

**Falschvorstellungen von Schülern
in der Elektrochemie**
–
eine empirische Untersuchung

Eine vom Fachbereich Chemie der Universität Dortmund genehmigte

Dissertation

zur Erlangung des akademischen Grades eines

Doktors der Pädagogik

vorgelegt von

Annette Marohn

1.Gutachter: Prof. Dr. Hans-Jürgen Schmidt

2.Gutachter: Prof. Dr. Bernd Ralle

Tag der mündlichen Prüfung: 2. August 1999

Inhaltsverzeichnis

0	KURZFASSUNG	1
1	EINLEITUNG	5
2	HINTERGRUND	7
	2.1 Zur Entstehung von Falschvorstellungen.....	7
	2.2 Schwierigkeiten bei der Untersuchung von Falschvorstellungen.....	9
	2.3 Literaturübersicht.....	12
3	ZIELE.....	19
4	METHODE	20
	4.1 Voruntersuchungen	20
	4.1.1 Die Schulbuchanalyse	20
	4.1.2 Die Untersuchung von Mehrfachwahlaufgaben britischer und amerikanischer Examination Boards	22
	4.2 Die empirische Untersuchung.....	23
	4.2.1 Der Untersuchungszyklus	24
	4.2.2 Die Aufgaben.....	25
	4.2.2.1 Die Aufgabenform.....	25
	4.2.2.2 Kriterien für eine „gute“ Aufgabe.....	27
	4.2.2.3 Die Aufgabenentwicklung	29
	4.2.3 Die Erstellung der Aufgabensätze	32
	4.2.4 Die Verteilung und Bearbeitung der Aufgabensätze.....	35
	4.2.5 Lehrerbrief und Schülerbrief.....	36
	4.2.6 Die Auswertung der Aufgabensätze	37
	4.2.7 Die Datenkontrolle	38
	4.2.8 Zur Gültigkeit der Ergebnisse	38
	4.2.9 Der Umfang der Untersuchung	40
5	DARSTELLUNG UND INTERPRETATION DER ERGEBNISSE.....	41
	5.1 Elektrolyse.....	43
	5.1.1 Ein Blick in die Chemiegeschichte.....	43
	5.1.2 Die Definition des Begriffes in Schulbüchern.....	46
	5.1.3 Die empirische Untersuchung.....	48
	5.1.3.1 Die Elektrolyse - Zerlegung in Ionen?	49
	5.1.3.2 Zusammenfassung der Ergebnisse	59
	5.2 Ladungstransport im Elektrolyten.....	61
	5.2.1 Die Behandlung der Thematik in Schulbüchern	61
	5.2.2 Die empirische Untersuchung.....	64
	5.2.2.1 Der Ladungstransport in einer Elektrolysezelle	64
	5.2.2.2 Der Ladungstransport in einer galvanischen Zelle.....	78
	5.2.2.3 Zusammenfassung der Ergebnisse	86
	5.3 Kathode und Anode.....	88
	5.3.1 Der historische Ursprung der Begriffe	88
	5.3.2 Die moderne Definition.....	90
	5.3.3 Die Verwendung der Begriffe in Schulbüchern.....	92
	5.3.4 Die empirische Untersuchung.....	96
	5.3.4.1 Die Begriffe Reduktion und Oxidation - ein Perspektivenwechsel.....	96
	5.3.4.2 Der Begriff <i>Kathode</i>	105

	5.3.4.3	Zusammenfassung der Ergebnisse	116
5.4		Minuspol und Pluspol	119
	5.4.1	Die wissenschaftliche Definition	119
	5.4.2	Die Verwendung der Begriffe in Schulbüchern	120
	5.4.3	Die empirische Untersuchung	122
	5.4.3.1	Die Begriffe <i>Minuspol</i> und <i>Pluspol</i> am Beispiel der galvanischen Zelle - zwei Perspektivenwechsel	122
	5.4.3.2	Die Begriffe <i>Minuspol</i> und <i>Pluspol</i> am Beispiel der Elektrolysezelle	130
	5.4.3.3	Zusammenfassung der Ergebnisse	133
5.5		Strom“verbrauch“ und Elektronenumsatz	136
	5.5.1	Die empirische Untersuchung	136
	5.5.1.1	Die Stromverbrauchsvorstellung am Beispiel zweier in Reihe geschalteter Zellen	136
	5.5.1.2	Strom„verbrauch“, Strom„gewinn“ und Elektronenumsatz am Beispiel der Elektrolysezelle	139
	5.5.1.3	Zusammenfassung der Ergebnisse	145
6		DISKUSSION UND AUSBLICK	147
	6.1	Die Schülervorstellungen zur Elektrolyse	147
	6.2	Die Schülervorstellungen zum Ladungstransport im Elektrolyten	151
	6.3	Die Schülervorstellungen zu den Begriffen Kathode und Anode	157
	6.4	Die Schülervorstellungen zu den Begriffen Minuspol und Pluspol	162
	6.5	Die Schülervorstellungen zum Strom“verbrauch“ und Elektronenumsatz	172
	6.6	Methodendiskussion	174
	6.7	Eine abschließende Bewertung	178
7		LITERATURVERZEICHNIS	183
8		ABBILDUNGSVERZEICHNIS	191
9		ANHANG	192
	9.1	Die Schülerkollektive	192
	9.2	Die Dokumentation der entwickelten Aufgaben	195

0 **Kurzfassung**

Die vorliegende Studie beschreibt Falschvorstellungen von Schülern¹ in der Elektrochemie. Bei diesen handelt es sich um Vorstellungen, die nicht mit den wissenschaftlichen Konzepten im Bereich der Elektrochemie übereinstimmen. Ziel der Arbeit war es, Falschvorstellungen zu erforschen, die das Verständnis der Vorgänge in elektrochemischen Zellen erschweren und die Kommunikation zwischen Lehrer und Schüler im Chemieunterricht behindern können. Darüber hinaus sollten geeignete Mehrfachwahlaufgaben entwickelt werden, um einen Eindruck von der Häufigkeit der gefundenen Vorstellungen und ihrer Stabilität gegenüber den richtigen Konzepten zu gewinnen.

Die Studie stellt 25 Mehrfachwahlaufgaben und 7 Aufgaben mit offener Antwortmöglichkeit vor. Diese wurden in fünf Untersuchungszyklen entwickelt und von Chemie-Grundkurs- und -Leistungskurschülern aus dem gesamten Bundesgebiet schriftlich bearbeitet. Die Schüler wurden gebeten, ihre Antworten ausführlich zu begründen. Insgesamt nahmen etwa 16000 Schüler an der Untersuchung teil.

Im Verlauf der Studie konnten Falschvorstellungen zu fünf verschiedenen Aspekten identifiziert werden: Elektrolyse, Ladungstransport im Elektrolyten, Kathode und Anode, Minuspol und Pluspol sowie Strom“verbrauch“ und Elektronenumsatz. Durch die Formulierung von Aufgabenvarianten und die wiederholte Erprobung einer Aufgabe in verschiedenen Untersuchungszyklen war es möglich, die Gültigkeit der gewonnenen Ergebnisse zu überprüfen. Die besonders häufig beobachteten Falschvorstellungen werden im folgenden aufgeführt:

Auffällig war die große Zahl von Schülern, die den Elektrolysevorgang als eine Spaltung des Elektrolyten in seine Ionen interpretierten. Viele Schüler hatten

¹ Diese und ähnliche Personenbezeichnungen sind geschlechtsneutral zu verstehen.

keine Vorstellung davon, daß bei einer Elektrolyse Elektronenübertragungen an den Elektroden stattfinden.

In den Schülerkommentaren zum Ladungstransport im Elektrolyten dominierte die Falschvorstellung, der Stromfluß im Elektrolyten beruhe auf der Bewegung von Elektronen. Dabei wurden drei unterschiedliche Mechanismen beschrieben: ein Fluß freier Elektronen, ein Transport der Elektronen mit Hilfe von Ionen, die sich von einer Elektrode zur anderen bewegen und ein Weiterreichen der Elektronen von Ion zu Ion. Die Elektrodenreaktionen wurden in diesem Zusammenhang dahingehend gedeutet, daß sich die in der Oxidationsreaktion freigesetzten Elektronen durch die Lösung bewegen müssen, um an der anderen Elektrode im Reduktionsvorgang wieder aufgenommen werden zu können.

Bei galvanischen Elementen verstärkte sich die Vorstellung vom Elektronenfluß in der Zelle deutlich, wenn anstelle des Diaphragmas eine Salzbrücke vorgegeben wurde. Eine besondere Schwierigkeit bereitete die *Richtung* des Ladungstransportes in galvanischen Zellen. Aufgrund ihrer Kenntnisse über die gegenseitige Anziehung ungleichnamiger Ladungen gaben viele Schüler an, daß sich negative Ionen in Richtung des Pluspols, positive Ionen in Richtung des Minuspols bewegen müssen.

