

### **Aufgabenstellung mit fachspezifischer Vorgabe**

**Aufgabe I:** In ein Becherglas stellt man ein vorher gewogenes großes Zinkblech und füllt konzentrierte Kaliumnitrat-Lösung ein. Anschließend stellt man eine Tonzelle, ebenfalls mit konz. Kaliumnitrat-Lösung gefüllt, in das Becherglas. Eine Kohleelektrode, in die Tonzelle gestellt, wird elektrisch leitend mit dem Zinkblech verbunden. In den Stromkreis wird ein elektr. Kleinstmotor gestellt. Anschließend mißt man eine Spannung von ca. 1,2 V. In die Tonzelle gießt man nun ca. 1 ml Brom hinzu. Die Spannung steigt auf ca. 1,9 V. Der Kleinstelektromotor läuft in beiden Fällen, nach Bromzugabe jedoch schneller. Nach ca. 15 min ist das Zinkblech ca. 100 mg leichter. Nachdem der Elektromotor sich nicht mehr dreht, wird eine Gleichspannung von ca. 4,5 V für ca. 15 min angelegt. Nach Abschaltung der Gleichspannung läuft der Elektromotor wieder.

#### **Aufgabenstellung zu Aufgabe I:**

1. Skizziere das oben beschriebene System mit Beschriftung und Angabe der Komponenten.
2. Erkläre die Spannungsbildung bzw. den Betrieb des Elektromotors durch die Vorgänge an den Elektroden. Welche Vorgänge spielen sich an den Elektroden ab und welche Elektrode ist dabei Kathode, Anode bzw.  $\oplus$ Pol und  $\ominus$ Pol? Erläutere dabei die Unterschiede vor und nach der Brom-Zugabe.
3. Beschreibe die Vorgänge, die bei Elektrolyse mit Gleichspannung ablaufen. Warum kann man keine Wechselspannung verwenden?
4. Berechnet auf die umgesetzte Stoffmenge muss bei der Elektrolyse mehr Energie aufgewendet werden als beim Betrieb des Systems entsteht. Warum? Benenne und erläutere die Faktoren, die dem wiederholten Betrieb Grenzen setzen.
5. Welche Abwandlungen erfährt das obige System, wenn man mit Chlorhydrat arbeitet?

**Aufgabe II:** Eine schwach schwefelsaure (pH ca. 4-5), verdünnte Lösung von Eisen(II)-sulfat kann oxidiert werden, indem man

- a) Luft hindurchsaugt
- b) mit Chlorwasser versetzt
- c) mit Silbernitrat-Lösung schüttelt
- d) mit Kaliumpermanganat-Lösung versetzt.

Die Reduktion einer schwach sauren Eisen(III)-chlorid-Lösung kann entsprechend

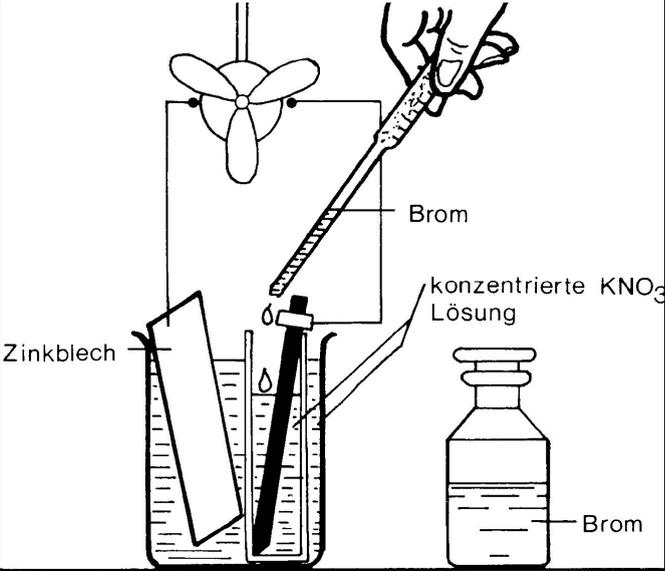
- e) durch Schütteln mit Zink-Pulver
- f) durch Zusatz einer  $\text{SnCl}_2$ -Lösung erfolgen. Sie ist bereits an der Farbänderung der Lösung zu erkennen.

