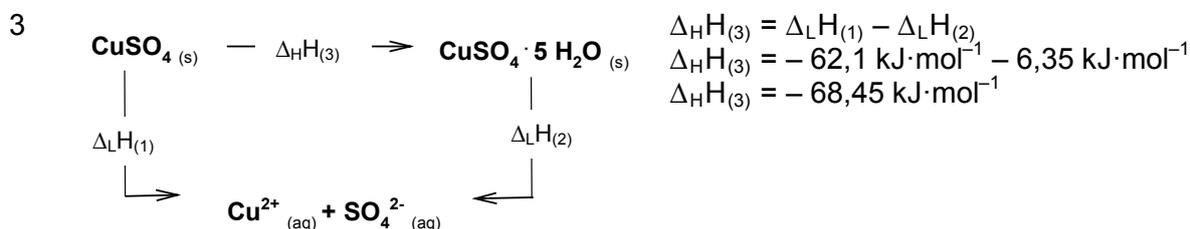
Kupfer(II)-sulfat-Pentahydrat

$\Delta T = -0,16 \text{ K}$ $m(\text{Lösung}) = 101 \text{ g}$ $c_p(\text{H}_2\text{O}) = 4,19 \text{ J} \cdot (\text{K} \cdot \text{g})^{-1}$

$n(\text{CuSO}_4) = 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

$$\Delta_L H = - \frac{c_p \cdot m(\text{Lösung}) \cdot \Delta T}{n} \qquad \Delta_L H_{(2)} = - \frac{4,19 \text{ J} \cdot 101 \text{ g} \cdot (-0,16) \text{ K}}{4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{g} \cdot \text{K}}$$

$\Delta_L H_{(2)} = 6,35 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

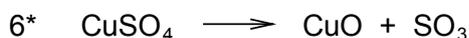


4 Literaturwerte:

$\Delta_L H(\text{CuSO}_4) = -67 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ $\Delta_L H(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}) = 11 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

Die jeweiligen Abweichungen der experimentell ermittelten Werte zu den Literaturwerten sind u. a. auf Messungenauigkeiten und auf die Vernachlässigung des Kalorimeterwertes zurückzuführen.

5 Kupfersulfat ist als Wärmespeicher geeignet.
 Man könnte theoretisch das Kupfer(II)-sulfat mithilfe von Sonnenenergie trocknen und es dann, vor Luftfeuchtigkeit geschützt, einlagern, um es später zu nutzen.
 Es könnten zwei Kreisläufe, ein Reaktions- und ein Wärmeaufnahmekreislauf, die über einen Wärmeaustauscher verbunden sind, gekoppelt werden.



Thermometrische Titration von Kupfer(II)-sulfat- mit Natriumhydroxidlösung

Die Bestimmung des Äquivalenzpunktes bei Titrationsen kann auf unterschiedlichen Wegen erfolgen.

Da die Fällung von Kupfer(II)-hydroxid exotherm verläuft, kann die Endpunktbestimmung der nachfolgend vorgeschlagenen Titration mittels Temperaturmessung durchgeführt werden.

Die Temperaturabsenkung nach Überschreitung des Temperaturmaximums ist auf die Zugabe weiterer Natriumhydroxidlösung und auf die einsetzende Bildung des Tetrahydroxocuprat-Komplex-Ions zurückzuführen.

Lernvoraussetzungen

Schülerinnen und Schüler

- haben Kenntnisse über den energetischen Verlauf chemischer Reaktionen.
- besitzen Kenntnisse über Fällungsreaktionen und das Aufstellen entsprechender Reaktionsgleichungen in Ionenschreibweise.
- beherrschen die Titration als maßanalytisches Verfahren.

Empfehlungen zum Einsatz

Das vorgeschlagene Experiment kann im Zusammenhang mit der Behandlung von Löslichkeitsgleichgewichten oder in Lernbereichen, wo energetische Betrachtungen bei chemischen Reaktionen im Mittelpunkt stehen, durchgeführt werden.

Ebenso ist es geeignet, im Rahmen der Behandlung maßanalytischer Verfahren als ein weiteres Beispiel für eine Titration vorzustellen.

Thermometrische Titration von Kupfer(II)-sulfat- mit Natriumhydroxidlösung

Bestimmen Sie die Stoffmengenkonzentration einer Kupfer(II)-sulfatlösung durch Titration mit einer Natriumhydroxidlösung unter Verwendung eines Temperatursensors.

Vorüberlegungen

- 1 Entwickeln Sie die Gleichung für die Reaktion von Kupfer(II)-sulfat- mit Natriumhydroxidlösung in Ionenschreibweise.
- 2 Kennzeichnen Sie an der Reaktionsgleichung, dass es sich um eine exotherme Reaktion handelt. Erklären Sie, was unter einem exothermen Reaktionsverlauf zu verstehen ist.

Versuchsdurchführung

Bereiten Sie den Rechner (Ereignisse mit Eintrag) zur Datenaufnahme vor.

Geben Sie 10 ml der Analysenlösung in ein Kalorimetergefäß.

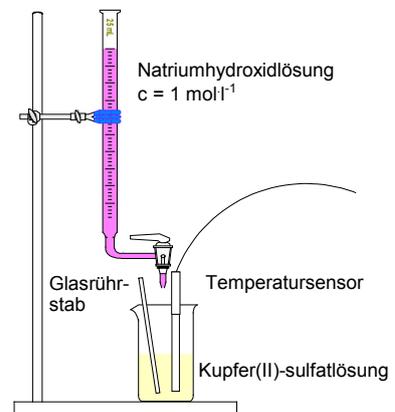
Bestimmen Sie die Temperatur der Lösung.

Versetzen Sie vorsichtig und unter Rühren die Kupfer(II)-sulfatlösung 7-mal mit je 5 ml Natriumhydroxidlösung ($c = 1 \text{ mol l}^{-1}$).

Messen Sie nach jeder Zugabe die Temperatur.

Achten Sie darauf, dass als Ereignis immer das Gesamtvolumen an zugegebener Lösung eingegeben werden muss.

- Hinweise:*
- Die gegebenen Lösungen müssen die gleiche Temperatur besitzen.
 - Um genaue Messwerte zu erhalten, ist ein zügiges Arbeiten notwendig.



Auswertung

Fertigen Sie ein Protokoll unter Einbeziehung nachfolgender Aufgaben an.

- 3 Notieren Sie Ihre Beobachtungen.
- 4 Stellen Sie die aufgenommenen Messwerte graphisch dar. Interpretieren Sie diese Darstellung.
- 5 Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration der Kupfer(II)-sulfatlösung.

Thermometrische Titration von Kupfer(II)-sulfat- mit Natriumhydroxidlösung

Lehrermaterial

Geräte

- Becherglas (V = 100 ml, hohe Form)
- Magnetrührer oder Glasrührstab
- Bürette (V = 50 ml)
- Messzylinder (V = 25 ml)
- Temperatursensor

Chemikalien

- Kupfer(II)-sulfatlösung der Stoffmengen-
konzentration $c \approx 0,5 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$;
10 ml pro Versuchsdurchführung
 - Natriumhydroxidlösung der Stoffmengen-
konzentration $c = 1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$;
ca. 40 ml pro Versuchsdurchführung
- Die angegebenen Lösungen müssen die gleiche Temperatur besitzen.

Einstellungen zur Datenaufnahme / Erfassungsmodus

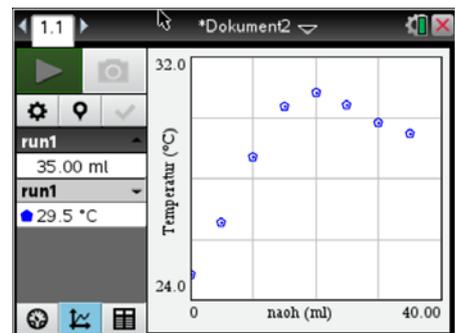
- Ereignis mit Eingabe (Name: Volumen; Einheit: ml)

Lösungen

- 1 $\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{Na}^+ + 2 \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{OH})_2 + 2 \text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
- 2 $\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{Na}^+ + 2 \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{OH})_2 + 2 \text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} \quad \Delta_R H < 0$

Bei einer exothermen Reaktion wird beispielsweise chemische Energie der Ausgangsstoffe in thermische Energie umgewandelt und in Form von Wärme abgegeben.

- 3 Nach Zugabe der Natriumhydroxidlösung kommt es zum Ausfall eines Niederschlags.
- 4 Bei Zugabe von Natriumhydroxidlösung zur Kupfer(II)-sulfatlösung ist zuerst ein Temperaturanstieg zu erkennen. Dieser ist auf die exotherm verlaufende Ausfällung von Kupfer(II)-hydroxid zurückzuführen. Das Temperaturmaximum ist nach Zugabe von 20 ml Natriumhydroxidlösung erreicht. Dies entspricht dem Äquivalenzpunkt.



Nach der Überschreitung des Maximums kommt es zur langsamen Abkühlung der Lösung. Da die Fällung zum Erliegen gekommen ist, kühlt sich die Lösung bei weiterer Zugabe von Natriumhydroxidlösung durch den Mischungseffekt ab.

