

Bau und Vermessung von Batterien im SoSe 2024

Praktikum 1: Elektrochemische Grundlagen

Version: 1.0 (29. April 2024)

Inhaltsverzeichnis

1	Einleitung	2
2	Theoretische Grundlagen	3
2.1	Einführung	3
2.2	Elektrochemische Spannungsreihe	4
2.3	Galvanische Zelle	6
2.4	Zellreaktion	7
2.5	Konzentrationselement	8
2.6	Ansetzen einer Lösung	10
3	Vorbereitungsaufgaben	11
	Aufgabe 1: Sicheres Arbeiten im Labor	11
	Aufgabe 2: Elektrochemie	13
	Aufgabe 3: Versuchsdurchführung	13
4	Labordurchführung	14
	Verhalten im Labor	14
	Verwendete Materialien und Geräte	15
	Teilversuch 1: Redoxpotentiale	17
	Teilversuch 2: Elektrochemische Spannungsreihe	17
	Teilversuch 3: Galvanische Zellen	18
	Teilversuch 4: Konzentrationselement	18
5	Laborauswertung	19

1 Einleitung

Galvanische Zellen sind der Grundbaustein der meisten elektrochemischen Energiespeicher. In ihnen finden Redoxreaktionen statt, die es ermöglichen, durch gezieltes Entladen der Zelle eine Last zu versorgen oder durch Anschließen einer Quelle die Zelle wieder aufzuladen. Dabei erfolgt der Elektronen-Transport über die angeschlossenen elektrischen Leiter, während sich Ionen im Inneren der Zelle zwischen den Elektroden hin und her bewegen.

In diesem Praktikum sollen zunächst die theoretischen Grundlagen für ein tieferes Verständnis galvanischer Zellen gelegt werden. Anschließend sollen im praktischen Teil einfache galvanische Zellen aufgebaut und vermessen werden. Dabei liegt der Schwerpunkt auf der Bestimmung der Standardelektrodenpotentiale in Zellen mit unterschiedlichen Elektrodenmaterialien bzw. mit unterschiedlicher Elektrolyt-Konzentration sowie auf dem Vergleich der ermittelten Werte mit den theoretischen Erwartungen.

2 Theoretische Grundlagen

2.1 Einführung

Der Begriff Elektrochemie beschreibt mehrere Teilgebiete der Chemie, die sich mit dem Zusammenhang zwischen chemischen und elektrischen Vorgängen befassen. Verursacht eine chemische Reaktion einen elektrischen Strom (oder umgekehrt), so spricht man von einem elektrochemischen Vorgang. Es kann also die Umwandlung von chemischer in elektrische Energie bzw. von elektrischer in chemische Energie betrachtet werden.

Elektrochemische Reaktionen laufen dabei i.d.R. räumlich getrennt voneinander ab. Dabei handelt es sich ausschließlich um Redoxreaktionen, die immer aus einer Oxidation (Elektronenabgabe des Reduktionsmittels) und einer Reduktion (Elektronenaufnahme des Oxidationsmittels) bestehen.

Die kleinste Einheit, in der eine elektrochemische Reaktion stattfinden kann, wird als galvanische Zelle bezeichnet. Sie besteht aus einem Gefäß mit zwei Elektroden, deren Stromableiter elektrisch über eine Last oder durch eine Quelle miteinander verbunden sind, einem ionenleitenden und elektronenabweisenden Elektrolyten sowie einem Separator, der mechanische Kurzschlüsse verhindert und nur bestimmte Ionen durchlässt.

Weisen die beiden Elektrodenmaterialien unterschiedliche Redoxpotentiale auf, so entsteht eine chemische Potentialdifferenz zwischen den Elektroden und es läuft eine elektrochemische Reaktion ab. Dabei werden Elektronen über die Stromableiter „extern“ zwischen den Elektroden transportiert, während Ionen durch den Elektrolyten zur jeweils anderen Elektrode wandern. Geschieht dies freiwillig (exergonisch), so kann eine Zellspannung an den Klemmen gemessen werden; läuft die Reaktion nicht freiwillig ab (endergonisch), so kann durch Energiezufuhr von außen die Reaktion erzwungen werden.

2.2 Elektrochemische Spannungsreihe

In der Elektrochemie werden die Reaktionspartner an ihrem jeweiligen Standardpotential gemessen, welches in der elektrochemischen Spannungsreihe aufgeführt ist. In dieser Tabelle sind viele bekannte Redoxsysteme aufgelistet und nach ihrem Standardelektrodenpotential sortiert.

Dabei wurde folgende Konventionen eingeführt: Als Bezugselektrode wird die Standard-Wasserstoff-Elektrode gewählt und deren Potential auf 0 V festgelegt. Das Standardpotential eines Elementes, z.B. eines Metalls, wird wie folgt bestimmt: Eine Elektrode aus dem zu untersuchenden Metall wird bei $T = 25\text{ }^{\circ}\text{C}$ in eine wässrige Lösung des Metalls mit der Aktivität $a = 1\text{ } \frac{\text{mol}}{\text{l}}$ getaucht und die Spannung gegen die Standard-Wasserstoffelektrode gemessen. Ist das ermittelte Standardpotential E° negativ, so spricht man von einem unedlen Metall, ist es hingegen positiv, handelt es sich um ein edles Metall. Tab. 1 zeigt einen Auszug aus der elektrochemischen Spannungsreihe.

