



Name: _____

Abiturprüfung 2018

Chemie, Leistungskurs

Aufgabenstellung:

Breaking Bad: Selbstbaubatterie zum Starten eines Motors

1. Skizzieren Sie einen beschrifteten Aufbau eines Elementes der beschriebenen Selbstbaubatterie. Ermitteln Sie die beim Entladen der Selbstbaubatterie an den Elektroden einer Zelle ablaufenden Reaktionen und die Gesamtreaktion. Berechnen Sie die Spannung einer Zelle der Selbstbaubatterie unter Annahme von Standardbedingungen.
(16 Punkte)
2. Erklären Sie unter Angabe einer Reaktionsgleichung die beobachtete Gasentwicklung im ersten Modellexperiment. Bestätigen Sie mithilfe der Nernst-Gleichung, dass sich das Potential der Zink-Halbzelle in Abhängigkeit von der Hydroxid-Ionen-Konzentration des Elektrolyten ändert. Beurteilen Sie, inwieweit die Selbstbaubatterie geeignet ist, die Autobatterie beim Startvorgang zu ersetzen.
(20 Punkte)
3. Berechnen Sie die Masse des beim zweiten Modellexperiment im Kathodenraum entstehenden elementaren Quecksilbers unter Vernachlässigung möglicher Nebenreaktionen. Bewerten Sie die durchgeführten Experimente eins und zwei in Bezug auf ihr Gefährdungspotential. Stellen Sie eine Hypothese zur potentiellen Eignung der Zink-Quecksilberoxid-Zelle als Akkumulator auf.
(14 Punkte)
4. Erläutern Sie anhand einer skizzierten Leitfähigkeitstitrationskurve der Kaliumhydroxid-Lösung mit Salzsäure die Grundlagen des Verfahrens unter Berücksichtigung von Tabelle 2. Berechnen Sie die Hydroxid-Ionen-Konzentration der im Modellexperiment eingesetzten Kaliumhydroxid-Lösung.
(16 Punkte)

Zugelassene Hilfsmittel:

- Taschenrechner (graphikfähiger Taschenrechner / CAS-Taschenrechner)
- Periodensystem
- Wörterbuch zur deutschen Rechtschreibung



Name: _____

Fachspezifische Vorgaben:

„Breaking Bad“ (deutsch: vom rechten Weg abkommen) ist der Titel einer Fernsehserie, die den Lebensweg eines Chemielehrers beschreibt. Chemisches Grundlagenwissen und dessen technische Bedeutsamkeit im Alltag sind an vielen Stellen der Serie Gegenstände der Handlung.

In einer lebensbedrohlichen Situation in der Wüste Nevadas soll die entladene Autobatterie, ein aus sechs Zellen bestehender 12 V-Blei-Akkumulator, provisorisch durch eine aus verfügbaren Gegenständen selbst hergestellte Batterie (**Selbstbaubatterie**) ersetzt werden. Der Chemielehrer wählt gezielt folgende Gegenstände aus: Zinkschrauben, Schwämme, Kaliumhydroxid-Lösung, Bremsklötze (Graphitblöcke mit Quecksilber(II)-oxid (HgO)), Kunststoffschalen und isolierte Kupferkabelstücke.

Sechs Schalen werden jeweils mit ca. 100 mL Kaliumhydroxid-Lösung gefüllt. In die Mitte der Schale wird ein Schwamm eingesetzt, so dass zwei getrennte Bereiche entstehen. Die linke Seite der Schale wird jeweils mit Zink-Schrauben gefüllt, die rechte Seite enthält jeweils Bremsklötze. Die einzelnen Bestandteile der Schalen werden der Reihe nach durch Kupferdrähte leitend verbunden (Reihenschaltung) und an die Stromversorgung des Fahrzeugs angeschlossen.

Die so hergestellte Selbstbaubatterie soll die Autobatterie beim Startvorgang ersetzen.

Die Frage, ob die im Film hergestellte Selbstbaubatterie wirklich den 12 V-Blei-Akkumulator ersetzen könnte, stand im Mittelpunkt einer experimentellen Untersuchung. Dabei wurden in einer Versuchsreihe die Zink-Quecksilber(II)-oxid-Elemente und die eingesetzte Kaliumhydroxid-Lösung untersucht.