Die von den Schülern gegebenen Definitionen der Begriffe *Kathode*, *Anode*, *Minuspole* und *Pluspole* zeigten, daß die Vorgänge in elektrochemischen Zellen aus unterschiedlichen Perspektiven beschrieben werden können. So erwies sich die Definition der Reduktion als *Elektronenaufnahme* und der Oxidation als *Elektronenabgabe* als nicht eindeutig, da diese Begriffe sowohl aus der Sicht der Teilchen in der Lösung als auch aus der Perspektive der Elektrode² gedeutet werden können. Entgegen der wissenschaftlichen Konvention definierten viele Schüler die Oxidation als den Vorgang, bei dem *die Elektrode* Elektronen an positive Ionen in der Lösung *abgibt*. Dementsprechend wurde die Reduktion als

² Der Begriff *Elektrode* bezeichnet hier nur die elektronenleitende Phase.

ein Prozeß interpretiert, bei dem nicht die positiven Ionen in der Lösung, sondern *die Elektrode selbst* Elektronen *aufnimmt*.

Die Mehrzahl der Schüler identifizierte den Minuspol und Pluspol einer galvanischen Zelle, indem sie von den bei Stromfluß stattfindenden Elektronenübergängen auf die Ladung der jeweiligen Elektrode schlossen. Die Beschreibung des Elektronentransfers und der Kausalschluß auf die Ladung der Elektrode erfolgten auch hier aus unterschiedlichen Perspektiven: Zum einen konnte sowohl der Elektronentransfer zwischen der Elektrode und dem *inneren* Leiter als auch der Elektronenübergang zwischen der Elektrode und dem *äußeren* Leiter betrachtet werden. Zum anderen wurde der Elektronentransfer einmal als *Ursache*, einmal als *Folge* der Ladung der Elektrode interpretiert.

Die gleichen Argumentationsweisen zeigten sich am Beispiel elektrolytischer Zellen, ohne daß dabei die Polung der äußeren Spannungsquelle berücksichtigt wurde.

Bei gleichzeitiger Verwendung der Begriffspaare *Kathode/Anode* und *Minuspole/Pluspole* wurde die Kathode von den meisten Schülern mit dem Minuspol gleichgesetzt und auch bei galvanischen Elementen dem negativen Pol der Zelle zugeordnet.

Darüber hinaus konnte gezeigt werden, daß einige Schüler einen ungleichen Elektronenumsatz an den Elektroden einer Elektrolysezelle für möglich halten, der unterschiedliche Stromstärken auf beiden Seiten der Zelle zur Folge hat.

Auf der Basis einer Analyse verschiedener Schulbücher wurden abschließend mögliche Ursachen für die aufgezeigten Falschvorstellungen diskutiert und einige Anregungen für den Chemieunterricht gegeben. Die Kenntnis der beschriebenen Falschvorstellungen kann dazu beitragen, fehlerhafte Aussagen von Schülern besser zu verstehen und gezielter auf Schwierigkeiten von Schülern in der Elektrochemie einzugehen. Die entwickelten Aufgaben können zudem von Lehrern im Chemieunterricht eingesetzt werden, um sich einen

Überblick über die Schwierigkeiten ihrer Schüler zu verschaffen oder um eine Diskussion über einen Sachverhalt aus dem Bereich der Elektrochemie in Gang zu setzen.

1 Einleitung

Untersuchungen der Chemie- und Physikdidaktik haben gezeigt, daß Schüler im Bereich der Naturwissenschaften häufig eigene Vorstellungen entwickeln, die nicht mit den von Experten akzeptierten Modellen oder Definitionen übereinstimmen (LITERATURÜBERSICHTEN BEI GABEL UND BUNCE 1994; GRIFFITH 1994, MALONEY 1994, PFUNDT UND DUIT 1994). Diese *Falschvorstellungen* werden in der englischsprachigen Literatur als *misconceptions* oder *alternative conceptions* bezeichnet: „‘misconceptions’ means any concept, that differs from the commonly accepted scientific understanding“ (NAKLEH 1992).

Nicht selten geben die Schüler für ihre falschen Konzepte gute Begründungen an und halten beharrlich an ihren Vorstellungen fest (SCHMIDT 1994 b, 1997). Dies unterscheidet Falschvorstellungen von *Fehlern*, die von den Schülern selbst als solche erkannt werden können, wenn ihnen das wissenschaftlich gültige Konzept vor Augen geführt wird (ABIMBOLA 1988). In einzelnen Fällen können die Vorstellungen der Schüler sogar als eine logische und in sich geschlossene Alternative zum wissenschaftlichen Konzept betrachtet werden. Dies wird von einigen Autoren in Abgrenzung zu dem Begriff *alternative conception* als *alternative framework* bezeichnet (KUIPER 1994, SCHMIDT 1997).

Falschvorstellungen sind in der Regel nicht direkt beobachtbar. Im Unterricht werden sie zumeist nur in ihren Auswirkungen wahrgenommen, wenn Schüler bei Fragestellungen zu falschen Lösungen gelangen. Die Kenntnis über Falschvorstellungen in der Chemie kann dazu beitragen, fehlerhafte Aussagen von Schülern besser zu verstehen und gezielter auf Schwierigkeiten beim Verstehen chemischer Vorgänge einzugehen.

Eines der zentralen und verbindlichen Themen des Chemieunterrichts in der Sekundarstufe II ist die *Elektrochemie* (KM NORDRHEIN-WESTFALEN 1981, S.40). Die exponierte Stellung des Themas beruht auf der Tatsache, daß Kenntnisse über elektrochemische Vorgänge die Grundlage für das Verständnis zahlreicher technischer Prozesse und Alltagsphänomene bilden. Dazu zählen das Galvanisieren, die Chloralkali-Elektrolyse, Schmelzflußelektrolysen, die Raffination von Kupfer, Korrosionsvorgänge sowie die im täglichen Leben allgegenwärtigen Batterien und Akkumulatoren.

Untersuchungen haben gezeigt, daß sowohl Schüler als auch Lehrer die Elektrochemie den besonders schwierigen Themengebieten des Chemieunterrichts zuordnen (BUTTS UND SMITH 1987, FINLEY U.A. 1982, JOHNSTONE 1980). Ein Grund für diese Einschätzung mag in der Komplexität des Themas liegen, zu dessen Verständnis Grundlagenkenntnisse aus verschiedenen Bereichen der Chemie und Physik erforderlich sind, wie etwa aus der Redoxchemie, dem chemischen Gleichgewicht, der Ionentheorie oder der Elektrizitätslehre. Eine weitere Ursache für die Verständnisschwierigkeiten von Schülern in der Elektrochemie kann die Existenz von falschen Vorstellungen sein, die von den Lehrern möglicherweise unbemerkt bleiben.

Aus diesem Grund sollen mit der vorliegenden Studie besonders häufig auftretende Vorstellungen von Schülern im Bereich der Elektrochemie aufgezeigt werden, die nicht mit den wissenschaftlichen Konzepten übereinstimmen und die den Lehr-Lern-Prozeß im Chemieunterricht nachhaltig behindern können.

2 Hintergrund

2.1 Zur Entstehung von Falschvorstellungen

Ein Erklärungsansatz für die Entstehung von Falschvorstellungen ist das „kognitive“ oder „konstruktivistische“ Lernmodell (KELLY 1986, LEISEN 1998a, MAICHLE 1981). Dieses beschreibt den Vorgang des Lernens als einen aktiven und individuellen Prozeß.

Das Modell basiert auf der Annahme, daß jeder Mensch eine eigene Denkstruktur besitzt, die durch die erworbenen Kenntnisse und persönlichen Erfahrungen geprägt ist. Der Lernende bedient sich selektiv aus einer Flut an Informationen. Das Gehirn wählt Informationen aus, interpretiert diese und verknüpft sie mit den bereits vorhandenen Kenntnissen. Dabei ist sowohl die Auswahl als auch die Deutung der neuen Informationen von den Eindrücken und Kenntnissen abhängig, die bereits im Gedächtnis gespeichert sind: „Was man schon ‘im Kopf hat’ ist von nicht zu unterschätzender Wirkung auf das, was man wahrnimmt, versteht, lernt und behält. Jedes Verstehen [...] erfordert die Aktivierung von bereits vorhandenem Wissen“ (MAICHLE 1981). Das Gehirn organisiert also das Lernen „auf der Basis seiner eigenen Geschichte“ (LEISEN 1998a), oder wie PIAGET es formulierte: „Das Gehirn organisiert die Welt, indem es sich selbst organisiert“ (ZIT. NACH LEISEN 1998a).

Versteht man *Lernen* in diesem Sinne als eine persönliche Konstruktion, so ist die Wahrscheinlichkeit groß, daß einige Konstruktionen - gemessen an den wissenschaftlich akzeptierten Konzepten - falsch sind und daß diese das nachfolgende Lernen erschweren.

Beispiele dafür, auf welche Weise bestehende Konzepte das Lernen in der Chemie beeinflussen können, finden sich häufig dann, wenn Fachbegriffe bereits mit einer alltagssprachlichen Bedeutung belegt sind. So ist etwa der Begriff „Gleichgewicht“ im Alltag mit der Vorstellung verknüpft, daß beide Seiten einer

Waage oder Wippe mit der gleichen Masse belastet sind. Überträgt man dieses Bild auf das chemische Gleichgewicht, so kann daraus die bei KIENAST (1995) beschriebene Falschvorstellung resultieren, daß im Gleichgewichtszustand die Summe der Stoffmengen der Edukte gleich der Summe der Stoffmengen der Produkte sein muß.

