

# Elektrochemie einfach verständlich

## Teil II: Galvanische Zellen

Kerstin Langer, Kiel

**Niveau:** Sek. II

**Dauer:** 9 Unterrichtsstunden (Minimalplan: 6 Unterrichtsstunden)

**Kompetenzen:** Die Schüler\* ...

... nutzen ein geeignetes Modell zur Deutung von Stoffeigenschaften auf Teilchenebene.

... beschreiben Phänomene der Stoffumwandlung und der Umkehrbarkeit bei chemischen Reaktionen. Weiterhin beschreiben sie Möglichkeiten der Steuerung chemischer Reaktionen durch Variation von Reaktionsbedingungen.

... führen energetische Erscheinungen bei chemischen Reaktionen auf die Umwandlung eines Teils der in Stoffen gespeicherten Energie in andere Energieformen zurück.

... führen Experimente durch, beobachten, beschreiben und werten aus. Sie interpretieren chemische Reaktionen auf Teilchenebene und wenden mathematische Verfahren und Hilfsmittel zur Lösung chemischer Aufgaben an. Sie finden Beziehungen in erhobenen Daten und ziehen geeignete Schlussfolgerungen.

... stellen chemische Sachverhalte in unterschiedlichen Formen, z. B. Zeichnungen, Formeln und Diagrammen dar. Sie interpretieren Fachtexte und grafische Darstellungen. Sie beschreiben, veranschaulichen und erklären chemische Sachverhalte unter Verwendung der Fachsprache und mithilfe von Modellen und Darstellungen.

**Der Beitrag enthält Materialien für:**

✓ offene Unterrichtsformen

✓ Schülerversuche

✓ Lehrerversuche

✓ Hausaufgaben

### Hinweise zur Didaktik und Methodik

Die Elektrochemie ist ein wichtiges Kapitel im Chemieunterricht der Oberstufe. Häufig ist dieses Thema jedoch mit Vorbehalten und Unsicherheiten besetzt. Das Problem scheint in den Erklärungen und Berechnungen zu liegen, die bis in den Bereich der Physik und der Mathematik eindringen. Die Elektrochemie lässt sich in zwei große Bereiche einteilen: die Elektrolyse und die galvanischen Zellen.

Diese Einheit baut auf dem ersten Teil („Grundlagen und Anwendungen der Elektrolyse“, siehe Literatur Seite 3) auf und führt Sie und Ihre Schüler auf anschauliche Weise mit einem sehr stringenten roten Faden auf der Basis von Schülerexperimenten sicher durch den Bereich der galvanischen Zellen. Sie startet mit der Wiederholung der Elektrolyse von Zinkbromidlösung, wobei mit den entstandenen Produkten im zweiten Schritt eine galvanische Zelle gebaut wird (**M 1**). Über das Elektronenabgabebestreben von unterschiedlichen Metallen (**M 2**) führt der Weg zu den Standardpotenzialen (**M 3**) und der elektrochemischen Spannungsreihe (**M 4**). Es folgen die galvanischen Zellen (**M 5**). Dabei wird auch die Konzentrationsabhängigkeit der Elektrodenpotenziale betrachtet (**M 6**) und daraus die Nernst-Gleichung abgeleitet (**M 7**). Optional gibt es einen Excel-Exkurs zum Zeichnen von Regressionskurven (**M 8**).

\* Im weiteren Verlauf wird aus Gründen der einfacheren Lesbarkeit nur „Schüler“ verwendet. Schülerinnen sind genauso gemeint.

## Materialübersicht

⌚ V = Vorbereitungszeit    SV = Schülerversuch    Ab = Arbeitsblatt/Informationsblatt

⌚ D = Durchführungszeit    LV = Lehrerversuch    GBU = Gefährdungsbeurteilung

# Die [Gefährdungsbeurteilung](#) finden Sie auf  **CD 52**.

---

<b>M 1</b>	<b>SV, Ab, GBU#</b>	<b><a href="#">Elektrolyse und ihre Umkehrung</a></b>			
⌚ V: 5 min	<input type="checkbox"/>	Zinkbromidlösung	<input type="checkbox"/>	Becherglas 100 ml	
⌚ D: 25 min		(c = 0,1 mol/l) 		<input type="checkbox"/>	2 Grafitelektroden
				<input type="checkbox"/>	2 Kabel
				<input type="checkbox"/>	Gleichspannungsquelle
				<input type="checkbox"/>	Voltmeter

