

Grundlagen der Elektrochemie				
Gruppe		Datum		
Name, Vorname	1			
	2			
	3			
Alle grau hinterlegten Aufgaben sind am Versuchstag im Labor zu bearbeiten. Die Bearbeitung muss durch Unterschrift des Laborpersonals bestätigt werden.				
1. Ionenleitung				
1.1	Angelegte Spannung in V			
1.2	Zeit mit Spannung in s	Zeit ohne Spannung in s		
1.3	Tragen Sie die Messwerte in die unten stehende Tabelle ein			
	Ion	Zurückgelegte Strecke im elektrischen Feld in cm	Zurückgelegte Strecke ohne elektrisches Feld (Blindprobe) in cm	
	H ⁺			
	OH ⁻			
	Cu ²⁺			
1.4	Berechnen Sie die Ionenbeweglichkeit μ nach Gleichung 2.2 in $\text{cm}^2 \cdot \text{s}^{-1} \cdot \text{V}^{-1}$ sowohl mit als auch ohne den Einfluss der Diffusion. Hängen Sie die Berechnung an.		Mit Diffusion	Ohne Diffusion
		H ⁺		
		OH ⁻		
		Cu ²⁺		
1.5	Diskutieren Sie den Einfluss der Diffusion auf das Ergebnis			

1.6	Berechnen Sie die Viskosität des Mediums anhand des H^+ - Ions mit $r(H^+) = 99 \text{ pm}$. Hängen Sie die Berechnung an	
1.7	Vergleichen Sie die berechnete Viskosität des Gels mit der von reinem Wasser.	

2. Messung von Halbzellenpotentialen

2.1 Elektrochemische Spannungsreihe

2.1.1	Recherchieren Sie die Standardreduktionspotentiale E^0 der verwendeten Halbzellen	$E^0(Cu/Cu^{2+})$	V
		$E^0(Mg/Mg^{2+})$	V
		$E^0(Fe/Fe^{2+})$	V
		$E^0(Zn/Zn^{2+})$	V

2.1.2	Tragen sie die gemessenen Spannungen in die unten stehende Tabelle ein und geben Sie an welche Halbzelle an den COM-Eingang des Multimeters angeschlossen war			
	Berechnen Sie die theoretische Potentialdifferenz aus den Literaturwerten und tragen Sie die Ergebnisse ebenfalls in die Tabelle ein. Hängen Sie die Berechnungen an.			
	Halbzellen	Gemessene Spannung / V	Halbzelle am COM-Eingang	Berechnete Potentialdifferenz / V
	Cu/Cu ²⁺ //Mg/Mg ²⁺			
	Cu/Cu ²⁺ //Zn/Zn ²⁺			
	Cu/Cu ²⁺ //Fe/Fe ²⁺			
	Zn/Zn ²⁺ //Mg/Mg ²⁺			
	Zn/Zn ²⁺ //Fe/Fe ²⁺			
	Mg/Mg ²⁺ //Fe/Fe ²⁺			

2.1.3 Anhand des Vorzeichens bei der Messung kann eine Aussage darüber getroffen werden welches Metall „unedler“ ist, bzw. welches Metall leichter Elektronen abgeben kann, also leichter oxidierbar ist. Unterstreichen Sie in der Tabelle aus 2.1.2 die Halbzelle des unedleren Metalls.

2.2 Standardreduktionspotentiale

2.2.1 Tragen Sie in die untenstehende Tabelle die gemessenen Potentialdifferenzen gegen die Ag/AgCl Referenzelektrode ein.

Berechnen Sie aus den Messwerten das Potential gegen die Standardwasserstoffelektrode (SHE). Tragen Sie die berechneten Werte sowie die Literaturwerte in die Tabelle ein und hängen Sie die Berechnungen an.

Halbzellen	Gemessene Spannung gegen Ag/AgCl / V	Standardreduktionspotential gegen SHE (Literatur) / V	Berechnetes Standardreduktionspotential gegen SHE / V
Cu/Cu ²⁺			
Zn/Zn ²⁺			
Fe/Fe ²⁺			
Mg/Mg ²⁺			

2.2.2 Gibt es bei den Standardreduktionspotentialen Abweichungen zwischen den Literaturwerten und den experimentell bestimmten? Was könnten Gründe für diese Abweichungen sein?

2.3 Konzentrationsabhängigkeit des Halbzellenpotentials

2.3.1	Berechnen Sie die theoretischen Potentialdifferenzen anhand der Nernst'schen Gleichung und tragen Sie die Werte in die untenstehende Tabelle ein. Hängen Sie die Berechnungen an.			
	Tragen sie die gemessenen Potentialdifferenzen in die untenstehende Tabelle ein und notieren Sie welche Halbzelle am COM-Eingang des Multimeters angeschlossen war			
	Konzentrationen / mol/L ⁻¹	Gemessene Potentialdifferenz /V	Halbzelle am COM Eingang	Berechnete Potentialdifferenz /V
	1 vs. 0,1			
	1 vs. 0,01			
2.3.3	Warum werden die Elektroden angeschliffen?			
2.3.4	Wieso kommt es zu Abweichungen von den Literaturwerten/berechneten Werten			
2.3.5	Welche Aufgabe erfüllt die Salzbrücke?			

3. Alkali-Mangan-Batterie

Tragen Sie die Spannungs- und Stromwerte bei den vorgegebenen Widerständen der selbst gebauten und der kommerziellen Batterie in die untenstehende Tabelle ein

R / Ω	U (selbst geb.) / V	I (selbst geb.) / mA	U (kommerz.) / V	I (kommerz.) / mA
	OCV			
200				
190				
180				
170				
160				
150				
140				
130				
120				
110				
100				
90				
80				
70				
60				
50				
40				
30				
20				
10				

3.1

3.2	Tragen Sie auf Millimeterpapier die Leistungs-, Strom- und Spannungswerte beider Batterien gegen den Widerstand auf und fügen Sie diese dem Bericht an. (Jedes Diagramm wird auf einem eigenen Papier erstellt).		
3.3	Ermitteln sie die Innenwiderstände der Batterien	Eigene Batterie	Ω
		Kommerzielle Batterie	Ω
3.4	Vergeichen Sie die Innenwiderstände der kommerziellen und der selbst hergestellten Batterie. Woher könnten mögliche Unterschiede resultieren?		
Testat (Versuchstag)		Bemerkungen	