- 5
$$\frac{n(\text{CuSO}_4)}{n(\text{OH}^-)} = \frac{1}{2}$$

$$c(\text{CuSO}_4) = \frac{c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})}{2 \cdot V(\text{CuSO}_4)} \quad c(\text{CuSO}_4) = 0,5 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$$

Potenziometrische Bestimmung von Halogenid-Ionenkonzentrationen

Die Potenziometrie ist ein maßanalytisches Verfahren, welches auf der Konzentrationsabhängigkeit des elektrochemischen Potentials beruht.

Der Vorteil dieses Analyseverfahrens gegenüber Titrations mit Indikatoren liegt u. a. darin, dass in trüben oder farbigen Lösungen gearbeitet werden kann. Außerdem können Analysen, für die kein geeigneter Indikator zur Verfügung steht, durchgeführt werden.

Lernvoraussetzungen

Schülerinnen und Schüler

- kennen die Titration als maßanalytisches Verfahren.
- haben Kenntnisse über den Aufbau und die Funktionsweise galvanischer Elemente.
- können die Konzentrationsabhängigkeit von Elektrodenpotentialen und Zellspannungen mithilfe der NERNST-Gleichung erklären.
- beherrschen das Löslichkeitsprodukt und sind in der Lage, Aussagen zu Ionenkonzentrationen abzuleiten.

Empfehlungen zum Einsatz

Das vorgeschlagene Experiment kann zur Demonstration der Konzentrationsabhängigkeit von Redoxpotentialen oder zur Bestimmung von Halogenid-Ionenkonzentrationen eingesetzt werden.

Für besonders leistungsstarke Schülerinnen und Schüler besteht die Möglichkeit, Ionenkonzentrationen aus ermittelten Spannungen unter Nutzung der NERNST-Gleichung zu berechnen.

Potenziometrische Bestimmung von Halogenid-Ionenkonzentrationen

Die Potenziometrie ist ein maßanalytisches Verfahren, das auf der Konzentrationsabhängigkeit des elektrochemischen Potentials beruht. Es ist besonders zur Bestimmung geringer Ionenkonzentrationen geeignet.

Für dieses Analyseverfahren benötigt man ein galvanisches Element mit zwei separaten Halbzellen, die über einen Stromschlüssel miteinander verbunden sind.

Die sogenannte Referenzelektrode (Referenzhalbzelle) ist so zu wählen, dass sie ein konstantes Elektrodenpotential besitzt. In der zweiten Halbzelle wird eine Potenzialänderung durch eine chemische Reaktion, die die Stoffmengenkonzentration der zu untersuchenden Ionen verändert, hervorgerufen. Diese Veränderung wird über die gemessene Spannung des galvanischen Elementes sichtbar.

Ermitteln Sie durch eine potenziometrische Titration die Masse an Chlorid- und Iodid-Ionen in der vorgegebenen Analysenlösung.

Vorüberlegungen

- 1 Entwickeln Sie für die Ausfällung von Chlorid- und Iodid-Ionen mittels Silbernitratlösung die Gleichungen in Ionenschreibweise.
- 2 Ermitteln Sie, welches der beiden Salze (Silberchlorid, Silberiodid) bei gleicher Stoffmengenkonzentration an Chlorid- und Iodid-Ionen in einer wässrigen Lösung bei kontinuierlicher Zugabe von Silbernitratlösung als erstes ausfällt. Begründen Sie Ihre Entscheidung unter Einbeziehung der entsprechenden Löslichkeitsprodukte.

$$K_L(\text{AgCl}) = 1,6 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2 \cdot \text{l}^{-2}; K_L(\text{AgI}) = 1,5 \cdot 10^{-16} \text{ mol}^2 \cdot \text{l}^{-2}$$

- 3 Erläutern Sie die Veränderung des Redoxpotentials der Silber/Silber-Ionenhalbzelle bei Erhöhung der Silber-Ionenkonzentration. Beziehen Sie in Ihre Darlegungen die NERNST-Gleichung ein.

$$\text{NERNST-Gleichung: } E(\text{Ag}/\text{Ag}^+) = 0,80 \text{ V} + 0,059 \text{ V} \cdot \lg c(\text{Ag}^+)$$

Experiment

Bauen Sie sich aus den bereitgestellten Geräten eine Versuchsapparatur zur potentiometrischen Bestimmung der Masse von Chlorid- und Iodid-Ionen, wie in nebenstehender Skizze dargestellt, auf.

Bereiten Sie den Rechner (Ereignisse mit Eintrag) zur Datenaufnahme vor.

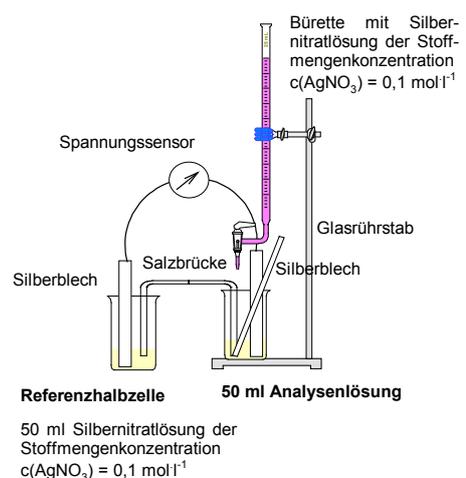
Messen Sie die Spannung des aufgebauten galvanischen Elementes. Stellen Sie durch eventuelle Umpolung sicher, dass eine positive Spannung gemessen wird.

Geben Sie unter Rühren Silbernitratlösung in die Analysenlösung. Die Zugabe-Intervalle sollten zwischen 0,5 und 1 ml liegen.

Messen Sie nach jeder Zugabe von Silbernitratlösung die Spannung.

Achten Sie darauf, dass als Ereignis immer das Gesamtvolumen an zugegebener Silbernitratlösung eingegeben werden muss.

Die Messungen können beendet werden, wenn in der grafischen Darstellung zwei deutliche Spannungsabfälle zu beobachten sind.



Auswertung

Fertigen Sie ein Protokoll unter Einbeziehung nachfolgender Aufgaben an.

- 1 Notieren Sie Ihre Beobachtungen in der Analysenlösung während des Experimentierens.
- 2 Skizzieren Sie die Titrationskurve in einem Koordinatensystem. Interpretieren Sie deren Verlauf und erklären Sie die Veränderung der Spannung des galvanischen Elementes.
Gehen Sie davon aus, dass das Potenzial der Referenzhalbzelle $E(\text{Ag}/\text{Ag}^+) = 0,74 \text{ V}$ beträgt.
- 3 Ermitteln Sie die Äquivalenzpunkte für die Fällung der Chlorid- und Iodid-Ionen. Berechnen Sie die jeweilige Masse der in der Analyse enthaltenen Salze Kaliumchlorid und Kaliumiodid.
- 4* Berechnen Sie aus Ihren Messergebnissen die Silber-Ionenkonzentration am Äquivalenzpunkt der Chlorid-Ionenbestimmung.

Potenziometrische Bestimmung von Halogenid-Ionenkonzentrationen

Lehrermaterial

Geräte

- 2 Bechergläser ($V = 150 \text{ ml}$)
- Magnetrührer oder Glasrührstab
- Bürette ($V = 50 \text{ ml}$)
- Messzylinder ($V = 50 \text{ ml}$)
- Stativmaterial
- 2 Silberelektroden
- Kabelmaterial incl. Klemmen
- Salzbrücke
- Differentialspannungssensor

Chemikalien

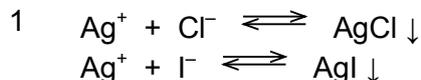
- Silbernitratlösung der Stoffmengenkonzentration $c(\text{AgNO}_3) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$
ca. 70 – 100 ml pro Versuchsdurchführung
Analyselösung
- Lösung, die Chlorid- und Iodid-Ionen enthält
Herstellung:
Es sind ca. 0,04 – 0,09 g Kaliumchlorid und ca. 0,08 – 0,2 g Kaliumiodid so zu lösen, dass 50 ml Lösung entstehen.
- konzentrierte Kaliumnitratlösung für die Salzbrücke

Einstellungen zur Datenaufnahme / Erfassungsmodus

- Ereignisse mit Eingabe: (Name: Volumen, Einheit: ml)

Lösungen

Vorüberlegungen



- 2 Bei gleichen Stoffmengenkonzentrationen der Halogenid-Ionen fällt Silberiodid als erster Niederschlag aus. Da das Löslichkeitsprodukt von Silberiodid viel kleiner als das von Silberchlorid ist, wird es schon bei sehr geringen Silber-Ionenkonzentrationen überschritten. Solange Silberiodid bei Zugabe von Silber-Ionen ausfällt, steigt deren Konzentration nur sehr langsam an. Erst nach quantitativer Ausfällung aller Iodid-Ionen nimmt die Silber-Ionenkonzentration in der Lösung solange zu, bis das Löslichkeitsprodukt von Silberchlorid erreicht wird. Während der Ausfällung von Silberchlorid steigt die Silber-Ionenkonzentration wiederum nur sehr gering an.