Gründe für die Entstehung von Falschvorstellungen sind jedoch nicht nur in den Alltagserfahrungen der Schüler zu suchen. Auch Kenntnisse und Vorerfahrungen, die der Schüler im Chemieunterricht selbst erworben hat, können mit neuen Informationen „kollidieren“ und das Erlernen weiterer Konzepte erschweren. Beispiele hierfür bilden Begriffe, deren Bedeutung sich im Laufe der Zeit gewandelt hat und die im Unterricht in unterschiedlichen Definitionen verwendet werden (SCHMIDT 1991, 1994a,b, 1997).

So definierte etwa Lavoisier die *Oxidation* als eine Reaktion mit Sauerstoff, bei der Oxide entstehen. Die moderne Definition beschreibt dagegen den Elektronentransfer zwischen Teilchen oder die Änderung von Oxidationszahlen. Die ersten Oxidationen, die Schüler im Chemieunterricht kennenlernen, sind Verbrennungsreaktionen, die sich mit der Lavoisierschen Definition ausreichend beschreiben lassen. Der moderne Redox-Begriff wird erst zu einem späteren Zeitpunkt eingeführt.

SCHMIDT zeigt, daß viele Schüler der höheren Jahrgangsstufen nicht in der Lage waren, die moderne Redox-Definition von der alten abzugrenzen. Aus der Silbe „ox“ in „Redox“ zogen diese Schüler die Schlußfolgerung, daß an jeder Redox-Reaktion Sauerstoff beteiligt sein müsse.

Als einen weiteren irreführenden Begriff, dessen Bedeutung sich verändert hat, nennt SCHMIDT den Begriff *Neutralisation*. Dieser wurde ursprünglich als Reaktion zwischen einer Säure und einer Base verstanden, die sich gegenseitig „verbrauchen“. Dies indiziert auch der zugrundeliegende lateinische Begriff *neuter* (*keiner von beiden*). Eine Neutralisation führt demnach zu einer Lösung, die *weder sauer noch basisch* ist. Diese Vorstellung stimmt mit der alltagssprachlichen Bedeutung des Wortes *neutral* überein: So handelt es sich

bei einer Person, die sich in einer Diskussion neutral verhält, um jemanden, der *weder* die eine *noch* die andere Position vertritt. In diesem Sinne nahmen viele Schüler an, daß jede Neutralisation zu einer neutralen, d.h. weder sauren noch basischen Lösung führen müsse. Ein Teil der Schüler definierte *neutral* als einen Zustand, in dem weder H_3O^+ - noch OH^- -Ionen vorhanden sind.

Die angeführten Beispiele zeigen, daß die Gründe für die Entstehung von Falschvorstellungen vielfältig sein können. Sie sind sowohl in den auf Alltagserfahrungen beruhenden Konzepten der Schüler zu suchen als auch im Chemieunterricht und der dort verwendeten Fachterminologie selbst.

2.2 Schwierigkeiten bei der Untersuchung von Falschvorstellungen

Die Untersuchung von Falschvorstellungen erfordert eine Kommunikation zwischen dem Schüler und dem Forscher, der die Vorstellungen des Schülers beschreiben will. Diese Kommunikation kann im Rahmen eines Interviews stattfinden oder in Form von Aufgaben, die von dem Schüler schriftlich bearbeitet und anschließend von dem Forscher ausgewertet werden.

Jede Kommunikation birgt jedoch die Gefahr von Ungenauigkeiten und Mißverständnissen. Dies gilt gerade dann, wenn bei dem Schüler falsche Vorstellungen über den Gesprächsgegenstand bestehen. So ist es z.B. möglich, daß Forscher und Schüler zwar über den gleichen Stromkreis sprechen, jedoch ganz unterschiedliche Vorstellungen mit dem Wort *Strom* verbinden. Der Forscher versteht darunter *strömende elektrische Ladungen*, der Schüler denkt möglicherweise an das, was beim Fluß dieser Ladungen transportiert wird, nämlich *Energie* (DUI 1983). Beide verwenden das gleiche Wort, ordnen ihm jedoch unterschiedliche Bedeutungen zu.

Welche Auswirkungen und Konsequenzen dies für die Untersuchung von Schülervorstellungen hat, wird von GOTT UND JOHNSON (1996) näher beschrieben:

Nach dem konstruktivistischen Modell besitzen der Forscher und der Schüler unterschiedliche *Bezugssysteme* („frame of reference“). Dieser Begriff bezeichnet die Gesamtheit der erworbenen Kenntnisse, Erfahrungen und vollzogenen Denkabläufe. Stellt der Forscher dem Schüler eine Frage, z.B. in Form einer schriftlichen Aufgabe, so finden im folgenden zwei „Übersetzungen“ statt: Der Schüler interpretiert die ihm gestellte Frage, der Forscher die von dem Schüler gegebene Antwort. Beide tun dies auf der Basis ihres eigenen Bezugssystems, das sich in weiten Teilen von dem des anderen unterscheiden kann. Somit ist nicht sichergestellt, daß die Fragestellung des Forschers bzw. die Antwort des Schülers auch in dem Sinne verstanden werden, wie sie von dem Kommunikationspartner intendiert waren.

GOTT UND JOHNSON geben dafür ein Beispiel an: In einer Studie sollten Schüler beschreiben, welche Vorgänge stattfinden, wenn ein Glas über eine brennende Kerzenflamme gehalten wird. Viele Schüler gebrauchten die Formulierung „it burns the glass“. Die Forscher schlossen daraus, daß die Schüler eine Veränderung des Glases und nicht des Kerzenmaterials annahmen. Dieser Interpretation liegt die wissenschaftliche Bedeutung des Wortes „burn“ zugrunde. Es ist jedoch ebenso möglich, daß die Schüler mit dem Ausdruck „burn“ nur das Schwarzfärben des Glases beschrieben haben. Diese Auslegung wurde durch andere Untersuchungen bestätigt. Die Deutung der Schülerantworten auf der Grundlage des eigenen, wissenschaftlich geprägten Bezugssystems kann somit leicht zu Überinterpretationen führen.

Eine weitere Gefahr bei der Untersuchung von Schülervorstellungen besteht darin, daß der Forscher durch zu enge und suggestive Fragestellungen die Schüler in ihrer Antwort so stark beeinflusst, daß er mit der Aufgabe nicht die

Vorstellungen der Schüler untersucht, sondern nur sein eigenes Bild von den Vorstellungen der Schüler bestätigt.

Die Kommunikation sollte daher nach GOTT UND JOHNSON in einem *neutralen Bereich* („neutral ground“) stattfinden. Das bedeutet, daß die Aufgabe für den Schüler verständlich und offen formuliert ist und daß der Forscher sowohl bei der Aufgabenformulierung als auch bei der Deutung der Schülerantworten die Vorstellungen der Schüler berücksichtigt. Dies setzt jedoch eine genaue Kenntnis der Schülervorstellungen, insbesondere der Falschvorstellungen voraus - also gerade das, was der Forscher mit seiner Studie erst untersuchen will. GOTT UND JOHNSON beschreiben die Entwicklung eines neutralen Bereiches daher als einen Prozeß der schrittweisen Annäherung, in dem der Forscher die Aussagen der Schüler immer besser versteht und die Aufgaben immer zielgerichteter und treffsicherer formuliert.

Als *Mittel*, einen neutralen Bereich zu etablieren, nennen die Autoren das Prinzip der *Triangulation*. Vergleichbar mit den drei Seiten einer Triangel, die erst zusammen den vollen Instrumentenklang ergeben, soll sich auch der Forscher dem Forschungsgegenstand von verschiedenen Seiten nähern, um ein gültiges und möglichst vollständiges Bild der Schülervorstellungen zu erhalten.

Aus diesem Grund sollten die Bedingungen, unter denen die Schülervorstellungen erforscht werden, variiert werden. Dies kann auf verschiedene Weise erfolgen, so etwa

- durch unterschiedliche Formulierungen der Fragestellung.
- durch die Verwendung verschiedener, inhaltlich zusammenhängender Aufgaben („related tasks“). Der Zusammenhang kann darin bestehen, daß unterschiedliche Beispiele desselben Phänomens vorgegeben werden (z.B. verschiedene Beispiele für einen Oxidationsvorgang), oder daß die Aufgaben verschiedene Phänomene behandeln, die einen inneren Zusammenhang

aufweisen (z.B. die Verdampfung von Wasser bei Raumtemperatur und die Kondensation von Wasserdampf aus der Atmosphäre).

- durch den Gebrauch unterschiedlicher Untersuchungsmethoden (z.B. Aufgaben mit offener Antwortmöglichkeit, Mehrfachwahlaufgaben, Einzelinterviews, Gruppeninterviews..).
- durch mehrere Untersuchungen zu verschiedenen Zeitpunkten oder mit unterschiedlichen Probandengruppen.

In diesem Sinn stellt die Triangulation ein wesentliches Kriterium für die Gültigkeit gewonnener Ergebnisse dar.

