

**ELEKTROCHEMIE**  
**1002719 (U11110)**  
ALF 05/04

**Praktikumsversuche**  
**für die Sekundarstufe I und II**

## Inhaltsverzeichnis

### Seite

Vorwort	4
Inhalt des Elektrochemie-Arbeitskoffers	5
Zusammenbau und Reinigung des Zellblockes	6
Beschreibung des Messinstrumentes	7
Spannungsmessung von galvanischen Elementen – Lehrerblatt	8
Spannungsmessung von galvanischen Elementen – Schülerblatt	9
Spannungsmessung eines Daniell-Elementes – Lehrerblatt	10
Spannungsmessung eines Daniell-Elementes – Schülerblatt	11
Spannungsmessung an drei Daniell-Elementen in Parallelschaltung – Lehrerblatt	12
Spannungsmessung an drei Daniell-Elementen in Parallelschaltung – Schülerblatt	13
Spannungsmessung an drei Daniell-Elementen in Reihenschaltung – Lehrerblatt	14
Spannungsmessung an drei Daniell-Elementen in Reihenschaltung – Schülerblatt	15
Messung der Standardpotentiale einiger Metalle – Lehrerblatt	16
Messung der Standardpotentiale einiger Metalle – Schülerblatt	17
Messung der Standardpotentiale einiger Nichtmetalle – Lehrerblatt	18
Messung der Standardpotentiale einiger Nichtmetalle – Schülerblatt	19
Messung der Spannung eines Leclanché-Elementes – Lehrerblatt	20
Messung der Spannung eines Leclanché-Elementes – Schülerblatt	21
Messung der Spannung bei unterschiedlicher Konzentration der Elektrolytlösungen – Lehrerblatt	22
Messung der Spannung bei unterschiedlicher Konzentration der Elektrolytlösungen – Schülerblatt	23
Messung der Spannung bei unterschiedlichen Temperaturen der Elektrolytlösungen – Lehrerblatt	24
Messung der Spannung bei unterschiedlichen Temperaturen der Elektrolytlösungen – Schülerblatt	25
Aufbau, Laden und Entladen eines Stahlakkumulators – Lehrerblatt	26
Aufbau, Laden und Entladen eines Stahlakkumulators – Schülerblatt	27
Versuch pH-Messung – Lehrerblatt	28
Versuch pH-Messung – Schülerblatt	29
Elektrochemische Spannungsreihe	30
Hinweise zum Experimentieren und zur Entsorgung	31
Literatur	32

## Vorwort

Der Elektrochemie-Arbeitskoffer ist ein Lehrmittel, welches ausschließlich für Schülerexperimente in den Fächern Chemie und Physik eingesetzt werden kann. Die selbständige Tätigkeit der Schüler erhöht deren Verständnis für die zu behandelnden Sachverhalte. In kleinen Schülergruppen (2 bis max. 3 Schüler) sollten die Versuche durchgeführt werden. Der Lehrer hat dabei nur noch die Aufsichtspflicht und kann bei gezielten Fragen, die von den Schülern allein nicht beantwortet werden können, entsprechende Hinweise geben. So kann durch eine gezielte Zusammenstellung der Arbeitsgruppen das Leistungsniveau, das Verständnis und die Freude am Experimentieren aller Schüler gefördert werden.

Die beiliegende Literatur minimiert für den Fachlehrer dessen Vorbereitungszeit, die gerade bei Schülerexperimenten recht erheblich sein kann. Zu jedem beschriebenen Versuch liegt ein Lehrer- und ein Schülerblatt vor. Im Lehrerblatt sind alle für die Durchführung des Versuchs notwendigen Fakten beschrieben. Bei allen Versuchen findet der Lehrer auf dem Lehrerblatt das zu erwartende Versuchsergebnis (welches von den theoretischen Ergebnissen in der Fachliteratur gering abweichen kann). Hinweise erhält der Lehrer auch zur Herstellung der entsprechenden Elektrolytlösungen.

Die Schülerblätter können vom Lehrer kopiert und den Schülern zur Verfügung gestellt werden. Damit entfällt das aufwendige Führen eines Protokolls, die Schüler können sich auf das Wesentliche der Versuche konzentrieren.

Zu Sicherheitsfragen sind bei allen eingesetzten Chemikalien die R- und S-Sätze angegeben und die Gefahrensymbole aufgeführt.

Am Ende der Literatur findet man Hinweise zur Entsorgung der Chemikalien. Wir empfehlen, im Sinne des sparsamen Umgangs mit Chemikalien nach Beendigung der Versuche die eingesetzten Elektrolytlösungen aus den Kammern des Troges mit der beiliegenden Pipette herauszusaugen und in eine beschriftete Vorratsflasche zu füllen, um diese für weitere Versuche erneut zu verwenden. Damit leistet man auch einen Beitrag für unsere Umwelt.

Für Hinweise und Abänderungen (auch eventuelle Fehler) der Versuche sind wir dankbar. Wenden sie sich dazu bitte an den Lieferanten des Elektrochemie-Arbeitskoffers.

Viel Erfolg bei der Durchführung der Experimente!

## Inhalt des Elektrochemie-Arbeitskoffers

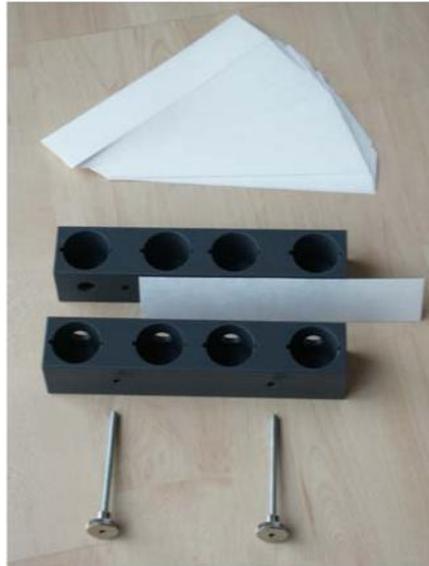
1

Messinstrument, betriebsbereit mit Akku bzw. Steckernetzgerät,



- für elektrochemische Versuche und pH-Messung
- 1 3V-Adapter zum elektrolysieren der Platin-Netzelektrode
  - 1 Steckernetzgerät Prim: **115..240VAC** , **50-60Hz** Sec: **12V-500mA**
  - 1 Einstabmesskette zur pH-Messung, Elektrode mit Aufbewahrungsflasche
  - 2 Plastik Bechergläser 25 ml
  - 2 Tropfpipetten
  - 1 Aufbewahrungskasten mit:
    - 2 Ag-Elektroden, 4 Zn-Elektroden, 2 Fe-Elektroden, 2 Kohleelektroden, 2 Al-Elektroden, 2 Ni-Elektroden, 4 Cu-Elektroden, 1 Mg-Elektrode (Magnesiumband zum Umwickeln eines Plastikplättchens), 1 Pt-Netzelektrode
    - 2 Halbzellen, für je 4 Elektroden, 1 Satz Filterpapierstreifen,
    - 1 Kabelsatz-Elektrochemie (bestehend aus: 3 Kabel mit Krokoklemmen, rot, je 20 cm lang, 1 Kabel mit Krokoklemme und Stecker, rot, 30 cm lang; 3 Kabel mit Krokoklemmen, blau, je 20 cm lang, 1 Kabel mit Krokoklemme und Stecker, blau, 30 cm lang),
    - 1 Schmirgelstein
  - 1 Versuchsanleitung

## Zusammenbau und Reinigung des Zellblockes



Der Zellblock ist bei Lieferung komplett zusammengebaut und kann für den ersten Versuch direkt benutzt werden. Er befindet sich im Aufbewahrungskasten des Arbeitskoffers. Wurde der Zellblock eingesetzt, muss er nach Beendigung des Versuches komplett auseinander genommen werden, indem man nach dem Absaugen der Elektrolytflüssigkeit und dem Entnehmen der Elektroden die beiden Rändelschrauben löst, so dass die beiden Halbzellen voneinander getrennt werden können. Nach dem Entfernen des Filterpapiers sollten die beiden Halbzellen mit Wasser ausgewaschen und anschließend gut getrocknet werden. Den Zellblock für weitere Experimente wieder zusammenbauen. Dazu wird zwischen die beiden Halbzellen ein mitgelieferter Filterpapierstreifen bündig gelegt. Nun drückt man zunächst die eine und danach die zweite Rändelschraube durch das Filterpapier und schraubt so die beiden Halbzellen fest zusammen. (Hinweis: Die 4 innen liegenden Öffnungen müssen jeweils zu den Filterpapierstreifen zeigen – siehe Abbildung.) Durch das Filterpapier, welches beim Befüllen mit Elektrolytlösung feucht wird, sind gleichzeitig die 8 Kammern elektrisch miteinander verbunden.

### **Bitte beachten Sie:**

Nach dem Gebrauch des Arbeitskoffers müssen alle verwendeten Teile gründlich gesäubert und anschließend getrocknet werden.

Entfernen Sie das zwischen den Zellblöcken befindliche Filterpapier, trocknen Sie dabei auch die beiden Rändelschrauben.

Die verwendeten Elektroden unter fließendem Wasser reinigen und trocknen, um einer Korrosion vorzubeugen. Es empfiehlt sich auch, die Elektroden vor dem Zurücklegen mit dem Schmirgelstein abzureiben, um anhaftende Chemikalienreste gründlich zu entfernen.

***Wenn Sie diese Hinweise beachten, werden Sie viel Freude an dem Arbeitskoffer haben.***

## Messinstrument

### Frontseite

Bereichsanzeige/Akkuladung →

Aus/Bereichsschalter →

Messbuchsen ----->



← ----- LCD-Anzeige

← Nullpunktregler ( bei pH )

### Rückseite

Steckernetzteilanschluss →

Kurzanleitung galvan.-Messung →



← -----pH-Buchse

← Kurzanleitung pH-Messung

Das Messinstrument ist Akku  
dem mitgelieferten

betrieben, kann aber auch mit  
Steckernetzgerät eingesetzt

werden. Der Akku wird grundsätzlich beim Betreiben mit dem Steckernetzgerät geladen, ein Überladen des Akkus ist dabei ausgeschlossen. Das Steckernetzgerät wird an der Unterseite des Messinstrumentes eingesteckt.

Neben der galvanischen Messung kann mit dem Messinstrument auch eine pH-Messung durchgeführt werden.

### 1. Galvanische Messung:

Bei der galvanischen Messung wird das Messinstrument mit dem Bereichsschalter eingeschaltet und befindet sich dann sofort im Messbereich von 0 - 2V. Soll eine höhere Spannung gemessen werden, kann man am Messinstrument durch Weiterschalten des Bereichsschalters die Anzeige auf 20V erweitern. Zur Messung werden die Elektroden über die 2 mm Buchsen mit dem Messinstrument (rot / blau) verbunden.

### 2. pH-Messung:

Soll eine pH-Messung erfolgen, wird über die an der Unterseite vorhandene pH-Buchse die mitgelieferte pH-Elektrode angeschlossen. Nun den Bereichsschalter auf „pH“ stellen. Um die pH-Elektrode zu kalibrieren, wird eine Pufferlösung verwendet (entweder pH 4 oder pH 9). Es handelt sich hierbei um eine Einpunktkalibrierung, dabei wird, nachdem die pH-Elektrode in die entsprechende Pufferlösung eingetaucht worden ist, der Nullpunktregler solange verändert, bis am Display der Wert der Pufferlösung angezeigt wird. Es können nun pH-Messungen durchgeführt werden, dabei darf aber an den Stellknöpfen keine Veränderung mehr vorgenommen werden.

