

Konzentrationszellen

Zwei Halbzellen, die sich nur durch ihre Konzentration unterscheiden, werden als Konzentrationszellen bezeichnet. Diese liefern nur eine geringe Spannung, die vom Konzentrationsverhältnis und der Zahl der pro Redoxsystem ausgetauschten Elektronen abhängig ist. Bei Änderung der Konzentration um eine Zehnerpotenz ändert sich bei der Silber-Konzentrationszelle das Potential um 0,059 V.

Hintergrund

Durch Konzentrationszellen lassen sich der Einfluss der Konzentration auf das Potential einer Halbzelle demonstrieren und der Proportionalitätsfaktor der Nernstsche Gleichung (0,059 V) bzw. die Gleichung selber ableiten. Mit Silber-Konzentrationszellen erhält man sehr gut Werte.

Gefahren



Signalwort: Gefahr

Schutzbrille tragen. Silbersalze verursachen schwere Haut- und Augenschäden. Als Schwermetall-Salze sind sie sehr giftig für Wasserorganismen mit langfristiger Wirkung, daher nicht ins Abwasser entsorgen. Nitrate sind brandfördernd.

Chemikalien

- Silbernitratlösung, 1 molar, H 272, H 314, H 410
- Silbernitratlösung, 0,1 molar, H 272, H 314, H 410
- Silbernitratlösung, 0,01 molar, H 272, H 314, H 410
- Silbernitratlösung, 0,001 molar, H 272, H 314, H 410
- Kaliumnitratlösung, H 272

Materialien

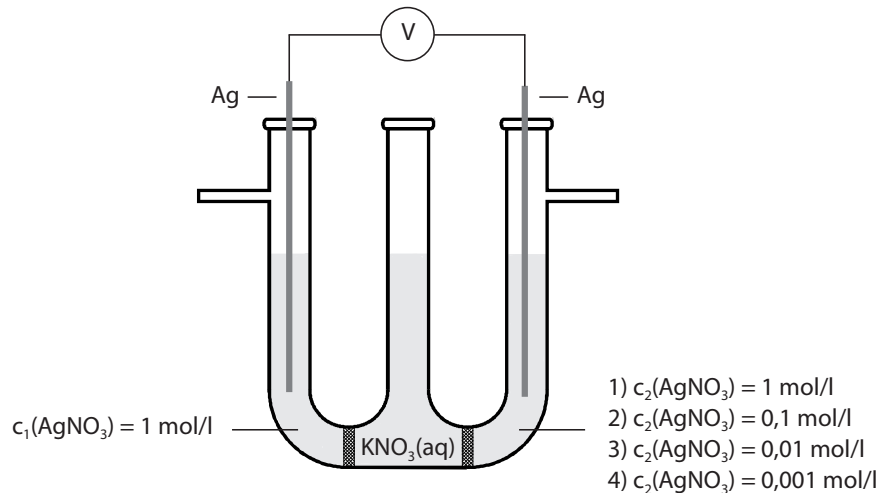
- 2 Silberblech-Elektroden mit Buchse
- Doppel-U-Rohr mit Ablasshahn,
- Alternativ: Mehrere Glaströge mit Stromschlüssel
- 2 Messleitungen
- Digitales Multimeter
- Alternativ: Analoges Messgerät mit mV-Messbereich, 3 V-Messbereich zu ungenau

Silbernitratlösung unbedingt mit dest. Wasser herstellen!

Konzentrationszellen

Versuchsaufbau

Der Versuchsaufbau erfolgt nach der folgenden Abbildung. Der rechte Schenkel des U-Rohrs wird nacheinander mit den unterschiedlichen Konzentrationen der Silbernitratlösung gefüllt.



Versuchsergebnis

Bei gleicher Konzentration kann keine Spannung gemessen werden. Je größer der Konzentrationsunterschied wird, um so größer wird die Spannung. Sie beträgt 0,059 V oder ein Vielfaches davon.