Erstes Modellexperiment:

Ein galvanisches Element aus Zink und Quecksilber(II)-oxid mit einer Kaliumhydroxid-Lösung als Elektrolyt wurde entsprechend der im Film beschriebenen Selbstbaubatterie aufgebaut. Das Experiment wurde abgebrochen, da eine Gasentwicklung an der Zinkelektrode zu beobachten war. Aufgrund einer positiven Knallgasprobe wurde das Gas als Wasserstoff identifiziert.

Zur Unterdrückung der Wasserstoffbildung an der Zinkelektrode wurden der Kaliumhydroxid-Lösung einige Tropfen Spülmittel hinzugefügt. Die Gasentwicklung blieb nahezu aus und die gemessene Zellspannung betrug nun 1,2 V.

Zweites Modellexperiment:

Als Langzeitexperiment wurde das galvanische Element aus dem ersten Modellexperiment mit einer Leuchtdiode leitend verbunden. Der Stromfluss betrug konstant 20 mA. Das Experiment wurde erfolgreich nach zwei Betriebsstunden beendet.



Name: _____

Aufgrund der bestehenden pH-Abhängigkeit des Potentials der Halbzellen wurde die Konzentration der verwendeten Kaliumhydroxid-Lösung durch eine Leitfähigkeitstiteration bestimmt. Hierzu wurden 20,0 mL Kaliumhydroxid-Lösung mit einer Salzsäure-Maßlösung ($c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/L}$) titriert und die Leitfähigkeit der Lösung kontinuierlich verfolgt. Der Äquivalenzpunkt wurde bei $V(\text{Maßlösung}) = 18,5 \text{ mL}$ zeichnerisch bestimmt.

Zusatzinformationen:

Tabelle 1: Standardpotentiale (E°) bei $\text{pH} = 14$

| Stoff | Reaktionsgleichung | Standardpotential (E°) |
|-------------|---|---------------------------------|
| Sauerstoff | $4 \text{ OH}^- \rightleftharpoons \text{O}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O} + 4 \text{ e}^-$ | +0,4 V |
| Quecksilber | $\text{Hg} + 2 \text{ OH}^- \rightleftharpoons \text{HgO} + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{ e}^-$ | +0,1 V |
| Wasserstoff | $\text{H}_2 + 2 \text{ OH}^- \rightleftharpoons 2 \text{ H}_2\text{O} + 2 \text{ e}^-$ | -0,83 V |
| Zink | $\text{Zn} + 4 \text{ OH}^- \rightleftharpoons [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} + 2 \text{ e}^-$ | -1,2 V |

Tabelle 2: Relative Ionenleitfähigkeiten

| Ion | Relative Ionenleitfähigkeit |
|--|-----------------------------|
| Oxonium-Ion (H_3O^+) | 100 |
| Hydroxid-Ion (OH^-) | 57 |
| Chlorid-Ion (Cl^-) | 21 |
| Kalium-Ion (K^+) | 21 |

Faraday Gesetz:

$$I \cdot t = n \cdot F \cdot z$$

Faraday Konstante:

$$F = 96485 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Nernst-Gleichung:

$$E = E^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{z} \cdot \lg \frac{c_{\text{ox}}}{c_{\text{red}}}$$

Molare Masse:

$$M(\text{Hg}) = 200,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$



Name: _____

Gefahrstoffinformationen

| | Quecksilber(II)-oxid | Quecksilber |
|--|---|--|
| Aggregatzustand | fest | flüssig |
| Kennzeichnung |  |  |
| Gefahrenhinweise | Die Aufnahme von Quecksilber(II)-oxid erfolgt über das Einatmen von Stäuben. | Durch Verdunsten des Quecksilbers bei Raumtemperatur können gefährliche Konzentrationen in der Atemluft entstehen. |
| LC₅₀ (Krustentiere) (Tödliche Konzentration für 50 % der Versuchstiere) | $4 \cdot 10^{-6}$ mg/L | $2 \cdot 10^{-2}$ mg/L |