

# Elektrochemie einfach verständlich

## Teil I: Grundlagen und Anwendungen der Elektrolyse

Kerstin Langer, Kiel

**Niveau:** Sek. II

**Dauer:** 15 Unterrichtsstunden (Minimalplan: 9 Unterrichtsstunden)

### Bezug zu den KMK-Bildungsstandards

Fachwissen:

*F1: Stoff-Teilchen-Beziehung:* Nutzen von typischen Stoffeigenschaften.

*F2: Struktur-Eigenschafts-Beziehung:* Erschließen der Verwendungsmöglichkeiten eines Stoffes über seine Eigenschaften.

*F3: Chemische Reaktion:* Beschreiben von Phänomenen der Stoffumwandlung bei chemischen Reaktionen.

Erkenntnisgewinnung: Bilden von Hypothesen und Überprüfung im Experiment. Durchführen, Beobachten, Beschreiben und Auswerten von Experimenten. Interpretation von chemischen Reaktionen auf der Teilchenebene. Anwenden von mathematischen Verfahren und Hilfsmitteln zur Lösung chemischer Aufgaben. Beachten von Sicherheits- und Umweltschutzmaßnahmen. Fachgerechter Umgang mit Chemikalien und chemischen Geräten.

Kommunikation: Darstellung chemischer Sachverhalte in unterschiedlicher Form z. B. Zeichnungen, Formeln, Diagramme. Interpretation von Fachtexten und grafischen Darstellungen und Ziehen von Schlüssen. Nutzen von Informationsquellen, Auswählen von Informationen und Verknüpfung mit dem vorhandenen Wissen.

Bewertung: Bewertung von Verfahren zur Gewinnung und Verarbeitung wichtiger Rohstoffe vor dem Hintergrund knapper werdender Ressourcen.

**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 führt Sie und Ihre Schülerinnen und Schüler\* auf anschauliche Weise mit einem stringenten roten Faden und vielen Schülerexperimenten sicher durch den Bereich der Elektrolyse. Schüler verlieren bei der Verwendung der Begriffe Anode und Kathode häufig den Überblick, vor allem weil sie dem Plus- und dem Minuspol nicht eindeutig zugeordnet werden können. In dieser Einheit wird daher auf diese Begriffe verzichtet und nur vom Plus- und Minuspol gesprochen. In Teil II des Beitrags wird das Thema „galvanische Elemente“ behandelt.

Diese Einheit startet mit einer einfachen Elektrolyse zum Aufwärmen, an der die Schüler den grundlegenden Aufbau und das Prinzip der ablaufenden Prozesse erlernen (**M 1**). Es folgt die

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

Elektrolyse verschiedener Salzlösungen, bei der die Konkurrenzreaktionen zwischen Wasser und den vorhandenen Ionen eine Rolle spielen. Die Oxidation und die Reduktion des Wassers werden an einem anschaulichen Modell schematisch erklärt (**M 2**). Zur elektrolytischen Gewinnung von unedlen Metallen wird eine Schmelzflusselektrolyse durchgeführt (**M 3**). Um die Frage zu beantworten, wie hoch die Spannung eingestellt werden muss, damit eine Elektrolyse abläuft, wird die Zersetzungsspannung experimentell ermittelt und mithilfe eines Diagrammes bestimmt. Auf anschauliche Weise wird das Phänomen der Zersetzungsspannung erläutert (**M 4**) – der notwendige theoretische Hintergrund für ein tiefergehendes Verständnis folgt in Teil II (galvanische Elemente), der allerdings das Wissen über Elektrolyse voraussetzt. Der Einfluss des Elektrodenmaterials auf die ablaufenden Prozesse bei der Elektrolyse wird ebenfalls experimentell untersucht. Dabei wird das Phänomen der Überspannung kurz thematisiert (**M 5**). Bei der Elektrolyse gelten die Faraday-Gesetze, die theoretisch hergeleitet werden (**M 6**). Eine schöne Anwendung liegt in der experimentellen Bestimmung der Ladung von Kupferionen (**M 7**). Zum Abschluss finden Sie einige Anwendungen aus der Industrie, die zum Teil im Modellversuch nachgestellt werden: Kupferraffination (**M 8**), Aluminiumgewinnung (**M 9**) und Galvanisieren (**M 10**).

