JOHANNES GUTENBERG UNIVERSITÄT MAINZ

NaT | Lab
für Schülerinnen und Schüler

# Elektrochemische Stromerzeugung

– Redoxreaktionen *spannend* genutzt –

**Name:**

**Datum:**

Bildquelle: cunaplus/Shutterstock.com u. Tatiana Popova/Shutterstock.com

## Was war nochmal…?

**Verbinden** Sie jeweils den Fachbegriff mit der dazugehörigen Erklärung.

| | |
|---|---|
| Reduktion | Neigen zur Aufnahme von Elektronen |
| Oxidation | Elektronen leitender Werkstoff |
| Edle Metalle | Aufnahme von Elektronen |
| Unedle Metalle | Transport von elektrischen Ladungsträgern |
| Elektrode | Abgabe von Elektronen |
| Elektrolyt | Neigen zur Abgabe von Elektronen |
| Strom | Antrieb von bewegter elektrischer Ladung |
| Spannung | Medium, das bewegliche Ionen enthält |

## Strom nur aus Wasser?

Untersuchen Sie die wasserbetriebene Uhr und **stellen** Sie **Hypothesen auf**, wie die Uhr funktioniert.

_____

_____

_____

_____

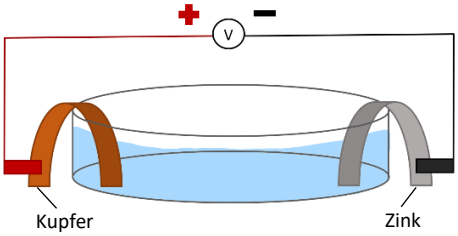
_____

a) Materialien/Chemikalien:

| **Materialien** | | **Chemikalien** |
|---|---|---|
| Petrischale | Kupferblech | Leitungswasser |
| zweigeteilte Petrischale | Zinkblech | |
| 2 Kabel mit Krokodilklemmen | Voltmeter | |
| Indikatorpapier | | |

b) Durchführung:

**Teil A:** Bauen Sie entsprechend der nebenstehenden Abbildung eine Kammer der wasserbetriebenen Uhr nach. Befüllen Sie die Petrischale mit Leitungswasser. Messen Sie mithilfe des Voltmeters die Spannung zwischen den Metallen.
Reiben Sie anschließend ein Stück Indikatorpapier an dem ins Wasser tauchenden Teil der Kupferelektrode.




**Teil B:** Tauschen Sie die Petrischale der Versuchsanordnung durch eine zweigeteilte Petrischale aus und messen Sie erneut die Spannung.

c) Beobachtung:

**Teil A:** _____ **Teil B:** _____

_____ _____

d) Auswertung:

**1. Stellen** Sie die Reaktionsgleichungen der an den beiden Elektroden ablaufenden Reaktionen **auf**.

Red.:

Ox.:

**2. Nennen** Sie eine Möglichkeit, um auch in Teil B eine Spannung zwischen den Metallen zu messen.

_____

**3.** Der Hersteller empfiehlt für die beste Leistung, ungefiltertes Leitungswasser oder Wasser aus Flaschen zu verwenden. **Begründen** Sie, warum gefiltertes Wasser nicht empfohlen wird.

_____

_____

Um mithilfe einer Redoxreaktion chemische Energie in elektrische Energie umzuwandeln, finden die Teilreaktionen Reduktion und Oxidation _____ voneinander statt. Die Kombination aus zwei miteinander elektrisch leitend verbundener Elektroden in einem Elektrolyten – zwei sogenannten Halbzellen – wird _____ genannt.