---

<b>M 2</b>	<b>SV, Ab, GBU#</b>	<b><a href="#">Wie gerne geben Metalle ihre Elektronen ab?</a></b>			
⌚ V: 5 min	<input type="checkbox"/>	Natriumchloridlösung	<input type="checkbox"/>	Becherglas 250 ml	
⌚ D: 40 min		(c = 0,1 mol/l)		<input type="checkbox"/>	2 Silberelektroden
				<input type="checkbox"/>	2 Kupferbleche
				<input type="checkbox"/>	2 Zinkbleche
				<input type="checkbox"/>	2 Kabel
				<input type="checkbox"/>	Voltmeter

---

<b>M 3</b>	<b>LV, Ab, GBU#</b>	<b><a href="#">Standardpotenziale</a></b>			
⌚ V: 20 min	<input type="checkbox"/>	Kupfersulfatlösung	<input type="checkbox"/>	2 Bechergläser	
⌚ D: 20 min		(c = 1 mol/l) 		<input type="checkbox"/>	platinisiertes Platinblech
	<input type="checkbox"/>	Zinksulfatlösung	<input type="checkbox"/>	Kupferelektrode	
		(c = 1 mol/l) 		<input type="checkbox"/>	Zinkelektrode
	<input type="checkbox"/>	Salzsäure (c = 1 mol/l) 		<input type="checkbox"/>	Voltmeter
	<input type="checkbox"/>	Wasserstoffflasche  		<input type="checkbox"/>	Glasritze
				<input type="checkbox"/>	Stromschlüssel

---

<b>M 4</b>	<b>Ab</b>	<b><a href="#">Elektrochemische Spannungsreihe</a></b>	
------------	-----------	--	--

---

<b>M 5</b>	<b>Ab</b>	<b><a href="#">Galvanische Zellen</a></b>	
------------	-----------	---	--

---

<b>M 6</b>	<b>SV, Ab, GBU#</b>	<b><a href="#">Konzentrationsabhängigkeit der Elektrodenpotenziale</a></b>			
⌚ V: 5 min	<input type="checkbox"/>	Kupfersulfatlösung (c = 1 mol/l) 	<input type="checkbox"/>	2 Bechergläser 250 ml	
⌚ D: 30 min				<input type="checkbox"/>	2 Kupferelektroden
	<input type="checkbox"/>	Kupfersulfatlösung (c = 0,1 mol/l) 		<input type="checkbox"/>	Stromschlüssel
	<input type="checkbox"/>	Kupfersulfatlösung (c = 0,01 mol/l) 		<input type="checkbox"/>	2 Kabel
	<input type="checkbox"/>	Kupfersulfatlösung (c = 0,001 mol/l) 		<input type="checkbox"/>	Voltmeter

---

<b>M 7</b>	<b>Ab</b>	<b><a href="#">Die Nernstsche Gleichung</a></b>	
------------	-----------	---	--

---

<b>M 8</b>	<b>Ab</b>	<b><a href="#">Excel-Exkurs: Regressionskurven zeichnen</a></b>	
------------	-----------	---	--

Die Erläuterungen und Lösungen zu den Materialien finden Sie [hier](#).

## M 2 Wie gerne geben Metalle ihre Elektronen ab?

Sie haben bereits den Elektronendruck kennengelernt, der bei der Oxidation von Metallen entsteht. Am Beispiel von einigen Metallen untersuchen Sie diesen Elektronendruck nun genauer.