#### **Aufgabenstellung zu Aufgabe II:**

1. Benenne die Beobachtungen, die sich bei der Durchführung der Reaktionen a) bis f) ergeben.
2. Wie kann das bei den Reaktionen a) bis d) entstehende Eisen-Ion nachgewiesen werden?
3. Formuliere zu den Reaktionen a) bis f) die Reaktionsgleichungen unter Angabe der Teilgleichungen für die Oxidation, für die Reduktion und für die Gesamtreaktion. Benenne dabei jeweils Oxidations- und Reduktionsmittel und definiere die Begriffe Oxidation und Reduktion, Ox.-mittel und Red.-mittel.  
**Hinweis:** in schwach saurer Lösung können u.U. Wasserstoffionen für die Formulierung der Reaktionsgleichung notwendig werden.
4. Erstelle eine Redoxreihe aus den in den Versuchen a) bis f) angegebenen Metallen bzw. Metall-Ionen (obere Reihe: elektronenreiche Form, untere Reihe: elektronenärmere Form) unter Angabe der Zunahme/Abnahme der Stärke als Oxidations- bzw. Reduktionsmittel und unter Angabe der Richtung des Elektronentransfers.

**Hinweise zum Verfassen der Klausur:** 1. Das rechte Drittel deines Blattes bleibt frei für die Korrektur!

2. Saubere Schrift vermeidet Missverständnisse und damit die Nichtanrechnung von Punkten! 3. Das Aufgabenblatt ist mit abzugeben. Du erhältst es mit der Korrektur zurück! 4. Wenn du etwas nicht weißt oder lösen kannst, dann benenne das. Unter Umständen können deine Überlegungen in die Korrektur mit einbezogen werden. Wo nichts steht, da kann auch nichts bewertet werden. 5. Überprüfe deine Aussagen auf die Fragestellung hin: beziehen sich deine Antworten auf die Frage oder liegen sie daneben? Hast du konkret zur Frage geschrieben oder allgemein „drumherum“? Es wird nur das gewertet, was sich auf die Fragestellung bezieht.

Aufgabenstellung	Erwartungshorizont	Bewertung
<p>1. Skizze</p> <p>Beschriftung</p> <p>Angabe der Komponenten.</p>		<p>3</p> <p>7</p>
<p>2. Erkläre die Spannungsbildung bzw. den Betrieb des Elektromotors durch die Vorgänge an den Elektroden.</p> <p>Welche Vorgänge spielen sich an den Elektroden ab und welche Elektrode ist dabei Kathode, Anode bzw. ⊕Pol und ⊖Pol?</p> <p>Erläutere dabei die Unterschiede vor und nach der Brom-Zugabe.</p>	<p>Die Spannungsbildung kommt zustande durch das <b>Bestreben des Zinks</b>, Elektronen abzugeben und <b>des Broms</b>, Elektronen aufzunehmen. Werden <b>Elektronenabgabe und -aufnahme räumlich getrennt</b> und die beiden Halbzellen durch einen elektrischen <b>Leiter miteinander verbunden</b>, kommt es zu Spannungsbildung bzw. Stromfluss.</p> <p>Die <b>Elektronen fließen</b> dabei vom Zinkblech über den Draht zur Kohleelektrode, die sie an die Brommoleküle weitergibt. Am Zn-Blech gehen <math>Zn^{2+}</math>-Ionen in Lösung, das Zink wird also oxidiert. An der Kohleelektrode werden Brommoleküle gespalten und gehen als Brom-Ionen in Lösung, das Brom-Atom wird also zum Brom-Ion reduziert.</p> <p>⊕Pol: Kohleelektrode = Kathode  ⊖Pol: Zink-Blech = Anode</p> <p>Vor der Bromzugabe wird der in der Lösung vorhandene Sauerstoff an der Kohleelektrode umgesetzt. Da dessen Konzentration gering ist, ist auch die Spannung gering. Nach der Bromzugabe wird Brom umgesetzt: die Spannung steigt.</p>	<p>1</p> <p>1</p> <p>2</p> <p>1</p> <p>2</p> <p>1</p> <p>1</p> <p>1</p> <p>1</p> <p>2</p> <p>2</p> <p>2</p> <p>1</p> <p>1</p>
<p>Vorgänge bei der Elektrolyse mit Gleichspannung</p> <p>Warum keine Wechselfspannung ?</p>	<p>Bei der Elektrolyse wird der obige Prozess umgedreht: Zink-Ionen werden zu Zn-Atomen reduziert, Brom-Ionen zu Atomen oxidiert, Brom-Atome bilden anschließend Brommoleküle</p> <p>Bei Wechselfspannung würde der Prozess der Reduktion und Oxidation in jeder Halbzelle ablaufen und Zink und Brom würden wieder direkt miteinander ohne Spannungsbildung reagieren.</p>	<p>2</p> <p>1</p> <p>1</p> <p>2</p> <p>2</p>