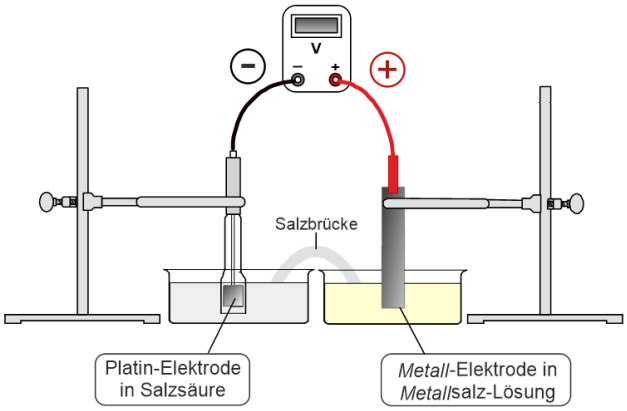
## Die elektrochemische Spannungsreihe

a) Materialien/Chemikalien:

| Materialien | | Chemikalien |
|---|---|---|
| 5 Kristallisierschalen | Platinelektrode | Salzsäure (c = 1 mol/L) |
| 4 Filterpapierstreifen | Kupferblech | Kupfersulfat-Lösung |
| 2 Kabel mit Krokodilklemme | Zinkblech | Zinksulfat-Lösung |
| Voltmeter | Eisenblech | Eisensulfat-Lösung |
| Stativmaterial | Silberdraht | Silbernitrat-Lösung |
| Handschuhe | Pinzette | Kaliumnitrat-Lösung |
| | | Magnesiumband |

! Bei Verwendung der Silbernitrat-Lösung **Handschuhe** tragen

b) Durchführung:




Bauen Sie die nebenstehende Messanordnung auf:

**1.** Befüllen Sie eine Kristallisierschale mit Salzsäure und hängen Sie die Platinelektrode hinein, sodass das Platinblech in die Lösung taucht.

**2.** Befüllen Sie die zweite Kristallisierschale mit *Kupfersulfat*-Lösung und hängen Sie das *Kupfer*-blech hinein.

**3.** Halten Sie das Magnesiumband einige Sekunden unterhalb der Platinelektrode in die Salzsäure.

**4.** Tränken Sie einen Filterpapierstreifen in Kaliumnitrat-Lösung und tauchen Sie jeweils ein Ende des Papiers in die Salzsäure bzw. Salzlösung in der Kristallisierschale.

**5.** Messen Sie die Spannung und notieren Sie die Werte in der untenstehenden Tabelle.

**6.** Wiederholen Sie die Schritte **2.-5**. mit den anderen Metallen (*Zink, Eisen, Silber*) und den dazu-gehörigen Metallsalz-Lösungen.

c) Beobachtung:

Beobachtung an der Platinelektrode (s. Schritt 3): _____

_____

| Metall / Metallsalz | Gemessene Spannung [V] | Literaturwert [V] |
|---|---|---|
| Kupfer / Kupfersulfat | | |
| Zink / Zinksulfat | | |
| Eisen / Eisensulfat | | |
| Silber / Silbernitrat | | |

d) Auswertung:

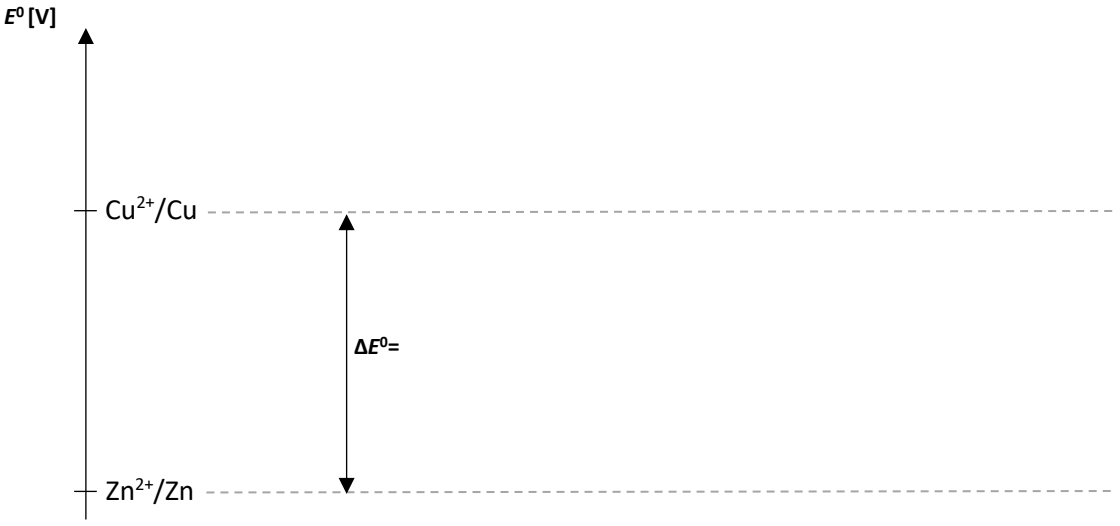
**1**. **Formulieren** Sie die Reaktionsgleichung zur Herstellung der Wasserstoffelektrode. (s. Durchführung: Schritt 3)

