

Das erprobte Experiment – Übersicht

Chemie in der Schule 1977 # 05 Gleichioniger Zusatz – Pufferwirkung

Chemie in der Schule 1979 # 08 Löslichkeit von Ammoniak im Schülerexperiment

Chemie in der Schule 1980 # 12 Fraktionierte Fällung von Kupfersalzen

Chemie in der Schule 1981 # 02 Fraktionierte Fällung von Sulfaten

Chemie in der Schule 1981 # 12 Nachweis von geringen Ethanolmengen in der Luft

Chemie in der Schule 1988 # 04 Oxidation von Ethanol zu Ethanal mit $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

Chemie in der Schule 1988 # 12 Ermittlung der Koordinationszahl von Cu im Kupfertetraminkomplex

Chemie in der Schule 1989 # 07 Ermittlung der Gleichgewichtskonstanten

Das erprobte Experiment

Einstellung des chemischen Gleichgewichts. Ermittlung der Gleichgewichtskonstante – 12/2.1.

Einsatz des Experiments: Das Experiment ist sehr gut geeignet, die Einstellung des chemischen Gleichgewichts zu demonstrieren und liefert ohne komplizierte Messungen die Gleichgewichtskonstante. Es kann im Praktikum bei guter Vorbereitung durch eine Gruppe von drei Schülern in einer Unterrichtsstunde bewältigt werden.

Chemikalien und Geräte: Propan-1-ol, konzentrierte Ethansäure (99...100 %), konzentrierte Schwefelsäure, Natriumhydroxidlösung 1 M;

Thermostat bzw. Becher mit Thermometer bei Beachtung der Temperaturkonstanz, Bürette, Meßpipette 5 ml, Meßpipette 1 ml, Meßzylinder 50 ml, Plastspritze 50 ml, Stoppuhr, Reagenzgläser (30 mm × 200 mm).

Durchführung: 37,5 ml Propanol (0,5 mol) und ein Gemisch von 30 ml konzentrierter Ethansäure (0,5 mol) und 1 ml konzentrierter Schwefelsäure (Vorsicht, mit Plastspritze ansaugen!) werden im Thermostaten getrennt auf 60 °C erwärmt. Wenn die Temperatur erreicht ist, werden die Flüssigkeiten zusammengebracht, und die Uhr wird betätigt. Nach jeweils 3...5 min werden nach kurzem Schütteln der Mischung 2-ml-Proben entnommen, mit etwa 50 ml destilliertem Wasser vermischt und mit 1 M Natriumhydroxidlösung gegen Phenolphthalein titriert. Zeit und Laugenverbrauch werden notiert.

Der exakte Anfangsverbrauch kann errechnet werden oder wird wie folgt experimentell bestimmt: 30 ml konzentrierte Ethansäure, 1 ml konzentrierte Schwefelsäure und 37,5 ml Wasser werden gemischt. Von der Mischung nimmt man jeweils 2-ml-Proben und titriert nach Verdünnung (etwa 50 ml destilliertes Wasser) mit 1 M Natriumhydroxidlösung.

Auswertung:

● Berechnung des Anfangsverbrauchs

$$C_{H_3O^+} (H_2SO_4) = 36 \text{ mol} \cdot l^{-1}$$

$$C_{H_3O^+} (CH_3COOH) = 17,4 \text{ mol} \cdot l^{-1}$$

Volumen der Mischung 68,5 ml

$$C_{H_3O^+} = \frac{1 \text{ ml} \cdot 36 \text{ mol} \cdot l^{-1} + 30 \text{ ml} \cdot 17,4 \text{ mol} \cdot l^{-1}}{68,5 \text{ ml}}$$

$$C_{H_3O^+} = 8,15 \text{ mol} \cdot l^{-1}$$

$$V_{NaOH} = \frac{2 \text{ ml} \cdot 8,15 \text{ mol} \cdot l^{-1}}{1 \text{ mol} \cdot l^{-1}}$$