Tabelle 1: Elektrochemische Spannungsreihe

Reduktion		Oxidation	z	E° in V
Li(s)	\rightleftharpoons	$\text{Li}^{+}(\text{aq})$	1	-3,04
K(s)	\rightleftharpoons	$\text{K}^{+}(\text{aq})$	1	-2,93
Na(s)	\rightleftharpoons	$\text{Na}^{+}(\text{aq})$	1	-2,71
Mg(s)	\rightleftharpoons	$\text{Mg}^{2+}(\text{aq})$	2	-2,36
Al(s)	\rightleftharpoons	$\text{Al}^{3+}(\text{aq})$	3	-1,66
Zn(s)	\rightleftharpoons	$\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$	2	
Cr(s)	\rightleftharpoons	$\text{Cr}^{3+}(\text{aq})$	3	-0,76
Fe(s)	\rightleftharpoons	$\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$	3	
Co(s)	\rightleftharpoons	$\text{Co}^{2+}(\text{aq})$	2	-0,28
Ni(s)	\rightleftharpoons	$\text{Ni}^{2+}(\text{aq})$	2	
Sn(s)	\rightleftharpoons	$\text{Sn}^{2+}(\text{aq})$	2	-0,14
Pb(s)	\rightleftharpoons	$\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$	2	-0,13
$\text{H}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	\rightleftharpoons	$2\text{H}_3\text{O}^{+}(\text{aq})$	2	0
Cu(s)	\rightleftharpoons	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$	2	
Ag(s)	\rightleftharpoons	$\text{Ag}^{+}(\text{aq})$	1	0,80
Hg(s)	\rightleftharpoons	$\text{Hg}^{2+}(\text{aq})$	2	0,86
Pt(s)	\rightleftharpoons	$\text{Pt}^{2+}(\text{aq})$	2	1,20
$6\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	\rightleftharpoons	$\text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}_3\text{O}^{+}(\text{aq})$	4	1,23
$2\text{Cl}^{-}(\text{aq})$	\rightleftharpoons	$\text{Cl}_2(\text{g})$	2	1,36
Au(s)	\rightleftharpoons	$\text{Au}^{3+}(\text{aq})$	3	1,41
$\text{F}_2(\text{g})$	\rightleftharpoons	$2\text{F}^{-}(\text{aq})$	2	3,06

Das Potential eines Stoffes ist u.a. von der Konzentration und der Temperatur abhängig und wird durch die Nernst-Gleichung beschrieben:

$$E = E^\circ + \frac{R \cdot T}{z \cdot F} \cdot \ln \left(\frac{a_{\text{Ox}}}{a_{\text{Red}}} \right)$$

Dabei sind:

- E ... resultierendes Potential
- E° ... Standardpotential
- $R = 8,314 \frac{\text{J}}{\text{K mol}}$... universelle Gaskonstante
- T ... Temperatur
- z ... Anzahl der Elektronen pro Formelumsatz
- $F = 96\,485 \frac{\text{As}}{\text{mol}}$... Faraday-Konstante

Für stark verdünnte Lösungen gilt, dass die Aktivität eines Stoffes näherungsweise seiner Konzentration entspricht:

$$E = E^\circ + \frac{R \cdot T}{z \cdot F} \cdot \ln \left(\frac{c_{\text{Ox}}}{c_{\text{Red}}} \right)$$

Handelt es sich außerdem um einen Feststoff oder das Lösungsmittel, so wird dessen Aktivität auf $a = 1$ festgelegt.

Vereinfacht man nun die Nernst-Gleichung bei Raumtemperatur $T = 298,15 \text{ K}$, so ergibt sich folgende Näherungsformel für E :

$$\begin{aligned} E &= E^\circ + \frac{R \cdot T}{z \cdot F} \cdot \ln \left(\frac{c_{\text{Ox}}}{c_{\text{Red}}} \right) \\ &\approx E^\circ + \frac{8,314 \frac{\text{J}}{\text{K mol}} \cdot 298,15 \text{ K}}{z \cdot 96\,485 \frac{\text{As}}{\text{mol}}} \cdot \ln \left(\frac{c_{\text{Ox}}}{c_{\text{Red}}} \right) \\ &\approx E^\circ + \frac{0,0257}{z} \cdot \ln \left(\frac{c_{\text{Ox}}}{c_{\text{Red}}} \right) \\ &\approx E^\circ + \frac{0,0257}{z} \cdot \frac{\log \left(\frac{c_{\text{Ox}}}{c_{\text{Red}}} \right)}{\log(e)} \\ &\approx E^\circ + \frac{0,0592}{z} \cdot \log \left(\frac{c_{\text{Ox}}}{c_{\text{Red}}} \right) \end{aligned}$$

2.3 Galvanische Zelle

Elektrochemische Zellen werden auch als galvanische Elemente oder galvanische Zellen bezeichnet, die auf Luigi Galvani zurückgehen. Dieser hat im Jahre 1789 das berühmte Froschschkenkelexperiment durchgeführt und somit die Grundlage für die Entwicklung elektrochemischer Zellen geschaffen.

