

Name:

Datum:

Potenzial des Aluminiums in verschiedenen Elektrolyten

Geräte:

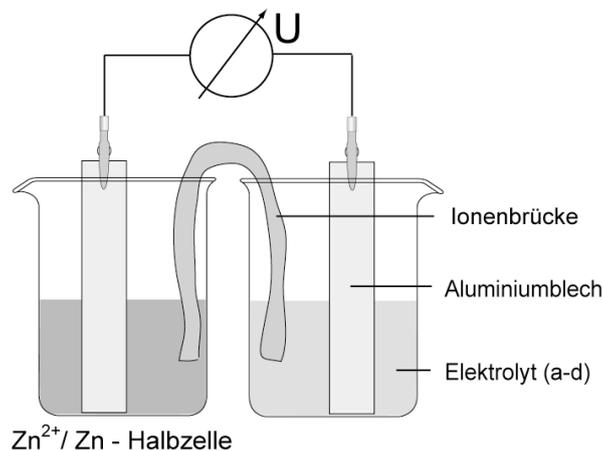
2 Bechergläser (250 mL), Küchenpapier, Schere, Teelöffel, Schmirgelpapier, Teelichtschale, Multimeter, 2 Krokodilklemmen, 2 Kabel, Zinkblech, Petrischale, Knete

Chemikalien:

Soda (Natriumcarbonat Na_2CO_3), Kochsalz, Zinksulfat-Lösung ($c=1\text{ mol/L}$), Aluminiumsulfat-Lösung ($c=1\text{ mol/L}$), Kaliumnitrat-Lösung ($c=1\text{ mol/L}$), Natriumsulfat (Na_2SO_4), destilliertes Wasser

Durchführung:

- Schmirgel das Zinkblech gründlich ab.
- Fülle ca. 100 mL Zinksulfat-Lösung in ein Becherglas und stelle das Zinkblech hinein.
- Schneide vom Teelichtbecher den Rand ab und schmirgel ihn ab. Er dient als Aluminiumelektrode, die in verschiedene Elektrolyte getaucht wird. Stelle das Aluminiumblech in das andere Becherglas.
- Fülle etwas Kaliumnitrat-Lösung in eine Petrischale und tauche ein Stück Küchenpapier in die Kaliumnitrat-Lösung. Verbinde die beiden Bechergläser mit diesem Streifen.
- Tauche die Bleche in die Lösung und fixiere sie mit etwas Knete am Becherglasrand. Verbinde nun die Bleche mit Krokodilklemmen mit dem Multimeter. Das Zinkblech ist der Minuspol (Anschluss COM).



- Fülle in das rechte Becherglas nacheinander die unterschiedlichen Elektrolyte. **Reinige das Becherglas vor jedem Befüllen gründlich mit destilliertem Wasser.** Für die Salz-Lösungen verwende immer 2 Teelöffel des entsprechenden Salzes in ca. 100 mL destilliertem Wasser gelöst.
 - Leitungswasser
 - Natriumsulfat-Lösung
 - Kochsalz-Lösung
 - Soda-Lösung
 - Aluminiumsulfat-Lösung (fertig angesetzt)

Miss die jeweilige Spannung und notiere sie in der Tabelle. Achte dabei auch auf das Vorzeichen.

Die Elektroden werden nach jeder Messung mit destilliertem Wasser gereinigt und die Kaliumnitrat-Brücke, wie unter Punkt 4 beschrieben, erneuert.

Messwerte:

Elektrolyt	Spannung U
Leitungswasser	
Natriumsulfat-Lösung	
Kochsalz-Lösung	
Sodalösung	
Aluminiumsulfat-Lösung	

Was fällt dir auf?

Hinweise zur Entsorgung:

Die Zinksulfat-Lösung wird, wenn sie nicht zu sehr verschmutzt wurde, in den Vorratsbehälter für benutzte Zinksulfat-Lösung gegeben, anderenfalls dem Abfallbehälter zugeführt. Die anderen Lösungen werden über den Ausguss entsorgt.

Ziel des Versuches:

In diesem Versuch soll das Potenzial von Aluminium in den folgenden Elektrolyten untersucht werden: Leitungswasser, Natriumsulfat-Lösung, Kochsalzlösung, Soda-Lösung.

