


Protokoll Galvanische Zelle

Auftrag: Bauen Sie eine spezielle galvanische Zelle: das Daniell-Element.

Materialliste:

Geräte	Chemiekalien	GHS-Symbole
2 Bechergläser Indikatorpapier Spannungsmessgerät Elektrische Kabel	Elektrolytlösung (Kupfersulfat) Zinkplatte Eisenplatte Kupferplatte	 Die restlichen Stoffe wurden in festem Aggregatzustand verwendet und nicht in Pulverform!

Durchführung:

1. Die Elektrolytlösung wird jeweils in beide Bechergläser gefüllt und danach wird an das Kupfer sowie auch die Zinkplatte mithilfe einer Klammer das Messgerät verbunden. Nach dieser Vorbereitung können Sie die Kupfer- und Zinkplatte in ein Becherglas mit der Elektrolytlösung reingelegt werden, danach kann man dann das Indikatorpapier Falten, sodass dieses als Salzbrücke fungiert.

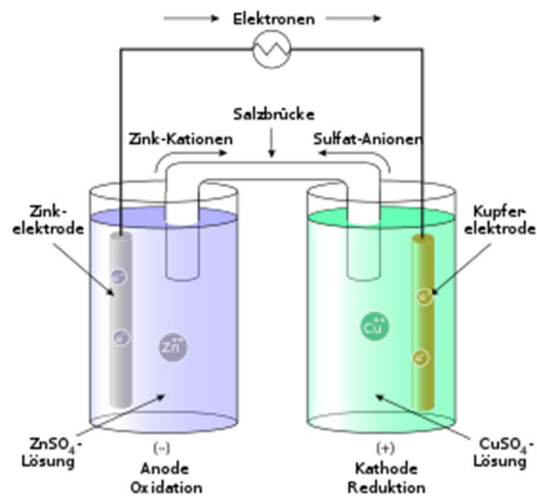
Beobachtungen:

Bei der Beobachtung, lässt sich nach kurzer Zeit bei Kupfer eine Verfärbung der Elektrolytlösung, sowie auch an der Kupferplatte zu erkennen, die Kupferplatte ist innerhalb der Lösung schwarz gefärbt und die Elektrolytlösung ist leicht grünlich.

Auswertung:

Bei dem Experiment, haben wir mit der Hilfe von zwei Halbleiterzellen, welche im idealen Fall mit Kupfersulfat (CuSO_4) bei der Kupferelektrode und bei der Zinkelektrode mit Zinksulfat (ZnSO_4). Dabei fand bei der Halbleiterzelle mit der Zinkplatte die Oxidation ab, sprich die Elektronen wurden abgegeben und flossen dann in die Richtung der Kupferplatte. Die Oxidation fand an der Anode statt, dabei fließen die Elektroden danach zu den positiv geladenen Kupfer-Ionen. In der Halbleiterzelle mit der Kupferplatte, ist dabei die Kathode mit dem Pluspol. Über die zwischen beiden Halbleiterzellen liegende Salzbrücke, werden während des Experimentes, die Sulfat-Ionen in Richtung der Halbleiterzelle mit der Zinkplatte übertragen und von dieser Zink-Ionen in Richtung der Halbleiterzelle mit der Kupferplatte, dies geschieht für den Ladungsausgleich. Der Elektronendonator ist in diesem Fall Zink, weil es seine Elektroden an Kupfer abgibt und Kupfer ist dementsprechend der Elektrodenakzeptator, weil es die Elektroden aufnimmt. Ob ein Stoff Elektroden abgibt oder aufnimmt, hat mit dem Redoxpotential dieses Stoffes zu tun, wenn es sich um einen positiven Wert handelt, nimmt dieser Stoff eher Elektroden auf, ist der Wert negativ, dann gibt der Stoff eher Elektroden ab. Je nachdem wie hoch der Wert ist, entscheidet dies, bei welchem der reagierenden Stoffe, es zu einer Oxidation oder Reduktion. Bei uns liegt bei Zink ein Redoxpotentialwert von $-0,76\text{V}$ vor und bei Kupfer ein Redoxpotentialwert von $+0,35\text{V}$ vor. Daraus lässt sich erschließen, dass es sich bei Zink um den Elektrodendonator handelt, bei dem eine Oxidation stattfindet und das Kupfer der

Elektrodenakzeptator ist und in der Halbleiterzelle die Reduktion stattfindet. Auf dem unteren Bild ist in etwa eine Abbildung der Glavanischen Zelle zu erkennen.