**2. Formulieren** Sie die Reaktionsgleichungen für die in den Halbzellen ablaufenden Reaktionen exemplarisch für Kupfer (edles Metall) und Eisen (unedles Metall).

| Edle Metalle | Unedle Metalle |
|---|---|
| Red.: | Red.: |
| Ox.: | Ox.: |

Die Spannung (auch: Potentialdifferenz $\Delta E$) zwischen einer Halbzelle eines Redoxpaares und der Standardwasserstoffhalbzelle bei Standardbedingungen wird _____ genannt. Die Standardwasserstoffhalbzelle hat definitionsgemäß ein Potential von _____ und die Werte aller anderen Halbzellen beziehen sich darauf.

**3. Ergänzen** Sie das Schema um die Bezugshalbzelle „$H^+/H_2$“ und die Halbzellen „$Ag^+/Ag$“, „$Fe^{2+}/Fe$“. Tragen Sie die Werte für die Standardpotentiale ein und **berechnen** Sie die Spannung zwischen zwei beliebigen Halbzellen-Kombinationen.



# Eine Batterie von Innen

## Teil A: Die Alkali-Mangan-Batterie

a) Materialien/Chemikalien:

| **Materialien** | |
|---|---|
| Alkali-Mangan Batterie (AA) | Handschuhe |
| Gartenschere | Petrischale |
| Zange | 2 Pinzetten |
| Metallsäge (optional) | Indikatorpapier |

b) Durchführung:

! Handschuhe tragen !

**1.** Kerben Sie den Metallschutzmantel der Batterie mithilfe der Gartenschere ca. 0,5 cm über dem Minuspol ringsherum ein.

**2.** Halten Sie die Batterie mit der Zange fest und schneiden Sie mit der Gartenschere die Batterie entlang der Kerbe auf. Achten Sie darauf, kreisförmig zu schneiden und nicht nur an einer Stelle anzusetzen. Optional können Sie eine Metallsäge zu Hilfe nehmen.

**3.** Ziehen Sie den Minuspol ab, sobald der Metallmantel vollständig durchtrennt ist, und ziehen Sie mithilfe einer Pinzette die herausschauende Papierrolle hinaus.

**4.** Betrachten Sie die inneren Bestandteile der Batterie und prüfen Sie die austretende Flüssigkeit mithilfe des Indikatorpapiers.

c) Beobachtung:

_____

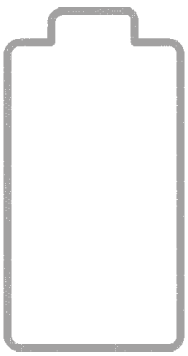
_____

_____

_____

d) Auswertung:

**1. Skizzieren** Sie den Querschnitt einer Alkali-Mangan-Batterie und **beschriften** Sie die einzelnen Bestandteile.



## Teil B: Die Zink-Kohle-Batterie

a) Materialien/Chemikalien:

| Materialien | | Chemikalien |
|---|---|---|
| 2 Bechergläser (50 mL, 100 mL) | Graphitstab | Aktivkohlepulver |
| Gebogenes Zinkblech | Spatel | Mangandioxid |
| Extraktionshülse | Voltmeter | Ammoniumchlorid-Lösung (20%) |
| 2 Kabel mit Krokodilklemmen | Motor | |

b) Durchführung:

**1.** Rühren Sie 10 g Mangandioxid und 3 g Aktivkohle in einem Becherglas (50 mL) mit wenig Ammoniumchlorid-Lösung zu einem Brei an.