**Schülerversuch:** Elektronenabgabebestreben von Metallen

Chemikalien / Gefahrenhinweise	Geräte	
<input type="checkbox"/> Natriumchloridlösung (c = 0,1 mol/l)	<input type="checkbox"/> Becherglas 250 ml	<input type="checkbox"/> 2 Zinkbleche
	<input type="checkbox"/> 2 Silberelektroden	<input type="checkbox"/> 2 Kabel
	<input type="checkbox"/> 2 Kupferbleche	<input type="checkbox"/> Voltmeter

**Entsorgung:** Die Lösungen können im Ausguss entsorgt werden, die Metalle werden für weitere Versuche aufgehoben.



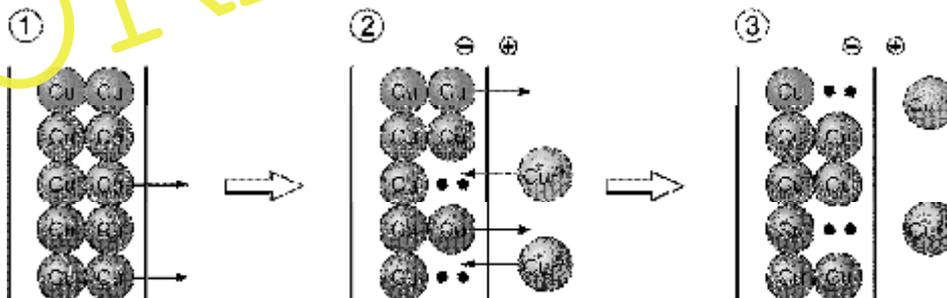
**Hinweis:** Dieser Versuch kann arbeitsteilig in Gruppen durchgeführt werden.

### Aufgaben

- Füllen Sie das Becherglas mit 200 ml Natriumchloridlösung. Stellen Sie zwei Elektroden (s. Tabelle) hinein und schließen Sie das Voltmeter an. Messen Sie nun zwischen jeweils zwei Elektroden die Spannung und füllen Sie die Tabelle aus.

Elektroden	Silber	Kupfer	Zink
Silber			
Kupfer			
Zink			

- Beschreiben Sie die drei Stufen in der Abbildung.



- Füllen Sie den Lückentext aus.

Es entsteht eine elektrochemische Doppelschicht zwischen Elektronen (\_\_\_\_\_ geladen) und Metall-Ionen (\_\_\_\_\_ geladen). Es stellt sich ein elektrochemisches Gleichgewicht ein, z. B. bei der Kupferelektrode:



Je unedler das Metall ist, desto mehr liegt das Gleichgewicht auf der \_\_\_\_\_ Seite, desto \_\_\_\_\_ ist der Elektronendruck und desto \_\_\_\_\_ ist die Elektrode aufgeladen. Diese hat dann ein niedrigeres Potenzial. In unserem Beispiel hat also die \_\_\_\_\_-Elektrode das niedrigste Potenzial. Aus dem Gleichgewicht wird ersichtlich, dass das Elektrodenpotenzial von der Konzentration der Elektrolytlösung abhängt.

## M 4 Elektrochemische Spannungsreihe

Sie haben gelernt, wie die Elektrodenpotenziale gemessen werden. In der elektrochemischen Spannungsreihe sind die Standardpotenziale von Redoxpaaren der Größe nach sortiert. Je niedriger das Elektrodenpotenzial ist, desto leichter werden Elektronen abgegeben, d. h., desto leichter findet eine Oxidation statt. Es lassen sich auch sämtliche nichtmetallische Redoxpaare einordnen.

### Aufgaben

Kreuzen Sie jeweils an, ob die Aussagen richtig oder falsch sind:



Aussage	richtig	falsch
Natrium lässt sich leichter oxidieren als Magnesium.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Chlor lässt sich leichter oxidieren als Brom.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Cadmium-Ionen lassen sich leichter oxidieren als Zink-Ionen.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Eine Magnesiumhalbzelle übernimmt gegenüber der Normalwasserstoffelektrode unter Standardbedingungen den (-)-Pol.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Fluor ist das Element, das sich am schwersten reduzieren lässt.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Magnesium-Ionen lassen sich leichter reduzieren als Zink-Ionen.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Chlor lässt sich leichter reduzieren als Brom.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Kupfer lässt sich leichter zu Kupfer(I)-Ionen oxidieren als zu Kupfer(II)-Ionen.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Zink gibt leichter Elektronen ab als Natrium.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Eine Silberhalbzelle übernimmt gegenüber der Normalwasserstoffelektrode unter Standardbedingungen den (-)-Pol.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Zink lässt sich leichter reduzieren als Magnesium.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Gold lässt sich leichter oxidieren als Silber.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Bei der Elektrolyse von Kupferbromidlösung entstehen elementares Kupfer und elementares Brom.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Bei der Elektrolyse von Natriumchloridlösung entstehen elementares Natrium und elementares Chlor.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Blei-Ionen lassen sich leichter oxidieren als Cadmium-Ionen.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Eisen(II)-Ionen lassen sich leichter zu Eisen(III)-Ionen oxidieren als zu Eisen reduzieren.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