Spannungsmessung von galvanischen Elementen

Chemikalien	Gefahrensymbole	R-Sätze	S-Sätze	Geräte
Kupfer (II)-sulfat-5-hydrat		22-36/38-50/53	22-60-61	Messinstrument
Zinksulfat-7-hydrat		36/38-50/53	22-25-60-61	Elektroden: 1 Cu, 1 Zn, 1 Ag, 1 Fe, 1 Ni
Silbernitrat		34-50/53	26-45-60-61	2 Experimentierkabel
Eisen (II)-sulfat-7-hydrat		22-36/38	24/25	2 Tropfpipetten
Nickelsulfat-6-hydrat		22-40-42/43-50/53	22-36/37-60-61	
dest. Wasser		---	---	

**Warnhinweis : Bitte beachten: Schwermetallsalze sind giftig !**

**Versuchsdurchführung:**

- Die vorbereiteten 1,0 und 0,1 molaren Elektrolytlösungen den Schülern zur Verfügung stellen. Jeder Schüler benötigt maximal 10 ml der entsprechenden Lösung.
- Zellblock wie beschrieben zusammensetzen.
- In die Kammern die Elektrolytlösungen mit der Tropfpipette (im Arbeitskoffer enthalten) einfüllen und die entsprechenden Elektroden einsetzen. Die Tropfpipette vor dem Einfüllen der nächsten Elektrolytlösung gut reinigen.
- Nachdem die Kammern (mindestens 2, maximal 8) für den Versuch, wie beschrieben, vorbereitet sind, mit der Spannungsmessung beginnen. In diesem Versuch sind 5 Kammern mit je einer Elektrolytlösung und der entsprechenden Elektrode als galvanische Elemente aufgebaut:  
Cu / CuSO<sub>4</sub>, Zn / ZnSO<sub>4</sub>, Ag / AgNO<sub>3</sub>, Fe / FeSO<sub>4</sub>, Ni / NiSO<sub>4</sub>
- Zur Spannungsmessung werden zwei Experimentierkabel (rot/blau mit 2 mm Buchsen – im Arbeitskoffer vorhanden) mit dem Messinstrument verbunden. Mittels der Abgreifklemmen wird die Verbindung zwischen den beiden Elektroden und dem Messgerät hergestellt.
- Am Messgerät kann die von dem galvanischen Element abgegebene Spannung abgelesen werden. Bei negativem Anzeigewert die Polung an den Elektroden verändern.

**Beobachtung und Auswertung:**

Bei den galvanischen Elementen bildet das unedlere Metall immer den negative Pol. Die Elektronen fließen jeweils vom negativen zum positiven Pol, d.h. bei einer Kombination Zink/Kupfer vom Zink zum Kupfer und bei einer Kombination Kupfer/Silber vom Kupfer zum Silber.

Bei Kombinationen mit Zink ist Zink immer der negative Pol und bei Kombinationen mit Silber ist Silber der positive Pol der galvanischen Elemente. Daraus folgt eine galvanische Spannungsreihe der Metalle mit folgender Reihenfolge:



Welche der Elektroden den negativen Pol bildet, kann durch Umpolung festgestellt werden.

Galvanisches Element	Spannung (V) Elektrolytlösung 1,0 mol/l	Spannung (V) Elektrolytlösung 0,1 mol/l
Cu / Zn	ca. 1,086	ca. 1,086
Cu / Ag	ca. 0,383	ca. 0,383
Cu / Fe	ca. 0,670	ca. 0,670
Cu / Ni	ca. 0,044	ca. 0,044
Zn / Ag	ca. 1,416	ca. 1,416
Zn / Fe	ca. 0,378	ca. 0,378
Zn / Ni	ca. 1,095	ca. 1,095
Fe / Ag	ca. 1,089	ca. 1,089
Fe / Ni	ca. 0,700	ca. 0,700
Ag / Ni	ca. 0,290	ca. 0,290

Berechnung der Massen für die Herstellung der 0,1 molaren Lösungen:

Die Elektrolytlösungen sollten vor dem Unterricht vom Lehrer in entsprechend ausreichender Menge (bewährt hat sich 1 Liter) hergestellt werden.

- 1 Liter einer 1,0 molaren CuSO<sub>4</sub>-Lösung: 249,50 g CuSO<sub>4</sub> · 5 H<sub>2</sub>O in einem Maßkolben mit Wasser auf 1 Liter auffüllen.
  - 1 Liter einer 1,0 molaren ZnSO<sub>4</sub>-Lösung: 287,40 g ZnSO<sub>4</sub> · 7 H<sub>2</sub>O in einem Maßkolben mit Wasser auf 1 Liter auffüllen.
  - 1 Liter einer 1,0 molaren AgNO<sub>3</sub>-Lösung: 169,88 g AgNO<sub>3</sub> in einem Maßkolben mit Wasser auf 1 Liter auffüllen.
  - 1 Liter einer 1,0 molaren FeSO<sub>4</sub>-Lösung : 277,90 g FeSO<sub>4</sub> · 7 H<sub>2</sub>O in einem Maßkolben mit Wasser auf 1 Liter auffüllen.
  - 1 Liter einer 1,0 molaren NiSO<sub>4</sub>-Lösung: 262,70 g NiSO<sub>4</sub> · 6 H<sub>2</sub>O in einem Maßkolben mit Wasser auf 1 Liter auffüllen.
- Zur Herstellung der 0,1 molaren Lösungen verwenden Sie bitte von den angegebenen Mengen (zur Herstellung von 1 molarer Lösung) nur 1/10 und füllen diese mit Wasser in einem Maßkolben auf 1 Liter auf.

**Spannungsmessung von galvanischen Elementen**

Chemikalien	Gefahrensymbole	R-Sätze	S-Sätze	Geräte
Kupfer (II)-sulfat-5-hydrat		22-36/38-50/53	22-60-61	Messinstrument
Zinksulfat-7-hydrat		36/38-50/53	22-25-60-61	Elektroden:
Silbernitrat		34-50/53	26-45-60-61	1 Cu, 1 Zn, 1 Ag, 1 Fe, 1 Ni 2 Experimentierkabel
Eisen (II)-sulfat-7-hydrat		22-36/38	24/25	2 Tropfpipetten
Nickelsulfat-6-hydrat		22-40-42/43-50/53	22-36/37-60-61	
dest. Wasser		---	---	

**Warnhinweis: Bitte beachten: Schwermetallsalze sind giftig !**

**Versuchsdurchführung:**

- Die vorbereiteten 1,0 und 0,1 molaren Elektrolytlösungen den Schülern zur Verfügung stellen. Jeder Schüler benötigt maximal 10 ml der entsprechenden Lösung.
- Zellblock wie beschrieben zusammensetzen.
- In die Kammern die Elektrolytlösungen mit der Tropfpipette (im Arbeitskoffer enthalten) einfüllen und die entsprechenden Elektroden einsetzen. Die Tropfpipette vor dem Einfüllen der nächsten Elektrolytlösung gut reinigen.
- Nachdem die Kammern (mindestens 2, maximal 8) für den Versuch, wie beschrieben, vorbereitet sind, mit der Spannungsmessung beginnen.  
In diesem Versuch sind 5 Kammern mit je einer Elektrolytlösung und der entsprechenden Elektrode als galvanische Elemente aufgebaut:  
Cu / CuSO<sub>4</sub>, Zn / ZnSO<sub>4</sub>, Ag / AgNO<sub>3</sub>, Fe / FeSO<sub>4</sub>, Ni / NiSO<sub>4</sub>
- Zur Spannungsmessung werden zwei Experimentierkabel (rot/blau mit 2 mm Buchsen – im Arbeitskoffer vorhanden) mit dem Messinstrument verbunden. Mittels der Abgreifklemmen wird die Verbindung zwischen den beiden Elektroden und dem Messgerät hergestellt.
- Am Messgerät kann die von dem galvanischen Element abgegebene Spannung abgelesen werden. Bei negativem Anzeigewert die Polung an den Elektroden verändern.

**Beobachtung und Auswertung:**

Die Versuchsergebnisse in der Tabelle zusammenstellen und auswerten.

Galvanisches Element	Spannung Elektrolytlösung 1,0 mol/l	Spannung Elektrolytlösung 0,1 mol/l
Cu / Zn		
Cu / Ag		
Cu / Fe		
Cu / Ni		
Zn / Ag		
Zn / Fe		
Zn / Ni		
Fe / Ag		
Fe / Ni		
Ag / Ni		

Spannungsmessung eines Daniell-Elementes

Chemikalien	GefahrenR-Sätze symbole	S-Sätze	Geräte
Kupfer (II)-sulfat-5-hydrat	22-36/38-50/53	22-60-61	Messinstrument Elektroden: 1 Cu, 1 Zn
Zinksulfat-7-hydrat	36/38-50/53	22-25-60-61	2 Experimentierkabel
dest. Wasser	---	---	2 Tropfpipetten

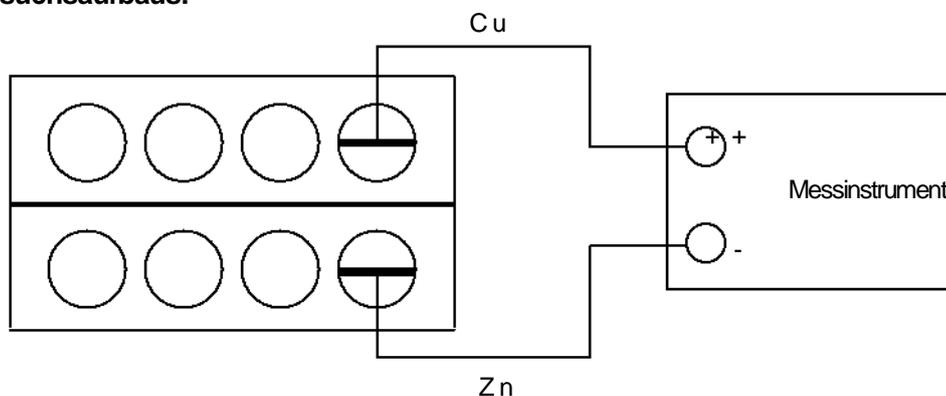
**Warnhinweis:** Bitte beachten: **Schwermetallsalze sind giftig !**

**Versuchsdurchführung:**

1. Die vorbereiteten 0,1 molaren Elektrolytlösungen den Schülern zur Verfügung stellen. Jeder Schüler benötigt maximal 10 ml der entsprechenden Lösung.
2. Zellblock wie beschrieben zusammensetzen.
3. In je eine Kammer die Elektrolytlösungen mit der Tropfpipette (im Arbeitskoffer enthalten) einfüllen. Die Tropfpipette vor dem Einfüllen der nächsten Elektrolytlösung gut reinigen.
4. In die Elektrolytlösung die entsprechende Elektrode einsetzen,  $\text{CuSO}_4 / \text{Cu}$  und  $\text{ZnSO}_4 / \text{Zn}$ .
5. Nachdem die beiden Kammern für den Versuch, wie beschrieben, vorbereitet sind, mit den Experimentierkabeln das Messinstrument verbinden und mit der Spannungsmessung beginnen. Sollte eine negative Anzeige erfolgen, müssen die Anschlüsse an den Elektroden umgepolt werden.
6. Der Versuch kann auch mit einer 1,0 molaren Kupfersulfat- und Zinksulfatlösung wiederholt werden.