Das einfachste galvanische Element besteht aus einem Reaktionsgefäß mit zwei in einen Elektrolyten getauchten Elektroden. Die Elektroden beinhalten die Aktivmaterialien, zwischen denen die chemische Reaktion ablaufen soll. Würde man nun den Stromkreis schließen, indem man die Elektroden durch einen Draht miteinander verbindet, wäre die Zelle kurzgeschlossen und die Zellreaktion würde abrupt und unkoordiniert ablaufen. Um dies zu verhindern wird die elektrochemische Zelle in zwei Halbzellen aufgeteilt, so dass die Zellreaktion ebenfalls räumlich getrennt wird. Die Separation im Elektrolyten gelingt durch die Verwendung eines Separators, der nur von bestimmten Ionen passiert werden kann, was eine einseitige gerichtete Diffusion zwischen den Halbzellen ermöglicht. Um die Zelle zu vervollständigen wird der Stromkreis durch einen Draht geschlossen. Die chemische Reaktion kann nun kontrolliert ablaufen und es kann eine Potentialdifferenz gemessen werden, die oft auch als elektromotorische Kraft (EMK) bezeichnet wird.

Die EMK wird definiert als:

$$\Delta E_{\text{EMK}} = E_{\text{Kathode}} - E_{\text{Anode}}$$

Je nach Kombination der Halbzellen-Materialien ist diese Potentialdifferenz unterschiedlich. Da der Elektronentransport getrennt vom Ionentransport funktioniert, können die Elektronen von einem Verbraucher abgegriffen und zur Verrichtung elektrischer Arbeit genutzt werden. Um eine gleichbleibende Zellreaktion gewährleisten zu können, müssen die folgenden Eigenschaften erfüllt sein:

- Die Elektroden sind chemisch stabil und weisen eine hohe Leitfähigkeit auf. Die Form der Elektroden ist dabei variabel, z.B. stab- oder gitterförmig.
- Der Elektrolyt weist eine hohe Ionenleitfähigkeit auf und ist gleichzeitig ein Isolator für Elektronen. Man unterscheidet hierbei zwischen wässrigen, nicht wässrigen und Festkörperelektrolyten.
- Die Aktivmassen weisen eine große aktive Oberfläche auf. Poröse Materialien eignen sich daher besonders für Batterieanwendungen.
- Der Separator hält mechanischen und chemischen Belastungen stand und ist im Idealfall nur für eine Ionensorte durchlässig.

2.4 Zellreaktion

Bei einer elektrochemischen Reaktion in einer galvanischen Zelle mit zwei Metall-Elektroden bildet sich während des (Ent-)Ladeprozesses eine Grenzfläche zwischen fester Elektrode und wässrigem Elektrolyten aus. Das unedlere Metall geht durch Abgabe seiner Elektronen in Lösung. Dieser Vorgang wird Oxidation genannt und die Elektrode, an der die Oxidation stattfindet, als Anode bezeichnet. An der anderen Elektrode gehen Metallkationen durch Aufnahme von Elektronen in ihren Elementarzustand über und werden auf der Elektrodenoberfläche abgeschieden. Dies bezeichnet man als Reduktion, die zugehörige Elektrode als Kathode. Während dieser Vorgänge bildet sich an der Grenzfläche zwischen Elektrode und Elektrolyten eine Potentialschicht aus, die sogenannte Helmholtz-Schicht.

Um die elektrochemischen Vorgänge besser verstehen zu können, wird das Daniell-Element (John Frederic Daniell, 1836) als Beispiel genommen. Es besteht aus einer Zink- und einer Kupferelektrode, die jeweils in eine Zinksulfat- bzw. Kupfersulfatlösung getaucht und über eine Salzbrücke miteinander verbunden sind (siehe Abb. 1). Die Salzbrücke fungiert hierbei gleichzeitig als Separator und Ionenleiter.

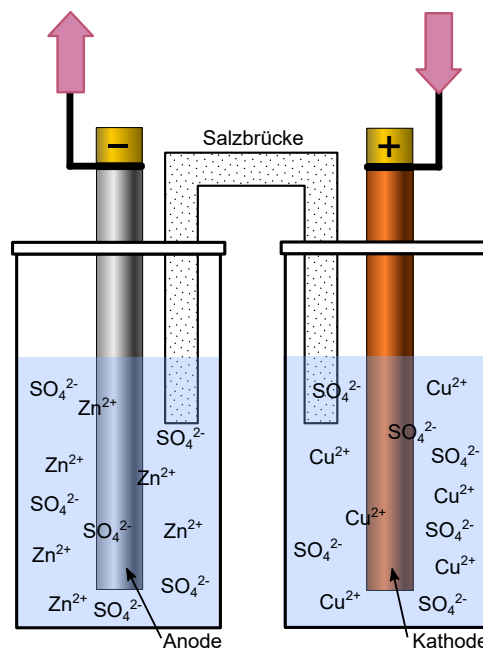


Abbildung 1: Daniell-Element (Kupfer-Zink-Zelle)

Laut elektrochemischer Spannungsreihe entstehen die folgenden Standardpotentiale:

- $\text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu}$: 0,35 V
- $\text{Zn}^{2+} \rightarrow \text{Zn}$: -0,76 V

Dem entsprechend ist Kupfer edler als Zink, so dass Kupfer reduziert und Zink oxidiert wird. Bei der Oxidation geht das Zink unter Abgabe zweier Elektronen in Lösung. Die freigesetzten Elektronen werden vom Kupferkation aufgenommen: Es bildet sich elementares Kupfer, welches sich an der Kupferelektrode abscheidet. Über einen längeren Zeitraum würde die Zinkelektrode langsam aufgelöst, während die Kupfer-Elektrode durch das abgeschiedene Kupfer immer mehr an Volumen zunähme.