Nr.	c_1 [mol/l]	c_2 [mol/l]	c_1/c_2	$\lg c_1/c_2$	U [V]
1	1	1	1	0	$0 \times 0,059$
2	1	0,1	10	1	$1 \times 0,059$
3	1	0,01	100	2	$2 \times 0,059$
4	1	0,001	1000	3	$3 \times 0,059$

Erklärung

Wie in jedem Redoxsystem liegt ein Gleichgewicht vor, hier zwischen Silberatomen in der Elektrode und Silberionen in der Lösung. Man spricht vom Lösungsdruck, das Gleichgewicht liegt allerdings stark auf der linken Seite.

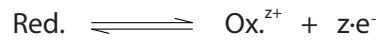


Liegen unterschiedliche Silberionenkonzentrationen in den Halbzellen vor, ist das System bestrebt, die Konzentrationen auszugleichen. In der Halbzelle mit der höheren Konzentration werden sich daher Silberatome abscheiden (Pluspol, Kathode), in der Halbzelle mit der verdünnteren Lösung werden Silberatome in Lösung gehen (Minuspol, Anode). Dadurch fließt ein Strom von der verdünnteren zur konzentrierteren Halbzelle, solange, bis sich die Konzentrationen angeglichen haben.

Offensichtlich ist die gemessene Spannung vom Konzentrationsverhältnis der Halbzellen zueinander abhängig. Die Konzentrationsabhängigkeit einer Halbzelle wird durch die *Nernstsche Gleichung* beschrieben.

Konzentrationszellen

Für das beliebige Redoxsystem



gilt die Nernstsche Gleichung

$$E = E^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{z} \cdot \lg \frac{c(\text{Ox.})}{c(\text{Red.})}$$

Feststoffe werden in ihrer Konzentration als konstant angesehen, im Silberredoxsystem wird ein Elektron ausgetauscht, daher vereinfacht sich die Gleichung für die Silberhalbzelle auf:

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

Für die Berechnung der Potentialdifferenz der beiden Silberhalbzellen gilt:

$$\Delta E = E_{\text{Kathode}} - E_{\text{Anode}}$$

Damit ergibt sich für das Beispiel mit der Halbzelle $c_1 = 1 \text{ mol/l}$ (hier findet die Reduktion = Kathode statt) und $c_2 = 0,1 \text{ mol/l}$ (hier findet die Oxidation = Anode statt) folgende Potentialdifferenz:

$$\Delta E = [E^0_{(\text{Ag}/\text{Ag}^+)} + 0,059 \text{ V} \cdot \lg c_1(\text{Ag}^+)] - [E^0_{(\text{Ag}/\text{Ag}^+)} + 0,059 \text{ V} \cdot \lg c_2(\text{Ag}^+)]$$

E^0 kürzt sich heraus und die Gleichung vereinfacht sich auf:

$$\Delta E = 0,059 \text{ V} \cdot [\lg c_1(\text{Ag}^+) - \lg c_2(\text{Ag}^+)]$$

$$\Delta E = 0,059 \text{ V} \cdot \lg \frac{c_1(\text{Ag}^+)}{c_2(\text{Ag}^+)}$$

Eine Konzentrationszelle ist daher nur vom Konzentrationsverhältnis und der Zahl der Elektronen, die auf- oder abgegeben werden abhängig.

Damit erklärt sich aber auch die sehr kleine Spannungsdifferenz, die gemessen wird.

Entsorgung

Die Lösungen können in entsprechend beschriftete Behälter zurück gegossen und für diesen Versuch öfters wiederverwendet werden. Soll keine Wiederverwendung erfolgen, so werden die Lösungen zu den anorganischen schwermetallhaltigen Abfällen gegeben.

Literatur

- (1) Beck, W. (Hrsg.) et. al.: Chemie 3. Oldenburg, München 1996.
- (2) Fischer, W; H. Deißberger: C₃ Stoffe - Reaktionen - Energie. Buchner, Bamberg, 1988