**Beobachtung und Auswertung :**

**Skizze des Versuchsaufbaus:**



Die Elektrolytlösungen sollten vor dem Unterricht vom Lehrer in entsprechend ausreichender Menge (bewährt hat sich 1 Liter) hergestellt werden

Berechnung der Massen für die Herstellung der 0,1 molaren Lösungen:

1. 1 Liter einer 0,1 molaren  $\text{CuSO}_4$ - Lösung: 24,95 g  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$  in einem Maßkolben mit Wasser auf 1 Liter auffüllen.
2. 1 Liter einer 0,1 molaren  $\text{ZnSO}_4$ - Lösung: 28,74 g  $\text{ZnSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$  in einem Maßkolben mit Wasser auf 1 Liter auffüllen.

Berechnung der Massen für die Herstellung der 1,0 molaren Lösungen:

1. 1 Liter einer 1,0 molaren  $\text{CuSO}_4$ - Lösung: 249,50 g  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$  in einem Maßkolben mit Wasser auf 1 Liter auffüllen.
2. 1 Liter einer 1,0 molaren  $\text{ZnSO}_4$ - Lösung: 287,40 g  $\text{ZnSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$  in einem Maßkolben mit Wasser auf 1 Liter auffüllen.

Beim Anschluss des Messinstrumentes an das Daniell-Element  $\text{Cu} / \text{CuSO}_4 // \text{Zn} / \text{ZnSO}_4$  kann eine Spannung gemessen werden, die bei der Elektrolytkonzentration von 0,1 mol/l theoretisch 1,08 V beträgt. Das Messergebnis bleibt in der Regel etwas unter dem theoretischen Wert und liegt bei 1,06 V.

Verwendet man in einem Daniell-Element eine 1,0 molare Lösung dann kann ebenfalls eine Spannung von 1,06 V gemessen werden.

**Spannungsmessung eines Daniell-Elementes**

Chemikalien	GefahrenR-Sätze symbole	S-Sätze	Geräte
Kupfer (II)-sulfat-5-hydrat	22-36/38-50/53	22-60-61	Messinstrument Elektroden: 1 Cu, 1 Zn
Zinksulfat-7-hydrat	36/38-50/53	22-25-60-61	2 Experimentierkabel
dest. Wasser	---	---	2 Tropfpipetten

**Warnhinweis:** *Bitte beachten:* **Schwermetallsalze sind giftig !**

**Versuchsdurchführung:**

1. Die vorbereiteten 0,1 molaren Elektrolytlösungen den Schülern zur Verfügung stellen. Jeder Schüler benötigt maximal 10 ml der entsprechenden Lösung.
2. Zellblock wie beschrieben zusammensetzen.
3. In je eine Kammer die Elektrolytlösungen mit der Tropfpipette (im Arbeitskoffer enthalten) einfüllen. Die Tropfpipette vor dem Einfüllen der nächsten Elektrolytlösung gut reinigen.
4. In die Elektrolytlösung die entsprechende Elektrode einsetzen, CuSO<sub>4</sub> / Cu und ZnSO<sub>4</sub> / Zn.
5. Nachdem die beiden Kammern für den Versuch, wie beschrieben, vorbereitet sind, mit den Experimentierkabeln das Messinstrument verbinden und mit der Spannungsmessung beginnen. Sollte eine negative Anzeige erfolgen, müssen die Anschlüsse an den Elektroden umgepolt werden.
6. Der Versuch kann auch mit einer 1,0 molaren Kupfersulfat- und Zinksulfatlösung wiederholt werden.

**Beobachtung und Auswertung :**

**Skizze des Versuchsaufbaus:**

**Ergebnis der Spannungsmessung:**

**1. Daniell-Element mit 1,0 molaren Lösungen CuSO<sub>4</sub> / Cu // ZnSO<sub>4</sub> / Zn:**

**V**

**2. Daniell-Element mit 0,1 molaren Lösungen CuSO<sub>4</sub> / Cu // ZnSO<sub>4</sub> / Zn:**

**V**

Spannungsmessung an drei Daniell-Elementen in Parallelschaltung

Chemikalien	Gefahren-Symbole	R-Sätze	S-Sätze	Geräte
Kupfer (II)-sulfat-5-hydrat		22-36/38-50/53	22-60-61	Messinstrument Elektroden: 3 Cu, 3 Zn
Zinksulfat-7-hydrat		36/38-50/53	22-25-60-61	6 Experimentierkabel
dest. Wasser		---	---	2 Tropfpipetten

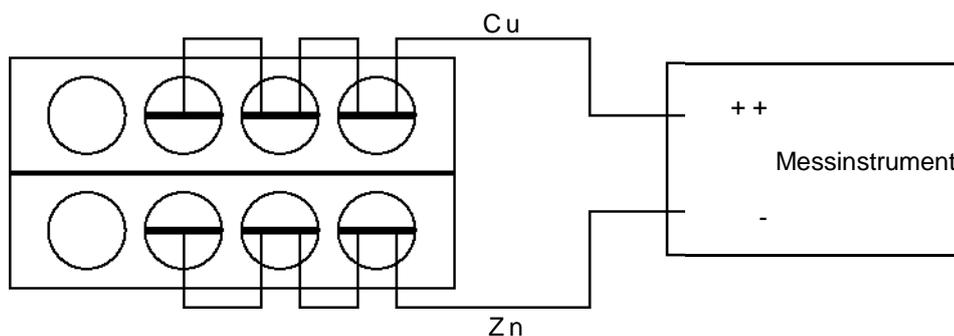
**Warnhinweis:** Bitte beachten: **Schwermetallsalze sind giftig !**

**Versuchsdurchführung:**

1. Die vorbereiteten 0,1 molaren Elektrolytlösungen den Schülern zur Verfügung stellen. Jeder Schüler benötigt maximal 10 ml der entsprechenden Lösung.
2. Zellblock wie beschrieben zusammensetzen.
3. In drei Kammern auf der einen Hälfte des Zellblockes die 0,1 molare CuSO<sub>4</sub>-Lösung geben und danach die Kupferelektroden einsetzen.
4. Nun in drei Kammern der anderen Hälfte des Zellblockes die 0,1 molare ZnSO<sub>4</sub>-Lösung geben und die Zinkelektroden einsetzen.
5. Mit den Experimentierkabeln und den Abgreifklemmen die Kupferelektroden untereinander und die letzte Kupferelektrode mit dem Messinstrument verbinden.
6. Wie bei Punkt 5 beschrieben, die Zinkelektroden untereinander und mit dem Messinstrument verbinden.
7. Spannung am Messinstrument ablesen.  
(Sollte ein negativer Wert am Messinstrument angezeigt werden, Polung am Messinstrument ändern.)

**Beobachtung und Auswertung:**

**Skizze des Versuchsaufbaus:**



Bei der Parallelschaltung beträgt die gemessene Spannung bei drei miteinander verbundenen Elektroden  $U = \text{ca. } 1,06 \text{ V}$ . Man erkennt, dass bei einer Parallelschaltung der Elektroden keine Spannungszunahme erfolgt. Es fließt hierbei nur ein höherer Strom, der mit einem Multimeter gemessen werden kann.

Die Elektrolytlösungen sollten vor dem Unterricht vom Lehrer in entsprechend ausreichender Menge (bewährt hat sich 1 Liter) hergestellt werden.

Berechnung der Massen für die Herstellung der 0,1 molaren Lösungen:

1. 1 Liter einer 0,1 molaren CuSO<sub>4</sub>- Lösung: 24,95 g CuSO<sub>4</sub> · 5 H<sub>2</sub>O in einem Maßkolben mit Wasser auf 1 Liter auffüllen.
2. 1 Liter einer 0,1 molaren ZnSO<sub>4</sub>- Lösung: 28,74 g ZnSO<sub>4</sub> · 7 H<sub>2</sub>O in einem Maßkolben mit Wasser auf 1 Liter auffüllen.

Spannungsmessung an drei Daniell-Elementen in Parallelschaltung

Chemikalien	Gefahren symbole	R-Sätze	S-Sätze	Geräte
Kupfer (II)-sulfat-5-hydrat		22-36/38-50/53	22-60-61	Messinstrument Elektroden: 3 Cu, 3 Zn
Zinksulfat-7-hydrat		36/38-50/53	22-25-60-61	6 Experimentierkabel
dest. Wasser		---	---	2 Tropfpipetten

**Warnhinweis:** Bitte beachten: Schwermetallsalze sind giftig !

**Versuchsdurchführung:**

1. Die vorbereiteten 0,1 molaren Elektrolytlösungen den Schülern zur Verfügung stellen. Jeder Schüler benötigt maximal 10 ml der entsprechenden Lösung.
2. Zellblock wie beschrieben zusammensetzen.
3. In drei Kammern auf der einen Hälfte des Zellblockes die 0,1 molare CuSO<sub>4</sub>-Lösung geben und danach die Kupferelektroden einsetzen.
4. Nun in drei Kammern der anderen Hälfte des Zellblockes die 0,1 molare ZnSO<sub>4</sub>-Lösung geben und die Zinkelektroden einsetzen.
5. Mit den Experimentierkabeln und den Abgreifklemmen die Kupferelektroden untereinander und die letzte Kupferelektrode mit dem Messinstrument verbinden.
6. Wie bei Punkt 5 beschrieben, die Zinkelektroden untereinander und mit dem Messinstrument verbinden.
7. Spannung am Messinstrument ablesen.  
(Sollte ein negativer Wert am Messinstrument angezeigt werden, Polung am Messinstrument ändern.)

**Beobachtung und Auswertung:**

**Skizze des Versuchsaufbaus:**

**Ergebnis der Spannungsmessung:**

Spannungsmessung an drei Daniell-Elementen in Reihenschaltung

Chemikalien	Gefahrensymbole	R-Sätze	S-Sätze	Geräte
Kupfer (II)-sulfat-5-hydrat		22-36/38-50/53	22-60-61	Messinstrument Elektroden: 3 Cu, 3 Zn
Zinksulfat-7-hydrat		36/38-50/53	22-25-60-61	4 Experimentierkabel
dest. Wasser		---	---	2 Tropfpipetten

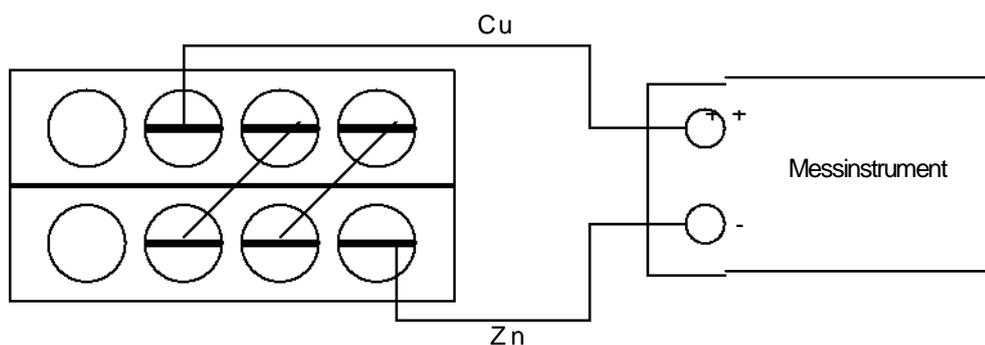
**Warnhinweis:** Bitte beachten: **Schwermetallsalze sind giftig !**

**Versuchsdurchführung:**

1. Die vorbereiteten 0,1 molaren Elektrolytlösungen den Schülern zur Verfügung stellen. Jeder Schüler benötigt maximal 10 ml der entsprechenden Lösung.
2. Zellblock wie beschrieben zusammensetzen.
3. In drei Kammern auf der einen Hälfte des Zellblockes die 0,1 molare  $\text{CuSO}_4$ -Lösung geben und danach die Kupferelektroden einsetzen.
4. Nun in drei Kammern der anderen Hälfte des Zellblockes die 0,1 molare  $\text{ZnSO}_4$ -Lösung geben und die Zinkelektroden einsetzen.
5. Mit den Experimentierkabeln und den Abgreifklemmen jeweils zwei Kupferelektroden mit zwei Zinkelektroden verbinden und die erste Kupferelektrode und die letzte Zinkelektrode an das Messinstrument anschließen.
6. Spannung am Messinstrument ablesen.  
(Sollte ein negativer Wert am Messinstrument angezeigt werden, Polung am Messinstrument ändern.)