- 3 Bei Vergrößerung der Silber-Ionenkonzentration in einer Silber/Silber-Ionenhalbzelle vergrößert sich das Redoxpotenzial dieser Halbzelle.
Durch Vergrößerung der Silber-Ionenkonzentration in einer verdünnten Lösung vergrößert sich der zweite Summand in der NERNST-Gleichung. Da dieser negativ ist und vom Standardpotenzial subtrahiert wird, nimmt das Redoxpotenzial dieser Halbzelle zu.
 $E(\text{Ag}/\text{Ag}^+) = 0,80 \text{ V} + 0,059 \text{ V} \cdot \lg c(\text{Ag}^+)$

Auswertung

- 1 Bei Zugabe von Silbernitratlösung fällt zuerst ein hellgelber Niederschlag, welcher mit fortlaufender Zugabe von Silbernitratlösung grau-weiß wird, in der Analyselösung aus.

5.1 Potenziometrische Bestimmung der Halogenid-Ionenkonzentrationen unter Verwendung eines Spannungssensors

- 2 Die gemessene Spannung nimmt unterschiedlich stark ab.

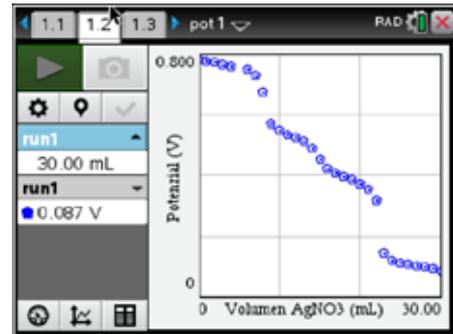
In der grafischen Darstellung sind zwei Spannungssprünge erkennbar.

Die Spannung in einem galvanischen Element berechnet sich nach folgender Gleichung:

$$\Delta E = E(\text{Akzeptorhalbzelle}) - E(\text{Donatorhalbzelle})$$

Da aufgrund der Konzentrationsverhältnisse die Referenzhalbzelle die Akzeptorhalbzelle bildet und das Potenzial der Donatorhalbzelle steigt, (siehe Vorüberlegungen, Aufgabe 3) sinkt die Spannung des galvanischen Elementes.

Ein besonders hoher Anstieg der Silber-Ionenkonzentration ist nach der jeweils quantitativen Fällung des entsprechenden Halogenids zu verzeichnen (Vorüberlegungen, Aufgabe 2).



- 3 Berechnung der Wendepunkte siehe:
F. LIEBNER (Hg.) (2014), Von der Säure-Base- bis zur Redox-Titration, T³ Deutschland, 11-12.

Verbrauch an Silbernitratlösung

– bis zum ersten Äquivalenzpunkt:

$$V(\text{AgNO}_3) = 9,5 \text{ ml}$$

– zwischen erstem und zweitem Äquivalenzpunkt:

$$V(\text{AgNO}_3) = 18,5 \text{ ml}$$

Berechnung der Masse an Kaliumiodid:

$$\frac{n(\text{I}^-)}{n(\text{Ag}^+)} = \frac{1}{1} \quad n(\text{I}^-) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot 0,0095 \text{ l}$$

$$n(\text{I}^-) = 0,00095 \text{ mol} = n(\text{KI})$$

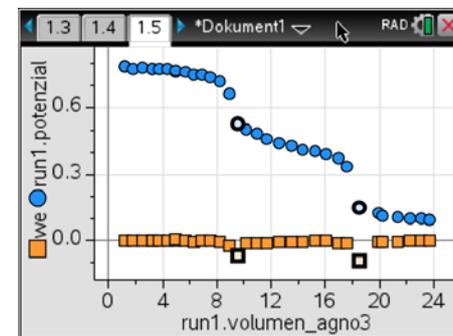
$$m(\text{KI}) = 0,16 \text{ g}$$

Berechnung der Masse an Kaliumchlorid:

$$\frac{n(\text{Cl}^-)}{n(\text{Ag}^+)} = \frac{1}{1} \quad n(\text{Cl}^-) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot 0,009 \text{ l}$$

$$n(\text{Cl}^-) = 0,0009 \text{ mol} = n(\text{KCl})$$

$$m(\text{KCl}) = 0,07 \text{ g}$$



- 4* Am Äquivalenzpunkt der Chlorid-Ionenbestimmung wurde eine Spannung von $U = 0,16 \text{ V}$ gemessen. Mithilfe der NENST-Gleichung kann aus diesem Wert die Silber-Ionenkonzentration berechnet werden.

$$\Delta E = E(\text{Akzeptorhalbzelle}) - E(\text{Donatorhalbzelle})$$

$$0,16 \text{ V} = 0,74 \text{ V} - E(\text{Donatorhalbzelle})$$

$$E(\text{Donatorhalbzelle}) = 0,58 \text{ V}$$

$$0,58 \text{ V} = 0,80 \text{ V} + 0,059 \text{ V} \cdot \lg c(\text{Ag}^+)$$

$$-3,72 = \lg c(\text{Ag}^+)$$

$$c(\text{Ag}^+) = 1,9 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

Konzentrationskette am Beispiel von Silber-Silber-Ionenhalbzellen

Das DANIELL-Element, ein aus einer Zink- und einer Kupferhalbzelle bestehendes galvanisches Element wurde 1836 von JOHN FREDERIC DANIELL entwickelt. Die Funktionsweise dieses Elementes basiert auf Kombination von zwei unterschiedlichen Halbzellen.

Da die Ausbildung eines Elektroden-(Redox-)potenzials u. a. auch von der Konzentration der Elektrolytlösung bestimmt wird, kann durch die Kombination von zwei Halbzellen, die sich nur in den Konzentrationen der Elektrolytlösungen unterscheiden, eine Spannung erzeugt werden.

Der funktionale Zusammenhang zwischen dem Elektroden-(Redox-)potenzial und der Konzentration innerhalb einer Halbzelle wird durch die NERNST-Gleichung beschrieben.

In der Praxis nutzt man diese Abhängigkeit u. a. zur Bestimmung von Konzentrationen stark verdünnter Lösungen oder zur Ermittlung von Löslichkeitskonstanten schwerlöslicher Salze aus.

Lernvoraussetzungen

Schülerinnen und Schüler

- kennen die Grundvorgänge in galvanischen Zellen.
- sind in der Lage Reaktionsgleichungen für Elektrodenreaktionen zu entwickeln.

Empfehlungen zum Einsatz

Das vorgeschlagene Experiment kann sowohl Teil eines Stationenlernens, in dem weitere galvanische Elemente thematisiert werden oder auch als separates Schüler- oder Lehrerdemonstrationsexperiment eingesetzt werden.

Weiterhin besteht die Möglichkeit, unter Einbeziehung dieses Experimentes die NERNST-Gleichung als Ergebnis der experimentellen Ergebnisse einzuführen.

Konzentrationskette am Beispiel von Silber-Silber-Ionenhalbzellen

Das DANIELL-Element, ein aus einer Zink- und einer Kupferhalbzelle bestehendes galvanisches Element wurde 1836 von JOHN FREDERIC DANIELL entwickelt. Die Funktionsweise dieses Elementes basiert auf der Kombination von zwei unterschiedlichen Halbzellen.

Da die Ausbildung eines Elektroden-(Redox-)potenzials u. a. auch von der Konzentration der Elektrolytlösung bestimmt wird, kann durch die Kombination von zwei Halbzellen, die sich nur in der Konzentration der Elektrolytlösung unterscheiden, eine Spannung erzeugt werden.

Die Kombination von zwei gleichen Metallelektroden, die in gleiche Elektrolytlösungen mit unterschiedlicher Stoffmengenkonzentration tauchen, nennt man Konzentrationselement oder Konzentrationskette.

Untersuchen Sie die Konzentrationsabhängigkeit des Elektroden-(Redox-)potenzials einer Silberhalbzelle.

Versuchsdurchführung

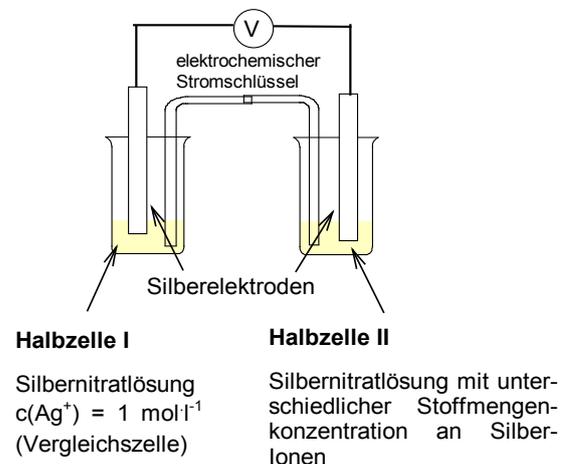
Bauen Sie sich die Versuchsanordnung wie in nebenstehender Abbildung so auf, dass Sie die Halbzelle II mehrmals austauschen können. Nutzen Sie für die Halbzelle II zunächst Silbernitratlösung mit einer Stoffmengenkonzentration von Silber-Ionen $c(\text{Ag}^+) = 1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$.