(Quelle: https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/a/a5/Galvanic_cell_labeled.svg/langde-580px-Galvanic_cell_labeled.svg.png)

Elektrochemische Spannungsreihe:

Generell bezeichnet man Elemente die ein niedriges Redoxpotential haben als unedel und die Elemente die ein höheres Redoxpotential haben als edel. Beispiele: Eisen (-0.41V) / Zink (-0.76 V), Kupfer (+0.35 V) / Silber (+0,80 V). Auf dem unteren Bild ist eine Tabelle zu erkennen auf denen einige Elemente gezeigt sind 8Halbmetalle/ Metalle). Die Elemente gehen von oben (unedel) nach unten (edel).

Metall	n-fach positives Metallion	Normalpotential (V) bei 25°C
Li	$\text{Li}^+ + \text{e}^-$	-3,04
K	$\text{K}^+ + \text{e}^-$	-2,92
Na	$\text{Na}^+ + \text{e}^-$	-2,71
Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$	-2,38
Al	$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$	-2,34
Mn	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e}^-$	-1,18
Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$	-0,76
Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$	-0,44
Cd	$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^-$	-0,40
Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^-$	-0,23
Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^-$	-0,13
H ₂	$2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$	0,00
Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$	+0,34
Ag	$\text{Ag}^+ + \text{e}^-$	+0,80
Hg	$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^-$	+0,80
Au	$\text{Au}^{3+} + 3\text{e}^-$	+1,50
Pt	$\text{Pt}^{2+} + 2\text{e}^-$	+1,60
$\text{F}_2 + 2\text{e}^-$	2F^-	+2,87

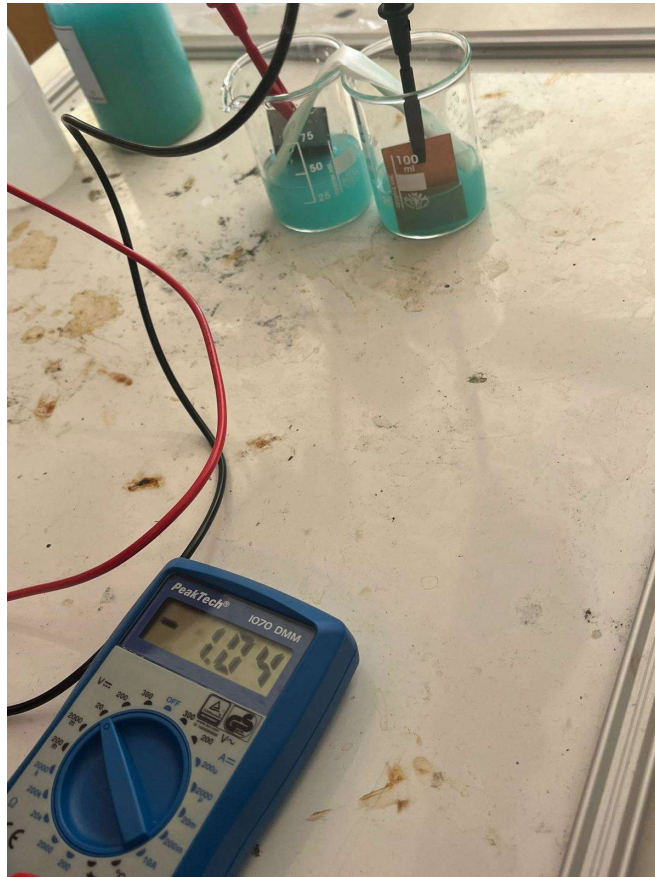
(Quelle: <https://patentimages.storage.googleapis.com/fd/e9/99/cecfb0923d8f07/00080001.png>)

Spannungsberechnung:

$$\Delta E = E^\circ(\text{Kathode}) - E^\circ(\text{Anode}) \rightarrow \text{Spannung in galvanischen Element}$$

Rechnung:

$$\begin{aligned}\Delta E &= E^\circ(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}) - E^\circ(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) \\ &= +0,34\text{V} - (-0,76\text{V}) = 1,1\text{V}\end{aligned}$$