**Beobachtung und Auswertung:**

**Skizze des Versuchsaufbaus:**



Bei der Reihenschaltung beträgt die gemessene Spannung bei drei miteinander verbundenen Elektroden  $U = \text{ca. } 3,18 \text{ V}$ . Man erkennt, dass bei einer Reihenschaltung der Elektroden eine Spannungszunahme entsprechend der Anzahl der miteinander verbundenen Elemente erfolgt. Es fließt hierbei jedoch kein höherer Strom. Soll eine Spannung erhöht werden, gelingt dies nur mittels Reihenschaltung.

Die Elektrolytlösungen sollten vor dem Unterricht vom Lehrer in entsprechend ausreichender Menge (bewährt hat sich 1 Liter) hergestellt werden

Berechnung der Massen für die Herstellung der 0,1 molaren Lösungen:

1. 1 Liter einer 0,1 molaren  $\text{CuSO}_4$ -Lösung:  $24,95 \text{ g CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}$  in einem Maßkolben mit Wasser auf 1 Liter auffüllen.
2. 1 Liter einer 0,1 molaren  $\text{ZnSO}_4$ -Lösung:  $28,74 \text{ g ZnSO}_4 \cdot 7 \text{ H}_2\text{O}$  in einem Maßkolben mit Wasser auf 1 Liter auffüllen.

Spannungsmessung an drei Daniell-Elementen in Reihenschaltung

Chemikalien	Gefahren symbole	R-Sätze	S-Sätze	Geräte
Kupfer (II)-sulfat-5-hydrat		22-36/38-50/53	22-60-61	Messinstrument Elektroden: 3 Cu, 3 Zn
Zinksulfat-7-hydrat		36/38-50/53	22-25-60-61	4 Experimentierkabel
dest. Wasser		---	---	2 Tropfpipetten

**Warnhinweis:** Bitte beachten: **Schwermetallsalze sind giftig !**

**Versuchsdurchführung:**

1. Die vorbereiteten 0,1 molaren Elektrolytlösungen den Schülern zur Verfügung stellen. Jeder Schüler benötigt maximal 10 ml der entsprechenden Lösung.
2. Zellblock wie beschrieben zusammensetzen.
3. In drei Kammern auf der einen Hälfte des Zellblockes die 0,1 molare CuSO<sub>4</sub>-Lösung geben und danach die Kupferelektroden einsetzen.
4. Nun in drei Kammern der anderen Hälfte des Zellblockes die 0,1 molare ZnSO<sub>4</sub>-Lösung geben und die Zinkelektroden einsetzen.
5. Mit den Experimentierkabeln und den Abgreifklemmen jeweils zwei Kupferelektroden mit zwei Zinkelektroden verbinden und die erste Kupferelektrode und die letzte Zinkelektrode an das Messinstrument anschließen.
6. Spannung am Messinstrument ablesen.  
(Sollte ein negativer Wert am Messinstrument angezeigt werden, Polung am Messinstrument ändern.)

**Beobachtung und Auswertung:**

**Skizze des Versuchsaufbaus:**

**Ergebnis der Spannungsmessung:**

Messung der Standardpotentiale einiger Metalle

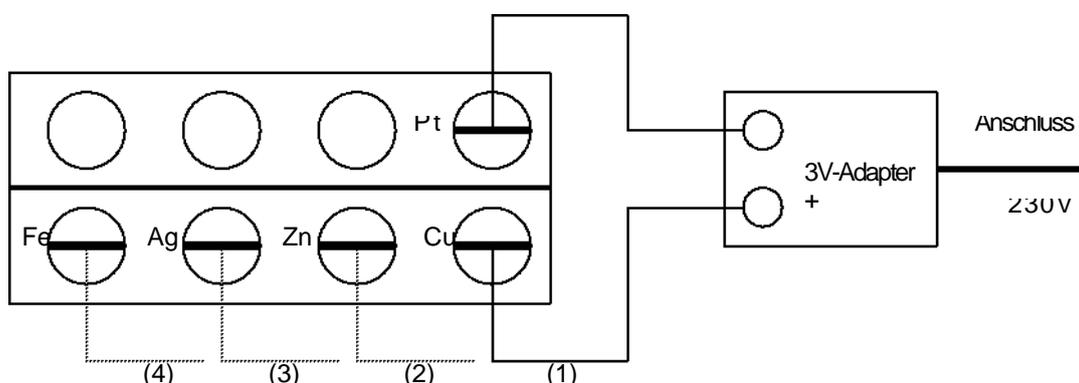
Chemikalien	GefahrenR-Sätze symbole	S-Sätze	Geräte
Kupfer (II)-sulfat-5-hydrat	22-36/38-50/53	22-60-61	Messinstrument Elektroden: 1 Cu, 1 Zn, 1 Ag, 1 Fe, 1 Pt-Netz
Zinksulfat-7-hydrat	36/38-50/53	22-25-60-61	2 Experimentierkabel
Silbernitrat	34-50/53	26-45-60-61	1 Steckernetzgerät
Eisen(II)-sulfat-7-hydrat	22-36/38	24/25	2 Tropfpipetten
Salzsäure 1 mol / l	36/37/38	26	1 3V-Adapter
dest. Wasser	---	---	

**Warnhinweis:** Bitte beachten: **Schwermetallsalze sind giftig ! Salzsäure wirkt ätzend !**

**Versuchsdurchführung:**

1. Die vorbereiteten 1,0 molaren Elektrolytlösungen den Schülern zur Verfügung stellen. Jeder Schüler benötigt maximal 10 ml der entsprechenden Lösungen.
2. Zellblock wie beschrieben zusammensetzen.
3. In eine Kammer des Zellblockes wird mittels Tropfpipette die 1 molare Salzsäure eingefüllt und die Platin-Netzelektrode in diese Kammer eingesetzt.
4. In eine zweite Kammer (gegenüber der Platin-Netzelektrode) wird eine 1 molare CuSO<sub>4</sub>-Lösung gefüllt und die Kupferelektrode eingesetzt.
5. Zur Bildung der Normal-Wasserstoffelektrode wird nun der 3V-Adapter mit dem Steckernetzgerät verbunden. An den –Pol des 3V-Adapters mit einem Experimentierkabel die Pt-Netzelektrode und an den +Pol die Kupferelektrode anschließen. Das Steckernetzgerät mit 230V verbinden und ca. 30 s das Platinnetz elektrolysieren. Am Pt-Netz bildet sich Wasserstoff, welcher das Pt-Netz umgibt.
6. Der 3V-Adapter wird anschließend gegen das Messinstrument ausgetauscht und die Spannung kann abgelesen werden.
7. Mit den anderen Metallen wird der Versuch, wie bei Punkt 4 bis 6 beschrieben, analog durchgeführt, wobei die entsprechende Elektrolytlösung für die einzelnen Metalle verwendet werden muss (AgNO<sub>3</sub> / Ag, ZnSO<sub>4</sub> / Zn und FeSO<sub>4</sub> / Fe).

**Beobachtung und Auswertung:**



Die gemessenen Standardpotentiale betragen für die Redoxpaare

(1) Cu / Cu<sup>2+</sup> = + 0,34 V, (2) Zn / Zn<sup>2+</sup> = - 0,76 V, (3) Ag / Ag<sup>+</sup> = + 0,80 V, (4) Fe / Fe<sup>2+</sup> = - 0,44 V

Berechnung der Massen für die Herstellung von 1 Liter der 1 molaren Lösungen:

1. Für CuSO<sub>4</sub>-Lösung werden 249,50 g CuSO<sub>4</sub> · 5 H<sub>2</sub>O benötigt.
2. Für ZnSO<sub>4</sub>-Lösung werden 287,40 g ZnSO<sub>4</sub> · 7 H<sub>2</sub>O benötigt.
3. Für AgNO<sub>3</sub>-Lösung werden 169,88 g AgNO<sub>3</sub> benötigt.
4. Für FeSO<sub>4</sub>-Lösung werden 277,91 g FeSO<sub>4</sub> · 7 H<sub>2</sub>O benötigt.

Messung der Standardpotentiale einiger Metalle

Chemikalien	Gefahrensymbole	R-Sätze	S-Sätze	Geräte
Kupfer (II)-sulfat-5-hydrat		22-36/38-50/53	22-60-61	Messinstrument Elektroden: 1 Cu, 1 Zn, 1 Ag, 1 Fe, 1 Pt-Netz
Zinksulfat-7-hydrat		36/38-50/53	22-25-60-61	2 Experimentierkabel
Silbernitrat		34-50/53	26-45-60-61	1 Steckernetzgerät
Eisen(II)-sulfat-7-hydrat		22-36/38	24/25	2 Tropfpipetten
Salzsäure 1 mol / l		36/37/38	26	1 3V-Adapter
dest. Wasser		---	---	

**Warnhinweis: Bitte beachten: Schwermetallsalze sind giftig ! Salzsäure wirkt ätzend !**

**Versuchsdurchführung:**

- Die vorbereiteten 1,0 molaren Elektrolytlösungen den Schülern zur Verfügung stellen. Jeder Schüler benötigt maximal 10 ml der entsprechenden Lösungen.
- Zellblock wie beschrieben zusammensetzen.
- In eine Kammer des Zellblockes wird mittels Tropfpipette die 1 molare Salzsäure eingefüllt und die Platin-Netzelektrode in diese Kammer eingesetzt.
- In eine zweite Kammer (gegenüber der Platin-Netzelektrode) wird eine 1 molare CuSO<sub>4</sub>-Lösung gefüllt und die Kupferelektrode eingesetzt.
- Zur Bildung der Normal-Wasserstoffelektrode wird nun der 3V-Adapter mit dem Steckernetzgerät verbunden. An den –Pol des 3V-Adapter mit einem Experimentierkabel die Pt-Netzelektrode und an den +Pol die Kupferelektrode anschließen. Das Steckernetzgerät mit 230V verbinden und ca. 30 s das Platinnetz elektrolysieren. Am Pt-Netz bildet sich Wasserstoff, welcher das Pt-Netz umgibt.
- Der 3V-Adapter wird anschließend gegen das Messinstrument ausgetauscht und die Spannung kann abgelesen werden.
- Mit den anderen Metallen wird der Versuch, wie bei Punkt 4 bis 6 beschrieben, analog durchgeführt, wobei die entsprechende Elektrolytlösung für die einzelnen Metalle verwendet werden muss (AgNO<sub>3</sub>/ Ag, ZnSO<sub>4</sub>/ Zn und FeSO<sub>4</sub>/ Fe).