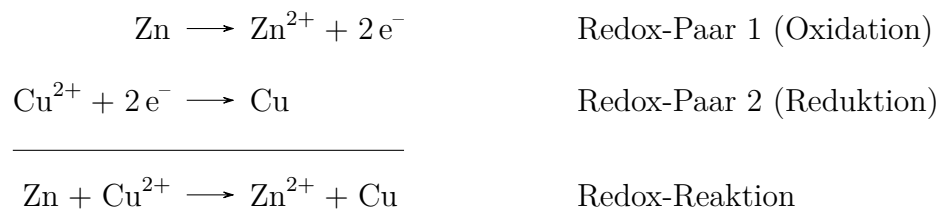
Mit Hilfe der Nernst-Gleichung können die Potentiale der Halbzellen und daraus die resultierende EMK bestimmt werden:

$$E_{\text{Cu}} \approx E_{\text{Cu}}^{\circ} + \frac{0,0592}{2} \cdot \log \left(\frac{\text{Cu}^{2+}}{\text{Cu}} \right) \approx 0,35 \text{ V} + 0,0296 \cdot \log (\text{Cu}^{2+})$$

$$E_{\text{Zn}} \approx E_{\text{Zn}}^{\circ} + \frac{0,0592}{2} \cdot \log \left(\frac{\text{Zn}^{2+}}{\text{Zn}} \right) \approx -0,76 \text{ V} + 0,0296 \cdot \log (\text{Zn}^{2+})$$

$$\Rightarrow \Delta E_{\text{EMK}} = E_{\text{Cu}} - E_{\text{Zn}} \approx 1,11 \text{ V} + 0,0296 \cdot \log \left(\frac{\text{Cu}^{2+}}{\text{Zn}^{2+}} \right)$$

In diesem Fall ist die Zink-Elektrode die Anode und die Kupfer-Elektrode die Kathode. Bei Herstellung einer leitenden Verbindung fließt ein elektrischer Strom vom Zink zum Kupfer und es findet die folgende Redoxreaktion statt:



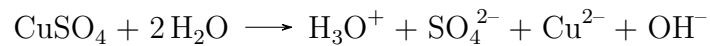
Dabei nimmt das Potential des Kupfers allmählich ab, während das des Zinks steigt, bis schließlich $\Delta E_{\text{EMK}} = 0$ ist und sich das chemische Gleichgewicht eingestellt hat.

2.5 Konzentrationselement

Wie bereits erläutert, ergibt sich bei Verwendung unterschiedlicher Redoxpaare i.d.R. eine Potentialdifferenz in der Zelle. Um eine Zellspannung messen zu können, müssen allerdings nicht immer nur unterschiedliche Redoxpaare aufeinandertreffen: Zwei identische Halbzellen mit unterschiedlicher Elektrolytkonzentration führen gemäß der Nernst-Gleichung ebenfalls zu einer Potentialdifferenz.

Wird ein Metallsalz in einem Lösungsmittel gelöst, so dissoziiert das Salz in seine Anionen und Kationen, welche wiederum von den Lösungsmittelmolekülen solvatisiert werden.

Dies soll im Folgenden beispielhaft an einer Kupfer-Kupfer-Zelle erläutert werden. Die Gleichung für die Dissoziation von Kupfersulfat in Wasser lautet:



Kupfersulfat dissoziiert also in zweiwertige Kupfer-Kationen und zweiwertige Sulfat-Anionen. Die auf Grund ihrer geringen Größe beweglicheren Hydronium-Ionen können aus der höher konzentrierten Lösung in die niedriger konzentrierte Lösung wandern, während die größeren Sulfat-Anionen deutlich langsamer folgen, so dass an der Grenzfläche zwischen beiden Halbzellen eine Potentialdifferenz entsteht und eine Spannung gemessen werden kann (siehe Abb. 2).

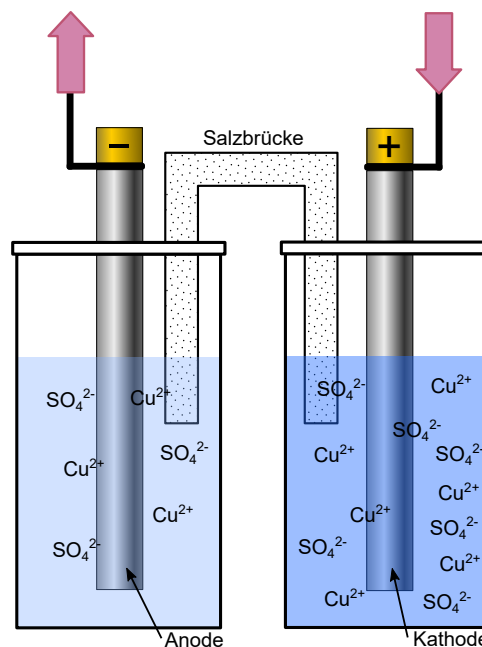


Abbildung 2: Aufbau der Kupfer-Kupfer-Konzentrationszelle

In der Halbzelle mit der niedrigeren Konzentration löst sich das Kupfer auf (Oxidation), in der Halbzelle mit der höheren Konzentration lagert sich das Kupfer ab (Reduktion). Es erfolgt also ein Stromfluss von der niedriger konzentrierten zur höher konzentrierten Lösung. Für beispielhafte Konzentrationen von $c_1 = 1 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$ und $c_2 = 1 \cdot 10^{-1} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$ resultiert demnach eine elektromotorische Kraft von:

$$\Delta E_{\text{EMK}} \approx 0,35 \text{ V} - 0,35 \text{ V} + 0,0296 \cdot \log \left(\frac{1 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{l}}}{1 \cdot 10^{-1} \frac{\text{mol}}{\text{l}}} \right) \approx 0,118 \text{ V}$$