Stellen Sie sich für den Austausch der Halbzelle II gleiche Gefäße mit Silbernitratlösungen der jeweiligen Stoffmengenkonzentration

$c(\text{Ag}^+) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$,
 $c(\text{Ag}^+) = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ und
 $c(\text{Ag}^+) = 0,001 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ bereit.

Bereiten Sie den Rechner mit angeschlossenem Spannungssensor (Ereignisse mit Eintrag) zur Datenaufnahme vor. Kalibrieren Sie den Sensor im entsprechenden Menü auf Null.

Ersetzen Sie die Halbzelle II durch eine Halbzelle mit der Stoffmengenkonzentration an Silber-Ionen von $c(\text{Ag}^+) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$. Messen Sie die Spannung in dem so hergestellten galvanischen Element und speichern Sie den aufgenommenen Messwert unter dem Ereignis 1. Wiederholen Sie den Austausch der Halbzelle II mit den anderen Halbzellen. Speichern Sie die Messwerte jeweils unter dem Ereignis 2 und 3.



Auswertung

Fertigen Sie ein Protokoll unter Einbeziehung nachfolgender Aufgaben an.

- 1 Notieren Sie Ihre Messwerte und interpretieren Sie diese.
- 2 Erläutern Sie die Zuordnung von Akzeptor- und Donator-Halbzelle in Abhängigkeit von den verwendeten Konzentrationen. Entwickeln Sie für die an der Anode und der Katode ablaufenden Elektrodenreaktionen die Ionengleichungen.

- 3.1 Berechnen Sie den dekadischen Logarithmus des Quotienten aus der Silber-Ionenkonzentration der Akzeptor- und Donatorhalbzelle $\left(\lg \left(\frac{c_A(\text{Ag}^+)}{c_D(\text{Ag}^+)} \right) \right)$.

Stellen Sie die Zellspannung U in Abhängigkeit des berechneten Terms grafisch dar.

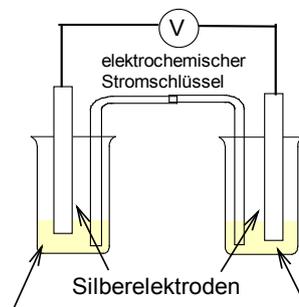
- 3.2 Ermitteln Sie eine Funktionsgleichung, die den mathematischen Zusammenhang der dargestellten Werte beschreibt.

Konzentrationskette am Beispiel von Silber-Silber-Ionenhalbzellen

Lehrermaterial

Geräte

- Geräte zum Aufbau eines galvanischen Elementes (z. B. siehe Abbildung)
- 2 Silberelektroden
- Messzylinder (V = 50 ml)
- Bechergläser für den Austausch der Halbzelle II
- differentieller Spannungssensor („differential voltage probe“)



Halbzelle I

Silbernitratlösung
 $c(\text{Ag}^+) = 1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$
 (Vergleichszelle)

Halbzelle II

Silbernitratlösung mit unterschiedlicher Stoffmengenkonzentration an Silber-Ionen

Chemikalien

- Silbernitratlösung verschiedener Stoffmengenkonzentrationen
 $c(\text{Ag}^+) = 1; 0,1; 0,01; 0,001 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$

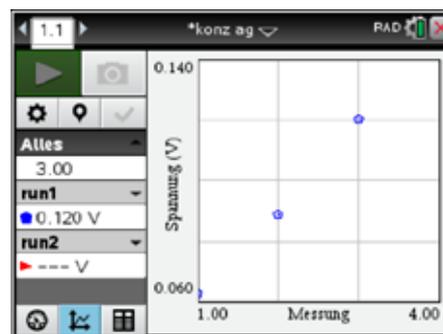
Das jeweilige Volumen an Silbernitratlösung richtet sich nach der Größe der Gefäße für die eingesetzten Halbzellen. Von der Silbernitratlösung mit der Stoffmengenkonzentration $c(\text{Ag}^+) = 1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ werden zwei Gefäße benötigt.

Einstellungen zur Datenaufnahme/Erfassungsmodus

- Ereignisse mit Eingabe (Name: Spannung; Einheit V)

Lösungen

- Die gemessene Spannung im untersuchten Konzentrationselement steigt mit zunehmender Verdünnung der Silbernitratlösung linear an.



- Die Vorgänge für die Potenzialbildung in den einzelnen Halbzellen können durch folgende Gleichung beschrieben werden: $\text{Ag}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^-$
 In den geringer konzentrierten Lösungen ist der Lösungsdruck des Silbers größer, sodass bevorzugt Silber-Ionen unter Abgabe von Elektronen in die Lösung gehen. Somit bilden die verschiedenen Halbzellen II die Donator- und die Halbzelle I die Akzeptorhalbzelle.



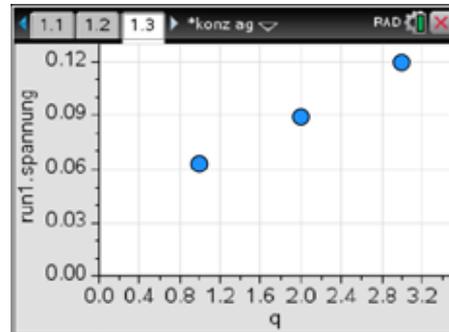
3.1 Berechnung des vorgegebenen Terms in der Applikation „Lists&Spreadsheet“



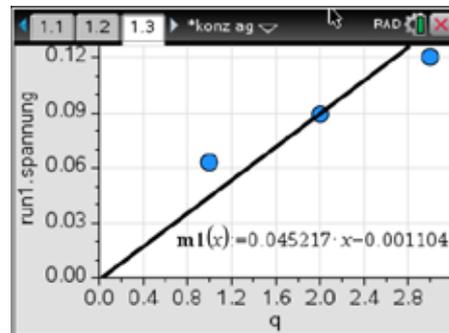
	A a	B d	C q	D
1	1	1	0	
2	1	0.1	1.	
3	1	0.01	2.	
4	1	0.001	3.	

q: = $\log_{10} \left(\frac{a}{d} \right)$

Graphische Darstellung der gemessenen Spannung in Abhängigkeit des berechneten Quotienten



3.2 Zur Ermittlung der Funktionsgleichung kann eine lineare Regression durchgeführt oder eine verschiebbare Gerade eingefügt werden.



Untersuchung des Lade- und Entladevorgangs beim Bleiakкумуляtor

Die Speicherung elektrischer Energie in Akkumulatoren ist eine der entscheidenden Aspekte zur Bewältigung aktueller technischer Herausforderungen bei der Energiewende, der Elektromobilität sowie der mobilen Energieversorgung in immer kleiner werdenden elektronischen Geräten.

Interessanterweise ist der Bleiakкумуляtor, eine der ältesten Formen wieder aufladbarer Zellen, in Automobilen nach wie vor weit verbreitet.

Im nachfolgend beschriebenen Experiment soll der Lade- und Entladevorgang eines modellhaft aufgebauten Bleiakкумуляtors mittels Spannungs- und Strommessung näher untersucht werden.



Lernvoraussetzungen

Schülerinnen und Schüler

- kennen die Grundvorgänge in galvanischen Zellen sowie bei der Elektrolyse.
- können Redoxreaktionen deuten und die entsprechenden Reaktionsgleichungen interpretieren und aufstellen.

Empfehlungen zum Einsatz

In diesem Experiment sollen die Elektrodenvorgänge beim Laden und Entladen eines einfachen Modell-Bleiakкумуляtors durch Messung der Spannung und Stromstärke während beider Vorgänge nachvollziehbar erarbeitet werden.

Die Schülerinnen und Schüler erfahren dabei ganz praktisch die unmittelbare Umkehrbarkeit der Elektrodenvorgänge und ermitteln ihre Zeitabhängigkeit.

Durch Veränderung der Schwefelsäurekonzentration kann ihre Abhängigkeit zur Zellspannung untersucht werden.

Das dargestellte Experiment kann sowohl dazu dienen, sich mit den Grundprinzipien von Akkumulatoren auseinanderzusetzen, als auch den Bleiakкумуляtor als technisch bedeutsame Autobatterie genauer kennenzulernen.

Davon ausgehend können weitere Bezüge zu anderen, alternativen Akkumulatoren hergestellt sowie ihre fundamentale Bedeutsamkeit für Alltag und Technik vertieft werden.

Entladekurve eines Bleiakкумуляtors bei Belastung

Bestimmen Sie die Veränderung der Spannung und Stromstärke beim Laden und Entladen eines Bleiakкумуляtor-Modells.

Versuchsdurchführung

Bauen Sie sich die Versuchsanordnung wie in nebenstehender Abbildung mit ausgeschalteter Spannungsquelle auf. Fixieren Sie die Bleielektroden so, dass ein konstanter Abstand während der gesamten Versuchsdurchführung gewährleistet wird. Stellen Sie einen Verbraucher (z. B. Glühlampe oder kleiner Elektromotor mit Propeller) so zurecht, dass dieser im Versuchsverlauf die Spannungsquelle ersetzen kann.