$$V_{NaOH} = 16,3 \text{ ml}$$

● Berechnung des Laugenverbrauchs durch die Schwefelsäure

$$C_{H_3O^+} = \frac{1 \text{ ml} \cdot 36 \text{ mol} \cdot l^{-1}}{68,5 \text{ ml}}$$

$$C_{H_3O^+} = 0,53 \text{ mol} \cdot l^{-1}$$

$$V_{NaOH} = \frac{2 \text{ ml} \cdot 0,53 \text{ mol} \cdot l^{-1}}{1 \text{ mol} \cdot l^{-1}}$$

$$V_{NaOH} = 1,06 \text{ ml}$$

● Auswertung der Meßtabelle

Zeit in min	0	5	10	15	20	25	30	35	40
V_{NaOH} in ml	16,3	11,3	8,1	6,7	6,4	6,2	6,1	6,1	6,1

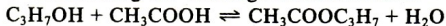
Um den durch die Ethansäure verursachten Laugenverbrauch zu ermitteln, wird der durch die Schwefelsäure bedingte Verbrauch am Anfang und nach der Gleichgewichtseinstellung abgezogen. Man erhält:

$$V_o = 15,24 \text{ ml}; V_G = 5,04 \text{ ml}$$

$$V_o - V_G \hat{=} n_{\text{Ester}} = n_{\text{Wasser}}$$

$$V_G \hat{=} n_{\text{Alkohol}} = n_{\text{Säure}}$$

● Berechnung der Gleichgewichtskonstante:



Da die Stoffmengenänderung bei der Reaktion gleich Null ist, können alle der Stoffmengenkonzentration proportionalen Größen direkt in das Massenwirkungsgesetz eingesetzt werden.

$$K_c = \frac{C_{CH_3COOC_3H_7} \cdot C_{H_2O}}{C_{CH_3COOH} \cdot C_{C_3H_7OH}}$$

$$K_c = \frac{10,2 \text{ ml} \cdot 10,2 \text{ ml}}{5,04 \text{ ml} \cdot 5,04 \text{ ml}}$$

$$K_c = 4,1$$

Das erprobte Experiment

Gleichioniger Zusatz — Pufferwirkung

Ziel der Experimente: Erkennen, daß gleichioniger Zusatz die Dissoziation einer Säure verringert, die entstandene Pufferlösung ihren pH-Wert bei Zusatz kleiner Mengen starker Säuren bzw. Basen nur wenig ändert.

Hinweise zum Einsatz: Im Zusammenhang mit der Behandlung des MWG und seiner Anwendung auf Elektrolytgleichgewichte in wäßrigen Lösungen werden auch Wirkungen gleichioniger Zusätze diskutiert (Kl. 12/1.2.3.2.). Die Zurückdrängung der Dissoziation der Essigsäure bei Zusatz von Azetat ist mit Hilfe des Prinzips von Le Chatelier bzw. des MWG erklärbar, oder sie kann zunächst hypothetisch postuliert und dann experimentell verifiziert werden. Die Untersuchung der Pufferwirkung kann als Einführungs experiment gestaltet werden, oder sie dient der Bestätigung der Überlegungen, die im Lehrbuch Klasse 12 (S. 55 ff.) angestellt werden. Um Mißverständnissen vorzubeugen, müssen Herstellung der Pufferlösung und Untersuchung ihrer Eigenschaften deutlich voneinander getrennt werden.