**Beobachtung und Auswertung:**

**Skizze des Versuchsaufbaus:**

**Ergebnisse der Spannungsmessung:**

Cu / Cu<sup>2+</sup> \_\_\_\_\_ V  
 Zn / Zn<sup>2+</sup> \_\_\_\_\_ V  
 Ag / Ag<sup>+</sup>    V    Fe /  
 Fe<sup>2+</sup>    V

Messung der Standardpotentiale einiger Nichtmetalle

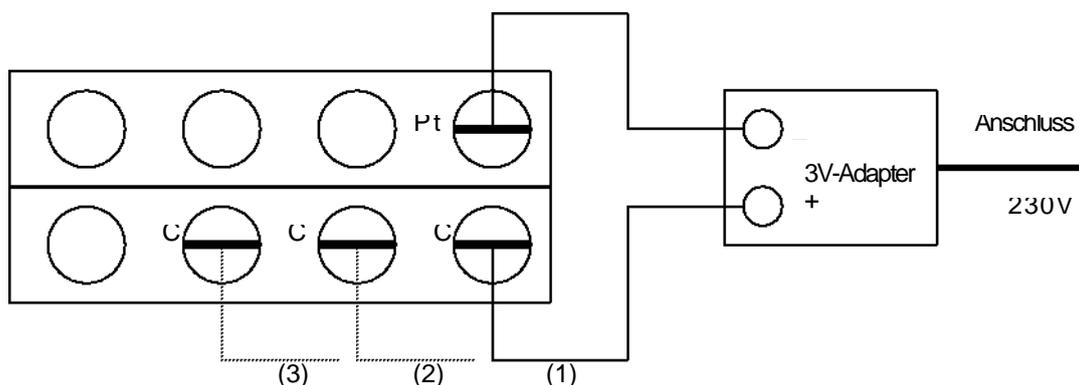
Chemikalien	Gefahren R-Sätze	S-Sätze	symbole	Geräte
Natriumchlorid	---	---	---	Messinstrument Elektroden: 2 C, 1 Pt-Netz
Kaliumbromid	---	---	---	2 Experimentierkabel
Kaliumiodid	---	---	---	1 Steckernetzgerät
Salzsäure 1 mol / l	36/37/38	26		2 Tropfpipetten
dest. Wasser	---	---	---	1 3V-Adapter

**Warnhinweis:** Bitte beachten: **Salzsäure wirkt ätzend !**

**Versuchsdurchführung:**

1. Die vorbereiteten 1,0 molaren Elektrolytlösungen den Schülern zur Verfügung stellen. Jeder Schüler benötigt maximal 10 ml der entsprechenden Lösungen.
2. Zellblock wie beschrieben zusammensetzen.
3. In eine Kammer des Zellblockes wird mittels Tropfpipette die 1 molare Salzsäure eingefüllt und die Platin-Netzelektrode in diese Kammer eingesetzt.
4. In eine zweite Kammer (gegenüber der Platin-Netzelektrode) wird eine 1 molare NaCl-Lösung gefüllt und die Kohlelektrode in diese Lösung eingesetzt.
5. Zur Bildung der Normal-Wasserstoffelektrode wird nun der 3V-Adapter mit dem Steckernetzgerät verbunden. An den -Pol des 3V-Adapter mit einem Experimentierkabel die Pt-Netzelektrode und an den +Pol die Kohlelektrode anschließen. Das Steckernetzgerät mit 230V verbinden und ca. 30 s das Platinnetz elektrolysieren. Am Pt-Netz bildet sich Wasserstoff, welcher das Pt-Netz umgibt.
6. Der 3V-Adapter wird anschließend gegen das Messinstrument ausgetauscht und die Spannung zwischen Cl<sup>-</sup> / Cl<sub>2</sub> kann abgelesen werden.
7. Mit den anderen Nichtmetallen wird der Versuch, wie bei Punkt 4 bis 6 beschrieben, analog durchgeführt, wobei die Kohlelektrode nacheinander in eine Kaliumbromid und Kaliumiodidlösung eingetaucht wird und so die Potentiale Br<sup>-</sup> / Br<sub>2</sub> und I<sup>-</sup> / I<sub>2</sub> bestimmt werden können.

**Beobachtung und Auswertung:**



Die gemessenen Standardpotentiale betragen für die Redoxpaare  
 (1) Cl<sup>-</sup> / Cl<sub>2</sub> = + 1,35 V, (2) Br<sup>-</sup> / Br<sub>2</sub> = + 1,06 V, (3) I<sup>-</sup> / I<sub>2</sub> = + 0,54 V

Berechnung der Massen für die Herstellung von 1 Liter der 1 molaren Lösungen:

1. Für NaCl - Lösung werden 58,44 g NaCl benötigt.
2. Für KBr - Lösung werden 119,01 g KBr benötigt.
3. Für KI - Lösung werden 166,00 g KI benötigt.

**Messung der Standardpotentiale einiger Nichtmetalle**

Chemikalien	Gefahren R-Sätze S-Sätze symbole		Geräte
Natriumchlorid	---	---	Messinstrument Elektroden: 2 C, 1 Pt-Netz
Kaliumbromid	---	---	2 Experimentierkabel
Kaliumiodid	---	---	1 Steckernetzgerät
Salzsäure 1 mol / l	36/37/38	26	2 Tropfpipetten
dest. Wasser	---	---	1 3V-Adapter

**Warnhinweis:** Bitte beachten: **Salzsäure wirkt ätzend !**

**Versuchsdurchführung:**

1. Die vorbereiteten 1,0 molaren Elektrolytlösungen den Schülern zur Verfügung stellen. Jeder Schüler benötigt maximal 10 ml der entsprechenden Lösungen.
2. Zellblock wie beschrieben zusammensetzen.
3. In eine Kammer des Zellblockes wird mittels Tropfpipette die 1 molare Salzsäure eingefüllt und die Platin-Netzelektrode in diese Kammer eingesetzt.
4. In eine zweite Kammer (gegenüber der Platin-Netzelektrode) wird eine 1 molare NaCl-Lösung gefüllt und die Kohlelektrode in diese Lösung eingesetzt.
5. Zur Bildung der Normal-Wasserstoffelektrode wird nun der 3V-Adapter mit dem Steckernetzgerät verbunden. An den –Pol des 3V-Adapter mit einem Experimentierkabel die Pt-Netzelektrode und an den +Pol die Kohlelektrode anschließen. Das Steckernetzgerät mit 230V verbinden und ca. 30 s das Platinnetz elektrolysieren. Am Pt-Netz bildet sich Wasserstoff, welcher das Pt-Netz umgibt.
6. Der 3V-Adapter wird anschließend gegen das Messinstrument ausgetauscht und die Spannung zwischen  $\text{Cl}^- / \text{Cl}_2$  kann abgelesen werden.
7. Mit den anderen Nichtmetallen wird der Versuch, wie bei Punkt 4 bis 6 beschrieben, analog durchgeführt, wobei die Kohlelektrode nacheinander in eine Kaliumbromid und Kaliumiodidlösung eingetaucht wird und so die Potentiale  $\text{Br}^- / \text{Br}_2$  und  $\text{I}^- / \text{I}_2$  bestimmt werden können.

**Beobachtung und Auswertung:**

**Skizze des Versuchsaufbaus:**

**Ergebnisse der Spannungsmessung:**

$\text{Cl}^- / \text{Cl}_2$  \_\_\_\_\_ V  
 $\text{Br}^- / \text{Br}_2$  \_\_\_\_\_ V  
 $\text{I}^- / \text{I}_2$  \_\_\_\_\_ V

**Messung der Spannung eines Leclanché-Elementes**

Chemikalien	Gefahren R-Sätze	S-Sätze	symbole	Geräte
Graphitpulver	---	---	---	Messinstrument Elektroden: 1 C, 1 Zn
Mangan (IV)-oxid	20/22	25		2 Experimentierkabel
Ammoniumchlorid	22-36	22		1 Plastikbecherglas
dest. Wasser	---	---	---	2 Tropfpipetten

**Warnhinweis: Vorsicht beim Umgang mit Chemikalien !**

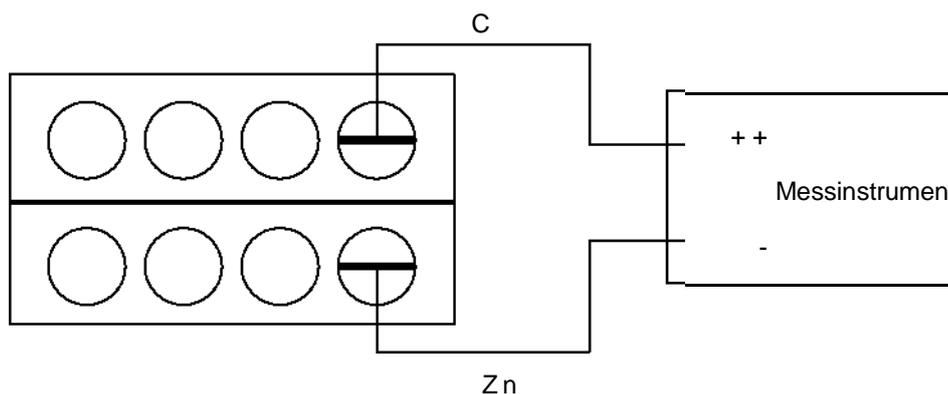
**Versuchsdurchführung:**

1. Zum Aufbau des Leclanché-Elementes werden eine 20%ige Ammoniumchloridlösung und eine Depolarisierungspaste benötigt. Diese werden den Schülern zur Verfügung gestellt.
2. Zellblock wie beschrieben zusammensetzen.
3. In eine Kammer die 20%ige Ammoniumchloridlösung einfüllen und die Zinkelektrode hineinstecken. In die gegenüberliegende Kammer die Depolarisierungspaste aus Graphitpulver, Mangan(IV)-oxid (Braunstein) und Ammoniumchloridlösung einfüllen und die Kohlelektrode einsetzen. Das Depolarisierungsmittel hat die Aufgabe, die Bildung von Wasserstoff an der Kohlelektrode zu verhindern.
4. Die beiden Elektroden mittels Abgreifklemmen und 2 Experimentierkabeln mit dem Messinstrument verbinden und die vom Leclanché-Element abgegebene Spannung messen.