Beispiel für Eisen und Kupfer:

$$\begin{aligned}\Delta E &= E^\circ(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}) - E^\circ(\text{Fe}/\text{Fe}^{2+}) \\ &= +0,34\text{V} - (-0,44\text{V}) = 0,78\text{V}\end{aligned}$$

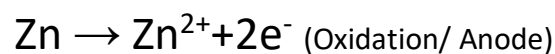
Reaktionsgleichungen:

Bei der Reaktion kommt es allgemein zu einer Redoxreaktion, jedoch gibt es dafür auch einige Teil Reaktionsgleichungen für Zink, welches sich ein Zink-Ionen umwandelt (von fest zu löslich) und Kupfer kann durch die Aufnahme von den Elektronen die von Zink abgegeben wurde, nun zu festem Kupfer werden, diesen Vorgang beschreibt man auch als das Abscheiden des Kupfers, dabei werden aus den löslichen Ionen (Cu^{2+}) und den aufgenommenen Elektronen festes Kupfer.

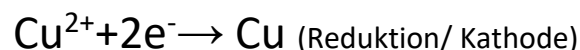
Generelle Anleitung für das Aufstellen von Redoxreaktionen:

1. Oxidationszahlen bestimmen
2. Korrespondierende Redoxpaare bestimmen (Kupfer/Zink)
3. Aufstellen der Teilgleichungen (inkl. Elektronen)
4. Teilgleichungen mit kleinsten gemeinsamen Vielfaches auf gleiche Elektronenanzahl angleichen
5. Teilgleichung zu Redoxgleichung addieren (Elektronen kürzen!)
6. Ausgleich der Ladungen (gleich auf Edukte/ Produktseite)
7. Ausgleichung der Atomanzahlen

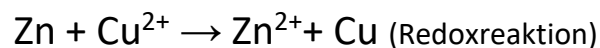
Die Reaktion von Zink in Wasser → lösliches Zink-Ionen in der Salzlösung/ Wasser:



Die Reaktion von Kupfer in Wasser → lösliche Kupfer-Ionen wandeln sich mit Elektronen zu festem Kupfer um (Kupfer scheidet sich ab) in Kupfersulfatlösung (es müssen Cu^{2+} -Ionen vorhanden sein in dem Kupfer):



Aus diesen beiden Teilreaktionsgleichungen, können wir nun die gesamte Redoxreaktionsgleichung ableiten. Zink gibt seine Elektronen ab (2 negative geladene Elektronen) und Kupfer nimmt diese auf, wodurch Zink danach 2 Fach positiv geladen ist.



Bei diesen Reaktionen, befinden sich das Zink, sowie die Kupferplatte beide in einer Salzlösung, b.zw in einer Kupfersulfatlösung, jedoch kann man auch Zinksulfat verwenden, für die Zinkplatte. Durch die Verbindung der beiden Halbleiterzellen handelt es sich dann um eine Redoxreaktion die zusammen abläuft, davor waren beider Halbleiterzellen getrennt und so konnte keine Redoxreaktion ablaufen. Für die Übertragung der Elektronen nimmt man ein Stromkabel und für die Übertragung der Ionen eine Salzbrücke oder eine durchlässige Trennwand (Diaphragma) für den Ladungsausgleich, jedoch haben wir eine Salzbrücke in Form van Indikatorpapier verwendet.

Plus- und Minuspol-Bildung:

Dadurch das wir wissen, das bei Zink eine Oxidation stattfindet, also sprich Elektronen abgegeben werden, wissen wir das es sich der Minuspol in dieser Halbleiterzelle befindet. Dadurch das sich das feste Zink zu löslichem Zink plus 2 reagiert, gibt es zwei Elektronen ab, dies sich dann in dem Metall befinden, dadurch kommt es zu einem Elektronenüberschuss, es gibt also zu viele Elektronen, wodurch die Zinkplatte zu einem Minuspol (Anode) wird. Bei der Kupferplatte kommt es genau zu dem Gegenteil, die 2 Fach positiv geladenen Kupfer-Ionen (aus der Kupfersulfat-Lösung) nehmen 2 negativ geladene Elektronen aus dem Staab auf und bilden festes Kupfer, wodurch zu wenig Elektronen vorhanden sind, es bildet sich also ein Pluspol (die Kupferplatte/ Kathode).