## M 7 Die Nernstsche Gleichung

Sie haben experimentell festgestellt, dass das Elektrodenpotenzial von der Konzentration des Elektrolyten abhängig ist: Bei der Verdünnung um einen bestimmten Faktor sinkt die Spannung jeweils um den gleichen Betrag. Die Nernstsche Gleichung drückt diesen Zusammenhang quantitativ aus, sodass Sie mit ihr Elektrodenpotenziale bei beliebiger Ionenkonzentration berechnen können.

Um die Nernstsche Gleichung herzuleiten, verwenden wir unsere Messwerte. Da wir für die Nernstsche Gleichung absolute Werte benötigen, müssen wir zu unseren Messwerten das Standardpotenzial von  $\text{Cu}|\text{Cu}^{2+}$  addieren.

### Aufgaben

1. Übertragen Sie die Werte aus Ihrem Experiment in M 6 in die Tabelle (Bezug:  $c = 1 \text{ mol/l}$ ) und addieren Sie dann das Standardpotenzial von  $\text{Cu}|\text{Cu}^{2+}$ .

c in mol/l	1	0,1	0,01	0,001
$\Delta U$ in V				
U in V				

2. Geben Sie diese Werte in Excel ein und lassen Sie sich ein Diagramm mit einer Regressionskurve zeichnen.



**Tipp:** In M 8 erhalten Sie gegebenenfalls Hinweise, wie Sie in Excel vorgehen müssen, um dieses Diagramm und die Regressionskurve zu erhalten.

3. Formen Sie die Funktion, die die Regressionskurve von Excel angibt, so um, dass statt des natürlichen Logarithmus ( $\ln$ ) der dekadische Logarithmus ( $\lg$ ) verwendet wird:

---

---

---

Diese Formel entspricht der theoretischen Gleichung, die 1889 von Walter Nernst aufgestellt wurde und daher Nernstsche Gleichung heißt. Sie beschreibt einen Zusammenhang zwischen der Ionenkonzentration und der Zellspannung einer Halbzelle:

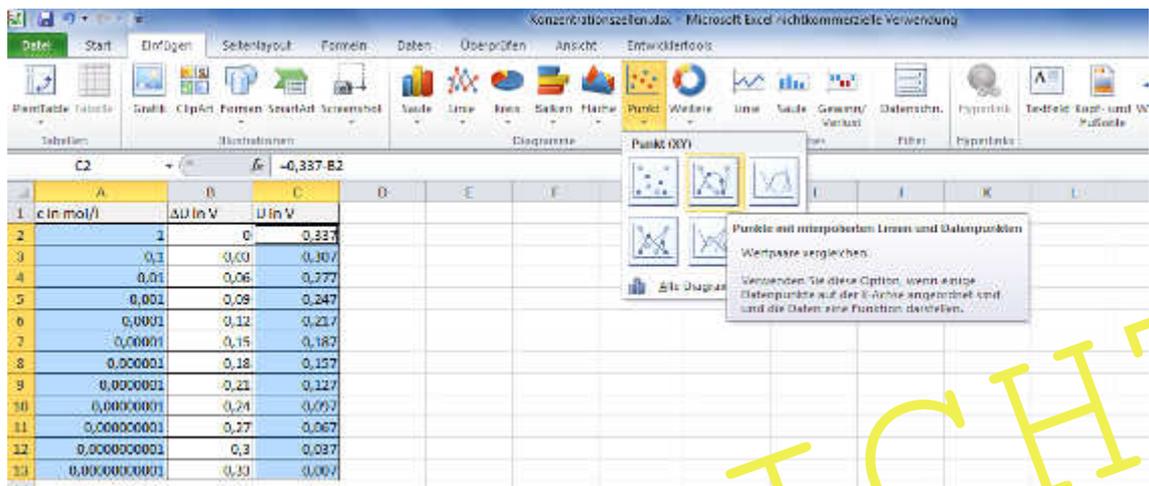
$$E(\text{Me}|\text{Me}^{z+}) = E^0(\text{Me}|\text{Me}^{z+}) + \frac{0,05916 \text{ V}}{z} \cdot \lg c(\text{Me}^{z+})$$