Geräte und Chemikalien: Polylux, Doppelschale mit Teilungssteg am Boden (unter der Best.-Nr. 09 4600 53 beim SKUS erhältlich), Glasstab, Spatel, Tropfpipetten

0,1 n Essigsäure, 0,1 n Salzsäure, 0,1 n Natronlauge (genaue Einhaltung der angegebenen Konzentrationen ist nicht erforderlich), Natriumazetat, Unitest-Indikator-Lösung oder Methylorange

Ausführung:

1. Teil: In beide Hälften des Unterteils der Doppelschale mit Teilungssteg am Boden werden 4 ml 0,1 n Essigsäure gefüllt und mit 3 oder 4 Tropfen Indikatorlösung versetzt ($\text{pH} \approx 3$). Zur ersten Lösung wird eine Spatelspitze Natriumazetat gegeben und unter Umrühren gelöst. ($\text{pH} \approx 6$) Die Lösung in der zweiten Schalenhälfte dient zunächst zum Farbvergleich. Die Beobachtungen werden registriert und mit Hilfe des MWG erklärt.

2. Teil: In die zweite Schalenhälfte wird eine annähernd gleiche Menge an Azetat gegeben, so daß in beiden Kammern annähernd gleiche Färbungen beobachtbar sind. Zur ersten Lösung werden 2 oder 3 Tropfen 0,1 n Salzsäure und zur zweiten 2 oder 3 Tropfen 0,1 n Natronlauge gegeben. Das Ausbleiben einer Farbänderung und damit einer merklichen pH-Änderung wird erklärt. Anschließend wird demonstriert, daß erst ein Säure- bzw. Baseüberschuß Umschlagen des Indikators bewirkt.

Abänderungen: Es können auch andere Pufferlösungen hergestellt und untersucht werden, zum Beispiel Ammoniumhydroxidlösung und Ammoniumchlorid, Natriumhydrogenkarbonatlösung, Gemische aus Kaliumdihydrogenphosphat- und Dinatriumhydrogenphosphatlösungen. Andere — handelsübliche — Pufferlösungen wie Urotropin und Salzsäure sind für Schüler in ihrer Wirkung schwer zu erklären.

Um die Wirkung der Pufferlösung noch deutlicher werden zu lassen, können in einer zweiten Doppelschale mit Teilungssteg jeweils 4 ml einer wäßrigen Unitest-Lösung in den beiden Schalenhälften einmal mit der obengenannten Menge Salzsäure bzw. Natronlauge versetzt werden, wobei der Indikator sofort umschlägt.

Erprobung: Studienrat Dr. Wolfgang R a n n o w, Fachlehrer für Chemie an der Alexander-von-Humboldt-Schule in 117 Berlin-Köpenick

Das erprobte Experiment

Löslichkeit von Ammoniak in Wasser (10/2.3.)

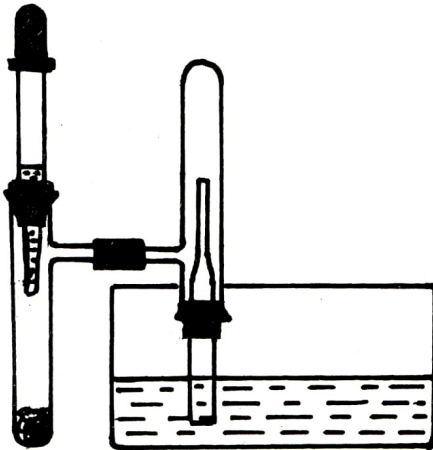
Ziel des Experiments: Mit Hilfe des Schülerexperimentiergerätesatzes kann der Nachweis der Wasserlöslichkeit von Ammoniak durch Schüler erfolgen.

Hinweis zum Einsatz: Besonderer Wert sollte auf folgende Beobachtungen gelegt werden: Beim Zutropfen von Wasser zu Natriumhydroxid und Ammoniumchlorid kommt es zur Gasentwicklung. Es erfolgt Verdrängung der Luft aus der Apparatur. Farbumschlag des Indikators der zu dem in der Kristallisierschale sich befindenden Wasser gegeben wurde, ist festzustellen. Nach kurzer Zeit sind das Aufsteigen des Wassers im Steigrohr und der Übergang des Wassers in das Reagenzglas mit seitlichem Ansatz (bzw. Rundkolben mit doppelt durchbohrtem Stopfen; Rundkolben mit seitlichem Ansatz) zu erkennen.