Funktion der Salzbrücke für den Ladungsausgleich:

Ohne einen Ladungsausgleich durch eine Salzbrücke oder eine durchlässige Trennwand, kann es zu keinem elektrischen Stromfluss kommen. In der Halbleiterzelle mit dem Minuspol, indem das Zink oxidiert, lädt sich die Lösung positiv auf, dadurch dass die Zink-Ionen ihre negativ geladenen Elektronen abgeben und danach positiv und nicht mehr ausgeglichen sind, verändert sich die Ladung der Lösung positiv. Umgekehrt kommt es in der anderen Halbleiterzelle bei dem Pluspol und der Reduktion von Kupfer zu einer Ladungsänderung der Lösung zum negativen. Dadurch dass die 2-fach positiv geladenen Kupfer-Ionen sich mit den 2 negativ geladenen Elektronen zu festem Kupfer reagieren, bleibt in der Lösung das negativ geladene Sulfat-Ionen zurück und die Lösung wird negativ. Um den Stromkreis zu schließen, benötigt man also einen Ladungsausgleich und dieser kann über die Salzbrücke geschehen. Mit der Hilfe dieser Salzbrücke, können die negativ geladenen Sulfat-Ionen zu dem Minuspol wandern, in der Zinkhalbzelle und die positiv geladenen Zink-Ionen können in die Kupferhalbzelle gelangen. Dadurch dass sich das Zink auflöst (langsam) lagert sich dieses auch an der Kupferplatte ab.

Redoxreaktionen:

Bei dem Experiment, welches wir durchgeführt haben, handelte es sich um eine Redoxreaktion. Dabei gibt ein Reaktionspartner (Element) sein Elektron (oder mehrere) an das andere Element ab, er oxidiert also. Das andere Element nimmt dieses abgegebene Elektron wiederum auf, diesen Vorgang nennt man Reduktion (reduziert). Weil bei der Reaktion diese beiden Prozesse nebeneinander ablaufen, heißt es Redoxreaktion.

Fehleranalyse:

Wichtig: es dürfen keine Kupfer-Ionen direkt zu der Halbleiterzelle mit der Zinkplatte kommen, sonst geben die Zink-Ionen ihre Elektronen an diese ab und es kommt zu einem Kurzschluss!

Ebenfalls wichtig ist, dass die theoretisch möglichen Spannungen die errechnet wurden, siehe Rechnung, nicht erreicht wurden, weil durch die Stromkabel z.Bsp. oder durch andere Einflüsse die Spannung abnehmen kann, umso länger das Stromkabel umso stärker wird die Spannung sinken, zusätzlich ist zu beachten wie stark b.zw wie lange das Experiment oder der Stoff (Kupfer-/ Zinkplatte) schon genutzt wurden und sich dementsprechend stark entladen hat. Für eine höhere Spannung, ist es von Nöten, dass ein sehr unedles Metall/ Halbmetall mit einem sehr edlen Metall reagiert, z.Bsp. Lithium (unedel/ $-3,04\text{V}$) und Platin (edel/ $1,60\text{V}$). Bei dem Versuchsbild, auf dem die Spannung angezeigt wird für die elektrische Spannungsstärke, bei Zink und Kupfer, ist ein negativer Wert zu sehen, dies war der Fall, weil die Kabel verkehrt rum an dem Messgerät angeschlossen waren, dennoch ist die Spannung die gleiche. Leider wusste ich am Ende nicht mehr mit welchen verschiedenen Stoffen wir das Experiment durchgeführt hatten, jedoch habe ich zusätzlich zu der Reaktion mit Kupfer und Zink auch einmal Eisen anstelle von Zink genommen. Eisen ist auch unedel und oxidiert somit auch, jedoch ist das Redoxpotential nicht so negativ wie das von Zink, weshalb die Spannung geringer ist, an dem chemischen Hintergrund ändert sich jedoch nicht viel, in die Halbleiter Zelle kann bei Eisen auch Eisensulfat gegeben werden.

Quellen:

Info: <https://studyflix.de/chemie/galvanische-zelle-1694> [Stand:02.03.2023]

Info: <https://youtu.be/gifwGurgfVk> [Stand:04.03.2023]

Info: <https://www.chemie-fragen.de/frage/q/368876d281819360/elektrochemische-spannungsreihe/> [Stand:03.03.2023]