4. Berechnen Sie das Potenzial folgender Halbzellen.
  - a)  $\text{Cu}|\text{Cu}^{2+}$  (0,1 mol/l)
  - b)  $\text{Cu}|\text{Cu}^{2+}$  (0,01 mol/l)
  - c)  $\text{Ag}|\text{Ag}^+$  (0,1 mol/l)
5. Berechnen Sie das Potenzial folgender Zellen. Wenden Sie dazu die Nernstsche Gleichung für die beiden jeweiligen Halbzellen an.
  - a)  $\text{Cu}|\text{Cu}^{2+}$  (0,1 mol/l) ||  $\text{Cu}^{2+}$  (0,01 mol/l) | Cu
  - b)  $\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}$  (0,1 mol/l) ||  $\text{Cu}^{2+}$  (0,1 mol/l) | Cu
  - c)  $\text{Ni}|\text{Ni}^{2+}$  (0,1 mol/l) ||  $\text{Cd}^{2+}$  (0,01 mol/l) | Cd

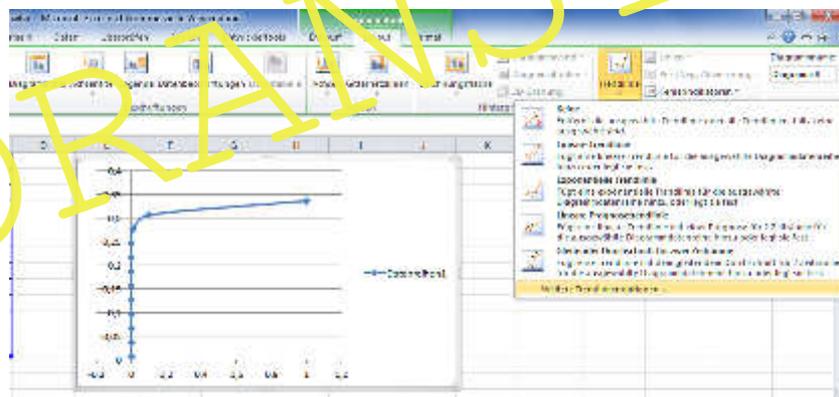
## M 8 Excel-Exkurs: Regressionskurven zeichnen

In diesem Exkurs lernen Sie, wie Sie am Beispiel Ihrer Daten zu den Konzentrationszellen in Excel ein Diagramm aus gegebenen Messwerten sowie eine dazugehörige Regressionskurve erstellen.

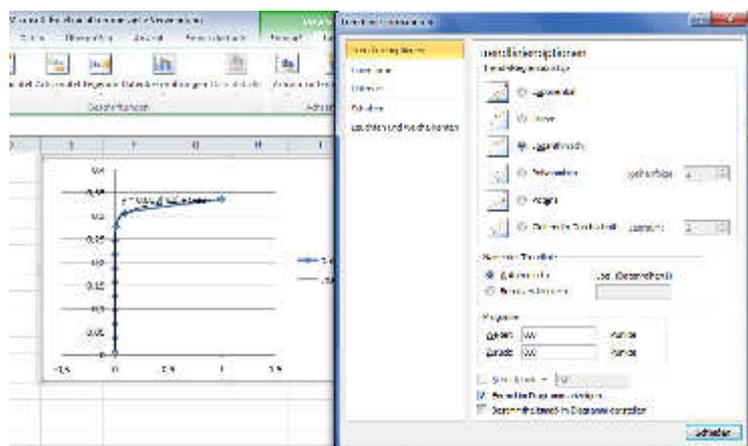
1. Markieren Sie die Werte, die auf der x-Achse und auf der y-Achse eingetragen werden sollen. Wählen Sie dann ein Punktdiagramm aus.



2. Suchen Sie unter „Diagrammtools“ den Reiter „Layout“ und wählen Sie über die Trendlinienschnittfläche weitere Trendlinieroptionen aus.