## Internet

[www.chemie-interaktiv.net/ff.htm](http://www.chemie-interaktiv.net/ff.htm)

Hier finden Sie sehr schöne Animationen für die ablaufenden Vorgänge auf der Teilchenebene, die eine wertvolle Ergänzung zu den Zeichnungen bieten. Beispielsweise können die Animation zur Elektrolyse einer Zinkiodid-Lösung für M 1 oder die Animation zum Galvanisieren für M 10 eingesetzt werden.




## Bezugsquellen



Gold-elektrolyt können Sie unter der Bestellnummer 530522-62 bei [www.conrad.de](http://www.conrad.de) bestellen. Die Flasche enthält 30 ml und kostet 14,95 € (Stand: Januar 2015). Eine Flasche mit 100 ml für 42,44 € finden Sie unter der Bestellnummer 530832-62.



## Materialübersicht


⌚ V = Vorbereitungszeit    SV = Schülerversuch    Ab = Arbeitsblatt/Informationsblatt  
 ⌚ D = Durchführungszeit    LV = Lehrerversuch    GBU = Gefährdungsbeurteilung

Die [Gefährdungsbeurteilungen](#) finden Sie auf  **CD 51**.

<b>M 1</b>	<b>SV, Ab, GBU</b>	<b><a href="#">Grundprinzip der Elektrolyse</a></b>
⌚ V: 5 min	<input type="checkbox"/> Zinkbromidlösung	<input type="checkbox"/> U-Rohr
⌚ D: 20 min	(c = 0,1 mol/l) 	<input type="checkbox"/> 2 Grafit Elektroden
		<input type="checkbox"/> 2 durchbohrte Stopfen
		<input type="checkbox"/> 2 Kabel
		<input type="checkbox"/> Gleichspannungsquelle
<b>M 2</b>	<b>SV, Ab, GBU</b>	<b><a href="#">Elektrolyse verschiedener Salzlösungen</a></b>
⌚ V: 5 min	<input type="checkbox"/> Kupferchloridlösung	<input type="checkbox"/> U-Rohr
⌚ D: 20 min	(c = 0,1 mol/l) 	<input type="checkbox"/> 2 Grafit Elektroden
	<input type="checkbox"/> Kupfersulfatlösung	<input type="checkbox"/> 2 durchbohrte Stopfen
	(c = 0,1 mol/l) 	<input type="checkbox"/> 2 Kabel
	<input type="checkbox"/> Natriumchloridlösung	<input type="checkbox"/> Gleichspannungsquelle
	(c = 0,1 mol/l)	<input type="checkbox"/> Glimmspan
	<input type="checkbox"/> Natriumsulfatlösung	<input type="checkbox"/> Reagenzglas
	(c = 0,1 mol/l)	<input type="checkbox"/> Gasbrenner oder Feuerzeug


- 
- M 3** LV, Ab, GBU Schmelzflusselektrolyse
- ⌚ V: 20 min
  - ⌚ D: 20 min
- Lithiumchlorid 
  - Kaliumchlorid
  - Phenolphthaleinlösung (w < 1 %) 
  - Schmelzrohr
  - 2 lange Grafitelektroden
  - 2 durchbohrte Stopfen
  - 2 Kabel
  - Gleichspannungsquelle
- 



- M 4** SV, Ab, GBU Wie viel Spannung braucht man für die Elektrolyse?
- ⌚ V: 5 min
  - ⌚ D: 30 min
- Kupferchloridlösung (c = 0,1 mol/l) 
  - auf  CD 51 sind die Messdaten Spannung/Stromstärke zu finden
  - U-Rohr
  - 2 Grafitelektroden
  - 2 durchbohrte Stopfen
  - 5 Kabel
  - regulierbare Gleichspannungsquelle
  - Spannungsmessgerät (Voltmeter)
  - Ampèremeter
  - Millimeterpapier
- 

- M 5** SV, Ab, GBU Einfluss der Elektroden
- ⌚ V: 5 min
  - ⌚ D: 20 min
- Kupfersulfatlösung (c = 0,1 mol/l) 
  - U-Rohr
  - 2 Grafitelektroden
  - 2 Kupferelektroden
  - 2 durchbohrte Stopfen
  - 2 Kabel
  - Gleichspannungsquelle
- 