2.6 Ansetzen einer Lösung

Eine Lösung beschreibt die Dissoziation eines Salzes in seine Anionen und Kationen in einem Lösungsmittel. Die Konzentration c eines Stoffes in einem Lösungsmittelvolumen V wird durch den folgenden Zusammenhang beschrieben:

$$c = \frac{n}{V}$$

n steht dabei für die Stoffmenge (Einheit 1 mol). Ein Mol enthält etwa $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen, wobei per Definition 12 g des Kohlenstoff-Isotops ^{12}C genau einem Mol entsprechen. Wenn die Stoffmenge berechnet werden soll, kann auf den folgenden Zusammenhang zurückgegriffen werden:

$$n = \frac{m}{M}$$

Dabei ist m die Masse und M die molare Masse (Einheit $1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$) einer Verbindung. Diese kann in der Literatur nachgeschlagen oder direkt aus dem Periodensystem der Elemente abgelesen bzw. berechnet werden. Soll zum Beispiel die molare Masse von Kupfersulfat bestimmt werden, dann wird zunächst ermittelt, aus welchen Atomen die Verbindung aufgebaut ist:

- 1x Kupfer (Cu: $63,55 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$)
- 1x Schwefel (S: $32,07 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$)
- 4x Sauerstoff (O: $16,00 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$)

Somit hat die Verbindung CuSO_4 eine molare Masse von:

$$\begin{aligned} M_{\text{CuSO}_4} &= M_{\text{Cu}} + M_{\text{S}} + 4 \cdot M_{\text{O}} \\ &\approx 63,55 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 32,07 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 4 \cdot 16,00 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 159,62 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \end{aligned}$$

Soll nun eine 5-molare Kupfersulfat-Lösung in Wasser angesetzt werden, bedeutet dies, dass in 1 l des Lösungsmittels (Wasser) genau 5 mol Kupfersulfat gelöst sind. Sollen also beispielsweise 500 ml der Lösung angesetzt werden, so muss die folgende Menge Kupfersulfat abgewogen und in der Wassermenge aufgelöst werden:

$$\begin{aligned} n_{\text{CuSO}_4} &= 5 \text{ mol} \cdot \frac{500 \text{ ml}}{1 \text{ l}} = 2,5 \text{ mol} \\ \Rightarrow m_{\text{Cu}} &= n_{\text{Cu}} \cdot M_{\text{Cu}} = 2,5 \text{ mol} \cdot 159,62 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 399,05 \text{ g} \end{aligned}$$

3 Vorbereitungsaufgaben

20 P Aufgabe 1: Sicheres Arbeiten im Labor

(a) Was ist das „Global Harmonisierte System“ (GHS)?

1 P

(b) Was bedeuten die einzelnen Gefahrensymbole in Abb. 3?

3 P

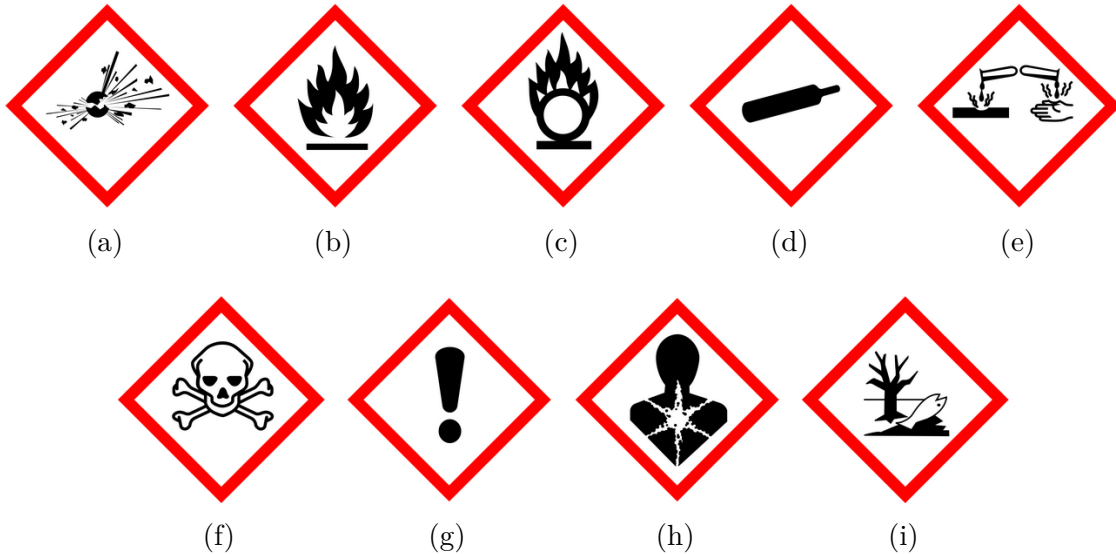


Abbildung 3: Gefahrensymbole gemäß GHS

(c) Oftmals stehen in Laborräumen noch ältere Behälter mit Chemikalien, auf denen alte Gefahrensymbole abgebildet sind. Ordnen Sie den in Abb. 4 dargestellten Symbolen das jeweils neue Symbol zu.