mehr Energie muss aufgewendet werden als beim Betrieb des Systems entsteht. Warum? Benenne und erläutere die Faktoren, die dem wiederholten Betrieb Grenzen setzen.	Ein Teil der elektrischen Energie, die bei der Elektrolyse aufgewendet wird, wird in nutzlose Wärme verwandelt. Der Grund hierfür liegt in elektrischen Widerständen, die im Elektrolyten an den Elektrodenoberflächen anfallen.  Ein solches System lässt sich <b>nicht unendlich oft</b> betreiben, denn Prozesse der <b>Diffusion</b> der Ionen durch die Membran führen letztendlich immer mehr zu einer Vermischung der Komponenten, zusätzlich: irreversible Nebenreaktionen.	2 2  2 2 1
Welche Abwandlungen erfährt das obige System erfahren, wenn man mit Chlorhydrat arbeitet?	Beim Arbeiten mit Chlorhydrat wird statt der Kaliumnitrat-Lösung eine konzentrierte Kochsalz-Lösung verwendet, in der sich das Chlorhydrat besser löst als in $\text{KNO}_3$ . Außerdem wird statt der Tonzelle ein Papierdiaphragma verwendet. Die gebildete Spannung ist höher als beim Zn-Br-System.	1 1 1 1
	<b>Summe</b>	50
	<b>%-Anteil</b>	46,73
<b>II. Aufgabenstellung</b>	<b>II. Erwartungshorizont</b>	<b>Bewertung</b>
a) Oxidation mit Luft	Beobachtung: die blaß-grünliche Lösung von $\text{FeSO}_4$ wird gelblich-bräunlich. Nachweis: die gebildeten $\text{Fe}^{3+}$ -Ionen können mit $\text{KSCN}$ oder $\text{NH}_4\text{SCN}$ nachgewiesen werden: es erfolgt Rotfärbung. Oxidation: $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 1\text{e}^- \quad   \cdot 4$ Reduktion: $\text{O}_2(\text{aq}) + 4\text{e}^- + 4\text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ Gesamtreaktion: $4\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{O}_2(\text{aq}) \rightarrow 4\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}$ Ox.-Mittel: <b>Luftsauerstoff(aq)</b> Red.-mittel: $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ -Ionen	2 1 1 1 2 1 1 1
b) Oxidation mit Chlorwasser	Beobachtung: die blaß-grünliche Lösung von $\text{FeSO}_4$ wird gelblich-bräunlich. Oxidation: $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 1\text{e}^- \quad   \cdot 2$ Reduktion: $\text{Cl}_2(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-(\text{aq})$ Gesamtreaktion: $2\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cl}_2(\text{aq}) \rightarrow 2\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 2\text{Cl}^-(\text{aq})$ Ox.-Mittel: <b>Chlor(aq)</b> Red.-mittel: $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ -Ionen	1 2 1
c) Oxidation mit Silbernitrat	Beobachtung: es fällt metallisches Silber aus, das sich an der Wand des Rggl. als Silberspiegel niederschlägt. Die Suspension im Rggl. besteht aus metallischem Silber und ist hellbraun-bräunlich. Oxidation: $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 1\text{e}^-$ Reduktion: $\text{Ag}^+(\text{aq}) + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$ Gesamtreaktion: $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{Ag}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{Ag}(\text{s})$ Ox.-Mittel: <b><math>\text{Ag}^+(\text{aq})</math>-Ionen</b> Red.-mittel: $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ -Ionen	1 1 1 2 1