Bereiten Sie den Rechner mit angeschlossenem LabCradle, dem Spannungssensor (Differential Voltage) und Stromsensor (Current) zur

Datenaufnahme so vor, dass eine zeitbasierte Messung alle Sekunde über einen Zeitraum von 300 Sekunden durchgeführt werden kann.

Kalibrieren Sie die Sensoren im entsprechenden Menü des Rechners auf Null.

Führen Sie nacheinander folgende Arbeitsschritte durch:

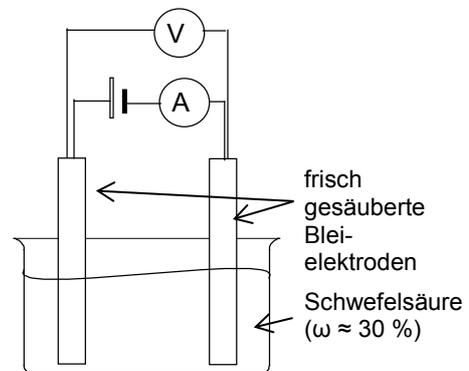
- Starten Sie die Messung bei ausgeschalteter Spannungsquelle und nehmen Sie über einen Zeitraum von ca. 10 Sekunden die ersten Messwerte auf.
- Schalten Sie die Spannungsquelle so ein, dass eine Gleichspannung von $U = 3\text{ V}$ anliegt.
- Schalten Sie die Spannungsquelle nach ca. 10 Sekunden aus.
- Ersetzen Sie zügig und bei laufender Messung die ausgeschaltete Spannungsquelle durch einen Verbraucher.
- Beenden Sie die Messung ca. 20 Sekunden, nachdem am Verbraucher keine Beobachtung mehr möglich ist, und speichern Sie den aktuellen Datensatz.

Wiederholen Sie das Experiment mit demselben Aufbau ein- bis zweimal.

Auswertung

Fertigen Sie ein Protokoll unter Einbeziehung nachfolgender Aufgaben an.

- 1 Notieren Sie Ihre Beobachtungen beim Eintauchen der Bleielektroden in die Schwefelsäure. Entwickeln Sie für die ablaufende chemische Reaktion die Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise.
- 2 In einem funktionsfähigen Bleiakкумуляtor kommt das Metall Blei elementar (Pb, grau metallisch), als Bleisulfat (PbSO_4 , weiß) und Bleidioxid (PbO_2 , braun) vor. Ermitteln Sie jeweils die Oxidationsstufen des Bleis. Entwickeln Sie die beim Lade- und Entladevorgang an den Elektroden ablaufenden Gleichungen in Ionenschreibweise.
- 3 Skizzieren Sie die Strom- und Spannungskurven beim Lade- und Entladevorgang. Interpretieren Sie den Kurvenverlauf.



4 Vergleichen Sie den Verlauf der Messkurven bei den Wiederholungen des Experimentes.
Erklären Sie, warum die Elektrodenreaktionen reversibel sind und welche Bedeutung dies für die Funktionsweise des Bleiakкумуляtors hat.

5* Informieren Sie sich über den Aufbau eines Bleiakкумуляtors im Auto.
Vergleichen Sie den Aufbau mit den Bestandteilen des durchgeführten Modellversuchs und erläutern Sie auftretende Gemeinsamkeiten und Unterschiede.
Gehen Sie dabei insbesondere auf die Bedeutung der Oberflächengröße der Elektroden sowie die Art der Zusammenfassung von sechs Einzelzellen ein.

6* Für *Mathe- und Physik-Freaks*:

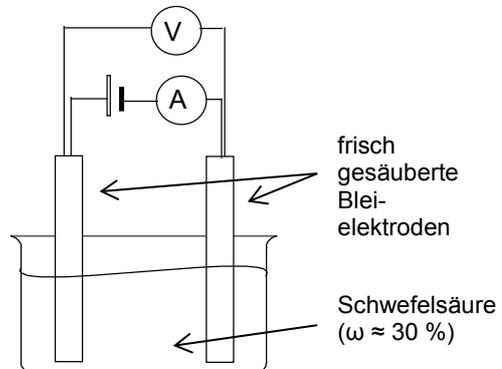
Durch Multiplikation der Strom- und Spannungswerte während des Lade- bzw. Entladevorgangs erhalten Sie jeweils die elektrische Leistung. Stellt man diese in Abhängigkeit von der Zeit grafisch dar, erhält man die beiden Leistungskurven. Die Fläche unter der Kurve entspricht der elektrischen Energie, die beim Laden aufgebracht bzw. beim Entladen wieder frei wird. Ihr Verhältnis $E_{\text{Entladen}} : E_{\text{Laden}}$ ist der elektrische Wirkungsgrad. Bestimmen Sie diesen aus den Messergebnissen.

Entladekurve eines Bleiakкумуляtors bei Belastung

Lehrermaterial

Geräte

- Schutzbrille
- Geräte zum Aufbau nebenstehender Versuchsanordnung:
- Becherglas oder Kristallschale
- Elektrodenhalterung
- Verbraucher (z. B. Glühlampe)
- Gleichspannungsquelle
- Verbindungskabel
- Krokodilklemmen
- Spannungs- und Stromsensor



Chemikalien

- Schwefelsäure ($\omega \approx 30\%$).
Die Menge richtet sich nach dem verwendeten Glasgefäß.
- 2 Bleielektroden
Diese sollten von der Lehrkraft frisch gesäubert werden (Oberflächenreinigung unter Vermeidung von Bleistäuben).

Einstellungen zur Datenaufnahme/Erfassungsmodus

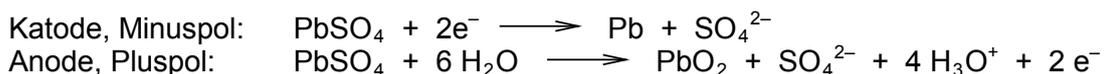
- Modus: Zeitbasiert
- Geschwindigkeit: 1 (Stichprobe)/sek, Dauer: 300 s

Lösungen

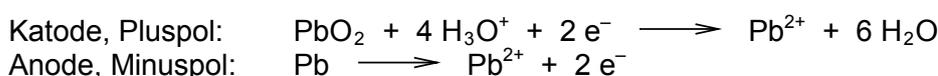
- 1 Beim Eintauchen der Elektroden in die Schwefelsäure kommt es zur leichten Gasentwicklung. Auf der Oberfläche der Elektroden bildet sich eine weiße Schicht.
$$\text{Pb} + 2 \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{PbSO}_4 + \text{H}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$$

- 2 Blei tritt in drei verschiedenen Oxidationsstufen auf.
Pb (0), PbSO_4 (+II) und PbO_2 (+IV).

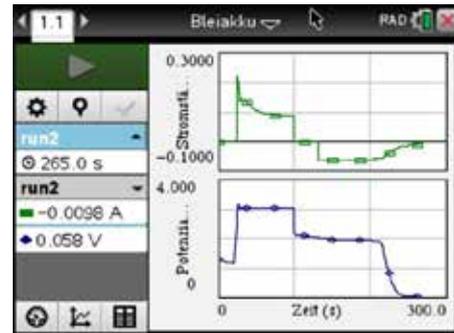
Ladevorgang:



Entladevorgang:



- 3 Im ersten Teil der dargestellten Kurve ist der Lade- und der Entladevorgang dokumentiert. Man erkennt, dass bei Anlegen der Ladespannung von $U = 3\text{ V}$ der Stromfluss sprunghaft steigt und dann während des Ladens bei einer Stromstärke von $I \approx 0,1\text{ A}$ konstant bleibt.



Dies ist auf die während der Elektrolyse gebildeten Stoffe zurückzuführen, welche auf und innerhalb der Elektrode einen konstanten Widerstand verursachen.

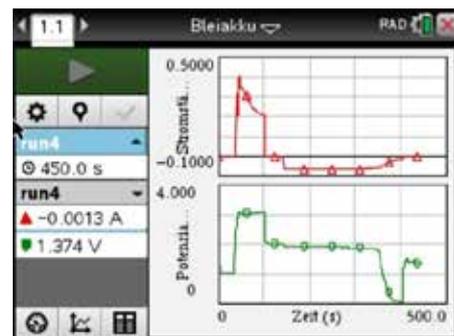
Nach dem Abschalten der Ladespannung sinkt die Stromstärke auf $I = 0\text{ A}$ ab, während sich eine Spannung von $U \approx 2\text{ V}$ einstellt.

Dies entspricht der Ruhespannung des Bleielements im galvanischen Betrieb. Nach dem Anschluss eines Verbrauchers kommt es erneut zum Stromfluss, allerdings in entgegengesetzter Richtung. Der entsprechende Graph verläuft unterhalb der x-Achse. Gleichzeitig bleibt die Spannung unter Belastung relativ konstant bei einem Wert von $U = 2\text{ V}$.

Nachdem die Reaktion (durch den Verbrauch des Bleioxids am Pluspol) zum Erliegen kommt, gehen die Spannungs- und Stromstärkekurven gegen Null.