2 P

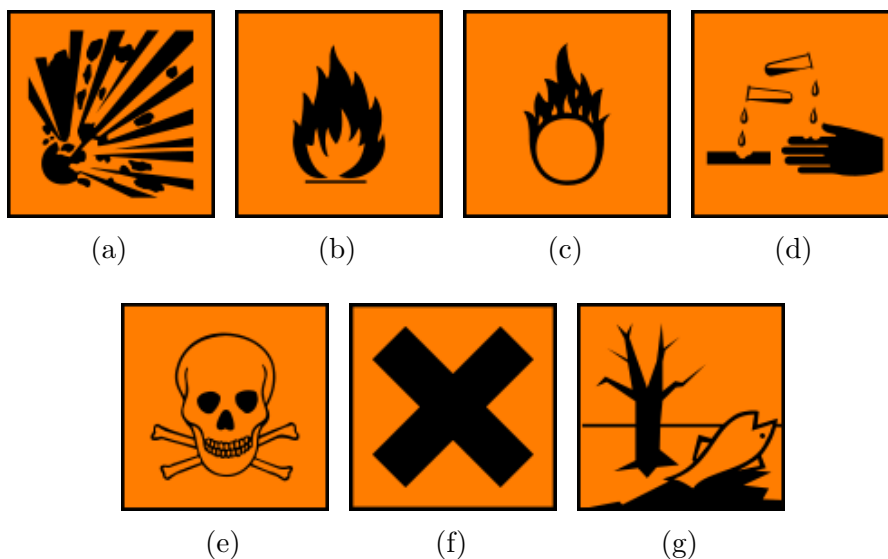


Abbildung 4: Alte Gefahrensymbole

- (d) Was versteht man unter H-Sätzen bzw. unter P-Sätzen? 1 P
- (e) Was bedeuten die folgenden H- und P-Sätze? 5 P
- | | |
|------------------|------------------|
| • H332 | • H350i |
| • H341 | • H360F |
| • H371 | • EUH029 |
| • H331 | • P305+P351+P338 |
| • H300 | • P333+P313 |
| • H261 | • P370+P380+P375 |
| • H301+H311+H331 | |
- (f) Für den heutigen Versuch: Was tun Sie, bevor Sie das Labor betreten? Wie verhalten Sie sich grundsätzlich im Labor? 2 P
- (g) Sie wollen den Abzug benutzen, aber auf der Arbeitsplatte im Abzug ist ein Ihnen unbekanntes weißes Pulver verstreut. Was tun Sie? 1 P
- (h) Eine Person Ihrer Gruppe hat sich beim Ansetzen einer Mischung mit Säure übergossen. Was tun Sie? 1 P
- (i) Beim Zuschneiden einer Bleiplatte schneiden Sie sich leicht in den Finger. Was tun Sie? 1 P
- (j) Wie werden die folgenden Chemikalien bzw. Materialien entsorgt? 3 P
- konzentrierte Salzsäure
 - Bleinitrat-Lösung
 - Ethanol
 - benutzte Nitrilhandschuhe
 - benutztes Laborpapier

15 P Aufgabe 2: Elektrochemie

Sie möchten für Testzwecke eine Alkali-Mangan-Zelle im Labormaßstab bauen, um die Batteriechemie genauer zu untersuchen. Dafür benötigen Sie Braunstein (Mangandioxid) und Zinkpulver sowie Kaliumhydroxid-Lösung als Elektrolyten.

- (a) Welche Funktion haben die obengenannten Substanzen in der Batterie? Welches Material bildet die positive, welches die negative Elektrode? 3 P
- (b) Für die Zelle benötigen Sie 20 ml Kaliumhydroxid-Lösung (2-molar). Wie viel Kaliumhydroxid müssen Sie einwiegen, um die gewünschte Konzentration zu erhalten? 2 P
- (c) Berechnen Sie die molare Masse von Braunstein. Wie viel Mol Braunstein befinden sich in der Zelle, wenn Sie 4 g eingewogen haben? 2 P
- (d) Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen für Oxidation, Reduktion und Gesamtreaktion der Zelle. Geben Sie die Oxidationszahlen der Verbindungen an und kennzeichnen Sie explizit, welche Stoffe an der Oxidation und welche an der Reduktion beteiligt sind. 5 P
- (e) Nach erfolgreicher Entladung entschließen Sie sich, die Batterie wieder aufzuladen. Nach einer gewissen Ladezeit erwärmt sich die Batterie und Sie können ein Blubbern in Ihrer Testzelle erkennen. Wie nennt man diesen Vorgang? Worum könnte es sich bei dem entweichenden Gas handeln? Was könnte dieser Vorgang für weitere Entladungsvorgänge Ihrer Labortestzelle zur Folge haben? 3 P

15 P Aufgabe 3: Versuchsdurchführung

- (a) Erstellen Sie eine Liste der benötigten Materialien und Geräte für die einzelnen Teilversuche. 4 P
- (b) Berechnen Sie für alle verwendeten Chemikalien die benötigten Massen zum Ansetzen der Lösungen. 7 P
- (c) Schreiben Sie für alle Teilversuche jeweils stichpunktartig den Ablauf auf, so wie Sie ihn im Laborversuch umsetzen würden. Berücksichtigen Sie dabei, dass Laborzubehör und Materialien unter Umständen gereinigt werden müssen. 4 P