**M 6** Ab Herleitung des Faraday-Gesetzes

---

- M 7** SV, Ab, GBU Anwendung des Faraday-Gesetzes
- ⌚ V: 5 min
  - ⌚ D: 30 min
- Kupferchloridlösung (c = 0,1 mol/l) 
  - U-Rohr
  - 2 Grafitelektroden
  - 2 durchbohrte Stopfen
  - 2 Kabel
  - Gleichspannungsquelle
  - Ampèremeter
  - Feinwaage (auf mg genau)
- 

- M 8** SV, Ab, GBU Elektrolyse in der Industrie: Kupferraffination
- ⌚ V: 5 min
  - ⌚ D: 20 min
- Kupfersulfatlösung (1 mol/l) 
  - verd. Schwefelsäure (1 mol/l) 
  - 5-Cent-Stück
  - 1-Cent-Stück
  - Becherglas (100 ml oder 250 ml)
  - 2 Kabel
  - 2 Krokodilklemmen
  - Gleichspannungsquelle
  - Ampèremeter
- 

**M 9** Ab Elektrolyse in der Industrie: Aluminiumgewinnung

---

**M 10 SV, Ab, GBU****Elektrolyse in der Industrie: Galvanisieren**

⌚ V: 5 min

⌚ D: 20 min

 Kupfersulfatlösung  
(0,1 mol/l) ⚠ Silbernitratlösung  
(0,1 mol/l) ⚠ ⚡ Zinksulfatlösung  
(0,1 mol/l) ⚠ ⚡ Goldsalzelektrolyt ⚠ ⚡ metallischer Gegenstand Becherglas  
(100 ml oder 250 ml) Metallblech  
(Kupfer, Zink, Silber, Grafit) 2 Kabel 2 Krokodilklemmen Gleichspannungsquelle FeinwaageDie Erläuterungen und Lösungen zu den Materialien finden Sie [hier](#).**Minimalplan**Ihnen steht nur wenig Zeit zur Verfügung? Dann lässt sich die Unterrichtseinheit auf **neun Stunden** kürzen. Die Planung sieht dann wie folgt aus:



<b>1. Stunde (M 1)</b>	Sie beginnen mit dem Einstiegsexperiment <b>M 1</b> , aus dem Ihre Schüler alle wichtigen Grundlagen mitnehmen.
<b>2./3. Stunde (M 2)</b>	Der <b>Schülerversuch M 2</b> kann arbeitsteilig in einer Stunde durchgeführt werden. Für die Auswertung wird eine weitere Stunde benötigt. Für den <b>Schülerversuch M 4</b> können Sie theoretische Werte vorgeben (siehe Seite 21) und das Diagramm als <b>Hausaufgabe</b> zeichnen lassen.
<b>4. Stunde (M 4)</b>	Die Auswertung des Diagrammes und die Besprechung des Arbeitsblattes aus <b>M 4</b> sollten im Unterricht erfolgen.
<b>5./6. Stunde (M 5)</b>	Der <b>Schülerversuch M 5</b> kann arbeitsteilig in einer Stunde durchgeführt werden. Für die Auswertung wird eine weitere Stunde benötigt.
<b>7. Stunde (M 9)</b>	Ziehen Sie die industrielle Anwendung vor und beginnen Sie mit der Aluminiumgewinnung aus <b>M 9</b> . Geben Sie dazu die Faraday-Gleichung als Information vor.
<b>8./9. Stunde (M 8, M 10)</b>	Lassen Sie die <b>Schülerversuche M 8 und M 10</b> parallel laufen.

Die Schmelzflusselektrolyse aus **M 3** können Sie überspringen, da diese später theoretisch in M 9 behandelt wird.Die Herleitung des Faraday-Gesetzes aus **M 6** und die Anwendung **M 7** können Sie überspringen und die Gleichung als Information vorgeben. Sie findet in den Materialien M 8, M 9 und M 10 Anwendung.

## M 2 Elektrolyse verschiedener Salzlösungen

Nun wenden Sie an unterschiedlichen Beispielen das Grundprinzip der Elektrolyse an, um Besonderheiten mancher Salzlösungen herauszufinden.

