Reaktionen mit Kupfer-Ionen

Klaus-Dieter Krüger



© Thinkstock/iStock

5 Versuche dienen für einen praktischen Ansatz der Themen, wie Reaktionsarten, Löslichkeit und Elektrochemie. Die Lernenden bestimmen Reaktionsarten, bestimmen das Löslichkeitsprodukt und wenden elektrochemische Kenntnisse in Vorbereitung auf das Abitur.

VORANSICHT

RAABE
KLASSE SCHULE

Versuch 2:
In ein Reagenzglas werden ca. 1 mL Kupfer(II)-sulfatlösung gegeben. Es wird so viel Natriumchlorid zugefügt, dass ein kleiner Bodensatz zu sehen ist. Kurz schütteln. Anschließend wird das Reagenzglas in ein heißes Wasserbad gestellt bis sich die Farbe ändert. Danach wird das Reagenzglas zum Abkühlen in ein Becherglas mit kaltem Wasser gestellt.
Nach dem Abkühlen wird wieder Natriumchlorid in deutlichem Überschuss zugefügt, bis sich die Farbe ändert. Es wird wieder im Wasserbad erwärmt und anschließend abgekühlt.

Versuch 3:
In zwei Reagenzgläser werden ca. je 1 mL Kupfer(II)-sulfatlösung gegeben.
In ein Reagenzglas wird Ammoniumchlorid bis zur Bildung eines Bodensatzes gegeben und gut geschüttelt. Das andere Reagenzglas wird tropfenweise mit Ammoniaklösung versetzt bis eine klare Lösung entsteht.
Anschließend wird in beide Lösungen je ein blanker Eisennagel getaucht.

Versuch 4:
Ein Reagenzglas wird mit ca. 1 mL Kupfer(II)-sulfatlösung befüllt. Dazu kommen mehrere Spatelspitzen Kalium- bzw. Natriumbromid. Jedes Mal gut mischen. Wenn die Farbe zum zweiten Mal wechselt, gibt man etwas Wasser zu und schüttelt. Zum Schluss wird ein blanker Eisennagel in die Lösung getaucht.

Versuch 5:
In ein Reagenzglas mit ca. 1 mL Kupfer(II)-sulfatlösung gibt man eine Spatelspitze Kalium- bzw. Natriumiodid. Gut mischen, mit ca. 1 mL Benzin überschichten und ausschütteln.

VORANSICHT

Kompetenzprofil

- Niveau: Sek. II, weiterführend bzw. vertiefend
- Fachlicher Bezug: Reaktionsarten, Komplexchemie, Elektrochemie, Löslichkeit
- Methode: Experiment, Praktikum
- Basiskonzepte: Reaktionsarten, Komplexchemie, Elektrochemie, Löslichkeit
- Erkenntnismethode: Experimente durchführen und auswerten
- Kommunikation: auswerten
- Bewertung / Reflexion: –
- Inhalt in Stichworten: Praktikum, Reaktionsarten bestimmen, Anwendung Elektrochemie, Löslichkeitsprodukt, Wiederholung, Systematisierung, Vorbereitung auf das Abitur

Autor: Klaus-Dieter Krüger

Auswertung/Lösungsvorschlag

Beobachtungen

Versuch 1:

Die Lösung in dem Reagenzglas in dem Kupfer(II)-sulfatlösung mit Salzsäure versetzt wurde färbt sich grün.

Die Lösung in dem Reagenzglas in der Salzsäure mit Kupfer(II)-sulfatlösung versetzt wurde färbt sich gelblich.



Hellblau Lichtgrün gelblich

Versuch 2:



Hellblau Grün

Die Lösung mit Natriumchlorid bleibt blau bzw. färbt sich leicht türkis.

In dem heißen Wasserbad wechselt die Farbe nach grün. Nach dem Abkühlen erscheint die ursprünglich blaue Farbe wieder. Nach Zufügen von Natriumchlorid im Überschuss färbt sich die Lösung allmählich grün. Erhitzen und abkühlen hat dann keinen wesentlichen Einfluss auf die Farbe der Lösung.

VORANSICHT

Gegen die Bildung von Kupfer(I)-bromid spricht die Tatsache, dass das entstandene Produkt gut löslich ist (Kupfer(I)-bromid ist sehr schwer löslich), und die braune Farbe (Kupfer(I)-bromid ist farblos).
Da freie Kupfer(II)-Ionen an dem Eisennagel zu Kupfer-Atomen reduziert wurden,

$Cu^{2+} + Fe \rightarrow Cu + Fe^{2+}$,

ist kein stabiler Bromidocuprat-Komplex entstanden.

Versuch 5:

1 $2\,[Cu(H_2O)_6]^{2+} + 4\,Na^+ + 4\,I^- \rightarrow 2\,CuI_{(s)} + I_{2(s)} + 4\,Na^+ + 12\,H_2O$

Es entsteht erst Kupfer(II)-iodid welches zu sehr schwer löslichem Kupfer(I)-iodid und Iod zerfällt. Es handelt sich um eine Redoxreaktion. Kupfer(II)-Ionen werden durch Iodid-Ionen zu Kupfer(I)-Ionen reduziert. Dabei entsteht elementares Iod welches sich in unpolaren Lösungsmitteln mit violetter Farbe löst.
Die bräunliche Suspension stammt aus der Bildung von Polyiodiden. Diese und Spuren von Kupfer(I)-iodid bewirken die grünliche Verfärbung der Lösung über dem Niederschlag.

2 Diese Reaktion dürfte laut Spannungsreihe unter Standardbedingungen nicht ablaufen:
$E°(Cu^+ / Cu^{2+}) = 0{,}16$ V
$E°(2\,I^- / I_2) = 0{,}54$ V
"Iod ist edler als Kupfer"
Die Standardpotentiale können in diesem Fall aber nicht angewendet werden, da die Konzentration der Kupfer(I)-Ionen aufgrund der schweren Löslichkeit gegen Null geht. Die Konzentrationen der Kupfer(II)-Ionen und Iodid-Ionen entsprechen ebenfalls nicht den Standardbedingungen.
Unter Zugrundelegung folgender Werte:
Löslichkeitsprodukt Kupfer(I)-iodid:
20 °C: $5{,}06 \cdot 10^{-12}$ mol$^2 \cdot$ L$^{-2} \rightarrow Cu^+$: $2{,}25 \cdot 10^{-6}$ mol $\cdot$ L^{-1}

VORANSICHT