**2.** Füllen Sie den Brei in die Extraktionshülse und stecken Sie den Graphitstab gut in den Brei.

**3.** Stellen Sie das gebogene Zinkblech sowie die Hülse ineinander in ein Becherglas (100 mL) und füllen dieses bis zur Hälfte mit Ammoniumchlorid-Lösung auf.

**4.** Messen Sie die Spannung zwischen dem Graphitstab und dem Zinkblech. Schließen Sie anschließend anstelle des Messgeräts einen Elektromotor an.

c) Beobachtung:

_____

_____

d) Auswertung:

**1. Formulieren** Sie die Reaktionsgleichungen für die in der Zink-Kohle-Batterie ablaufenden Reaktionen.

Red.: → $MnOOH_{(s)}$

Ox.:

**2.** Die Alkali-Mangan-Batterie stellt eine Weiterentwicklung der Zink-Kohle-Batterie dar. Die Elektrodenreaktionen der Alkali-Mangan-Batterie entsprechen denen der Zink-Kohle Batterie. **Nennen** Sie die Vorteile, die der veränderte Aufbau der Alkali-Mangan-Batterie erzielt.

_____

_____

_____

_____

_____

**INFO:**
Bei der Zink-Kohle-Batterie laufen im Elektrolyten Folgereaktionen ab, bei denen eine komplexe Zink-Verbindung entsteht, die als Feststoff ausfällt: $\mathbf{[Zn(NH_3)_2)]Cl_{2\,(s)}}$. Dieser kann sich auf der Elektrode ablagern, wodurch die Batterieleistung sinkt.

_____

_____

## Elektrochemisch schreiben

a) Materialien/Chemikalien:

| Materialien | | Chemikalien |
|---|---|---|
| Spannungsquelle | Pinzette | Ethanol |
| 2 Kabel mit Krokodilklemme | Spatel | Kaliumnitrat-Lösung |
| stabförmige Kupferelektrode | 2 Petrischalen | Bromthymolblau |
| Filterpapier | Messzylinder | |
| Becherglas (50 mL) | | |

b) Durchführung:

**1.** Lösen Sie in 1 mL Ethanol eine kleine Spatelspitze Bromthymolblau und geben Sie zu dieser Lösung 3 mL Kaliumnitrat-Lösung hinzu. Gießen Sie die Lösung in eine Petrischale.
**2.** Tränken Sie ein Filterpapier mit der Lösung und legen es nach dem Abtropfen auf eine neue Petrischale.
**3.** Verbinden Sie das Filterpapier mittels eines Kabels mit dem Pluspol einer Spannungsquelle, die Kupferelektrode mit dem Minuspol.
**4.** Legen Sie eine Spannung von 8 V an und schreiben Sie mit der Elektrode auf dem Filterpapier.
**5.** Polen Sie um und schreiben Sie erneut mit der Elektrode auf dem Filterpapier.

c) Beobachtung:

_____

_____

_____

d) Auswertung:

1. **Formulieren** Sie die **Reaktionsgleichungen** für die an der Kupferelektrode bzw. Krokodilklemme ablaufenden Reaktionen. **Ordnen** sie **zu**, welche Reaktion am Minus- bzw. Pluspol stattfindet.

**INFO:**
Mit Hilfe eines elektrischen Stromes wird Wasser in **Wasserstoff** und **Sauerstoff** zerlegt.

◯ - Pol Red.:

◯ - Pol Ox.:

2. **Erklären** Sie mithilfe der Abbildung die Farbänderung beim elektrochemischen Schreiben.

**Bromthymolblau**: Umschlagsbereich von pH 5,8 - 7,6 von gelb nach blau

_____

_____

_____

Wird durch das Anlegen einer elektrischen Spannung eine Elektrolytlösung zersetzt, handelt es sich um eine _____ . Die erzwungenen Vorgänge bei einer solchen Redox-reaktion stellen die Umkehrung der Vorgänge in einer _____ dar.