2.3 Literaturübersicht

Angesichts der großen Zahl an Publikationen zur Misconception-Forschung überrascht die geringe Anzahl von Untersuchungen über Schülervorstellungen zur Elektrochemie. Diese Beobachtung ist umso bemerkenswerter, wenn man die Komplexität des Themas und die zentrale Stellung der Elektrochemie in den Curricula vieler Länder bedenkt.

Die bislang umfassendste Studie geht auf GARNETT UND TREAGUST zurück (1992 a, b). Die Untersuchung basiert auf halbstrukturierten Interviews mit 32 Schülern des High School-Abschlußjahrgangs, die zuvor eine Unterrichtseinheit zur Elektrochemie durchlaufen hatten. Die Schüler wurden von 11 verschiedenen Lehrern unterrichtet, die je einen Schüler aus dem oberen, mittleren und unteren Leistungsdrittel der Klasse auswählten.

Als Grundlage der Interviews wurde von den Autoren zunächst eine Liste mit Wissensaussagen erstellt, die sie für das Verständnis elektrochemischer Zusammenhänge als notwendig erachteten. Mit Hilfe dieser Aussagen wurde ein Interviewleitfaden entwickelt, der Fragen zu vier Teilbereichen der

Elektrochemie enthielt: elektrische Stromkreise, Redox-Reaktionen, galvanische Zellen und Elektrolysezellen. Als Ergebnis der Untersuchung listen die Autoren eine Reihe von Falschvorstellungen zu den genannten Themenbereichen auf, die sie durch transskribierte Interviewausschnitte belegen. Eine Differenzierung der gefundenen Vorstellungen bezüglich ihrer Häufigkeit war aufgrund der kleinen Stichprobe nicht möglich.

Einen Schwerpunkt der Untersuchung bildeten Vorstellungen über die Natur des elektrischen Stromes in metallischen Leitern und im Elektrolyten. Einige Schüler gingen von der Annahme aus, elektrischer Strom beruhe stets auf der Bewegung von Elektronen. Daneben trat die Vorstellung auf, der Stromfluß im Elektrolyten basiere auf einem Fluß von Protonen oder der Bewegung von Protonen und Elektronen in umgekehrter Richtung. Verwirrung über den Stromfluß in metallischen Leitern beobachteten die Autoren vor allem bei denjenigen Schülern, die neben der Chemie auch Physik als Fach gewählt hatten. Ausgehend von ihren Kenntnissen über die technische Stromrichtung nahmen diese Schüler einen Fluß von Protonen bzw. positiver Ladung in metallischen Leitern an.

Falsche Aussagen in bezug auf Redox-Reaktionen traten bei der Bestimmung von Oxidationszahlen und der Identifizierung des Reduktions- und Oxidationsvorgangs auf. Unter anderem zeichnete sich die - auch von SCHMIDT (1997) beschriebene - Vorstellung ab, daß Oxidation und Reduktion in jedem Fall an der Aufnahme bzw. Abgabe von Sauerstoff erkannt werden können.

Die Interviewausschnitte zur galvanischen Zelle zeigten die Vorstellung auf, daß sich Kationen im Elektrolyten in Richtung der negativen Anode bewegen. Schüler, die eine positive Ladung für die Anode einer galvanischen Zelle annahmen, konnten nicht erklären, warum sich Elektronen von der Anode wegbewegen. In den Abschnitten zur Elektrolysezelle wurde deutlich, daß mehrere Schüler keinen Zusammenhang zwischen der Position von Anode und Kathode und der Polarität der angelegten Spannungsquelle herstellten.

Als mögliche Gründe für die Entstehung der gefundenen Falschvorstellungen nennen die Autoren die *Einteilung von Wissen in voneinander unabhängige*

Unterrichtsfächer (Bsp. Chemie - Physik), *unzulängliche Grundlagenkenntnisse* (Bsp. Elektrizitätslehre), die *Benutzung von Modellen, für die mehrere Definitionen existieren* (Bsp. Oxidation und Reduktion), die *Anwendung von auswendig gelernten Konzepten und Algorithmen ohne tieferes Verständnis* (Bilanzierung einer Redoxgleichung) oder die *Interpretation von Sprache* (z.B. die alltagssprachliche Deutung von Begriffen) (GARNETT, GARNETT U. TREAGUST 1990).

SANGER UND GREENBOWE (1997a,b) replizierten die Studie von GARNETT UND TREAGUST mit 16 Studenten aus Chemie-Anfängerkursen einer amerikanischen Universität und ergänzten die Untersuchung durch einen Interviewteil zur Konzentrationszelle. Als häufigste Falschvorstellungen nennen die Autoren, daß Elektronen durch den Elektrolyten und die Salzbrücke fließen und daß bei der Elektrolyse einer wäßrigen Lösung das Wasser als nicht reaktiv angenommen wird. Darüber hinaus stellten die Autoren fest, daß die Halbzellenpotentiale von einigen Schülern als absolute, von den Ionenkonzentrationen unabhängige Werte betrachtet wurden. Auffällig erschien den Autoren, daß die meisten Schüler, bei denen Falschvorstellungen in qualitativen Fragestellungen auftraten, in der Lage waren, Zellpotentiale korrekt zu berechnen.

Als eine Möglichkeit, dem Mißkonzept entgegenzuwirken, daß sich Elektronen durch den Elektrolyten und die Salzbrücke bewegen, empfehlen die Autoren den Einsatz von Computersimulationen, die ein korrektes und dynamisches Modell des Stromflusses in elektrochemischen Zellen vermitteln sollen.

BRADLEY UND OGUDE (1994, 1996) entwickelten auf der Basis von Interviews und schriftlichen Tests einen Fragebogen mit 20 Aufgaben zu vier Teilbereichen der Elektrochemie: *Leitung im Elektrolyten, elektrische Neutralität, Elektrodenprozesse und Terminologie* sowie *Aspekte, die sich auf Teile einer Zelle, elektrischen Strom und die EMK einer Zelle beziehen*. Der Test enthielt sowohl Mehrfachwahlaufgaben als auch Aufgaben des „Behauptung-Begründung“- und des „richtig-falsch“-Typs. Er wurde von 30 Schülern der zehnten Klasse und 40 Studenten im ersten Studienjahr bearbeitet.

Die Autoren beschreiben eine Reihe von Falschvorstellungen zu den genannten Themenbereichen. Allerdings ist die Gültigkeit der Ergebnisse aus verschiedenen Gründen in Frage zu stellen: Mehrere der aufgeführten Mißkonzepte beruhen auf Aufgaben, in denen die Schüler eine einzelne Aussage als richtig oder falsch bewerten sollten. Diese Fragestellung birgt die Gefahr einer hohen Ratewahrscheinlichkeit, vor allem angesichts der immensen Zahl an Aufgaben, die von den Schülern zu bearbeiten waren. Die Ergebnisse sollten daher durch die Wiedergabe von Begründungen der Schüler belegt oder durch Aufgabenvarianten abgesichert werden. Die Vorgabe von 20 Aufgaben zum selben Themengebiet kann zudem dazu führen, daß die Schüler aus einer Aufgabe unbeabsichtigt Informationen für eine weitere Fragestellung erhalten und Lösungen aus vorangegangenen Aufgaben ableiten. Einige Aufgaben enthalten komplizierte oder mißverständliche Zeichnungen, so daß die falsche Antwort einiger Probanden möglicherweise nicht auf eine falsche Vorstellung hinweist, sondern auf die Komplexität und ein mangelndes Verständnis der Aufgabenstellung zurückzuführen ist. Als problematisch ist auch die quantitative Auswertung der Mehrfachwahlaufgaben anzusehen, da mit 30 Schülern (bzw. 40 Studenten) nur sehr kleine Probandengruppen vorliegen. So erweist sich in einigen Fällen eine von den Autoren als sehr häufig beschriebene Falschvorstellung als eine von fünf oder sechs Schülern gewählte Auswahlantwort. Die von den Autoren gezogenen Schlußfolgerungen erscheinen daher mit den erhobenen Daten nicht ausreichend belegt zu sein.

Eine Ausnahme bildet eine Mehrfachwahlaufgabe zum Leitungsmechanismus im Elektrolyten. Diese wurde 6900 Zehntklässlern vorgelegt, die an der *National Youth Science Olympiad in South Africa* (1989) teilnahmen. Im Rahmen dieser Aufgabe gab die Mehrheit der Schüler (34%) an, die Leitung des elektrischen Stromes im Elektrolyten beruhe auf dem Fluß freier Elektronen und nicht auf der Bewegung positiver und negativer Ionen.

BUTTS UND SMITH (1987) interviewten 28 Schüler der zwölften Klasse nach einem „interview about event“-Verfahren über die Struktur und die

Eigenschaften von Molekül- und Ionenverbindungen. Dabei traten die Falschvorstellungen auf, daß Salzschnmelzen den elektrischen Strom nicht leiten, daß eine Salzlösung den Strom leitet, weil das Salz ein Metall enthält und daß sich Elektronen mit Hilfe von Ionen durch die Lösung bewegen. Über die Gültigkeit der Ergebnisse schreibt GRIFFITH (1994, S.91):

Two interviewers worked independently, and there seemed to be no reliability check across interviewers, nor any check of the reliability of the interviews. [...] no reference was made to the validity of the interview protocol, and it is significant that the authors admitted that the interviews themselves were not entirely consistent.