### Schülerversuch: Elektrolyse von Salzlösungen

Chemikalien / Gefahrenhinweise	Geräte
<input type="checkbox"/> Kupferchloridlösung (c = 0,1 mol/l) 	<input type="checkbox"/> U-Rohr
<input type="checkbox"/> Kupfersulfatlösung (c = 0,1 mol/l) 	<input type="checkbox"/> 2 Grafitelektroden
<input type="checkbox"/> Natriumchloridlösung (c = 0,1 mol/l)	<input type="checkbox"/> 2 durchbohrte Stopfen
<input type="checkbox"/> Natriumsulfatlösung (c = 0,1 mol/l)	<input type="checkbox"/> 2 Kabel
	<input type="checkbox"/> Gleichspannungsquelle
	<input type="checkbox"/> (Gerätschaften für die Nachweise)

**Entsorgung:** Die Kupfersalzlösungen müssen in den Behälter für Schwermetallsalze gegeben werden. Die Natriumsalzlösungen können im Ausguss entsorgt werden.

 Dieser Versuch sollte arbeitsteilig in Gruppen durchgeführt werden.

### Aufgaben

- Überlegen Sie sich vor Beginn des Versuches, welche Produkte Sie erwarten, und füllen Sie die ersten drei Zeilen der Tabelle aus.

	Lösung	(1) Kupferchlorid	(2) Kupfersulfat	(3) Natriumchlorid	(4) Natriumsulfat
	Ionen in der Lösung				
erwartete Produkte	(+)-Pol				
	(-)-Pol				
nachgewiesene Produkte	(+)-Pol				
	(-)-Pol				

- Überlegen Sie sich, wie Sie die von Ihnen erwarteten Produkte nachweisen können, und organisieren Sie sich gegebenenfalls weitere Versuchsmaterialien.
- Führen Sie die Elektrolyse mit den verschiedenen Salzlösungen nacheinander durch und weisen Sie die entstandenen Produkte nach.

4. Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen.

(1) Elektrolyse von **Kupferchloridlösung**

Oxidation: →

Reduktion: →

Redoxreaktion: →

(2) Elektrolyse von **Kupfersulfatlösung**

Oxidation: →

Reduktion: →

Redoxreaktion: →

(3) Elektrolyse von **Natriumchloridlösung**

Oxidation: →

Reduktion: →

Redoxreaktion: →

(4) Elektrolyse von **Natriumchloridlösung**

Oxidation: →

Reduktion: →

Redoxreaktion: →

**Fazit – Was passiert in wässriger Lösung?**

In wässriger Lösung werden zuerst die Ionen bzw. Moleküle oxidiert oder reduziert, bei denen am wenigsten Energie für diesen Prozess aufgewendet werden muss. (Die benötigte Energie ist über die Elektrolysespannung regelbar.)

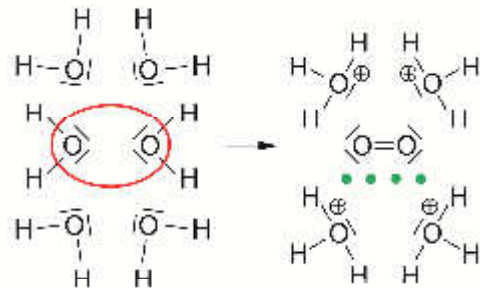
Da sich bei der Elektrolyse von Kupfersalzlösung elementares Kupfer am (-)-Pol abscheidet, braucht man offensichtlich weniger Energie zur Reduktion von Kupferionen als zur Reduktion von Wassermolekülen.

Da bei der Elektrolyse von Natriumsalzlösung kein elementares Natrium, sondern Wasserstoff am (-)-Pol entsteht, braucht man offensichtlich mehr Energie zur Reduktion von Natriumionen als zur Reduktion von Wassermolekülen.

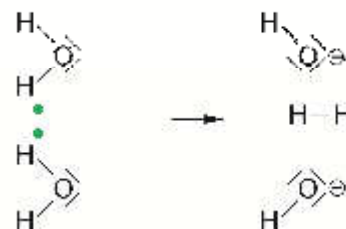
Chloridionen sind leichter oxidierbar als Wassermoleküle, Sulfationen dagegen schwerer.