Durchführung: Zu empfehlen ist die Verwendung von Drainage-Schlauch. Indem über die Verjüngung des Glasrohrs (Halbmikro-Tropfer) ein etwa 10 mm langes Schlauchstück aufgezogen wird, ist in einfacher Weise der Verschluß des Halbmikro-Gasentwicklers möglich. In den Gasentwickler werden zuerst 200 mg Ammoniumchlorid und danach zwei Schuppen Natriumhydroxid gegeben. Der Gasentwickler wird an das Reagenzglas mit seitlichem Ansatz angeschlossen. Das Steigrohr sollte nur etwa 1 cm in das mit Indikator versetzte Wasser eintauchen. Ist die Apparatur entsprechend der Abbildung vorbereitet, kann Wasser zugetropft wer-

den. Ähnlich ist bei Einsatz von jeweils zwei Rundkolben mit seitlichem Ansatz bzw. Rundkolben vorzugehen.

Erprobung: Wolf-Dieter L e g a l l, wiss. Assistent, Martin-Luther-Universität Halle, Sektion Chemie, Lehrbereich Chemiemethodik



Das erprobte Experiment

Fraktionierte Fällung von Sulfaten (12/2.3. neu)

Ziel des Experiments: Aus diesem Experiment läßt sich die Begründung ableiten, warum Bariumchloridlösung als Reagens für Sulfat-Ionen benutzt wird. Es kann anstelle der fraktionierten Fällung von Silberhalogeniden eingesetzt werden, die der alte Lehrplan forderte, und entspricht der allgemeinen Forderung des neuen Plans nach Behandlung einer fraktionierten Fällung:

Geräte und Chemikalien: Reagenzgläser, Reagenzglasstände, Pipetten, Trichter, Filterpapier;

10%ige Schwefelsäure oder die Lösung eines Sulfats; 10%ige Kalziumchloridlösung, Bariumchloridlösung.

Durchführung: Zu 5 ml einer etwa 10prozentigen Lösung eines Sulfats bzw. Schwefelsäure gibt man eine etwa 10prozentige Kalziumchloridlösung

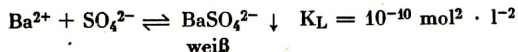
($c_m \approx 1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$).

Es fällt feinkristallines Kalziumsulfat aus. Den Niederschlag filtriert man ab und prüft das Filtrat erneut mit Kalziumchloridlösung. Der eventuell noch aufgetretene Niederschlag wird im gleichen Filter abgetrennt.

Wenn weitere Zugabe von Kalziumchloridlösung keinen Niederschlag mehr bildet, liegt eine Lösung vor, in der die Kalzium-Ionen-Konzentration maximal $c_m \approx 1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ und demnach die Sulfat-Ionen-Konzentration etwa $c_m \approx 6 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ beträgt.

Versetzt man dieses Filtrat mit Bariumchloridlösung, so lassen sich aufgrund der geringeren Löslichkeit von Bariumsulfat die Sulfat-Ionen noch eindeutig nachweisen.

Reaktionen:



Erprobung: Wolfram G ü n z l e r, Fachlehrer für Chemie/Biologie an der EOS „Friedrich Schiller“, Weimar.

Das erprobte Experiment

Fraktionierte Fällung von Kupfer(II)-sulfid und Kupfer(II)-hydroxid (12/2.3. neu)

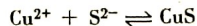
Ziel des Experiments: Das Experiment zeigt, daß zuerst nur Kupfer(II)-sulfid und später erst Kupfer(II)-hydroxid ausfällt, wenn Kupfer-Ionen in eine basische Lösung eines Sulfids gelangen. Es eignet sich als Beispiel einer fraktionierten Fällung, die der Lehrplan fordert (s. auch H. 12/1980, S. 541).