BARRAL UND OTERO (1992) unternahmen den Versuch, Schülerkonzepte durch eine sehr offen gehaltene Fragestellung im Rahmen einer experimentell ausgerichteten Unterrichtseinheit zu erforschen. Probandengruppe war eine Klasse mit 29 15 bis 16jährigen Schülern. Nach einer Reihe gemeinsam durchgeführter und ausgewerteter Versuche (Reaktion von Zink mit verdünnter Salzsäure; Kupfer in verdünnter Salzsäure) sollten die Schüler einen mit einem Zinkstück verbundenen Kupferdraht in eine Salzsäurelösung halten und ihre Beobachtungen und Deutungsversuche aufschreiben. Ziel der Studie war es u.a. zu untersuchen, inwieweit die Schüler in der Lage sind, zuvor gelernte Modelle wie etwa das Lorentz-Modell über den Aufbau von Metallen zur Deutung heranzuziehen. Eine Aussage darüber, ob es sich bei den falschen Deutungsansätzen der Schüler tatsächlich um alternative Konzepte handelt, die von den Schülern auch noch gegenüber der wissenschaftlich korrekten Deutung vertreten werden, war im Rahmen der vorliegenden Studie nicht möglich.

SUMFLETH (1992) legte Schülern der Jahrgangsstufen 6 bis 13 eine Aufgabe vor, in der das Experiment „Eisennagel taucht in Kupfersulfatlösung“ gedeutet werden sollte. Sie beschreibt, daß viele Schüler, die das Themengebiet Elektrochemie in der SII durchlaufen hatten, nicht in der Lage waren, den Vorgang als chemische Reaktion zu deuten. Diese Schüler beschränkten sich auf den schon in der 6. Klasse auftretenden Erklärungsansatz, daß sich „etwas aus der Lösung am Nagel absetzt“. Fachwissenschaftliche Begriffe schienen der

Autorin eher zufällig eingestreut zu sein. Die Schlußfolgerung der Autorin, daß hier ein der Alltagserfahrung entlehntes und „ganz andersartiges“ Erklärungsmuster die Aufnahme der wissenschaftlich korrekten Deutung blockiert, erscheint jedoch nicht ganz stimmig, da sich die Aussagen „etwas aus der Lösung setzt sich am Nagel ab“ und „Kupferionen aus der Lösung scheiden sich unter Elektronenaufnahme als elementares Kupfer am Nagel ab“ in ihrem Kern nicht widersprechen.

Um zu erforschen, mit welchen Strategien Schüler und Lehrer Aufgaben zur Elektrochemie lösen, ließen LEE UND FENSHAM (1996) 10 Lehrer und 32 Schüler der zwölften Klasse drei unterschiedliche Aufgaben zur Elektrochemie bearbeiten. Die Probanden wurden gebeten, ihre Gedanken während des Lösungsprozesses laut zu äußern. Anhand der transskribierten Tonbandaufzeichnungen entwickelten die Autoren ein allgemeines Modell zur Beschreibung von Problemlösungsstrategien. Aussagen über speziell für die Elektrochemie typische Lösungsstrategien werden nicht getroffen.

Weitere Untersuchungen, die sich mit Problemen beim Unterrichten elektrochemischer Vorgänge befassen, jedoch nicht auf die Untersuchung von Schülervorstellungen ausgerichtet sind, werden im Literaturverzeichnis aufgeführt.

Da in der Elektrochemie Grundlagenkenntnisse aus dem Physikunterricht über Strom, Spannung und elektrische Stromkreise vorausgesetzt werden, sind neben den Publikationen der chemiedidaktischen Forschung auch einige Untersuchungen der Physikdidaktik für die vorliegende Studie von Interesse. Übersichten über Veröffentlichungen zu Schülervorstellungen im Bereich der Physik finden sich bei PFUNDT UND DUIT (1994) und MALONEY (1994).

Ein in der physikdidaktischen Forschung häufig beschriebenes Mißkonzept, das in dieser Arbeit am Beispiel elektrochemischer Zellen näher untersucht wird, ist die Vorstellung vom *Stromverbrauch* (KOUMARAS UND PSILLOS 1997; MAICHLE 1982; VON RHÖNECK 1984, 1986). Nach dieser Vorstellung fließt der Strom von

einer Quelle (Batterie) zu einem Verbraucher (Lampe), in dem er aufgebraucht wird. Die Stromquelle wird dabei als Stromspeicher verstanden, der sich allmählich entleert. Schüler, die diese Vorstellung verinnerlicht hatten, nahmen bei einer Reihenschaltung mehrerer Lämpchen an, daß die Helligkeit der Lämpchen in Richtung des Stromes abnimmt. Mit der gleichen Begründung gaben die Schüler an, daß nach „Durchlauf“ des Stromes durch ein Lämpchen eine geringere Stromstärke gemessen wird als zuvor. Diese Argumentationsweise, die „gedanklich den Strom auf seinem Weg durch den Stromkreis zu begleiten scheint, wo ihm „Erlebnisse“ zustoßen“ (SCHWEDES UND DUDECK 1993), wird auch als „sequentielle Argumentation“ (CLOSSET 1984) bezeichnet.

3 Ziele

Untersuchungen haben gezeigt, daß Schüler zwar in der Lage sein können, *quantitative* Fragestellungen wie etwa die Berechnung von Zellpotentialen korrekt zu lösen, daß es jedoch am Verständnis der darunterliegenden *qualitativen* Konzepte häufig mangelt (GARNETT UND TREAGUST 1992 a,b; SANGER UND GREENBOWE 1997b).

Die Grundlage für das Verstehen komplexerer elektrochemischer Zusammenhänge bilden Kenntnisse über die Funktionsweise einfacher elektrochemischer Zellen.

Mit der vorliegenden Studie sollen daher

- Falschvorstellungen von Schülern aufgezeigt werden, die das Verständnis der Vorgänge in elektrochemischen Zellen erschweren können.

Da es häufig Fachbegriffe sind, die den Schülern besondere Schwierigkeiten bereiten und die die Kommunikation zwischen Lehrer und Schüler im Chemieunterricht behindern können (vgl. Kapitel 2.1/2.2), liegt ein Schwerpunkt der Untersuchung auf den verschiedenen Begriffen, die zur Bezeichnung der Elektroden elektrochemischer Zellen verwendet werden.

Redoxreaktionen werden nicht thematisiert, da hierzu bereits eine an der Universität Dortmund durchgeführte Studie vorliegt (SCHMIDT 1997).

Ein weiteres Ziel der Studie besteht darin,

- geeignete Mehrfachwahlaufgaben zu entwickeln,
 - um zu prüfen, ob die gefundenen Falschvorstellungen auch dann noch auftreten, wenn den Schülern die richtige Lösung vor Augen geführt wird,
 - um einen Eindruck von der Häufigkeit bestimmter Vorstellungen zu gewinnen.

Die Arbeit möchte darüber hinaus für Schwierigkeiten im Bereich der Elektrochemie sensibilisieren. Sie soll zeigen, daß Schüler manchmal gute Gründe haben, Fehler zu machen und möchte dazu beitragen, Verständnis für diese Fehler zu entwickeln.

4 Methode

4.1 Voruntersuchungen

4.1.1 Die Schulbuchanalyse

Die im Rahmen dieser Studie durchgeführte Schulbuchanalyse basiert auf der Annahme, daß Schulbücher Aufschluß darüber geben können, in welcher Form bestimmte Inhalte im Unterricht vermittelt werden. Gestützt wird diese Annahme durch die Erfahrung, daß die - in der Regel an den Richtlinien ausgerichteten - Schulbücher eine Orientierungshilfe und Leitlinie für viele Lehrer darstellen. Die Untersuchung von Chemie-Schulbüchern kann demnach Hinweise darauf liefern, welche Aspekte der Elektrochemie im Unterricht behandelt, in welcher Form und Ausführlichkeit sie dargestellt und welche Beispiele zur Veranschaulichung gewählt werden.

Die Ergebnisse der Schulbuchanalyse sind in zwei Phasen der empirischen Studie von Bedeutung: Zum einen bilden Informationen über Unterrichtsinhalte und deren Vermittlung eine wesentliche Grundlage für die *Aufgabenentwicklung*. Zum anderen kann die Schulbuchanalyse dazu beitragen, Verbindungen zwischen einer gefundenen Falschvorstellung und dem im Unterricht Gelernten herzustellen und nach möglichen *Ursachen* einer Fehlvorstellung zu forschen.

Als Basis der Schulbuchanalyse wurden die folgenden, in hoher Auflage erscheinenden Chemie-Schulbücher ausgewählt:

- „Chemie heute - Sekundarbereich I“ (JÄCKEL UND RISCH 1993)
- „Chemie heute - Sekundarbereich II“ (JÄCKEL UND RISCH 1988)
- „Elemente Chemie I“ (EISNER U.A. 1994)
- „Elemente Chemie II“ (AMANN U.A. 1989)

Um eine systematische Analyse zu ermöglichen, wurde der fortlaufende Text der Bücher in den Computer eingescannt. Die so erstellten Textdateien konnten dann mit Hilfe eines für diesen Zweck entwickelten Makros auf bestimmte Zeichenfolgen untersucht werden. Bei einer solchen Zeichenfolge kann es sich sowohl um ein vollständiges Wort (z.B. k-a-t-h-o-d-e) als auch um ein Wortelement (z.B. e-l-e-k-t-r-o-l-y-) handeln. Findet der Computer die gesuchte Zeichenfolge, so speichert er die Textabschnitte, in denen er das Suchelement entdeckt hat, zusammen mit den zugehörigen Seitenzahlen in einer neuen Datei ab.

