

Name:

Datum:

Bestimmung des Normalpotenzials von Aluminium

Geräte:

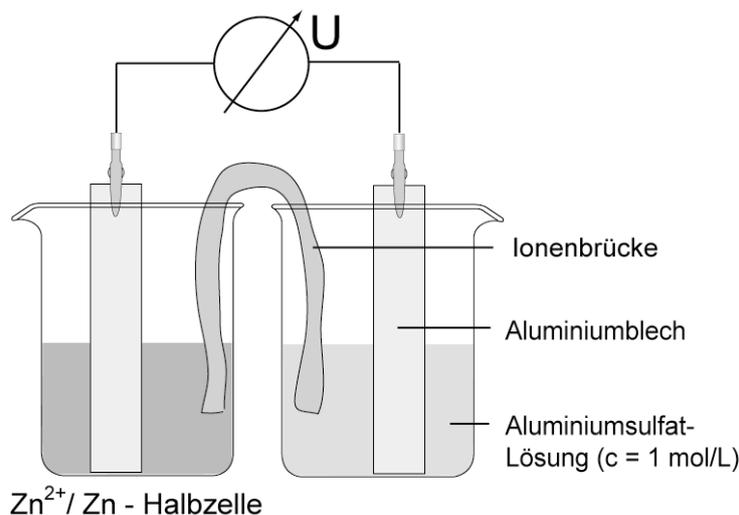
2 Bechergläser (250 mL), Zinkblech, Teelichtschale aus Aluminium, 2 Krokodilklemmen, 2 Kabel, Multimeter, Schmirgelpapier, Küchenpapier, Schere, Pinzette, Petrischale

Chemikalien:

Kaliumnitrat-Lösung $c(\text{KNO}_3) = 1 \text{ mol/L}$, Zinksulfat-Lösung $c(\text{ZnSO}_4) = 1 \text{ mol/L}$
Aluminiumsulfat-Lösung $c(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 1 \text{ mol/L}$

Durchführung

1. Gib 100 mL Zinksulfat-Lösung in das eine Becherglas und 100 mL Aluminiumsulfat-Lösung in das andere.
2. Schmirgel das Zinkblech blank, befestige eine Krokodilklemme daran und tauche es in das Becherglas mit der Zinksulfat-Lösung.
3. Schneide mit einer Schere den Rand der Teelichtschale ab und tauche das so entstandene Aluminiumblech mit einer Krokodilklemme versehen, in das Becherglas mit der Aluminiumsulfat-Lösung.
4. Fülle etwas Kaliumnitrat-Lösung in eine Petrischale. Tauche einen Streifen Küchenpapier mit Hilfe der Pinzette in die Kaliumnitrat-Lösung und verbinde mit dem durchtränkten Streifen die beiden Bechergläser.



5. Verbinde die Krokodilklemmen mit dem Multimeter. Die Zink-Halbzelle bildet den Minuspol.
6. Miss die auftretende Spannung.

$U = \text{_____ V}$

Hinweise zur Entsorgung:

Die eingesetzten Lösungen werden, wenn sie nicht zu sehr verschmutzt wurden, wieder in den Vorratsbehälter gegeben. Ansonsten wird die Zinksulfat-Lösung in den Abfallbehälter gegeben, die Aluminiumsulfat-Lösung hingegen über den Ausguss entsorgt.

Ziel des Versuches:

In diesem Versuch soll auf der Grundlage bereits bekannter Experimente ein Versuch aufgebaut werden, der die Bestimmung des Standard-Elektrodenpotenzials des Aluminiums ermöglicht.

Beobachtung und Auswertung:

Die gemessene Spannung zwischen der Bezugselektrode (Zink-Halbzelle, $E = -0,76 \text{ V}$) und der Aluminium-Halbzelle beträgt ca. $0,45 \text{ V}$, wobei die Zink-Halbzelle den Minuspol bildet. Damit ergibt sich ein experimentell ermitteltes Standardelektrodenpotenzial des Aluminiums von ca. $-0,3 \text{ V}$. Dieser Messwert weicht deutlich um über 1 V vom Literaturwert von $-1,67 \text{ V}$ ab. Auch bei Verwendung anderer Elektrolyte (z.B. Natriumsulfat, Aluminiumchlorid oder Natriumchlorid) erreicht man maximal ein Elektrodenpotenzial von $-0,8 \text{ V}$.

Der Tabellenwert kann also nicht auf elektrochemischem Weg bestimmt worden sein. Die Ursache dafür ist die passivierende Oxidschicht an der Metalloberfläche. Der Tabellenwert ist vielmehr aus thermodynamischen Daten errechnet worden, wie die Ausführungen von VAN DER VEER et al. zeigen [VAN DER VEER, DE RIJKE, OETKEN & JANSEN 1996].