4 Labordurchführung

Verhalten im Labor

- Das Tragen von Kittel, Schutzbrille, langer Hose und geschlossenem Schuhwerk im chemischen Labor ist Vorschrift.
- Das Essen und Trinken im Labor ist verboten. Getränke, Brotbüchsen, etc. können im Vorraum abgestellt werden.
- Das Verwenden von Laborgeräten als Trinkgefäße o.Ä. ist verboten.
- Vor dem Arbeiten im Labor sollten Sie das Praktikumsskript gelesen haben. Unklarheiten und Fragen klären Sie bitte noch vor Praktikumsbeginn mit dem/der zuständigen Betreuer:in.
- Im Labor ist den Anweisungen des Personals (Betreuer:in oder Labormitarbeiter:innen) Folge zu leisten. Diese gewährleisten den problemlosen Ablauf der Versuche und können das Gefahrenpotential der Chemikalien am besten einschätzen.
- Verletzungen (auch kleine Stiche oder Schnitte während der Laborarbeit) müssen gemeldet, ggf. versorgt und aus Versicherungstechnischen Gründen in das Unfallbuch eingetragen werden.
- Vor dem Arbeiten mit chemischen Substanzen müssen Sie sich über deren Gefahrenpotential (H- und P-Sätze) informieren.
- Wenn Sie mit konzentrierten Säuren oder Laugen arbeiten, sind säurebeständige Handschuhe zu tragen. Diese liegen im Labor für Sie aus.
- Bei nicht sachgerechtem Verhalten kann der/die Betreuer:in Sie des Raumes verweisen.
- Abfälle werden ausschließlich in dafür vorgesehenen Kanistern entsorgt. Es wird nichts im Abguss entsorgt.

Verwendete Materialien und Geräte

Laboraausstattung




















Für die Durchführung der einzelnen Teilversuche stehen Ihnen die folgenden Materialien und Geräte zur Verfügung:

- Arbeitsschutzkleidung: Laborkittel, Schutzbrille, Handschuhe,
- Digital-Multimeter
- Labornetzteil
- Laborleitungen und Kroko-Klemmen
- Bechergläser und Halterungen
- Salzbrücken (U-Rohr)
- Separator-Papier
- Platin-Elektroden
- Chemikalien
 - Bleinitrat
 - Eisensulfat
 - Kupfersulfat
 - Nickelsulfat
 - Silbernitrat
 - Zinksulfat
 - destilliertes Wasser
 - Salzsäure (37 %)
 - Kaliumnitrat
 - Bleche: Blei, Eisen, Kupfer, Nickel, Silber, Zink

Gefahren- und Sicherheitshinweise

Bitte beachten Sie die in Tab. 2 aufgelisteten Hinweise zum Umgang mit den verwendeten Chemikalien!

Tabelle 2: Gefahren- und Sicherheitshinweise für die verwendeten Chemikalien

Bezeichnung	Gefahrensymbole	H- und P-Sätze
Bleinitrat $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ $331,21 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	    	H 272, H 360Df, H 302+332, H 318, H 373, H 410, P 201, P 273, P 280, P 308+313, P 305+351+338
Eisensulfat-Heptahydrat $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ $278 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$		H 302, H 319, H 315, P 305+351+338
Kupfersulfat-Pentahydrat $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ $249,69 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	  	H 302, H 315, H 318, H 410, P 273, P 280, P 301, P 312, P 305+351+338, P 330
Nickelsulfat-Heptahydrat $\text{NiSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ $280,00 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	  	H 302, H 332, H 315, H 317, H 334, H 341, H 350i, H 360D, H 372, H 410, P 201, P 273, P 280, P 302+352, P 304+340, P 308+313
Silbernitrat AgNO_3 $169,87 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	  	H 272, H 290, H 314, H 410, P 210, P 220, P 260, P 280, P 305+351+338, P 370+378, P 308+310
Zinksulfat-Heptahydrat $\text{ZnSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ $287,53 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	  	H 302, H 318, H 410, P 273, P 281, P 301+330, P 305+351, P 308+313
Salzsäure HCl $36,46 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$		H 290, H 314, H 335, P 260, P 280, P 303+361+353, P 304+340+310, P 305+351+338

Teilversuch 1: Redoxpotentiale

Tauchen Sie eine Kupferelektrode in ein mit 100 ml Zinksulfat-Lösung (0,1 M) gefülltes Becherglas sowie eine Zinkelektrode in ein mit 100 ml Kupfersulfat-Lösung (0,1 M) gefülltes Becherglas. Notieren Sie Ihre Beobachtungen zu Beginn des Experiments und nach Ablauf von ca. 30 min.

Teilversuch 2: Elektrochemische Spannungsreihe

Bauen Sie zwei Halbzellen bestehend aus jeweils einer Platinelektrode und 50 ml Salzsäure (1 M) als Elektrolyten in einem Becherglas. Verbinden Sie die beiden Gläser mit einer Salzbrücke und legen Sie mit Hilfe des Labornetzteils eine Spannung an, so dass sich ein Strom von 10 mA einstellt. Beachten Sie beim Kontaktieren der Spannungsquelle den Unterschied zwischen technischer und physikalischer Stromrichtung.

An der Kathode bildet sich elementarer Wasserstoff und an der Anode elementares Chlor (Sicherheitsunterweisung beachten!).