Eine solche computergestützte Analyse bietet mehrere Vorteile:

- Auch Wörter, die nicht im Stichwortverzeichnis des Buches aufgeführt sind, können mit geringem Zeitaufwand gefunden werden.
- Das Verfahren garantiert eine lückenlose Suche im gesamten Schulbuch, die „per Hand“ kaum zu leisten wäre. Auf diese Weise kann z.B. die Verwendung eines Wortes in unterschiedlichen Zusammenhängen, auch außerhalb des Kapitels *Elektrochemie*, analysiert werden.
- Mit Hilfe des Verfahrens können auch verwandte Formen eines Wortes erfaßt werden. So umfaßt etwa das Suchelement „e-l-e-k-t-r-o-l-y-“ die Begriffe *Elektrolyse*, *Elektrolyt*, *elektrolytisch* u.s.w..

Das Verfahren bietet sich *nicht* an, wenn es sich um ein sehr häufig auftretendes Wort wie etwa „Ion“ handelt, da die Suche in diesem Fall zu einer kaum überschaubaren Zahl an Textstellen führt.

Als ungeeignet erweist sich die Methode auch dann, wenn nicht die Verwendung eines einzelnen Wortes, sondern ein größerer Zusammenhang analysiert werden soll wie etwa die Einführung in eine bestimmte Thematik oder der Aufbau eines Kapitels.

Ein weiterer Nachteil des Verfahrens besteht darin, daß nur der laufende Text eines Buches, nicht jedoch die zugehörigen Abbildungen und Grafiken erfaßt

werden. Aus diesen Gründen wurde die computergestützte Analyse stets mit einer „per Hand“-Untersuchung des Schulbuches kombiniert.

4.1.2 Die Untersuchung von Mehrfachwahlaufgaben britischer und amerikanischer Examination Boards

Im Gegensatz zur Bundesrepublik Deutschland werden in Großbritannien und den USA Schulprüfungen durch zentrale Prüfungsausschüsse (Examination Boards) durchgeführt. Diese Examination Boards entwickeln Tests, die zu einem Teil auf Mehrfachwahlaufgaben basieren.

Solche in Prüfungen erprobten Aufgaben können bei der Entwicklung von geeigneten Fragestellungen zur Fehlerforschung wertvolle Anregungen geben. Wichtige Hinweise liefern dabei die Antwortmuster der einzelnen Aufgaben. Werden ein oder zwei der vorgegebenen falschen Auswahlantworten mit besonders großer Häufigkeit gewählt, so kann dies ein Indiz dafür sein, daß hier Schüler „mit System“ (SCHMIDT 1992, S.11) zu einer falschen Lösung gelangt sind.

Dem Arbeitskreis DIDAKTIK DER CHEMIE II der Universität Dortmund steht eine große Sammlung von Aufgaben britischer und amerikanischer Examination Boards zur Verfügung. Die Aufgaben sind zu einem großen Teil im Computer erfaßt und können - der Schulbuchanalyse vergleichbar - auf bestimmte Worte oder Wortelemente durchsucht werden.

Um Aufgaben zum Thema *Elektrochemie* zu finden, wurden folgende Suchelemente eingesetzt:

ampere, anode, cathode, cell, charge, circuit, conduct, corro.. (..de, ..sion), coulomb, current, deposit, electric, electrode, electrolys., electrolyt., faraday, flow, migrate, negative, ..plat..(electroplate, plated, platin etc.), positive, potential, resistance, volt

Die Stichwortsuche ergab 138 Aufgaben zur Elektrochemie und 20 Aufgaben, die zwar eines der Suchelemente enthielten, jedoch anderen Themengebieten zuzuordnen waren.

Die Elektrochemie-Aufgaben ließen sich thematisch in folgende Bereiche gliedern:

1. Redox- (bzw. Elektroden-)Reaktionen
2. Leitungsmechanismen
3. Die elektrochemische Spannungsreihe
4. Die elektromotorische Kraft
5. Das Faradaysche Gesetz
6. Die molare Grenzleitfähigkeit
7. Technische Aspekte der Elektrochemie

Von besonderem Interesse für die vorliegende Studie waren die Aufgaben mit qualitativen Fragestellungen. 10 Aufgaben wurden (teilweise in abgewandelter Form) in der empirischen Erhebung erprobt. Zwei Aufgaben bildeten den Ausgangspunkt für die Entwicklung weiterer Mehrfachwahlaufgaben (vgl. Kapitel 5.1 und 5.2).

4.2 Die empirische Untersuchung

Bei der angewandten Methode handelt es sich um ein schriftliches Untersuchungsverfahren, das an der Universität Dortmund im Verlauf mehrerer Jahre erprobt und optimiert worden ist. Die Grundlage des Verfahrens bilden Mehrfachwahlaufgaben und Aufgaben mit offener Antwortmöglichkeit, die nach einem in Dortmund entwickelten System zu Aufgabensätzen zusammengestellt und an Chemie- Grundkurs- und -Leistungskursschüler im gesamten Bundesgebiet zur Bearbeitung ausgegeben werden.

4.2.1 Der Untersuchungszyklus

Die folgende Grafik bietet einen Überblick über den Ablauf der Untersuchung:

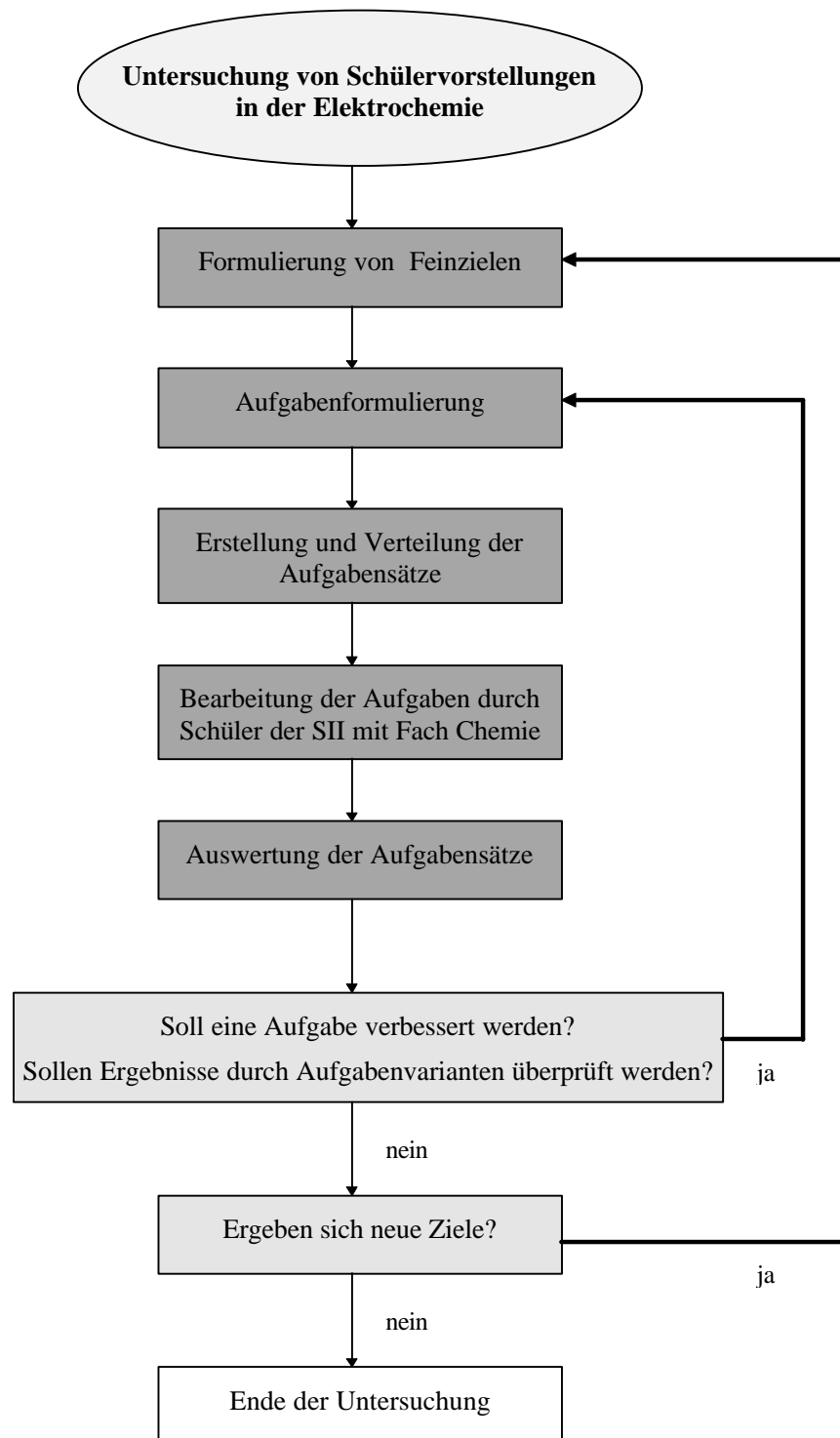


Abb.1: Der Untersuchungszyklus

Der beschriebene Zyklus wurde im Rahmen der Studie viermal durchlaufen (Projekt 06, 07, 08 und 09). Die einzelnen Phasen der Untersuchung werden im weiteren näher erläutert.