3. Wählen Sie unter den weiteren Optionen den Regressionstyp „Logarithmisch“ aus und setzen Sie einen Haken bei der Option „Formel im Diagramm anzeigen“.



# Erläuterungen und Lösungen

## Erläuterung (M 1)

Die Elektrolyse von Zinkbromid ist eine Wiederholung aus der letzten Einheit zu der Elektrolyse (siehe „Literatur“, Seite 3). Die ablaufenden Vorgänge sind den Schülern bekannt, sodass auf diesem Wissen aufbauend auf die Umkehrreaktion geschlossen werden kann. Es ist möglich, dass der Spannungswert von 1,8 V bei den vorhandenen Reaktionsbedingungen nicht erreicht wird.

Der Lückentext formuliert präzise die ablaufenden Prozesse.



**Tipp:** Zinkbromidlösung lässt sich gut aus Zinksulfat und Kaliumbromid herstellen. Der dabei auftretende Niederschlag kann einfach abfiltriert werden. Die Lösung kann nach der Elektrolyse wieder in das Vorratsgefäß zurückgegeben werden und für die nächsten Versuche erneut verwendet werden. Die Gelbfärbung verschwindet von alleine. Die Lösung hält so viele Jahre.

## Lösungen (M 1)

zu 2.: Notieren Sie Ihre Beobachtungen.

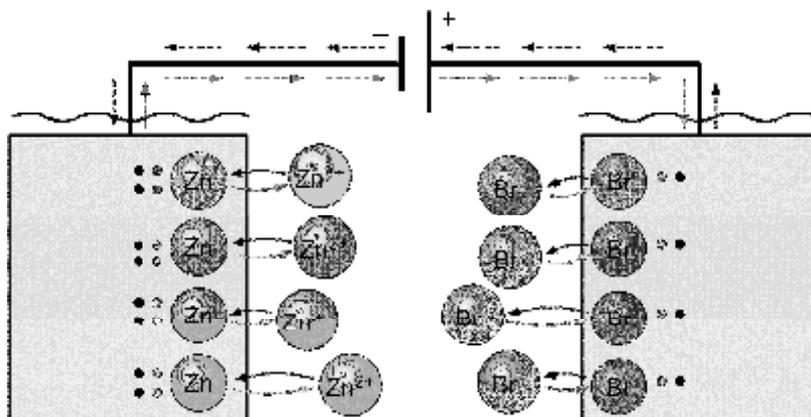
Bei der Elektrolyse (Versuchsaufbau 1) setzt sich am (-)-Pol ein grülicher Feststoff ab, am (+)-Pol entstehen Gasbläschen und gelbe Schlieren. Nach dem Anschließen des Voltmeters zeigt dieses eine Spannung von etwa 1,8 V an.

zu 3.: Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen für die erzwungene Reaktion (Elektrolyse) und die freiwillig ablaufende Reaktion.

erzwungene Reaktion	Oxidation:	$2 \text{Br}^- (\text{aq}) \rightarrow \text{Br}_2 + 2 \text{e}^-$
	Reduktion:	$\text{Zn}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$
	Redoxreaktion:	$\text{Zn}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{Br}^- (\text{aq}) \rightarrow \text{Zn} + \text{Br}_2$
freiwillig ablaufende Reaktion	Oxidation:	$\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^-$
	Reduktion:	$\text{Br}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Br}^- (\text{aq})$
	Redoxreaktion:	$\text{Zn} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{Zn}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{Br}^- (\text{aq})$

zu 4.: Füllen Sie den Lückentext zu der Abbildung aus und zeichnen Sie jeweils die Richtung des Elektronenflusses ein.

Bei der Umkehrung der Reaktion [siehe Versuchsaufbau (2)] sind Oxidation und Reduktion vertauscht. (+)-Pol und (-)-Pol sind dagegen nicht vertauscht: Bei der Elektrolyse werden Elektronen vom (-



) -Pol der Stromquelle ausgesendet und vom (+)-Pol wieder aufgenommen. Die Zink - Ionen am (-)-Pol nehmen diese Elektronen bei ihrer Reduktion auf; die Bromid -Ionen