

Konzentrationsabhängigkeit von Redoxpotentialen

Hintergrund

Mit der HydroFlex®-Elektrode lassen sich auch längere Messungen problemlos durchführen. Dies ist z.B. mit Platin-Elektroden, die durch Elektrolyse mit Wasserstoff beladen werden, nicht möglich. Mit der neuen Wasserstoffelektrode lässt sich nun aber auch die Konzentrationsabhängigkeit von Redoxpotentialen experimentell veranschaulichen.

Gefahren



Signalwort: Gefahr

Schutzbrille tragen. Kupfer- und Silber-Salze verursachen schwere Augenreizungen und sind gesundheitsschädlich beim Verschlucken. Als Schwermetall-Salze sind sie sehr giftig für Wasserorganismen mit langfristiger Wirkung, daher nicht ins Abwasser entsorgen. Ammoniak ist sehr giftig für Wasserorganismen. Nitrate sind brandfördernd. Die Wasserstoffmengen der HydroFlex®-Elektrode sind minimal, es geht keine Gefährdung davon aus.

Chemikalien

Kupfersulfatlösung, 1 molar, H 302, H 319, H 315, H 410

Silbernitratlösung, 1 molar, H 272, H 314, H 410

Salzsäure, 1molar, H290, H314, H335

Schwefelsäure, 1 molar, H314, H290

Ammoniaklösung, 25%, H221, H331, H314, H400

Kaliumnitratlösung, H272

Kaliumchloridlösung, nach GHS keine Einstufung

Materialien

2 Bechergläser, 100 ml

Silber- und Kupferelektroden

Magnetprüher

Tropftrichter mit Druckausgleich, 100 ml, mit Stativmaterial

Laborboy (Hebebühne)

Stromschlüssel mit Stopfen

HydroFlex-Elektrode (muss aktiviert werden, Bedienungsanleitung beachten)

