

Name:

Datum:

Umkehrung der Elektrolyse einer chloridischen Zinksulfat-Lösung

Geräte:

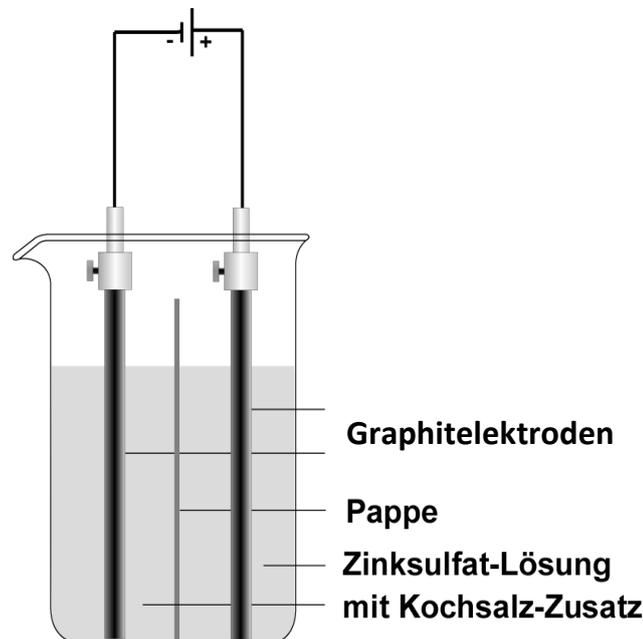
2 Graphitelektroden, 2 Elektrodenhalter, Netzgerät, Multimeter, Elektromotor, 2 Krokodilklemmen, 2 Kabel, 2 Bechergläser (250 mL), Pappe, Schere, Teelöffel

Chemikalien:

Zinksulfat-Lösung, $c(\text{ZnSO}_4) = 1 \text{ mol/L}$, Kochsalz, destilliertes Wasser

Durchführung:

1. Schneide ein Stück Pappe so zurecht, dass es das Becherglas in zwei Hälften teilt und fest im Becherglas steckt.
2. Fülle in das andere Becherglas 50 mL Zinksulfat-Lösung, füge 100 mL dest. Wasser hinzu und löse 1 Teelöffel Kochsalz in der Zinksulfat-Lösung.
3. Gieße diese Lösung in das mit der Pappe versehene Becherglas.
4. Stelle das Netzgerät auf 5 V ein, befestige die Elektroden in den Halterungen und verbinde sie mit dem Netzgerät.
5. Schließe das Netzgerät an und elektrolysiere für 2 Minuten entsprechend der Abbildung.



6. Beobachte die Veränderungen an den beiden Elektroden.

Beobachtung:

Pluspol: _____

Minuspol: _____

7. Klemme die Elektrolyseapparatur vom Netzgerät ab und verbinde die beiden Elektroden mit dem Multimeter (Einstellung 250 V).
8. Miss die Spannung. $U = \text{_____ V}$
9. Ersetze nun das Multimeter durch den Elektromotor, indem du die Krokodilklemmen an die Kabel anbringst und sie mit dem Motor verbindest.

Beobachtung:

Entsorgung:

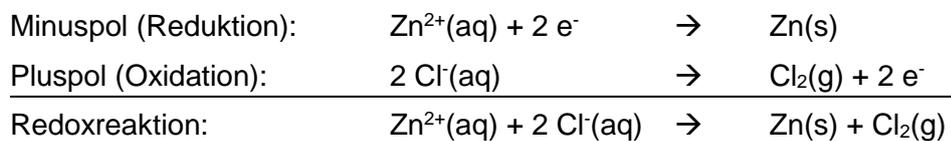
Die Lösung wird in einen Abfallbehälter gegeben.
Die Elektrode, an der sich ein Stoff abgeschieden hat, wird in einem Reagenzglas mit Haushaltssessig gereinigt.

Ziel des Versuches:

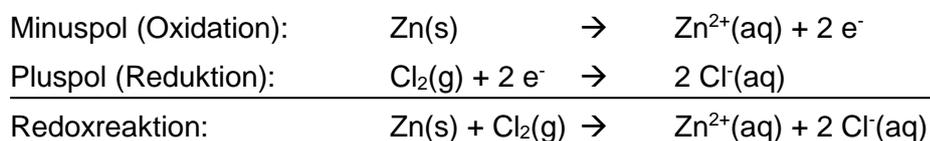
Es sollen die Phänomene beobachtet und interpretiert werden, die sich einstellen, wenn man nach der Elektrolyse die Spannung zwischen beiden Elektroden misst und versucht, einen Kleinverbraucher zu betreiben. Auf diese Weise können die Schüler*innen die fundamentalen Unterschiede und Zusammenhänge zwischen der Elektrolysezelle und dem galvanischen Element erarbeiten.

Auswertung:

Deutung der Vorgänge während der Elektrolyse: Die Reaktionsprodukte können ohne weitere Nachweisreaktionen anhand der sichtbaren Effekte bzw. des Geruchs als metallisches Zink (Minuspole) und Chlor (Pluspol) identifiziert werden. Dabei wird Zink am Minuspole aus Zink-Ionen, Chlor am Pluspol aus Chlorid-Ionen abgeschieden. Die Elektrodenreaktionen und die Gesamtreaktion der Elektrolyse lassen sich wie folgt formulieren:



Deutung der Spannung zwischen beiden Elektroden: Die während der Elektrolyse abgeschiedenen Elemente Zink und Chlor bilden, sobald man der Zelle von außen keine Spannung mehr aufzwingt, ein galvanisches Element aus (Zink-Chlor-Zelle), dessen chemische Energie bei Stromfluss in nutzbare, elektrische Energie umgewandelt wird. Die Reaktionen an den Elektroden laufen im Vergleich zur Elektrolyse freiwillig in die andere Richtung ab:



Auch wenn keine Zinkchlorid-Lösung der Aktivität 1 zum Einsatz kommt, stimmt die Spannung des Zink-Chlor-Elements (2,15 V) gut mit dem Wert überein, der sich für die Zink-Chlor-Zelle unter Standardbedingungen aus den Standardelektrodenpotenzialen errechnen lässt:

$$U = \Delta E = E_{\text{Kathode}} - E_{\text{Anode}} = E^0(\text{Cl}_2/\text{Cl}^{-}) - E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = 1,36 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = 2,12 \text{ V}.$$

Die Elektrodenreaktionen erklären auch, warum die Elektrode, die bei der Elektrolyse als Minuspole geschaltet war, auch nach der Elektrolyse den Minuspole des galvanischen Elementes darstellt. Aus dieser Beobachtung sollte im Unterricht die folgende allgemein gültige Gegenüberstellung von Elektrolysezelle und galvanischem Element abgeleitet werden:

	Elektrolysezelle		galvanisches Element	
	<u>Minuspole</u>	<u>Pluspol</u>	<u>Minuspole</u>	<u>Pluspol</u>
Teilreaktion:	Reduktion (Kathode)	Oxidation (Anode)	Oxidation (Anode)	Reduktion (Kathode)