Nebenstehende Grafiken sind schematische Modellvorstellungen zur Oxidation und Reduktion von Wassermolekülen.

(a) Oxidation von Wasser zu Sauerstoff




(b) Reduktion von Wasser zu Wasserstoff



## M 4 Wie viel Spannung braucht man für die Elektrolyse?

Sie haben bei unseren bisherigen Elektrolysen eine bestimmte Spannung eingestellt und die Elektrolyse laufen lassen. Wie groß die angelegte Spannung mindestens sein muss, damit die Elektrolyse abläuft und ein Strom fließen kann, ermitteln Sie am Beispiel der Elektrolyse von Kupferchloridlösung. Diese (mindestens anzulegende) Spannung heißt *Zersetzungsspannung*.

### Schülerversuch: Bestimmung der Zersetzungsspannung

Chemikalien / Gefahrenhinweise	Geräte	
<input type="checkbox"/> Kupferchloridlösung (c = 0,1 mol/l) 	<input type="checkbox"/> U-Rohr <input type="checkbox"/> 2 Grafitelektroden <input type="checkbox"/> 2 durchbohrte Stopfen <input type="checkbox"/> 5 Kabel <input type="checkbox"/> Ampèremeter	<input type="checkbox"/> regulierbare Gleichspannungsquelle <input type="checkbox"/> Spannungsmessgerät (Voltmeter) <input type="checkbox"/> Millimeterpapier
<b>Entsorgung:</b> Die Kupferchloridlösung muss in den Behälter für Schwermetallsalze gegeben werden.		

### Versuchsaufbau

Bauen Sie eine Elektrolyseapparatur mit Kupferchloridlösung und Grafitelektroden auf. Schließen Sie ein Spannungsmessgerät (parallel) und ein Stromstärkemessgerät (in Reihe) an.

### Versuchsdurchführung

Führen Sie die Elektrolyse durch. Regulieren Sie dabei die Spannung nach den in der Tabelle angegebenen Werten.

### Aufgaben

1. Füllen Sie die Tabelle mit Ihren Messwerten aus.

U in V	0	0,5	1,0	1,5	2	2,5	3	3,5	4
I in mA									
U in V	4,1	4,2	4,3	4,4	4,5	4,6	4,7	4,8	4,9
I in mA									
U in V	5,0	5,1	5,2	5,3	5,4	5,5	5,6	5,7	5,8
I in mA									

2. Zeichnen Sie eine Stromstärke-Spannungs-Kurve auf Millimeterpapier.

3. Diskutieren Sie den Verlauf dieser Kurve in Ihrer Gruppe oder mit Ihrem Nachbarn.

4. Bestimmen Sie die Zersetzungsspannung aus dieser Kurve.

## M 6 Herleitung des Faraday-Gesetzes

Für Anwendungszwecke ist das Faraday-Gesetz sehr praktisch. In der Literatur ist häufig von dem 1. und dem 2. Faraday-Gesetz die Rede; diese sind hier zu einem Faraday-Gesetz zusammengefasst. Mit ihm können Sie beispielsweise berechnen, wie lange eine Elektrolyse laufen muss, um eine bestimmte Menge an Metall zu gewinnen.

**Aufgabe:** Schneiden Sie die einzelnen Puzzleteile zur Herleitung des Faraday-Gesetzes aus und kleben Sie sie in der richtigen Reihenfolge zusammen.



Ein Elektron trägt die Elementarladung  $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ .



Mithilfe der molaren Masse  $M = \frac{m}{n}$  ergibt sich die Masse  $m$  des Stoffes, der durch die Elektrolyse abgeschieden wird:

Daraus ergibt sich eine Gesamtladung von:

$$Q = I \cdot t$$

Mit dem Zusammenhang  $Q = I \cdot t$  folgt:

$$m = \frac{I \cdot t \cdot M}{z \cdot F}$$

### Herleitung des Faraday-Gesetzes

$$Q = I \cdot t = n \cdot z \cdot F$$

Zur Reduktion von  $n$  Ionen zu  $N$  Atomen brauchen wir  $N \cdot z$  Elektronen, wobei  $z$  den Faktor der Ionenladung angibt.