**Beobachtung und Auswertung:**

*Batterien sind dort bedeutungsvoll, wo elektrischer Strom nicht vorhanden ist. Batterien sind galvanische Elemente, die chemische Energie direkt in elektrische Energie umwandeln können.*

*Die Trockenbatterie (Leclanché-Element) ist ein wichtiges wirtschaftlich bedeutsames galvanisches Element. Es liefert eine Spannung zwischen 1,3 und 1,4V, was am Messinstrument abgelesen werden kann.*



*Berechnung der Masse von  $NH_4Cl$ , die zur Herstellung von 1 Liter einer 20%igen Lösung benötigt werden:*

*Auf einer Waage das Becherglas auf 0,0 g austarieren. In das Becherglas 200 g  $NH_4Cl$  geben und danach mit Wasser solange auffüllen, bis die Waage eine Masse von 1000 g anzeigt. Damit ist eine 20%ige Lösung hergestellt worden.*

*Zur Herstellung der Depolarisierungspaste für ca. 30 Schüler:*

*45 g Graphitpulver werden mit 225 g Mangan(IV)-oxid und 225 ml der 20%igen Ammoniumchloridlösung gut vermischt. Die entstehende Paste sollte nicht länger als 1 Tag aufbewahrt werden.*

*Nach dem Gebrauch dem Entsorgungsbehälter für anorganische Substanzen zuführen.*

**Messung der Spannung eines Leclanché-Elementes**

---

<b>Chemikalien</b>	<b>Gefahren R-Sätze S-Sätze symbole</b>		<b>Geräte</b>
Graphitpulver	---	---	Messinstrument Elektroden: 1 C, 1 Zn
Mangan(IV)-oxid	20/22	25	2 Experimentierkabel
Ammoniumchlorid	22-36	22	1 Plastikbecherglas
dest. Wasser	---	---	2 Tropfpipetten

---

**Warnhinweis: Vorsicht beim Umgang mit Chemikalien !**

---

**Versuchsdurchführung:**

1. Zum Aufbau des Leclanché-Elementes werden eine 20%ige Ammoniumchloridlösung und eine Depolarisierungspaste benötigt. Diese werden den Schülern zur Verfügung gestellt.
  2. Zellblock wie beschrieben zusammensetzen.
  3. In eine Kammer die 20%ige Ammoniumchloridlösung einfüllen und die Zinkelektrode hineinstecken. In die gegenüberliegende Kammer die Depolarisierungspaste aus Graphitpulver, Mangan(IV)-oxid (Braunstein) und Ammoniumchloridlösung einfüllen und die Kohlelektrode einsetzen. Das Depolarisierungsmittel hat die Aufgabe, die Bildung von Wasserstoff an der Kohlelektrode zu verhindern.
  4. Die beiden Elektroden mittels Abgreifklemmen und 2 Experimentierkabeln mit dem Messinstrument verbinden und die von Leclanché-Element abgegebene Spannung messen.
- 

**Beobachtung und Auswertung:****Skizze des Versuchsaufbaus:****Ergebnis der Spannungsmessung:**

Das Leclanché-Element gibt eine Spannung von \_\_\_\_\_ V ab.

---

---

Messung der Spannung bei unterschiedlicher Konzentration der Elektrolytlösungen

Chemikalien	Gefahren R-Sätze S-Sätze symbole	Geräte
Silbernitrat	34-50/53 26-45-60-61	Messinstrument Elektroden: 2 Ag
dest. Wasser	---	2 Experimentierkabel 2 Tropfpipetten

**Warnhinweis: Vorsicht beim Umgang mit Silbernitrat ! Silbernitrat wirkt ätzend !**

**Versuchsdurchführung:**

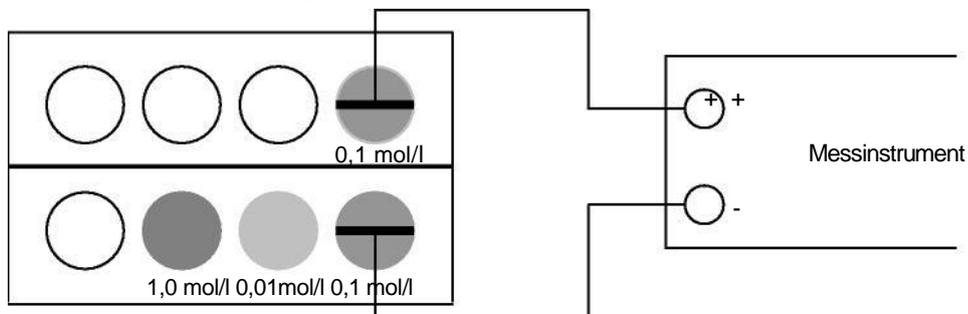
1. Die Silbernitratlösungen unterschiedlicher Konzentration werden den Schülern zur Verfügung gestellt.
2. Zellblock wie beschrieben zusammensetzen.
3. In zwei gegenüberliegende Kammern des Zellblockes wird die 0,1 molare Silbernitratlösung eingefüllt und jeweils eine Silberelektrode eingesteckt.
4. In zwei weitere Kammern wird die 1 molare und 0,01 molare Silbernitratlösung eingefüllt.
5. Zunächst wird die Spannung des galvanischen Elements  $\text{Ag} / \text{AgNO}_3 (0,1 \text{ mol/l}) // \text{Ag} / \text{AgNO}_3 (0,1 \text{ mol/l})$  gemessen. Dazu werden die beiden Silberelektroden mit dem Messinstrument verbunden.
6. Eine Silberelektrode wird nun aus der 0,1 mol/l Silbernitratlösung herausgenommen, gut mit Wasser abgespült und in die 1 molare Silbernitratlösung eingesetzt. Die Spannung des galvanischen Elements  $\text{Ag} / \text{AgNO}_3 (0,1 \text{ mol/l}) // \text{Ag} / \text{AgNO}_3 (1,0 \text{ mol/l})$  kann am Messinstrument abgelesen werden.
7. Anschließend wird die Silberelektrode aus der 1 molaren Silbernitratlösung herausgenommen, wieder gut mit Wasser abgespült und in die 0,01 molaren Silbernitratlösung eingesetzt. Die Spannung des galvanischen Elements  $\text{Ag} / \text{AgNO}_3 (0,1 \text{ mol/l}) // \text{Ag} / \text{AgNO}_3 (0,01 \text{ mol/l})$  kann am Messinstrument abgelesen werden.
8. In einem weiteren Versuch wird die Silberelektrode aus der 0,1 molaren Silbernitratlösung herausgenommen, gut mit Wasser abgespült und in die 1,0 molaren Silbernitratlösung eingesetzt. Die Spannung des galvanischen Elements  $\text{Ag} / \text{AgNO}_3 (1,0 \text{ mol/l}) // \text{Ag} / \text{AgNO}_3 (0,01 \text{ mol/l})$  kann am Messinstrument abgelesen werden.

**Beobachtung und Auswertung:**

Galvanisches Element	Gemessene Spannung
$\text{Ag} / \text{AgNO}_3 (0,1 \text{ mol/l}) // \text{Ag} / \text{AgNO}_3 (0,1 \text{ mol/l})$	--
$\text{Ag} / \text{AgNO}_3 (0,1 \text{ mol/l}) // \text{Ag} / \text{AgNO}_3 (1,0 \text{ mol/l})$	0,058 V
$\text{Ag} / \text{AgNO}_3 (0,1 \text{ mol/l}) // \text{Ag} / \text{AgNO}_3 (0,01 \text{ mol/l})$	0,058 V
$\text{Ag} / \text{AgNO}_3 (1,0 \text{ mol/l}) // \text{Ag} / \text{AgNO}_3 (0,01 \text{ mol/l})$	0,116 V

Die Spannungsmessung bei Konzentrationsketten mit gleicher Elektrolytkonzentration ist nicht möglich. Zur Spannungsmessung müssen sich die Elektrolytkonzentrationen unterscheiden. Liegt zwischen den Elektrolytkonzentrationen eine Zehnerpotenz Unterschied, beträgt die gemessene Spannung 0,058V, dabei ist es gleich, ob zwischen 1,0 mol/l und 0,1 mol/l oder 0,1 mol/l und 0,01 mol/l gemessen wird. Bei jeder Steigerung der Zehnerpotenz erhöht sich die gemessene Spannung um den Wert 0,058V. Durch die Diffusion der konzentrierteren Elektrolytlösung durch das Papierdiaphragma gleichen sich die Konzentrationen in den Halbzellen immer mehr an, so dass die Potentialdifferenz mit der Zeit abnimmt.

In der konzentrierteren Silbernitratlösung werden die Silberionen zu Silber reduziert und in der verdünnten Silbernitratlösung geht das Silber in Lösung, es entstehen Silberionen. Damit ist die Silberelektrode in der konzentrierteren Silbernitratlösung die Kathode (+Pol) und die in der verdünnten Silbernitratlösung die Anode (-Pol).



Herstellung von 1 Liter der erforderlichen Lösungen:

1. Zur Herstellung einer 1 molaren  $\text{AgNO}_3$ -Lösung müssen 169,8 g  $\text{AgNO}_3$  in einem Liter Wasser gelöst werden
2. Zur Herstellung einer 0,1 molaren  $\text{AgNO}_3$ -Lösung müssen 16,98 g  $\text{AgNO}_3$  in einem Liter Wasser gelöst werden.
3. Zur Herstellung einer 0,01 molaren  $\text{AgNO}_3$ -Lösung müssen 1,69 g  $\text{AgNO}_3$  in einem Liter Wasser gelöst werden.

**Messung der Spannung bei unterschiedlicher Konzentration der Elektrolytlösungen**

Chemikalien	Gefahren R-Sätze S-Sätze symbole	Geräte
Silbernitrat	34-50/53 26-45-60-61	Messinstrument Elektroden: 2 Ag
dest. Wasser	---	2 Experimentierkabel  2 Tropfpipetten

**Warnhinweis: Vorsicht beim Umgang mit Silbernitrat ! Silbernitrat wirkt ätzend !**

**Versuchsdurchführung:**

1. Die Silbernitratlösungen unterschiedlicher Konzentration werden den Schülern zur Verfügung gestellt.
2. Zellblock wie beschrieben zusammensetzen.
3. In zwei gegenüberliegende Kammern des Zellblockes wird die 0,1 molare Silbernitratlösung eingefüllt und jeweils eine Silberelektrode eingesteckt.
4. In zwei weitere Kammern wird die 1 molare und 0,01 molare Silbernitratlösung eingefüllt.
5. Zunächst wird die Spannung des galvanischen Elements  $\text{Ag} / \text{AgNO}_3 (0,1 \text{ mol/l}) // \text{Ag} / \text{AgNO}_3 (0,1 \text{ mol/l})$  gemessen. Dazu werden die beiden Silberelektroden mit dem Messinstrument verbunden.
6. Eine Silberelektrode wird nun aus der 0,1 mol/l Silbernitratlösung herausgenommen, gut mit Wasser abgespült und in die 1 molare Silbernitratlösung eingesetzt. Die Spannung des galvanischen Elements  $\text{Ag} / \text{AgNO}_3 (0,1 \text{ mol/l}) // \text{Ag} / \text{AgNO}_3 (1,0 \text{ mol/l})$  kann am Messinstrument abgelesen werden.
7. Anschließend wird die Silberelektrode aus der 1 molaren Silbernitratlösung herausgenommen, wieder gut mit Wasser abgespült und in die 0,01 molaren Silbernitratlösung eingesetzt. Die Spannung des galvanischen Elements  $\text{Ag} / \text{AgNO}_3 (0,1 \text{ mol/l}) // \text{Ag} / \text{AgNO}_3 (0,01 \text{ mol/l})$  kann am Messinstrument abgelesen werden.
8. In einem weiteren Versuch wird die Silberelektrode aus der 0,1 molaren Silbernitratlösung herausgenommen, gut mit Wasser abgespült und in die 1,0 molaren Silbernitratlösung eingesetzt. Die Spannung des galvanischen Elements  $\text{Ag} / \text{AgNO}_3 (1,0 \text{ mol/l}) // \text{Ag} / \text{AgNO}_3 (0,01 \text{ mol/l})$  kann am Messinstrument abgelesen werden.