Beobachtungen:

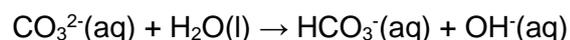
Die folgende Tabelle gibt die ermittelten Spannungen U , die gegen die Zink-Halbzelle gemessen wurden, sowie das daraus über die Beziehung $E(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = U - E(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})$ errechenbare Elektrodenpotenzial $E(\text{Al}^{3+}/\text{Al})$ wieder. Mit Ausnahme der Versuchsvariante, in der Sodalösung als Elektrolyt zum Einsatz kommt, bildet immer die Zink-Halbzelle den Minuspol:

<i>Elektrolyt</i>	<i>U (gegen Zinkhalb- zelle)</i>	<i>E(Al³⁺/Al)</i>
<i>Leitungswasser</i>	0,42 V	-0,34 V
<i>Natriumsulfat-Lösung</i>	0,50 V	-0,26 V
<i>Kochsalzlösung</i>	0,18 V	-0,58 V
<i>Sodalösung</i>	-0,44 V	-1,20 V [Al(OH) ₄] ⁻
<i>Aluminiumsulfat-Lösung</i>	0,45 V	-0,31 V

Auswertung:

In Leitungswasser, Natriumsulfat- und Aluminiumsulfat-Lösung sind keine Chlorid-Ionen vorhanden, die die oxidische Deckschicht auf der Oberfläche des Aluminiums abbauen könnten. Daher liegt das Potenzial des Aluminiums in diesen Elektrolyten relativ hoch bei ca. $-0,3$ V. In verdünnter Kochsalzlösung hingegen sinkt das Potenzial auf ca. $-0,6$ V ab, da die Chlorid-Ionen die Deckschicht angreifen und somit elementares Aluminium eher mit dem umgebenden Elektrolyten in Kontakt treten kann. Nach Untersuchungen von VAN DER VEER et al. (1996) sinkt das Potenzial des Aluminiums in konzentrierten Natriumchlorid-Lösungen bis auf $-0,84$ V ab ($c(\text{NaCl}) = 6$ mol/L) [vgl. VAN DER VEER et al. 1996, S. 182].

Das mit Abstand niedrigste Elektrodenpotenzial des Aluminiums liegt in der Natriumcarbonat-Lösung vor; das Potenzial des Aluminiums sinkt deutlich unter das der Zinkhalbzelle. Dies lässt sich folgendermaßen erklären: Natriumcarbonat bildet in wässrigen Lösungen Hydroxid-Ionen aus, da die beim Lösen freigesetzten Carbonat-Ionen stark alkalisch reagieren:



Die Hydroxid-Ionen sind in der Lage, die oxidische Deckschicht unter Bildung wasserlöslicher Tetrahydroxoaluminat(III)-Ionen aufzulösen, sodass elementares Aluminium in Kontakt zum Elektrolyten tritt. Diese Reaktion macht man sich auch beim nassen Aufschluss von Bauxit nach dem Bayer-Verfahren zunutze: $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) + 2 \text{OH}^{-}(\text{aq}) + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 [\text{Al}(\text{OH})_4]^{-}(\text{aq})$.

Der Vergleich zwischen der potenzialsenkenden Wirkung der Chlorid- und Hydroxid-Ionen deutet darauf hin, dass Hydroxid-Ionen die Passivschicht des Aluminiums stärker angreifen als Chlorid-Ionen; bei höherer Hydroxid-Konzentration geht die Auflösung der Deckschicht so weit, dass sich Aluminium unter Wasserstoffentwicklung auflöst. Es sei an dieser Stelle aber darauf hingewiesen, dass die Absenkung des Aluminiumpotenzials durch Hydroxid-Ionen nur ein scheinbarer Erfolg ist: Da bei Anwesenheit von Hydroxid-Ionen mit den Aluminat-Ionen $[\text{Al}(\text{OH})_4]^{-}$ ein anderes Endprodukt entsteht, sinkt auch das theoretisch zu erwartende Normalpotenzial des Aluminiums unter den Literaturwert von $-1,67$ V ab. HOLLEMANN & WIBERG führen für Aluminium im basischen Bereich ($\text{pH}=14$) ein Normalpotenzial von $-2,31$ V an [vgl. HOLLEMANN & WIBERG 1995, S. 1843].