- 4 Wiederholt man die Messungen, so wird die Umkehrbarkeit der Reaktionen deutlich.

Dies liegt u. a. daran, dass die Reaktionen auf den Elektrodenoberflächen stattfinden und die beteiligten Stoffe Feststoffe sind. Diese stehen für weitere Versuchsdurchführungen wieder zur Verfügung.



- 5* Die im Automobilbereich verwendeten Bleiakкумуляtoren besitzen als Elektroden poröse Bleiplatten, um eine Oberflächenvergrößerung zu erreichen und den Innenwiderstand zu verringern.

Durch Hintereinanderschalten von 6 gleichen Zellen erhält man eine Spannung von $U = 12\text{ V}$.

- 6* In der Tabellenkalkulation (Lists&Spreadsheet) lassen sich die Messwerte für die Zeit, die Spannung („Potenzial“) und die Stromstärke in den Spalten aufrufen und die elektrische Leistung als Produkt aus Spannung und Stromstärke in einer neuen Spalte berechnen. Eine graphische Darstellung in Data&Statistics zeigt die Leistungskurven beim Lade- und Entladevorgang.

	run2.z...	run2.pot...	run2.stro...	leistungs...
1	0.	1.33361	-0.001293	-0.00
2	1.	1.32682	-0.001293	-0.00
3	2.	1.32004	-0.001633	-0.00
4	3.	1.30308	-0.000954	-0.00
5	4.	1.2963	-0.001293	-0.00

Die jeweiligen Flächen zwischen den Kurven und der Zeitachse entsprechen der elektrischen Energie.

Diese können entweder näherungsweise aus dem Diagramm oder aus einer Summenbildung der entsprechenden Leistungswerte multipliziert mit der Zeitdauer (in s) bestimmt werden. Hier bieten sich interessante Verknüpfungen und eine Anwendung zur Integralrechnung mit dem Mathematik-Unterricht an.

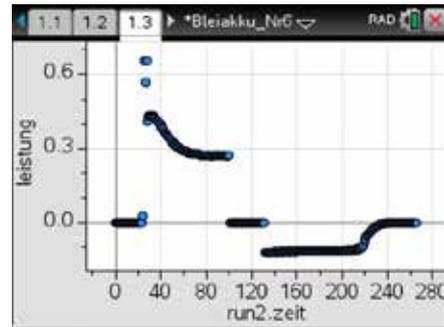
In diesem Fall erhält man für

$$E_{\text{Laden}} \approx 1920 \text{ J und } E_{\text{Entladen}} \approx 1230 \text{ J.}$$

Ihr Verhältnis ist der elektrische Wirkungsgrad

$$\eta = \frac{E_{\text{Entladen}}}{E_{\text{Laden}}} = \frac{1230 \text{ J}}{1920 \text{ J}} \approx 0,64.$$

In der Literatur findet man für den Wirkungsgrad von Bleiakкумуляtoren üblicherweise 80–85%, als minimal wird ein Wirkungsgrad von 65% angegeben. Das lässt sich in diesem vergleichsweise einfachen Versuchsaufbau bestätigen.



	leistung	E laden	F entladen	G
=	=b[*]c[]			
1	-0.0017...	0.029273	-0.11949	1916.97
2	-0.0017...	0.655362	-0.11977	-1227.11
3	-0.0021...	0.566541	-0.1199...	
4	-0.0012...	0.653961	-0.1199...	
5	-0.0016...	0.411391	-0.1186...	
G1	=sum(laden)	.77		

Konzentrationsabhängigkeit von Redoxpotenzialen

Das Elektrodenpotenzial korrespondierender Redoxpaare ist u. a. abhängig von den Reaktionsbedingungen Temperatur und Konzentration, bei pH-abhängigen Potenzialen auch von der Konzentration der Hydronium-Ionen. Mit Hilfe des ORP-Sensors (Oxidation-Reduktion-Potenzial-Sensor) kann das Potenzial eines korrespondierenden Redoxpaares in Abhängigkeit von der Konzentration des Oxidations- und Reduktionsmittels oder der Hydronium-Ionen gemessen werden. Außerdem kann die Potenzialänderung während einer Redoxreaktion verfolgt werden.

Eine ausführliche Beschreibung von Redox titrationen unter Verwendung eines ORP-Sensors finden Sie in der Veröffentlichung: F. LIEBNER (Hg.) (2014), Von der Säure-Base bis zur Redox-Titration, T³-Deutschland.

Mithilfe der nachfolgend vorgeschlagenen Experimente können Schülerinnen und Schüler Aussagen zur NERNST-Gleichung gewinnen oder bestätigen.

Bei den Versuchsvorschriften wird vereinfacht mit der Tropfenanzahl gearbeitet, um den apparativen Aufwand möglichst gering zu halten.

Für quantitative Angaben können folgende Näherungen verwendet werden:

- 20 Tropfen entsprechen ca. 1 ml
- gesättigte Kaliumpermanganatlösung: $c(\text{KMnO}_4) \approx 0,5 \text{ mol l}^{-1}$
- verdünnte Schwefelsäure: $c(\text{H}_2\text{SO}_4) \approx 1 \text{ mol l}^{-1}$; $c(\text{H}_3\text{O}^+) \approx 2 \text{ mol l}^{-1}$
- Natriumsulfitlösung $c(\text{Na}_2\text{SO}_3) \approx 1 \text{ mol l}^{-1}$

Lernvoraussetzungen

Schülerinnen und Schüler

- haben Kenntnisse über korrespondierende Redoxpaare.
- kennen den mathematischen Zusammenhang zwischen pH-Wert und Konzentration der Hydronium-Ionen.
- können die NERNST-Gleichung zur Berechnung von Redoxpotenzialen nutzen.

Empfehlungen zum Einsatz

Die nachfolgenden Experimentieranleitungen (Experimente 5.4 – 5.6) beschreiben Modellexperimente, die u. a. zur Organisation eines Stationenlernens genutzt werden können.

Für die Durchführung ist es günstig, wenn immer mindestens zwei Schüler zusammen arbeiten.

Für die Versuchsdurchführungen wird folgende Reihenfolge vorgeschlagen:

- Zugabe der Kaliumpermanganatlösung zu dest. Wasser (Experiment 5.4)
- Ansäuern der Lösung aus Experiment 5.4 (Experiment 5.5)
- Modellexperiment zu einer Titration unter Verwendung der Redoxelektrode (Experiment 5.6)

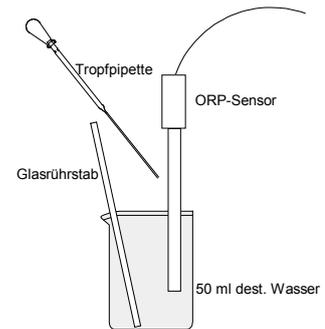
Konzentrationsabhängigkeit des Redoxpotenzials

Untersuchen Sie die Veränderung des Redoxpotenzials einer Kaliumpermanganatlösung in Abhängigkeit der Konzentration der Permanganat-Ionen.

Experiment

Schließen Sie den ORP-Sensor an den Rechner an und bereiten Sie eine Datenaufnahme (Ereignisse mit Eingabe) vor.

Versetzen Sie 50 ml destilliertes Wasser unter Rühren mit 20 Tropfen gesättigter Kaliumpermanganatlösung. Nach jeder Tropfenzugabe ist das Elektrodenpotenzial zu messen. Achten Sie darauf, dass als Ereignis immer die Gesamt-tropfenzahl an Kaliumpermanganat-Lösung eingegeben werden muss.



Hinweise:

- Eine gesättigte Kaliumpermanganat-Lösung hat eine Konzentration von ca. $c(\text{MnO}_4^-) = 0,5 \text{ mol l}^{-1}$.
- Ein Milliliter Lösung entspricht ca. 20 Tropfen.

Auswertung

Fertigen Sie ein Protokoll an. Bearbeiten Sie zur Auswertung des Experimentes nachfolgende Aufgaben.

- 1 Skizzieren Sie den aufgenommenen Graphen in ein Koordinatensystem. Interpretieren Sie die grafische Darstellung.
- 2 Zeigen Sie, dass zwischen der zugegebenen Tropfenanzahl (Konzentration der Kaliumpermanganatlösung) und dem gemessenen Redoxpotenzial ein logarithmischer Zusammenhang besteht.
- 3 Ermitteln Sie unter Nutzung der angegebenen Näherungen (20 Tropfen entsprechen ca. 1 ml) die Konzentration der Kaliumpermanganatlösung am Ende des Experiments.

Konzentrationsabhängigkeit des Redoxpotenzials Lehrermaterial

Geräte

- Becherglas ($V = 100 \text{ ml}$)
- Magnetrührer oder Glasrührstab
- Tropfpipette

- ORP-Sensor

Chemikalien

- Kaliumpermanganatlösung (gesättigt)
 $c(\text{KMnO}_4) \approx 0,5 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$
- dest. Wasser

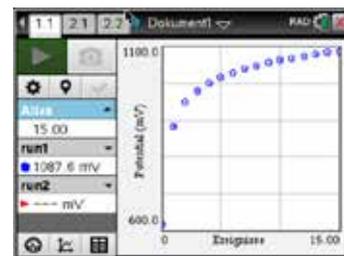
Pro Versuchsdurchführung werden 20 Tropfen (ca. 1 ml) Kaliumpermanganatlösung benötigt.