$$Q = n \cdot N_A \cdot z \cdot e$$

Aus der Physik kennen wir den Zusammenhang zwischen Ladung  $Q$ , Stromstärke  $I$  und Zeit  $t$ :

$$Q = n \cdot z \cdot F$$

Die Anzahl  $N$  ersetzen wir durch  $n \cdot N_A$ :

$$Q = N \cdot z \cdot e$$

Den Faktor  $N_A \cdot e$  fasst man zusammen als Faraday-Konstante  $F$ :

$$n = \frac{I \cdot t}{z \cdot F}$$

Umgeformt ergibt sich für die Stoffmenge:




## Erläuterungen und Lösungen

### Erläuterung (M 1)

Die erste Elektrolyse erfolgt mit Zinkbromid. Das abgeschiedene Zink und das entstehende Brom lassen sich gut beobachten. Der Lückentext führt die Schüler in die Denkweise der Elektrochemie ein und stößt sie auf wichtige Einzelheiten. Zu diesen gehören die Betrachtung der Teilchenebene – Wo sind Ionen? Wo sind Atome? Was entsteht durch welchen Vorgang woraus? An dieser Basis scheitern bereits viele Schüler, sodass ihnen ohne diese ausführliche Betrachtung spätere Themen verwehrt bleiben.

Der Aufbau einer Elektrolyseapparatur ist immer gleich. Wenn Sie am Anfang auf einen korrekten Aufbau achten, können Sie davon bei den nachfolgenden Versuchen profitieren und Ihre Schüler weitgehend allein arbeiten lassen.

  **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 und für die nächsten Versuche erneut verwendet werden. Die Gelbfärbung verschwindet von selbst. Die Lösung hält so viele Jahre.

### Lösungen (M 1)

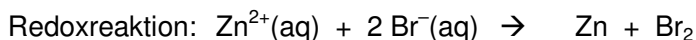
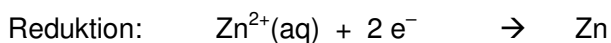
Zu 2.: *Beobachtungen:* Am Minuspol setzt sich ein gräulich-weißer Niederschlag ab. Am Pluspol entstehen kleine Gasbläschen und es bilden sich gelbe Schlieren.

Zu 3.: In der Zinkbromidlösung liegen **positiv** geladene Zinkionen und **negativ** geladene Bromidionen vor.

Am (–)-Pol ist **Zink** entstanden. Es besteht aus **Zinkatomen**. Diese entstehen durch **Aufnahme** von Elektronen aus den **Zinkionen**. Dieser Vorgang heißt **Reduktion**.

Am (+)-Pol ist **Brom** entstanden. Es besteht aus **Bromatomen**. Diese entstehen durch **Abgabe** von Elektronen aus den **Bromidionen**. Dieser Vorgang heißt **Oxidation**.

Durch den geschlossenen Stromkreis wandern die Elektronen vom (+)-Pol zum (–)-Pol: Strom fließt.



### Erläuterung (M 2)

Nach der ersten Elektrolyse haben die Schüler das Grundprinzip der ablaufenden Prozesse verstanden. So kommen sie sehr schnell auf die Produkte Kupfer, Natrium und Chlor. Entgegen der Vermutung entsteht bei den Natriumsalzlösungen jedoch kein Natrium, sondern ein farbloses Gas: Wasserstoff. Beim Sulfat gestaltet es sich mit den Vermutungen schwieriger – ich habe Vorschläge wie Schwefeltrioxid oder Schwefel bekommen. Es entsteht allerdings keines der vorgeschlagenen Produkte, sondern ebenfalls ein farbloses Gas: Sauerstoff. Im Unterrichtsgespräch können Sie thematisieren, dass es neben den vorhandenen Ionen noch einen potenziellen Reaktionspartner in der jeweiligen Lösung gibt, nämlich das Wasser. Dass das Wasser bei der Elektrolyse ebenfalls reagiert, ist zunächst nicht so leicht einzusehen, liegt aber anhand der Nachweise von Sauerstoff (Glimmspanprobe) und Wasserstoff (Knallgasprobe, Brennbarkeit) nahe. Das schematische Modell auf Struk-