Geräte und Chemikalien: Halbmikroreagenzgläser oder Zentrifugengläser, Reagenzglasständer, Pipetten, Handzentrifuge;

5- bis 10%ige Natronlauge, Ammoniumsulfidlösung, 10%ige Kupfersulfatlösung.

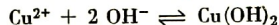
Durchführung: Zu einem Milliliter der Natronlauge, die mit einem Tropfen Ammoniumsulfidlösung versetzt wurde, gibt man tropfenweise die Kupfersulfatlösung. Es entsteht zuerst ein tiefschwarzer Niederschlag aus Kupfer(II)-sulfid. Mit einer Handzentrifuge erreicht man, daß sich der Niederschlag auf dem Boden eines Halbmikroreagenzglases absetzt. Entsteht bei weiterer Zugabe von Kupfersulfatlösung weiterhin schwarzes Kupfersulfid, muß man wiederum die Zentrifuge einsetzen.

Nachdem die Sulfid-Ionen-Konzentration auf einen Bruchteil der Ausgangskonzentration gesunken ist, fällt bei weiterer Zugabe von Kupfersulfat blaues Kupfer(II)-hydroxid aus.



schwarz

$$K_L = 8,5 \cdot 10^{-45} \text{ mol}^2 \cdot \text{l}^{-2}$$



blau

$$K_L = 5,6 \cdot 10^{-20} \text{ mol}^2 \cdot \text{l}^{-2}$$

Anmerkung: Handzentrifugen können vom VEB Maschinenbauhandel Erfurt, 6906 Kahla, Gerberstr. 15–16, FA Laborgeräte, sofort geliefert werden.

Erprobung: Wolfram G ü n z l e r, Fachlehrer für Chemie/Biologie an der EOS „Friedrich Schiller“, Weimar

Das erprobte Experiment

Nachweis von geringen Äthanolmengen in der Luft

Ziel des Experiments: Mit dem Demonstrationsexperiment soll gezeigt werden, daß geringe Mengen Äthanol in der Luft bzw. in der Atemluft nachzuweisen sind. Das Experiment kann dazu dienen, eine Vorstellung von der Funktionsweise des Alkoholprüfröhrchens zu vermitteln. Häufig stellen Schüler dem Lehrer entsprechende Fragen.

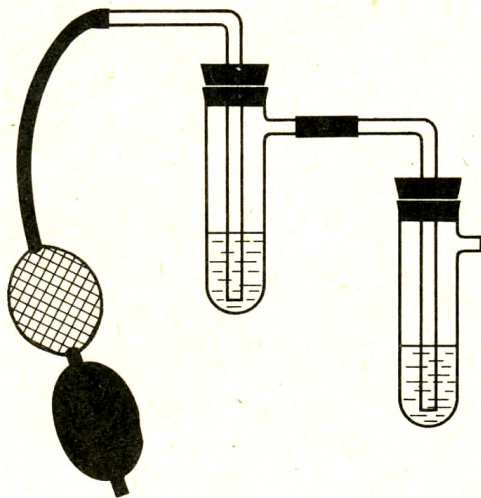
Der Vorschlag weicht vom bekannten experimentellen Vorgehen ab (Arbeit mit Silikagel, konz. Schwefelsäure und Kaliumchromat — s. Anm.!), das aufwendig und nicht ungefährlich ist und überdies nicht zu eindeutigen Effekten führt.

Geräte und Chemikalien: 2 Halbmikrogaswäscher bzw. 2 Gaswäscher bestehend aus zwei Reagenzgläsern mit seitlichem Ansatz (18 mm $\times$ 180 mm);

Äthanollösung, konz. Schwefelsäure, Kaliumdichromat (fest), Gummidoppelgebläse.