d) Oxidation mit Kaliumpermanganat	<p>Beobachtung: die violettfarbenen <math>\text{KMnO}_4</math>-Lösung wird entfärbt, die Lösung nimmt eine bräunlich-gelbe Farbe an.</p> <p>Oxidation: <math>\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 1\text{e}^- \quad   * 5</math></p> <p>Reduktion: <math>\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq})</math></p> <p>Gesamtreaktion: <math>5\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{MnO}_4^-(\text{aq}) \rightarrow 5\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{Mn}^{2+}(\text{aq})</math></p> <p>Ox.-Mittel: <math>\text{MnO}_4^-(\text{aq})</math>-Ionen</p> <p>Red.-mittel: <math>\text{Fe}^{2+}(\text{aq})</math>-Ionen</p>	2 1 2 1
e) Reduktion mit Zn	<p>Beobachtung: der gelblich-braune Farbton der Lösung verschwindet, sie wird blaß grünlich.</p> <p>Oxidation: <math>\text{Zn}(\text{s}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-</math></p> <p>Reduktion: <math>\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \quad   * 2</math></p> <p>Gesamtreaktion: <math>\text{Zn}(\text{s}) + 2\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Fe}^{2+}(\text{aq})</math></p> <p>Ox.-Mittel: <math>\text{Fe}^{3+}(\text{aq})</math>-Ionen</p> <p>Red.-mittel: Zn-Atome</p>	1 1 1 2 1 1
f) Reduktion mit $\text{SnCl}_2$	<p>Beobachtung: der gelblich-braune Farbton der Lösung verschwindet, sie wird blaß grünlich.</p> <p>Oxidation: <math>\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Sn}^{4+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-</math></p> <p>Reduktion: <math>\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \quad   * 2</math></p> <p>Gesamtreaktion: <math>\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Sn}^{4+}(\text{aq}) + 2\text{Fe}^{2+}(\text{aq})</math></p> <p>Ox.-Mittel: <math>\text{Fe}^{3+}(\text{aq})</math>-Ionen</p> <p>Red.-mittel: <math>\text{Sn}^{2+}(\text{aq})</math>-Ionen</p>	1 1 2 1
Definitionen Oxidation und Reduktion, Ox.-mittel und Red.-mittel.	<p>Oxidation: Abgabe von Elektronen</p> <p>Reduktion: Aufnahme von Elektronen</p> <p>Oxidationsmittel: Elektronenacceptor=Elektronenaufnehmendes Teilchen</p> <p>Reduktionsmittel: Elektronendonator=Elektronen abgebendes Teilchen</p>	1 1 1 1
Redoxreihe	<p style="text-align: center;">zunehmende Stärke als Reduktionsmittel</p> <p style="text-align: center;">zunehmende Stärke als Oxidationsmittel</p> <p>Zn reduziert <math>\text{Fe}^{3+}</math>-Ionen (Versuch e)</p> <p><math>\text{Sn}^{2+}</math> redziert <math>\text{Fe}^{3+}</math>-Ionen (Versuch f)</p> <p><math>\text{Fe}^{2+}</math>-Ionen reduzieren <math>\text{Ag}^+</math>-Ionen (Versuch c)</p>	2 4 4 2 1 1 1
	<b>Summe</b>	57
	<b>%-Anteil</b>	53,27
	<b>Gesamtpunktzahl</b>	107