Einstellungen zur Datenaufnahme / Erfassungsmodus

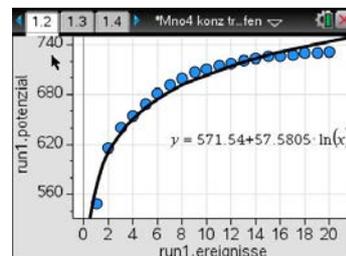
- Ereignisse mit Eingabe (Name: Tropfenzahl)

Lösungen

- 1 Das Redoxpotenzial steigt mit wachsender Tropfenanzahl an Kaliumpermanganatlösung.



- 2 Nach Durchführung einer logarithmischen Regression ist zu erkennen, dass die aufgenommenen Werte näherungsweise auf dem Funktionsgraphen liegen.



- 3 Die Stoffmenge an Permanganat-Ionen in 20 Tropfen (1 ml) Kaliumpermanganatlösung der Stoffmengenkonzentration $c(\text{MnO}_4^-) = 0,5 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ beträgt $n(\text{MnO}_4^-) = 0,0005 \text{ mol}$. Damit beträgt die Stoffmengenkonzentration der Lösung nach Zugabe der 20 Tropfen $c(\text{MnO}_4^-) = 0,01 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$

Untersuchung des pH-Werteinflusses auf das Elektrodenpotenzial des korrespondierenden Redoxpaares $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$

Untersuchen Sie den Einfluss des pH-Wertes auf das Elektrodenpotenzial des korrespondierenden Redoxpaares $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}_3\text{O}^+ + 5 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 12 \text{H}_2\text{O}$.

Experiment

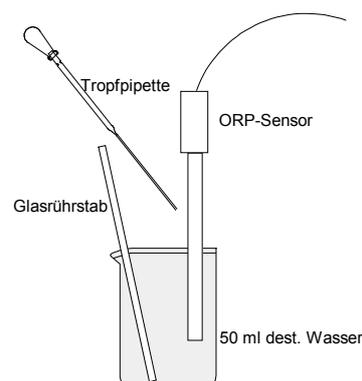
Stellen Sie sich eine verdünnte Kaliumpermanganatlösung aus 50 ml dest. Wasser und 20 Tropfen (1 ml) Kaliumpermanganatlösung der Stoffmengenkonzentration $c(\text{MnO}_4^-) = 0,5 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ her oder verwenden Sie die Lösung aus Experiment 1.

Schließen Sie den ORP-Sensor an den Rechner an und bereiten Sie eine Datenaufnahme (Ereignisse mit Eingabe) vor.

Versetzen Sie die hergestellte Lösung tropfenweise mit 40 Tropfen verdünnter Schwefelsäure der Stoffmengenkonzentration $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$. Beginnen Sie die Messung nach Zugabe des ersten Tropfens Schwefelsäure und messen Sie anschließend nach jeder Tropfenzugabe. Achten Sie darauf, dass als Ereignis immer die Gesamttropfenzahl an zugegebener Schwefelsäure eingegeben werden muss.

Hinweis:

Ein Milliliter Lösung entspricht ca. 20 Tropfen.



Auswertung

Fertigen Sie ein Protokoll an.

Bearbeiten Sie zur Auswertung des Experimentes nachfolgende Aufgaben.

- 1 Skizzieren Sie den aufgenommenen Graphen in ein Koordinatensystem. Interpretieren Sie die grafische Darstellung.
- 2 Ermitteln Sie einen funktionalen Zusammenhang, der die Abhängigkeit des Redoxpotenzials von der Tropfenanzahl an Schwefelsäure beschreibt.

Zusatzmaterial

- 2* Die nachfolgend angegebene NERNST-Gleichung (1) beschreibt die Abhängigkeit des Elektrodenpotenzials des Redoxpaares



vom pH-Wert der Lösung.

Leiten Sie durch äquivalente Umformungen der Gleichung (1) die Gleichung (2) her.

$$E = E^\circ + \frac{0,059}{5} \text{V} \cdot \lg \frac{c^n(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{MnO}_4^-)}{c(\text{Mn}^{2+})} \qquad E = E^\circ - \frac{0,059}{5} \text{V} \cdot (n \cdot \text{pH} - \lg \frac{c(\text{MnO}_4^-)}{c(\text{Mn}^{2+})})$$

Gleichung (1) Gleichung (2)

- 3 Ermitteln Sie einen mathematischen Zusammenhang zwischen pH-Wert und Elektrodenpotenzial der Lösung.

Berechnen Sie für das Redoxpaar: $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}_3\text{O}^+ + 5 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 12 \text{H}_2\text{O}$ näherungsweise den Wert für n. Nutzen Sie die Gleichung für die Abhängigkeit des Elektrodenpotenzials vom pH-Wert Ihrer Messwerte.

$$E - E^\circ = \frac{0,059}{5} \text{V} \cdot (n \cdot \text{pH} - \lg \frac{c(\text{MnO}_4^-)}{c(\text{Mn}^{2+})}) \qquad E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = 1,54 \text{V}$$

Hinweise:

- *Unter der Annahme der vollständigen Protolyse der Schwefelsäure gilt:*
 $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)$
- *1 ml Schwefelsäure entspricht ca. 20 Tropfen.*

Untersuchung des pH-Werteinflusses auf das Elektrodenpotenzial des korrespondierenden Redoxpaares $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$ Lehrermaterial

Geräte

- Becherglas 100 ml
- Tropfpipette
- Magnetrührer oder Glasrührstab
- ORP-Sensor

Chemikalien

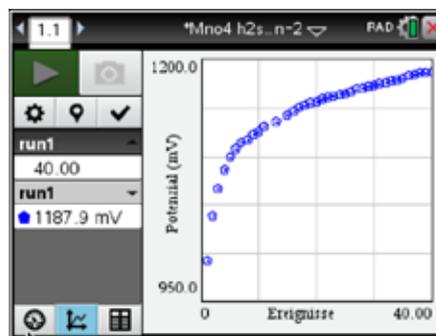
- Kaliumpermanganatlösung der Stoffmengenkonzentration $c = 0,01 \text{ mol l}^{-1}$ pro Versuchsdurchführung ca. 5 ml
- verdünnte Schwefelsäure ($c = 1 \text{ mol l}^{-1}$) pro Versuchsdurchführung ca. 3 ml

Einstellungen zur Datenaufnahme / Erfassungsmodus

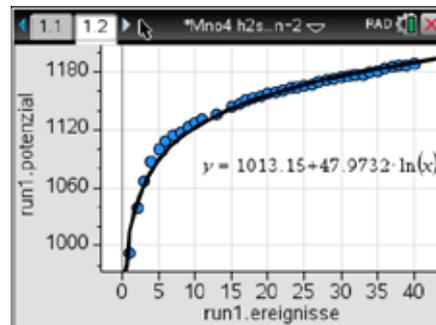
- Ereignisse mit Eingabe (Name: Tropfenzahl)

Lösungen

- 1 Das Redoxpotenzial steigt mit wachsender Tropfenanzahl an Schwefelsäure, also mit sinkendem pH-Wert.



- 2 Nach Durchführung einer logarithmischen Regression ist zu erkennen, dass die aufgenommenen Werte näherungsweise auf dem Funktionsgraphen liegen.



$$3^* \quad E = E^\circ + \frac{0,059}{5} \text{ V} \cdot \lg \frac{c^n(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{MnO}_4^-)}{c(\text{Mn}^{2+})}$$

$$E = E^\circ + \frac{0,059}{5} \text{ V} \cdot (\lg c^n(\text{H}_3\text{O}^+) + \lg \frac{c(\text{MnO}_4^-)}{c(\text{Mn}^{2+})})$$

$$E = E^\circ + \frac{0,059}{5} \text{ V} \cdot (-n \cdot \text{pH} + \lg \frac{c(\text{MnO}_4^-)}{c(\text{Mn}^{2+})})$$

- 4* Berechnung des pH-Wertes der Lösung nach Zugabe von

- 2 ml Schwefelsäure (40 Tropfen):

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,002 \text{ mol}; \quad n(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,004 \text{ mol}$$

$$c = \frac{n}{V} \quad c(\text{H}_3\text{O}^+) = \frac{0,004 \text{ mol}}{0,053 \text{ l}} \quad c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,0755 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \quad \text{pH} = -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+) \quad \text{pH} = 1,12$$

5.5 Untersuchung des pH-Werteinflusses auf das Elektrodenpotenzial des korrespondierenden Redoxpaares $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$ unter Verwendung eines ORP-Sensors

- 1,5 ml Schwefelsäure (30 Tropfen): pH = 1,23
- 1 ml Schwefelsäure (20 Tropfen): pH = 1,40
- 0,75 ml Schwefelsäure (15 Tropfen): pH = 1,54
- 0,5 ml Schwefelsäure (10 Tropfen): pH = 1,70
- 0,25 ml Schwefelsäure (5 Tropfen): pH = 2,01