Durchführung: Die Geräteanordnung ist in der Abbildung auf der Rückseite dargestellt. In den ersten Gaswäscher wird Äthanollösung gefüllt. Im zweiten Gaswäscher ist konzentrierte Schwefelsäure mit einer geringen Menge von Kaliumdichromat zu versetzen. Mit Hilfe des Gummidoppelgebläses wird ein schwacher Luftstrom erzeugt und durch die Äthanollösung geleitet. Die dabei mitgerissenen Spuren von Äthanol verursachen die Reduktion der Chrom(VI)-Verbindung, wobei aus Äthanol Äthanal und Äthansäure entstehen. Es zeigt sich ein Farbumschlag von Orange nach Grün.

Anmerkung: Anregungen zur beschriebenen Variante erhielten wir auf Seite 156 des Bandes IV „Chemische Schulversuche“ (Volk und Wissen Volkseigener Verlag, Berlin 1977).



Erprobung: Krimhild Kreh und Wolf-Dieter Legall, Martin-Luther-Universität Halle-Wittenberg, Sektion Chemie, Wissenschaftsbereich Methodik des Chemieunterrichts.

Das erprobte Experiment

Oxidation von Ethanol zu Ethanal

Die vorgestellte Variante entspricht dem experimentellen Vorgehen zur Ermittlung geringer Mengen Ethanol in der Luft bzw. Atemluft (Alkoholprüfröhrchen) und stützt sich auf ein von W.-D. Legall und K. Krech beschriebenes erprobtes Experiment. Vgl. /1(S. 539)/!

Ziel des Experiments: Ethanol wird durch Kaliumdichromatlösung und konzentrierte Schwefelsäure zu Ethanal oxydiert. Das Reaktionsprodukt ist mit fuchsin-schweflicher Säure nachzuweisen.

Einsatz:

9/2.2. Alkanale (Darstellung von Ethanal und chemische Reaktion)

10/4.2. Arten chemischer Reaktionen (Redoxreaktionen)

11/2.2. Beziehungen zwischen Atombau und Eigenschaften bei Haupt- und Nebengruppenelementen (Redoxreaktionen mit Kaliumdichromat)

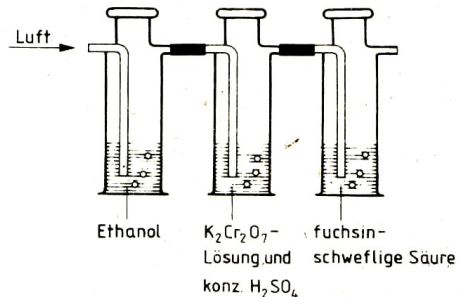
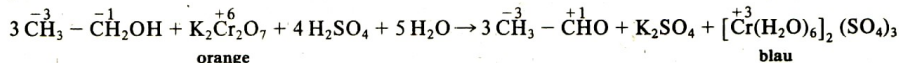
Chemikalien und Geräte: 96 %iges Ethanol, 1 %ige Kaliumdichromatlösung, konzentrierte Schwefelsäure;

1 Gummidoppelgebläse, 3 Waschflaschen.

Durchführung: Es werden drei Waschflaschen miteinander verbunden. An die erste Waschflasche, sie enthält 20 ml 96 %iges Ethanol, wird das Gummidoppelgebläse angeschlossen. Die zweite Waschflasche wird mit 15 ml 1 %iger Kaliumdichromatlösung und 5 ml konzentrierter Schwefelsäure gefüllt (Mischungsverhältnis 3:1). Als Nachweisreagenz für Ethanal ist in der dritten Waschflasche fuchsin-schwefliche Säure einzusetzen. Mittels Gummidoppelgebläse wird Ethanol in die verdünnte Chromschwefelsäure eingeleitet.

Beobachtungen: Nach einer Minute setzt in der zweiten Waschflasche ein Farbumschlag der verdünnten Chromschwefelsäure von orange über grün nach blau ein. Die fuchsin-schweiflige Säure ist nach 2...3 min kräftig violett gefärbt.