4.2.2 Die Aufgaben

4.2.2.1 Die Aufgabenform

In der vorliegenden Studie wurden zwei unterschiedliche Aufgabentypen eingesetzt: Mehrfachwahlaufgaben und Aufgaben mit offener Antwortmöglichkeit.

Mehrfachwahlaufgaben bestehen aus einer Fragestellung und mehreren Auswahlantworten. Sie zählen somit zu den Aufgaben mit gebundener Antwortmöglichkeit. Ihr Vorteil liegt zum einen darin, daß bei guter Aufgabenstellung (vgl. Kapitel 4.2.2.2) Schülervorstellungen schnell und eindeutig anhand der gewählten Antworten identifiziert werden können. Zum anderen kann mit Hilfe einer Mehrfachwahlaufgabe geprüft werden, ob eine falsche Vorstellung auch dann noch von den Schülern vertreten wird, wenn sie die richtige Lösung in Form der korrekten Auswahlantwort vor Augen haben.

Die Entscheidung über die *Anzahl* der vorgegebenen Auswahlantworten beruht auf der Abwägung zwischen zwei Argumenten (SCHMIDT 1990, S.34): Einerseits sinkt mit einer steigenden Zahl von Auswahlantworten die Ratewahrscheinlichkeit, andererseits wird die Aufgabe durch eine Vielzahl von Antwortmöglichkeiten für den Bearbeiter unübersichtlich. Als sinnvoller Kompromiß können Aufgaben mit vier Auswahlantworten betrachtet werden. Die in dieser Erhebung eingesetzten Aufgaben enthalten daher jeweils eine richtige und drei falsche Lösungen (Ausnahmefall: eine richtige und zwei falsche

Lösungen). Am Ende jeder Aufgabe wird darauf hingewiesen, daß nur eine richtige Antwort existiert.

Einen Sonderfall stellt Aufgabe 4 (Kapitel 5.1.3.1) dar. Sie bildet eine Mischform aus einer Mehrfachwahlaufgabe und einer „richtig-falsch“-Fragestellung. Der Aufgabenstamm gibt zwei Aussagen vor, die von den Schülern in bezug auf ihre Richtigkeit überprüft werden sollen. Anhand der vier Auswahlantworten können die Schüler angeben, ob nur die erste, nur die zweite, beide oder keine der beiden Aussagen zutrifft.

Aufgaben mit offener Antwortmöglichkeit geben keine Auswahlantworten vor. Sie haben den Vorteil, daß die Schüler in der Bearbeitung der Aufgabe nicht an bestimmte Lösungen gebunden sind. Eine offene Antwortmöglichkeit bietet sich vor allem dann an, wenn noch keine Informationen über Schülervorstellungen zu einer Fragestellung vorliegen. Aufgaben mit offener Antwort bilden daher häufig die Basis für die Entwicklung einer Mehrfachwahlaufgabe.

Von besonderem Interesse für die Untersuchung von Falschvorstellungen sind Informationen darüber, mit welchen Überlegungen Schüler zu einer Antwort gelangen. Aus diesem Grund enthalten sämtliche Aufgaben den Zusatz „Bitte begründen Sie ihre Antwort ausführlich“.

Die Mehrzahl der Aufgaben wird durch die schematische Abbildung einer elektrochemischen Zelle im Aufgabenkopf ergänzt. Dabei werden Zellen verwendet, die den Schülern aus dem Unterricht bekannt sein müßten. Als Beispiel für galvanische Elemente dient das Daniell-Element, zur Veranschaulichung von Elektrolysezellen wird die „Wasserelektrolyse“ bzw. die Elektrolyse verschiedener wäßriger Lösungen (HCl , NaCl , CuCl_2 , ZnBr_2) herangezogen.

Jede Aufgabe wird zudem mit einer Kopfzeile ausgestattet. Diese enthält Informationen (Schülernummer, Aufgabennummer, Position der Aufgabe im Aufgabenpäckchen), die für die Verteilung und die Auswertung der Aufgabe von Bedeutung sind (vgl. dazu Kapitel 4.2.4).

4.2.2.2 Kriterien für eine „gute“ Aufgabe

Die Qualität einer Aufgabenstellung mißt sich in erster Linie daran, ob die mit der Aufgabe verfolgten Ziele erfüllt werden. Eine Aufgabe mit offener Antwort erweist sich demnach dann als gut, wenn sie interessante Falschvorstellungen aufzeigt und die Schüler zu eigenständigen Überlegungen und ausführlichen Begründungen anregt. Eine Mehrfachwahlaufgabe soll es ermöglichen, Falschvorstellungen anhand der gewählten Distraktoren zu identifizieren und zu quantifizieren.

Allerdings muß berücksichtigt werden, daß das Ergebnis einer Aufgabe von der Art der Aufgabenstellung abhängig ist. Sowohl die inhaltlichen Vorgaben als auch formale und sprachliche Aspekte können den Lösungsprozeß beeinflussen. Aus diesem Grund müssen bei der Aufgabenformulierung verschiedene Kriterien berücksichtigt werden (BARELL U.A. 1989, JENKINS 1972, SCHMIDT 1990):

- Die Fragestellung sollte auf einem einzelnen Problem beruhen.
- Die Aufgabenstellung sollte nur Angaben enthalten, die für die Lösung relevant sind.
- Die Aufgabe sollte aus Sicht des Schülers unmißverständlich formuliert sein (→ Etablierung eines neutralen Bereiches, vgl. Kapitel 2.2). Das verwendete Vokabular sollte daher möglichst einfach und dem Schüler aus dem Unterricht vertraut sein. Es ist sinnvoll, Fachbegriffe so weit wie möglich zu vermeiden oder diese näher zu erläutern. Negative Formulierungen oder sogar doppelte Verneinungen erschweren das Verständnis unnötig und können trotz richtiger Überlegungen zu einer falschen Lösung führen.

- Eine Mehrfachwahlaufgabe sollte nur *eine* eindeutig richtige Lösung enthalten.
- Die vorgegebenen Distraktoren³ müssen der Fragestellung angemessen, d.h. *plausibel* sein. Sie sollen auf diejenigen Schüler, die sich bezüglich der richtigen Lösung nicht sicher sind, anziehend wirken. Gute Distraktoren enthalten gerade diejenigen falschen Antworten, die von den Schülern bei gleicher Aufgabenstellung mit offener Antwortmöglichkeit gegeben werden.
- Die Auswahlantworten müssen so formuliert sein, daß sie voneinander unabhängig sind und sich gegenseitig ausschließen. Untereinander abhängige Antworten helfen dem Schüler, mit Hilfe logischer Überlegungen Antworten auszuschließen. Sie vermindern damit die Anzahl an effektiven Distraktoren.
- Die richtige Lösung sollte nur aufgrund von richtigen Überlegungen gewählt werden können.
- Die Distraktoren sollten so gewählt sein, daß im Idealfall nur *eine* falsche Überlegung zu einem bestimmten Distraktor führt. In diesem Fall kann von der Wahl eines Distraktors auf die dahinterliegende Falschvorstellung geschlossen werden.
- Die Aufgabenstellung darf keine Anhaltspunkte enthalten, die auf die richtige Lösung hindeuten, ohne daß eine inhaltliche Auseinandersetzung mit den vorgegebenen Auswahlantworten nötig ist. Ein solcher Hinweis kann die außergewöhnliche Länge oder Konstruktion der korrekten Antwort oder die Wiederholung von Wörtern aus dem Aufgabenstamm in der richtigen Lösung sein. Zudem kann die Wahl bestimmter Wörter wie „immer“, „nur“, „sehr“, „oft“, „nie“ oder „selten“ dazu führen, daß dem Schüler ein Distraktor „verdächtig“ erscheint und er diesen von vornherein ausschließt. Damit die Entscheidung für eine Auswahlantwort tatsächlich auf inhaltlichen

³ Der Begriff *Distraktor* bezeichnet eine falsche Auswahlantwort (lat. *distrahere*: auseinanderziehen; im übertragenen Sinne: schwankend machen)

Überlegungen beruht und nicht aufgrund von sprachlichen oder formalen Kriterien zustandekommt, sollten die Auswahlantworten in ihrer Länge, Konstruktion und Sprache vergleichbar sein.

- Die Auswahlantworten sollten in einer logischen Reihenfolge angeordnet werden (falls diese existiert), um die Übersichtlichkeit und Verständlichkeit der Aufgabe zu erhöhen.