## Der Lithium-Ionen-Akku

a) Materialien/Chemikalien:

| Materialien | | Chemikalien |
|---|---|---|
| Kunststoffgefäß<br>Lüsterklemme<br>Spannungsquelle<br>2 Kabel mit Krokodilklemme<br>Stativmaterial | 2 Graphitminen<br>Voltmeter<br>Motor<br>Messzylinder | Lithiumperchlorat gelöst in Propylen-carbonat <br>Paraffin (dünnflüssig) |

b) Durchführung:

**1.** Sichern Sie das Kunststoffgefäß mithilfe einer Klammer an einer Stativstange.

**2.** Füllen Sie 30 mL der Elektrolytlösung in das Kunststoffgefäß und überschichten Sie diese vorsichtig mit etwas Paraffin, um den Eintritt von Feuchtigkeit zu vermeiden.

**3.** Stellen Sie die beiden Graphitminen mithilfe der Lüsterklemme in das Gefäß und messen Sie die Spannung zwischen den beiden Elektroden.

**4.** Verbinden Sie die beiden Elektroden mit dem Plus- bzw. Minuspol einer Spannungsquelle und elektrolysieren Sie ca. sechs Minuten bei einer Spannung von etwa 4,5 V.

**5.** Messen Sie erneut die Spannung zwischen den Elektroden und tauschen Sie anschließend die Spannungsquelle durch einen Elektromotor aus.

c) Beobachtung:

_____

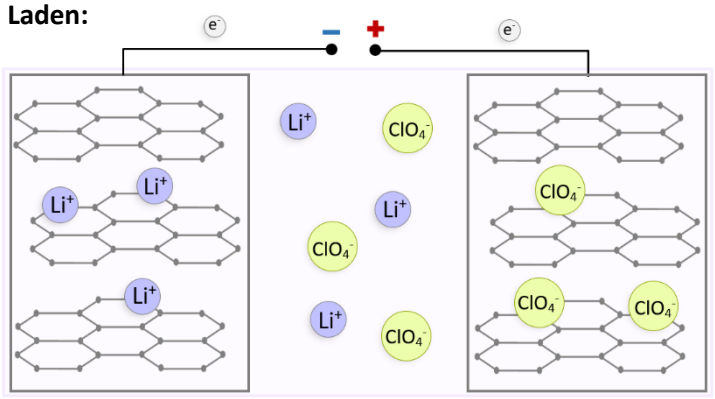
_____

_____

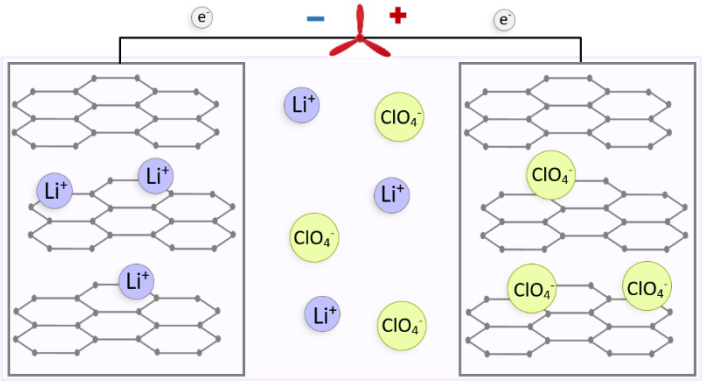
d) Auswertung:

1. **Ergänzen** Sie in den Abbildungen die Richtung der Teilchenbewegung und des Elektronenflusses mithilfe von Pfeilen und **beschriften** Sie die Reaktionspfeile der Reaktionsgleichungen für die am Minus- bzw. Pluspol ablaufenden Reaktionen mit „Laden“ bzw. „Entladen“.

**Laden:**




**Entladen:**




<u>Reaktionsgleichungen:</u>

Minuspol:

$$C_n + x\,Li^+ + x\,e^- \rightleftharpoons Li^+_x C_n^{x-}$$

Pluspol:

$$C_n + x\,ClO_4^- \rightleftharpoons C_n^{x+}(ClO_4^-)_x + x\,e^-$$

2. **Nennen** Sie den Fachbegriff für das Einlagern von Ionen in andere chemische Verbindungen.

_____

Galvanische Zellen, die nicht wieder aufgeladen werden können, werden _____ (Primärzellen) genannt. Im Gegensatz dazu können _____ (Sekundärzellen) bei Anlegung einer Spannung durch Umkehrung der Elektrodenreaktion wieder geladen werden.