**Beobachtung und Auswertung:**

**Skizze des Versuchsaufbaus:**

**Ergebnisse der Spannungsmessung:**

Galvanisches Element	Gemessene Spannung
$\text{Ag} / \text{AgNO}_3 (0,1 \text{ mol/l}) // \text{Ag} / \text{AgNO}_3 (0,1 \text{ mol/l})$	
$\text{Ag} / \text{AgNO}_3 (0,1 \text{ mol/l}) // \text{Ag} / \text{AgNO}_3 (1,0 \text{ mol/l})$	
$\text{Ag} / \text{AgNO}_3 (0,1 \text{ mol/l}) // \text{Ag} / \text{AgNO}_3 (0,01 \text{ mol/l})$	
$\text{Ag} / \text{AgNO}_3 (1,0 \text{ mol/l}) // \text{Ag} / \text{AgNO}_3 (0,01 \text{ mol/l})$	

Messung der Spannung bei unterschiedlichen Temperaturen der Elektrolytlösungen

Chemikalien	Gefahren R-Sätze S-Sätze symbole	Geräte
Silbernitrat	34-50/53 26-45-60-61	Messinstrument Elektroden: 2 Ag
dest. Wasser	---	2 Experimentierkabel  1 Becherglas 1 Brenner 1 Thermometer 2 Tropfpipetten

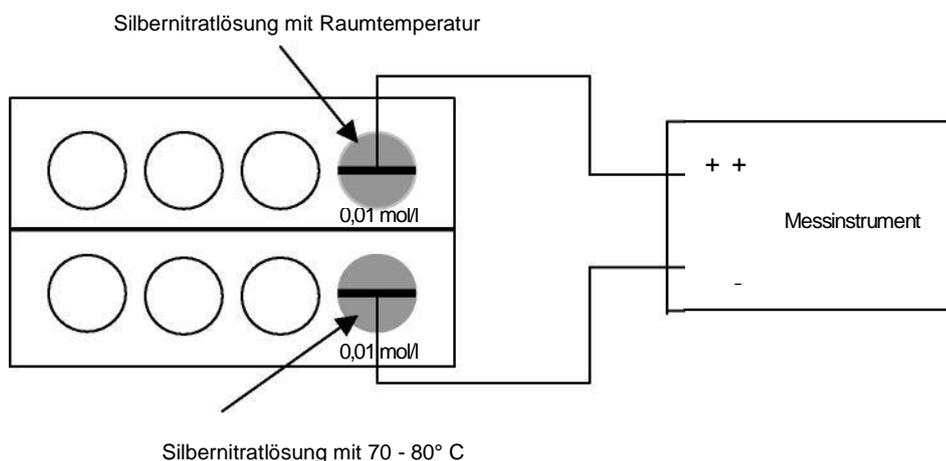
**Warnhinweis: Vorsicht beim Umgang mit Silbernitrat ! Silbernitrat wirkt ätzend !**

**Versuchsdurchführung:**

1. Die 0,01 molare Silbernitratlösung wird den Schülern zur Verfügung gestellt.
2. Zellblock wie beschrieben zusammensetzen.
3. In einem Becherglas ca. 15 ml der 0,01 molaren Silbernitratlösung auf ca. 70 - 80°C erhitzen.
4. In eine Kammer des Zellblockes die 0,01 molare Silbernitratlösung mit Raumtemperatur und in die dieser Kammer gegenüberliegenden die heiße 0,01 molare Silbernitratlösung einfüllen.
5. In beide Elektrolytlösungen je eine Silberelektrode einstecken, diese mit dem Messinstrument verbinden und die Spannung ablesen.

**Beobachtung und Auswertung:**

Im Gegensatz zu der Beobachtung, dass bei gleicher Konzentration keine Spannung gemessen werden kann, beobachtet man hier, dass auf Grund der unterschiedlichen Temperaturen der gleich konzentrierten Elektrolytlösungen sehr wohl eine Spannung gemessen werden kann. Das bedeutet, dass sich unterschiedliche Temperaturen der Elektrolytlösungen auf das Potential auswirken können (theoretisch ca. 2 mV / 10K). Im Versuch wird eine Spannung von etwa 20 mV gemessen, die durch den stattfindenden Temperaturausgleich zwischen den Elektrolytlösungen immer mehr absinkt und bei Temperaturausgleich 0 V beträgt.



Herstellung von 1 Liter der Elektrolytlösung:

Zur Herstellung einer 0,01 molaren Silbernitratlösung müssen 1,69 g  $\text{AgNO}_3$  in einem Liter Wasser gelöst werden.

**Messung der Spannung bei unterschiedlichen Temperaturen der Elektrolytlösungen**

---

<b>Chemikalien</b>	<b>Gefahren R-Sätze S-Sätze symbole</b>	<b>Geräte</b>
Silbernitrat	34-50/53 26-45-60-61	Messinstrument Elektroden: 2 Ag
dest. Wasser	--- ---	2 Experimentierkabel  1 Becherglas 1 Brenner 1 Thermometer 2 Tropfpipetten

---

**Warnhinweis: Vorsicht beim Umgang mit Silbernitrat ! Silbernitrat wirkt ätzend !**

---

**Versuchsdurchführung:**

1. Die 0,1 molare Silbernitratlösung wird den Schülern zur Verfügung gestellt.
2. Zellblock wie beschrieben zusammensetzen.
3. In einem Becherglas ca. 15 ml der 0,1 molaren Silbernitratlösung auf ca. 70 - 80° C erhitzen.
4. In eine Kammer des Zellblockes die 0,1 molare Silbernitratlösung mit Raumtemperatur und in die dieser Kammer gegenüberliegenden die heiße 0,1 molare Silbernitratlösung einfüllen.
5. In beide Elektrolytlösungen je eine Silberelektrode einstecken, diese mit dem Messinstrument verbinden und die Spannung ablesen.

---

**Beobachtung und Auswertung:****Skizze des Versuchsaufbaus:****Beobachtung während des Versuches:**  
  
  
  
  
  
  
  
  
  

---

---

**Aufbau, Laden und Entladen eines Stahllakkulators**

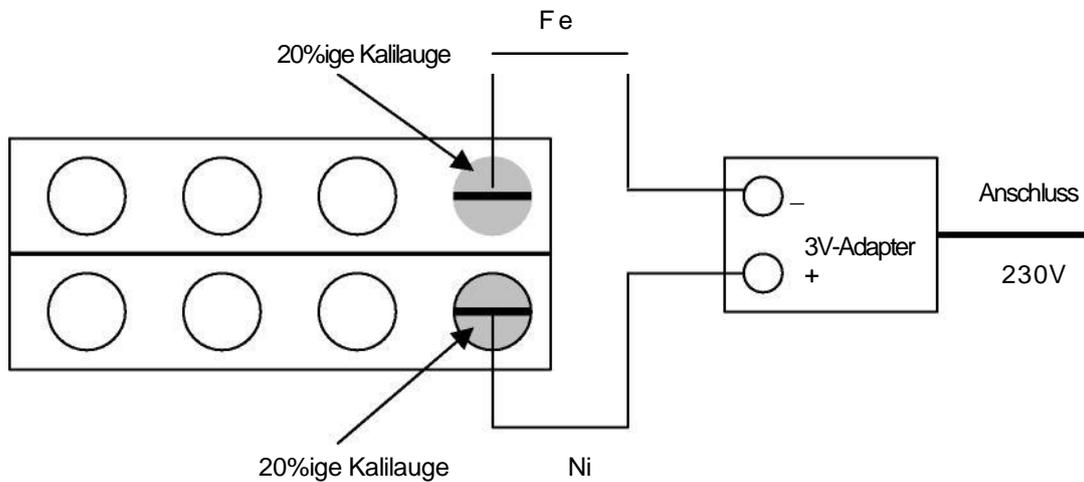
Chemikalien	Gefahrensymbole	R-Sätze	S-Sätze	Geräte
Kalilauge, ca. 20%ig ( $\approx$ 4 molar) dest. Wasser		22-35 ---	---	Messinstrument 26-36/37/39-45 Elektroden: 2 Experimentierkabel  2 Tropfpipetten

**Warnhinweis: Vorsicht beim Umgang mit Kalilauge ! Schutzbrille verwenden !**

**Versuchsdurchführung:**

1. Die zum Versuch notwendige Kalilauge in der entsprechenden Konzentration (20%ig) den Schülern zur Verfügung stellen.
2. Zellblock wie beschrieben zusammensetzen.
3. In je eine gegenüberliegende Kammer der Halbzellen die 20%ige Kalilauge einfüllen.
4. In eine Kammer eine Eisenelektrode und in die andere Kammer eine Nickelelektrode einsetzen.
5. Zum Laden den 3V-Adapter anschließen, wobei die Nickelelektrode mit dem +Pol und die Eisenelektrode mit dem –Pol verbunden wird.
6. Nachdem das Steckernetzgerät an den 3V-Adapter angeschlossen worden ist, das Steckernetzgerät mit 230V verbinden und den Akkumulator ca. 10 Minuten laden.
7. Der 3V-Adapter wird gegen das Messinstrument ausgetauscht und die von Akkumulator abgegebene Spannung gemessen.

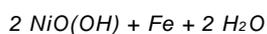
**Beobachtung und Auswertung:**



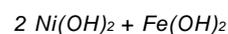
Die am Messinstrument angezeigte Spannung wird abgelesen und aufgeschrieben. Die unbelastete Klemmenspannung beträgt ca. 1,3 V.

Man kann bei längerem Anschluss des Messinstrumentes beobachten, dass die Spannung sehr schnell abfällt, da die Kapazität dieses so genannten Edison-Akkumulators sehr gering ist.

Am Edison-Akkumulator laufen folgende chemische Prozesse ab:



Entladen



Laden

**Aufbau, Laden und Entladen eines Stahlakkumulators**

---

<b>Chemikalien</b>	<b>Gefahren- symbole</b>	<b>R-Sätze</b>	<b>S-Sätze</b>	<b>Geräte</b>
Kalilauge, ca. 20%ig ( $\approx 4$ molar) dest. Wasser		22-35  ---	26-36/37/39-45  ---	Messinstrument Elektroden: 1 Ni, 1 Fe 2 Experimentierkabel  2 Tropfpipetten

---

**Warnhinweis: Vorsicht beim Umgang mit Kalilauge ! Schutzbrille verwenden !**

---

**Versuchsdurchführung:**

1. Die zum Versuch notwendige Kalilauge in der entsprechenden Konzentration (20%ig) den Schülern zur Verfügung stellen.
2. Zellblock wie beschrieben zusammensetzen.
3. In je eine gegenüberliegende Kammer der Halbzellen die 20%ige Kalilauge einfüllen.
4. In eine Kammer eine Eisenelektrode und in die andere Kammer eine Nickelelektrode einsetzen.
5. Zum Laden den 3V-Adapter anschließen, wobei die Nickelelektrode mit dem +Pol und die Eisenelektrode mit dem –Pol verbunden wird.
6. Nachdem das Steckernetzgerät an den 3V-Adapter angeschlossen worden ist, das Steckernetzgerät mit 230V verbinden und den Akkumulator ca. 10 Minuten laden.
7. Der 3V-Adapter wird gegen das Messinstrument ausgetauscht und die von Akkumulator abgegebene Spannung gemessen.