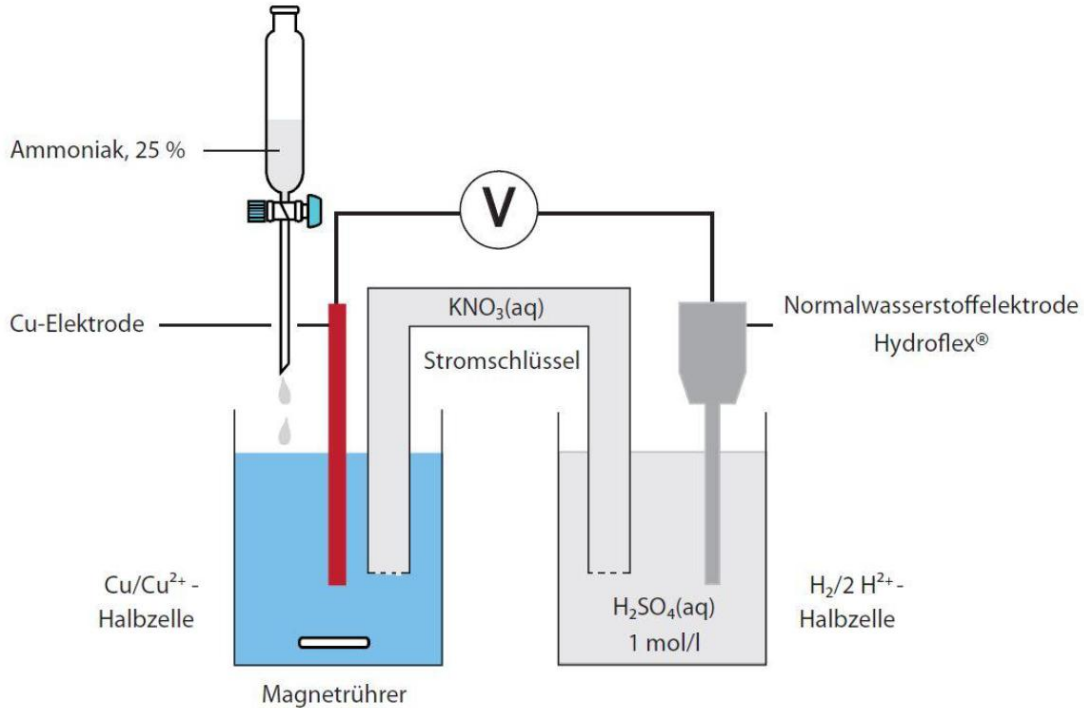
Stromschlüssel mit Stopfen

Messleitungen

Messgerät für Spannung z.B. Demo-Voltmeter, alternativ Messwerterfassungssystem

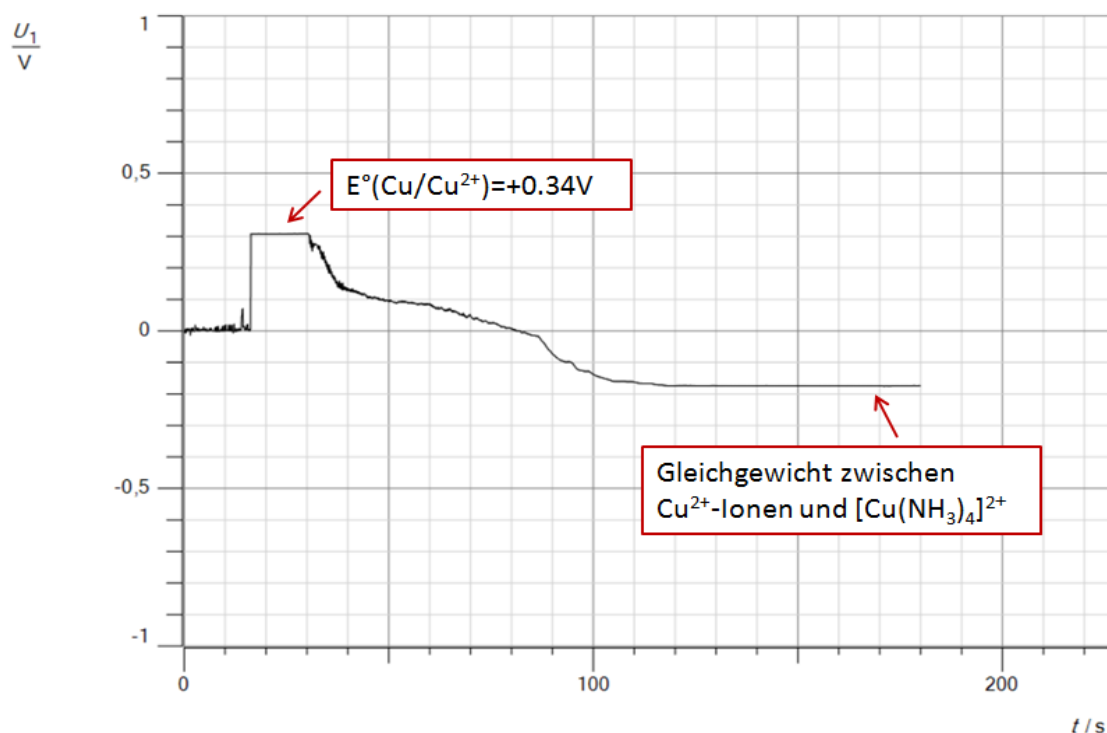
Versuchsaufbau

Das Experiment wird in der Abbildung exemplarisch für die Messung der Konzentrationsabhängigkeit von Cu/Cu^{2+} dargestellt. Wie man sieht erfolgt der Aufbau entsprechend dem Experiment zur Messung der Standardpotentiale. Da für 100ml einer Elektrolytkonzentration von $c(\text{Cu}^{2+})=1\text{ mol/l}$ circa 200ml Ammoniaklösung benötigt werden kann alternativ, um weniger Chemikalien zu verbrauchen, eine 0.1 molare Kupfersulfatlösung verwendet werden. Der Ammoniak wird langsam zugetropft und mit dem Magnetrührer verrührt. Es wird so lange zugetropft, bis sich das Potential nicht mehr ändert.



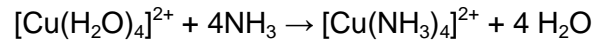
Versuchsergebnis

Die Lösung wird tiefblau. Die Spannung wird immer geringer, bis sie sogar leicht negativ wird. Ein möglicher Kurvenverlauf sieht folgendermaßen aus:



Erklärung

Durch die Zugabe von 25% Ammoniaklösung bildet sich der tiefblau gefärbte Kupfer-tetraamin-Komplex:



Das Gleichgewicht liegt dabei stark auf der rechten Seite. Dadurch wird die Konzentration der freien Cu^{2+} -Ionen stark herabgesetzt. Über die Nernstsche Gleichung lässt sich der Einfluss der Konzentration auf das Potential wie folgt berechnen.

$$\Delta E(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}) = E^\circ(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}) + \frac{R \cdot T}{z \cdot F} \cdot \ln \frac{c(\text{Cu}^{2+})}{1}$$

Die $c(\text{Cu}^{2+})$ -Ionenkonzentration sinkt, dadurch wird der Wert des Logarithmus negativ und das gesamte Zellpotential der Cu/Cu^{2+} -Halbzelle fällt ab.

Alternative

Das Experiment kann auf gleiche Weise auch mit der Ag/Ag^+ -Halbzelle durchgeführt werden. Geht man dabei von einem System wie zur Messung des Standardpotentials aus werden allerdings keine negativen Werte erreicht. Dies liegt an dem relativ hohen Standardpotential von $E^\circ(\text{Ag}/\text{Ag}^+) = 0.80\text{V}$. [1] Das Gleichgewicht zwischen den Ag^+ -Ionen der Elektrolytlösung und dem, bei Zugabe von Ammoniak, gebildeten Silberdiamin $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ stellt sich noch bei einem positiven Zellpotential ein.

Bezugsquelle

Die HydroFlex®- Elektrode erhält man bei der Gaskatel GmbH.
Holländische Straße 195, Gebäude M 11, D - 34127 Kassel, Tel.: +49 (0)561 / 5 91 90,
www.gaskatel.de.

Eine HydroFlex®-Elektrode kostet 159,00 € , eine Ersatz-Cartridge 13,20 € (jeweils plus MwSt.). Es gibt einen Online-Shop unter www.shop.gaskatel.de.

Entsorgung

Lösungen wieder in den Abfallbehälter für Schwermetalle, saure und alkalische Abfälle geben.

Literatur

Atkins, P. W., Einführung in die Physikalische Chemie, Kap. 11 Elektrochemie, S. 383_417, VCH, Weinheim u.a., 1993
M. Schwab, Fachreferent Chemie in Unterfranken, www.fachreferent-chemie.de