Ergebnis: Bei Einsatz verdünnter Chromschwefelsäure entsteht außer Ethanal das blaue Hexaquo-chrom(III)-sulfat, welches nach vorsichtigem Erhitzen in das grüne Tetraquo-chrom (III)-sulfat über-geht. Chrom(III)-salze zeigen Hydratisomerie, wobei komplexgebundenes Wasser durch Sulfatgrup-pen ersetzt wird.



Erprobung: Hannelore Zagrodnik, Martin-Luther-Universität, Sektion Chemie. Wiss. Assistentin im WB Chemiemethodik.

1 Legall/Krech: Das erprobte Experiment. Nachweis von geringen Äthanolmengen in der Luft. Diese Zeitschrift 28 (1981) Heft 12.

Das erprobte Experiment Abiturstufe

Kolorimetrische Ermittlung der Koordinationszahl des Kupfers beim Tetramminkupfer(II)-Ion – 11/3.2.

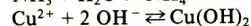
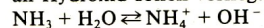
Ziel des Experiments: Das Experiment dient dazu, die Schüler erkennen zu lassen, daß bei der Komplexbildung eine bestimmte, durch die Koordinationszahl ausgedrückte Anzahl von Liganden gebunden werden.

Geräte und Chemikalien: 6 Reagenzgläser im Gestell, Meßreagenzgläser oder Meßpipetten, 1M Kupfer(II)-sulfatlösung, 1M Ammoniaklösung, destilliertes Wasser

Durchführung: In sechs Reagenzgläser wird je 1 ml 1M Kupfer(II)-sulfatlösung eingefüllt ($\cong 1$ mmol). Die Gläser werden mit 5, 4, 3, 2, 1 bzw. 0 ml destilliertem Wasser aufgefüllt und geschüttelt. Nun wird in dieser Reihenfolge 0, 1, 2, 3, 4 bzw. 5 ml 1M Ammoniaklösung ($1 \text{ ml} \cong 1 \text{ mmol}$) zugegeben und geschüttelt.

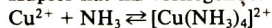
Beobachtung: Im Glas 1 liegt eine hellblaue, klare Lösung vor. In den Gläsern 2 und vor allem 3 bilden sich hellblaue Niederschläge. Im Glas 4 wird die Farbe dunkler, aber der Niederschlag wird nicht vollständig gelöst. In den Gläsern 5 und 6 befinden sich gleichartige tiefblaue und klare Lösungen.

Auswertung: Glas 1 enthält hydratisierte Kupfer(II)-Ionen (Aquakomplex). In den Gläsern 2, 3 und 4 fällt Kupfer(II)-hydroxid aus, da bei der Reaktion des Ammoniaks mit dem Wasser ein Überschuß an Hydroxid-Ionen vorliegt.



In den Gläsern 4, 5 und 6 reagieren die Ammoniakmoleküle als Liganden und verdrängen die Wassermoleküle als Liganden. Im Glas 5 ist dieser Vorgang abgeschlossen, man erkennt keine weitere Veränderung beim Zusatz des fünften Millimols Ammoniak.

Daraus kann man folgern, daß 4 mmol Ammoniak von 1 mmol Kupfer-Ionen gebunden werden. Kupfer hat im vorliegenden Fall die Koordinationszahl 4.



Hinweise: Will man die Reaktion photometrisch untersuchen und die störende Hydroxidfällung unterbinden, muß man in jedem Glas 1 g festes Ammoniumnitrat zusetzen.

Das Experiment kann auch in gut verschlossenen Gläsern als Dauerpräparat aufgehoben und nur zur Demonstration verwendet werden. Ein gleichartiges Experiment zur Demonstration der Koordinationszahl 6 bei entsprechenden Nickelkomplexen kann analog mit Nickel(II)-sulfat und Ammoniak durchgeführt werden.

Erprobung: OStR Adolf Neuhäuser, EOS „Friedrich Schiller“ Weimar, Fachberater für Chemie im Stadtkreis Weimar