---

**Beobachtung und Auswertung:****Skizze des Versuchsaufbaus:****Beobachtung des Versuches:**

---

---

<b>Chemikalien</b>	<b>Gefahrensymbole</b>	<b>R-Sätze</b>	<b>S-Sätze</b>	<b>Geräte</b>
Pufferlösung 4 oder 7		---	---	Messinstrument
Salzsäure		36/37/38	26	Elektroden: pH-Einstabmesskette
Natronlauge		34	26-36/37/39-45	
Natriumchloridlösung		---	---	
Natriumacetatlösung		---	---	

---

**Warnhinweis: Vorsicht beim Umgang mit Säuren und Laugen ! Schutzbrille verwenden !**

---

Im Elektrochemie-Arbeitskoffer befindet sich zur Messung von pH-Werten eine pH-Einstabmesskette. Das Messinstrument mit einer Einpunktkalibrierung zeigt sehr gute Messwerte. Da das Messinstrument akkubetrieben ist, kann man pH-Messungen auch außerhalb des Klassenraumes, z.B. an Gewässern, problemlos durchführen.

**Versuchsdurchführung:**

1. Die pH-Einstabmesskette aus dem Arbeitskoffer entnehmen und mit dem pH-Anschluss auf der Unterseite des Messinstrumentes verbinden.
2. Auf der Vorderseite des Messinstrumentes den Messbereich von galvanischer Messung auf pH-Messung umstellen.
3. Nun die Einstabmesskette aus der Aufbewahrungsf Flasche entfernen und mit destilliertem Wasser abwaschen.
4. Die Einstabmesskette in die Pufferlösung eintauchen, einen Moment warten und am Nullpunktregler solange regulieren, bis der Wert der Pufferlösung angezeigt wird. Nun an diesem Drehregler keine Veränderung mehr vornehmen.
5. Nacheinander die Einstabmesskette nun in die vorbereiteten Lösungen eintauchen und die jeweiligen pH-Werte am Messinstrument ablesen. Nach jeder Messung die Einstabmesskette gründlich säubern – dabei Vorsicht – den Glaskopf nicht beschädigen!

---

**Beobachtung und Auswertung:**

*Um den Grad der Säureeigenschaften oder der alkalischen Eigenschaften von Flüssigkeiten feststellen zu können, bestimmt man den pH-Wert. Der pH-Wert kann entweder mit Hilfe von Indikatoren ermittelt werden, dabei ändern sich in einer sauren oder in einer basischen Flüssigkeit deren Farbe, oder mit einer Einstabmesskette einer pH-Elektrode, die den pH-Wert sehr genau über ein Messinstrument digital anzeigt. Der mit der Einstabmesskette ermittelte pH-Wert ist sehr viel genauer, da er auch Nachkommazahlen anzeigt. Verantwortlich für den pH-Wert ist die  $H_3O^+$ -Ionenkonzentration in einer Lösung.*

Die Skale beginnt bei pH 0 und endet bei pH 14.

pH 0 – 6 = sauer  
pH 7 = neutral  
pH 8 – 14 = basisch

**Versuchsergebnis:**

*Je nach der verwendeten Konzentration der zu untersuchenden Lösungen sind auch die ermittelten pH-Werte unterschiedlich. Daher können hier keine Ergebnisse der pH-Messung dargestellt werden. Verwenden Sie eine Tabelle und schreiben hier die von den Schülern ermittelten pH-Werte der verschiedenen Untersuchungslösungen ein.*

<i>Untersuchungslösung</i>	<i>Gemessener pH-Wert</i>
Salzsäure	
Natronlauge	
Natriumchloridlösung	
Natriumacetatlösung	

Chemikalien	Gefahrensymbole	R-Sätze	S-Sätze	Geräte
Pufferlösung 4 oder 7		---	---	Messinstrument
Salzsäure		36/37/38	26	Elektroden: pH-Einstabmesskette
Natronlauge		34	26-36/37/39-45	
Natriumchloridlösung		---	---	
Natriumacetatlösung		---	---	

---

**Warnhinweis: Vorsicht beim Umgang mit Säuren und Laugen ! Schutzbrille verwenden !**

---

Im Elektrochemie-Arbeitskoffer befindet sich zur Messung von pH-Werten eine pH-Einstabmesskette. Das Messinstrument mit einer Einpunktkalibrierung zeigt sehr gute Messwerte. Da das Messinstrument akkubetrieben ist, kann man pH-Messungen auch außerhalb des Klassenraumes, z.B. an Gewässern, problemlos durchführen.

**Versuchsdurchführung:**

1. Die pH-Einstabmesskette aus dem Arbeitskoffer entnehmen und mit dem pH-Anschluss auf der Unterseite des Messinstrumentes verbinden.
2. Auf der Vorderseite des Messinstrumentes den Messbereich von galvanischer Messung auf pH-Messung umstellen.
3. Nun die Einstabmesskette aus der Aufbewahrungsflasche entfernen und mit destilliertem Wasser abwaschen.
4. Die Einstabmesskette in die Pufferlösung eintauchen, einen Moment warten und am Nullpunktregler solange regulieren, bis der Wert der Pufferlösung angezeigt wird. Nun an diesem Drehregler keine Veränderung mehr vornehmen.
5. Nacheinander die Einstabmesskette nun in die vorbereiteten Lösungen eintauchen und die jeweiligen pH-Werte am Messinstrument ablesen. Nach jeder Messung die Einstabmesskette gründlich säubern – dabei Vorsicht – den Glaskopf nicht beschädigen!

---

**Beobachtung und Auswertung:**

**Untersuchungslösung gemessener pH-Wert**

<u>Salzsäure</u>	
<u>Natronlauge</u>	
<u>Natriumchloridlösung</u>	
<u>Natriumacetatlösung</u>	

## Elektrochemische Spannungsreihe

### Zusammenstellung einiger wesentlicher theoretischer Standardpotentiale:

Reduktionsmittel	t	Oxidationsmittel	+ n e <sup>-</sup>	Standardpotential (in V)
Au	t	Au <sup>+</sup>	+ e <sup>-</sup>	+ 1,70
Au	t	Au <sup>3+</sup>	+ 3 e <sup>-</sup>	+ 1,42
Pt	t	Pt <sup>2+</sup>	+ 2 e <sup>-</sup>	+ 1,20
Ag	t	Ag <sup>+</sup>	+ e <sup>-</sup>	+ 0,81
Fe	t	Fe <sup>3+</sup>	+ e <sup>-</sup>	+ 0,77
Cu	t	Cu <sup>2+</sup>	+ 2 e <sup>-</sup>	+ 0,34
Cu <sup>+</sup>	t	Cu <sup>2+</sup>	+ e <sup>-</sup>	+ 0,15
H <sub>2</sub>	t	2 H <sup>+</sup>	+ 2 e <sup>-</sup>	0,00
Cu	t	Cu <sup>+</sup>	+ 3 e <sup>-</sup>	- 0,036
Pb	t	Pb <sup>2+</sup>	+ 2 e <sup>-</sup>	- 0,12
Ni	t	Ni <sup>2+</sup>	+ 2 e <sup>-</sup>	- 0,23
Fe	t	Fe <sup>2+</sup>	+ 2 e <sup>-</sup>	- 0,44
Zn	t	Zn <sup>2+</sup>	+ 2 e <sup>-</sup>	- 0,76
Al	t	Al <sup>3+</sup>	+ 3 e <sup>-</sup>	- 1,66
Mg	t	Mg <sup>2+</sup>	+ 2 e <sup>-</sup>	- 2,37
K	t	K <sup>+</sup>	+ e <sup>-</sup>	- 2,92
Li	t	Li <sup>+</sup>	+ e <sup>-</sup>	- 3,02

Zunahme der Stärke des Oxidationsmittels

Zunahme der Stärke des Reduktionsmittels

Auf Grund der gemessenen Spannungsdifferenz kann man edlere Metalle von unedleren Metallen unterscheiden. Edle Metalle haben positive Potentiale und unedle Metalle negative Potentiale. Weist man dem Zink als einem unedlen Metall das Potential 0 zu, so kann man auf Grund der Spannungsdifferenzen den edler werdenden Charakter der Metalle in einer Übersicht wie folgt darstellen:

Zn	Fe	Pb	Ni	Cu	Ag
0		0,5		1,0	1,5

Zunahme des edlen Charakters

## **Hinweise zum Experimentieren:**

Für die ordnungsgemäße Durchführung der Experimente der Schüler ist der Fachlehrer in jeder Weise verantwortlich. Der Lehrer muss sich vor der Durchführung der Experimente mit der Handhabung der Geräte und dem Ablauf des Versuches intensiv auseinandersetzen, die Schüler auf mögliche Gefahren hinweisen und sie über den Unfallschutz aufklären.

Deshalb muss sich jede Chemielehrerin und jeder Chemielehrer in allen Fragen der Sicherheitsbestimmungen, der Unfallverhütung und des Unfallschutzes kundig machen und ist verpflichtet, diese einzuhalten.

Die Sicherheitsbestimmungen und das Handhaben von Chemikalien sind im Chemikaliengesetz (ChemG), in der Gefahrstoffverordnung (GefStoffV), in den Technischen Regeln Gefahrstoffe (TRGS) 450 und in anderweitigen Erlassen und Richtlinien der einzelnen Bundesländer für die jeweilige Schule verbindlich geregelt.

## **Entsorgungshinweise:**

Alle Geräte und Elektroden sind nach dem Ende der Versuche möglichst umgehend zu reinigen und zu trocknen, um eine sichere Funktion weiterhin gewährleisten zu können.

Reste und Abfälle bitte umweltbewusst entsorgen.

Verwendeten Chemikalien, die nicht wieder rückgewonnen werden können und damit vernichtet werden müssen, sind in gesonderten Behältern aufzubewahren und danach der fachgerechten Entsorgung zuzuführen.

## **Abfallarten:**

1. Anorganische Säuren

**Entsorgung:** *Im Sammelbehälter für Säuren und Laugen*

2. Laugen

**Entsorgung:** *Im Sammelbehälter für Säuren und Laugen*

3. Anorganische Salze

**Entsorgung:** *Im Sammelbehälter für anorganische Salze*

4. Schwermetallsalze

**Entsorgung:** *Mit dem Entsorger die Entsorgung abstimmen.*

**Die Entsorgung der Stoffe immer mit dem Entsorger abstimmen, gegebenenfalls nach Absprache mit etwas Wasser auflösen, um eine Phlegmatisierung herbeizuführen.**

**Literatur:**

- F. Bukatsch / W. Glöckner      Experimentelle Schulchemie; Band 4 /I, Aulis Verlag Köln, 1972
- B. Galda                              Einführung in die Galvanotechnik; Eugen G. Leuze Verlag, Saulgau/Württ.,  
1986
- R. Stein                                Einführung in die Elektrochemie; Lehrmittelbau Maey, Bonn, 1978
- R. Stein                                Redoxreaktionen und Elektrochemie; Klett Verlag, Stuttgart, 1984

Technische Änderungen vorbehalten