Schalten Sie das Labornetzteil ab und entfernen Sie die Salzbrücke zwischen den Halbzellen. Verbinden Sie nun das Becherglas, in dem Wasserstoff gebildet worden ist, nacheinander mit den folgenden Halbzellen:

- (a) 100 ml Nickelsulfat (0,1 M) mit Nickel-Elektrode
- (b) 100 ml Eisensulfat (0,1 M) mit Eisen-Elektrode
- (c) 100 ml Zinksulfat (0,1 M) mit Zink-Elektrode
- (d) 100 ml Kupfersulfat (0,1 M) mit Kupfer-Elektrode
- (e) 100 ml Bleinitrat (0,1 M) mit Blei-Elektrode

Messen Sie jeweils die Spannung der galvanischen Zellen im Gleichgewicht und „laden“ Sie nach jedem Teilversuch die Wasserstoffelektrode wieder auf, indem Sie sie mit der anderen Salzsäure-Halbzelle verbinden.

Teilversuch 3: Galvanische Zellen

Bauen Sie drei galvanischen Zellen unter Verwendung der unten aufgeführten Elektroden und Elektrolyten sowie einer Salzbrücke zur Verbindung der Halbzellen.

- (a) 100 ml Silbernitrat (0,1 M) mit Silber-Elektrode – 100 ml Zinksulfat (0,1 M) mit Zink-Elektrode
- (b) 100 ml Bleinitrat (0,1 M) mit Blei-Elektrode – 100 ml Kupfersulfat (0,2 M) mit Kupfer-Elektrode
- (c) 100 ml Eisensulfat (0,1 M) mit Eisen-Elektrode – 100 ml Kupfersulfat (0,1 M) mit Kupfer-Elektrode

Messen Sie jeweils die Spannung der galvanischen Zellen im Gleichgewicht.

Teilversuch 4: Konzentrationselement

Bauen Sie eine Silber-Silber-Zelle unter Verwendung von zwei Silberelektroden und einer Salzbrücke auf. Setzen Sie jeweils 100 ml Lösung pro Halbzelle an und verwenden Sie dabei die folgenden Konzentrationen:

- (a) 0,1 M – 0,1 M
- (b) 0,1 M – 0,01 M
- (c) 0,1 M – 0,001 M
- (d) 0,1 M – 0,0001 M

Messen Sie jeweils die Spannung der galvanischen Zellen im Gleichgewicht.

5 Laborauswertung

Im Folgenden werden **Mindestanforderungen** und Punkteverteilung als Hilfestellung für die Anfertigung des Protokolls gegeben.

Es können pro Protokoll maximal 100 Punkte erreicht werden, die für die Ermittlung der Portfoliopunkte (PP) durch 10 geteilt werden. Für die Berechnung der Gesamtnote wird die Summe aller in den Vorbereitungsaufgaben und Protokollen erreichten PP gebildet und aufgerundet.

10 P **Form**

- allgemeines Layout
- Qualität von Diagrammen, Tabellen und Abbildungen
- Übersichtlichkeit und Verständlichkeit
- korrekte Quellenangaben

5 P **Einleitung und Zusammenfassung**

25 P **Labordurchführung**

- ausführliche Beschreibung der Durchführung aller Teilversuche
- Angabe aller relevanten Massen zum Ansetzen der Lösungen
- Schilderung relevanter Beobachtungen
- Festhalten von Abweichungen vom geplanten Versuchsablauf
- ggf. Skizze oder Foto der Versuchsaufbauten

60 P Laborauswertung

- allgemeine Anforderungen **20 P**
 - ggf. theoretische Herleitungen und Erklärungen
 - Aufbereitung und Darstellung der Messergebnisse
 - Interpretation und Vergleich mit Theorie/Simulation
 - Fehlerbetrachtung
- zusätzlich für Teilversuch 1: **10 P**
 - Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen für Oxidation, Reduktion und für den gesamten Prozess.
 - Was müssten Sie am Aufbau verändern, damit Kupfer in Lösung geht?
- zusätzlich für Teilversuch 2: **10 P**
 - Wie nennt man den Prozess, der in den galvanischen Zellen mit der Metall-Halbzelle abläuft? Formulieren Sie die zugehörigen allgemeinen Reaktionsgleichungen.
 - Welche Funktion hat die Salzbrücke?
 - Berechnen Sie die Standardelektrodenpotentiale aller untersuchten Metall-Halbzellen und vergleichen Sie Ihre ermittelten Werte mit der Literatur.
- zusätzlich für Teilversuch 3: **10 P**
 - Bestimmen Sie die elektromotorische Kraft EMK für alle drei galvanischen Zellen.
 - Berechnen Sie jeweils unter Verwendung von Literaturwerten für die Standardelektrodenpotentiale die theoretisch zu erwartende EMK mit Hilfe der Nernst-Gleichung.
- zusätzlich für Teilversuch 4: **10 P**
 - Welche Halbzelle ist jeweils die Anode, welche die Kathode?
 - Wodurch entsteht in dem untersuchten Aufbau die EMK ?

- Berechnen Sie analog zu Teilversuch 3 die theoretisch zu erwartenden *EMK*-Werte.
- Tragen Sie die messtechnisch ermittelten und die theoretisch berechneten Werte gemeinsam in halblogarithmischer Darstellung auf und interpretieren Sie das Ergebnis.