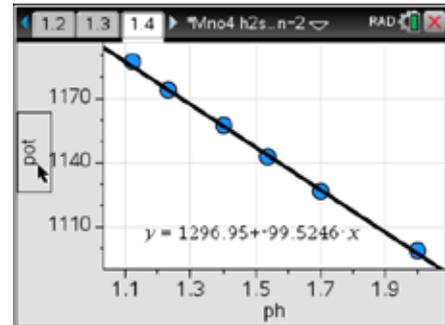
Darstellung des Redoxpotenzials in Abhängigkeit vom pH-Wert

$$E = E^\circ + \frac{0,059}{5} \text{V} \cdot (-n \cdot \text{pH} + \lg \frac{c(\text{MnO}_4^-)}{c(\text{Mn}^{2+})})$$

$$E = E^\circ - n \cdot \text{pH} \cdot \frac{0,059}{5} \text{V} + \frac{0,059}{5} \cdot \lg \frac{c(\text{MnO}_4^-)}{c(\text{Mn}^{2+})}$$

$$E = -n \cdot \text{pH} \cdot \frac{0,059}{5} \text{V} + \frac{0,059}{5} \cdot \lg \frac{c(\text{MnO}_4^-)}{c(\text{Mn}^{2+})} + E^\circ$$

Wird das gemessene Redoxpotenzial in Abhängigkeit vom pH-Wert graphisch dargestellt, entspricht n (in mV) dem Anstieg der linearen Funktion.



Einsetzen in die Gleichung liefert:

$$-\frac{0,059 \text{V}}{5} \cdot n = -0,099 \text{V}$$

$$n \approx 8$$

Modellexperiment zur Titration einer Kaliumpermanganatlösung mit einer Natriumsulfitlösung

Die Abhängigkeit des Redoxpotenzial von der Konzentration wird bei einer Titration unter Einsatz einer Redoxelektrode ausgenutzt.

Ermitteln Sie in einem Modellexperiment die Stoffmengenkonzentration einer vorgegebenen Natriumsulfitlösung.

Experiment

Bereiten Sie den Rechner (Ereignisse mit Eingabe) und den ORP-Sensor zur Datenaufnahme vor. Geben Sie zu 50 ml Kaliumpermanganatlösung 4 ml Schwefelsäure der Stoffmengenkonzentration $c = 1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$.

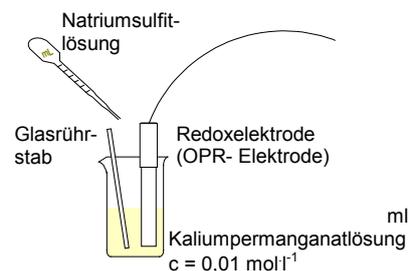
Versetzen Sie die so hergestellte Kaliumpermanganatlösung tropfenweise mit 50 Tropfen der vorgegebenen Natriumsulfitlösung.

Messen Sie nach jeder Tropfenzugabe das Redoxpotenzial.

Achten Sie darauf, dass als Ereignis immer die Gesamttropfenzahl an zugegebener Natriumsulfitlösung eingegeben werden muss.

Hinweis:

Ein Milliliter Lösung entspricht ca. 20 Tropfen.



Auswertung

Fertigen Sie ein Protokoll unter Einbeziehung nachfolgender Aufgaben an.

- 1 Skizzieren Sie die Titrationskurve in einem Koordinatensystem. Interpretieren Sie deren Verlauf.
- 2 Entwickeln Sie für die bei der Titration abgelaufene chemische Reaktion die Gleichung in Ionenschreibweise. Gehen Sie von Teilgleichungen aus.
- 3 Bestimmen Sie den Äquivalenzpunkt und berechnen Sie näherungsweise die Konzentration der Natriumsulfitlösung.

Redox titration – Titrationskurve Lehrermaterial

Geräte

- Becherglas 100 ml
- Tropfpipette
- Magnetrührer oder Glasrührstab

- ORP-Sensor

Chemikalien

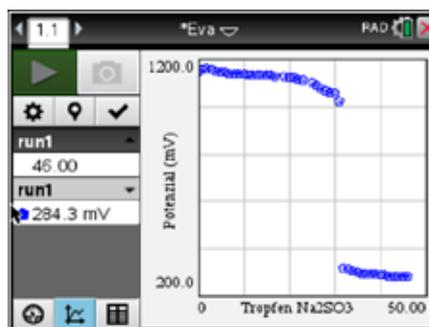
- Schwefelsäure der Stoffmengenkonzentration $c = 1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ (pro Versuchsdurchführung 4 ml)
- Kaliumpermanganatlösung der Stoffmengenkonzentration $c = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ (pro Versuchsdurchführung ca. 50 ml)
- Natriumsulfitlösung der Stoffmengenkonzentration $c \approx 1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ (pro Versuchsdurchführung ca. 6 ml)
- dest. Wasser

Einstellungen zur Datenaufnahme / Erfassungsmodus

- Ereignisse mit Eingabe (Name: Tropfenzahl)

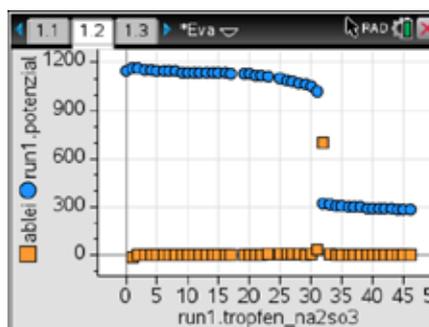
Lösungen

- 1 Bei kontinuierlicher Zugabe von Natriumsulfitlösung sinkt das gemessene Redoxpotenzial zunächst langsam. Dieser geringen Veränderung folgt ein Potenzi sprung, dem sich wiederum eine sehr geringe Änderung des Potenzi als anschließt. Der Äquivalenzpunkt für diese Titration liegt im Potenzi alsprung.



- 2 Reduktion: $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}_3\text{O}^+ + 5 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 12 \text{H}_2\text{O} \quad | \cdot 2$
 Oxidation: $\text{SO}_3^{2-} + 3 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{e}^- + 2 \text{H}_3\text{O}^+ \quad | \cdot 5$
 $2 \text{MnO}_4^- + 5 \text{SO}_3^{2-} + 6 \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons 2 \text{Mn}^{2+} + 5 \text{SO}_4^{2-} + 9 \text{H}_2\text{O}$

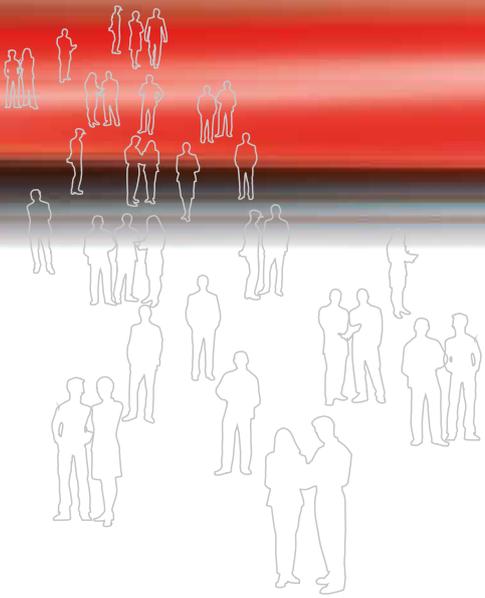
- 3 Der Äquivalenzpunkt liegt im Potenzi alsprung. Er entspricht dem Wendepunkt des Graphen. Berechnung der Wendepunkte siehe: F. LIEBNER (Hg.) (2014), Von der Säure-Base- bis zur Redox-Titration, T³ Deutschland, 11-12.
 Bis zum Erreichen des Äquivalenzpunktes wurden ca. 30 Tropfen Natriumsulfitlösung benötigt.



30 Tropfen Natriumsulfitlösung entsprechen ca. 1,5 ml Natriumsulfitlösung.

$$\frac{n(\text{MnO}_4^-)}{n(\text{SO}_3^{2-})} = \frac{2}{5} \quad c(\text{SO}_3^{2-}) = \frac{5 \cdot 0,01 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot 0,05 \text{ l}}{2 \cdot 0,0015 \text{ l}} \quad c(\text{SO}_3^{2-}) = 0,83 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

Mit dem Verbrauch von ca. 30 Tropfen ergibt sich eine Stoffmengenkonzentration an Sulfitionen in der untersuchten Lösung von $c(\text{SO}_3^{2-}) = 0,83 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$

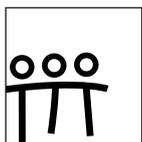


T³- NATURWISSENSCHAFTEN

Von der Reaktionskinetik bis zur Elektrochemie

Experimente für den Chemieunterricht mit digitalen Werkzeugen

Frank Liebner (Hrsg.)



T³ DEUTSCHLAND

www.t3deutschland.de



education.ti.com

Weitere Materialien finden Sie unter:
www.ti-unterrichtsmaterialien.net