4.2.2.3 Die Aufgabenentwicklung

Die Entwicklung einer Mehrfachwahlaufgabe verläuft zumeist in mehreren Schritten, da es „sehr schwer [ist], brauchbare, d.h. plausible Distraktoren in ausreichender Zahl zu finden“ (SCHMIDT 1990, S.34).

Als nahezu ebenso schwierig erweist es sich, sinnvolle *erste* Aufgabenstellungen zu formulieren. Diese - häufig offen gehaltenen - Fragestellungen dienen dazu, interessante Schülervorstellungen zu finden, die die Basis für die Entwicklung einer Mehrfachwahlaufgabe bilden können.

In die Formulierung einer solchen ersten Fragestellung fließen Informationen aus unterschiedlichen Bereichen ein:

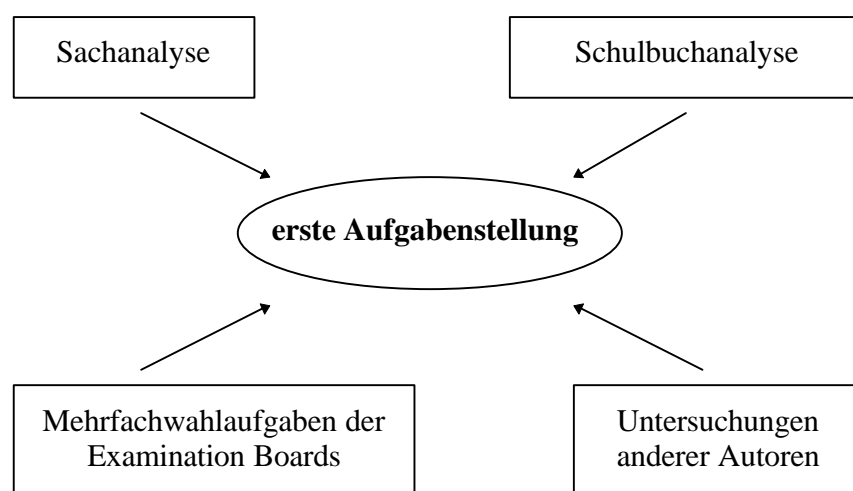


Abb.2: Die Formulierung einer ersten Aufgabenstellung

Voraussetzung für die Formulierung einer ersten Aufgabe sind Informationen darüber, welche Inhalte im Unterricht vermittelt werden und welche Aspekte für ein Verständnis elektrochemischer Vorgänge von Bedeutung sind („*Sachanalyse*“). Aufschluß hierüber können die Richtlinien, Schulbücher und in eingeschränktem Maße auch die Fachliteratur geben. Bezogen auf das Verständnis elektrochemischer Zellen lassen sich vier Bereiche erkennen:

- ein Verstehen der Vorgänge an den Elektroden
- ein Verstehen der Vorgänge im Elektrolyten
- ein Verstehen der Vorgänge im äußeren Stromkreis
- ein Verstehen der zur Beschreibung dieser Vorgänge notwendigen Fachbegriffe

Die *Schulbuchanalyse* kann nicht nur Informationen über Inhalte, sondern auch über die Art der Vermittlung dieser Inhalte liefern. Wird z.B. ein Begriff nicht eindeutig definiert, so kann dies ein Indiz dafür sein, daß bei Schülern Schwierigkeiten im Verständnis und Umgang mit diesem Begriff auftreten können. Auch die Beobachtung, daß Begriffe in besonderer Weise verwendet werden (so etwa die Gleichsetzung der Begriffe Kathode und Minuspol, vgl. Kapitel 5.3.3), kann Ausgangspunkt dafür sein, diesen Sachverhalt in einer Aufgabenstellung näher zu untersuchen.

Eine wichtige Rolle bei der Formulierung einer ersten Fragestellung spielen die *Mehrfachwahlaufgaben der Examination Boards* aus Großbritannien und den USA (vgl. Kapitel 4.1.2). Sie haben den Vorteil, daß sie bereits an Schülern erprobt wurden. Ihre Antwortmuster können somit Hinweise auf mögliche Schülervorstellungen geben. Allerdings muß berücksichtigt werden, daß die Examination Board-Aufgaben mit einer anderen Zielsetzung entwickelt wurden: Hier steht nicht die Untersuchung von Falschvorstellungen, sondern die Wissensüberprüfung im Vordergrund. Die Aufgaben erfüllen daher nicht unbedingt alle genannten Kriterien für eine gute Aufgabe. So ist etwa die

Forderung, daß nur *eine* Falschvorstellung zur Wahl eines bestimmten Distraktors führen soll, für eine Aufgabe, die der Wissensprüfung dient, nicht relevant. Darüber hinaus decken die Aufgaben der Examination Boards nur einen Teil des Themengebietes *Elektrochemie* ab.

Konkrete Anregungen können die *Untersuchungen anderer Autoren* zu Schülervorstellungen in der Elektrochemie liefern. Da diese jedoch zumeist auf einer relativ kleinen Zahl von Schülern basieren, kann vorab keine Aussage über die Häufigkeit der dort gefundenen Vorstellungen getroffen werden. Nicht jede der beschriebenen Vorstellungen bildet daher notwendigerweise auch einen attraktiven Distraktor.

Ergeben sich aus einer Aufgabe interessante Vorstellungen zu einem bestimmten Teilaspekt der Elektrochemie, so werden die am häufigsten auftretenden Falschvorstellungen als Distraktoren einer neuen Mehrfachwahlaufgabe ausgewählt. Durch Variationen in der Aufgabenstellung wird versucht, die Aufgabe so zu optimieren, daß die im vorangegangenen Kapitel genannten Aufgabenkriterien erfüllt werden. Dieser Vorgang kann sich schrittweise über mehrere Projekte vollziehen.

Allerdings erfolgt die Entwicklung einer Aufgabenstellung nicht immer in einem „geradlinigen“ Prozeß, d.h. konsequent von einer Aufgabe zur nächsten, besseren Fragestellung fortschreitend. Auch wird nicht in jedem Fall das mit einer Aufgabe verfolgte Ziel erfüllt.

So ist es möglich, daß die Schülerkommentare unerwartet auf Falschvorstellungen zu einem anderen Aspekt hinweisen, auf den die Aufgabenstellung nicht ausgerichtet war. Dies kann zur Formulierung einer neuen Zielsetzung und einer neuen Fragestellung führen. Ein Beispiel hierfür bilden die Falschvorstellungen zu den Begriffen Reduktion und Oxidation (vgl. Aufgabe 12 und die daraus resultierende Aufgabe 13).

In manchen Fällen bilden erst die Resultate aus verschiedenen Aufgaben zusammengenommen die Grundlage für eine gute Mehrfachwahlaufgabe (vgl. dazu die aus den Aufgaben 12 und 14 resultierende Aufgabe 15).

Um die Ergebnisse einer Aufgabe im Sinne der von GOTT UND JOHNSON geforderten Triangulation zu überprüfen, bietet es sich an, die Aufgabenstellung zu variieren, andere Beispiele zu verwenden, die Frage mit offener Antwort zu formulieren oder die gleiche Aufgabe in einem weiteren Projekt einzusetzen, um sie an einer anderen Probandengruppe erneut zu testen.

4.2.3 Die Erstellung der Aufgabensätze

Die Erstellung, Verteilung und Auswertung der Aufgabensätze erfolgt mit Hilfe des Computerprogramms „Projekt“. Das Programm wurde in Zusammenarbeit mit Informatikern und Statistikern der Universität Dortmund eigens für dieses Verfahren entwickelt. „Projekt“ arbeitet auf der Basis von drei Dateien:

Basisdatei: In ihr werden alle im Verlauf eines Projektes anfallenden Daten gesammelt.

Lehrerdatei: Sie enthält Adressen von Chemielehrern an Gymnasien und Gesamtschulen aus dem gesamten Bundesgebiet. Die Datei wurde mit Hilfe von Jahrbüchern des Philologenverbandes, der Mitgliederliste der „GDCh-Fachgruppe Chemieunterricht“ und Teilnehmerlisten von Lehrer-Fortbildungsveranstaltungen erstellt.

Jedem Lehrer ist eine *Lehrernummer* zugeordnet.

Textdateien der Aufgaben: Diese enthalten sämtliche in einem Projekt eingesetzten Aufgaben.

Jede Aufgabe ist durch eine *Aufgabennummer* gekennzeichnet. Diese setzt sich zusammen aus der Projektnummer (06, 07, 08, 09 oder 10), der Nummer des Blocks, aus dem die Aufgabe stammt (Zahl zwischen 1 und 6) und einer Zahl für die Position der Aufgabe im Block (Zahl zwischen 1 und 20).

In jedem Projekt werden Aufgaben zu unterschiedlichen Themengebieten der Chemie eingesetzt. In der Regel handelt es sich dabei um 6 Themenblöcke mit jeweils 20 Aufgaben (Die Zahl der Blöcke und Aufgaben kann nach Bedarf variiert werden).

Aus diesen 120 Aufgaben werden mit Hilfe des Computerprogramms Aufgabensätze zusammengestellt. Jeder Schüler erhält ein Aufgabenpäckchen mit 6 Aufgaben. Dazu wählt das Programm *zufällig* eine Aufgabe aus jedem Block aus und verteilt diese *zufällig* auf die Positionen 1 bis 6 des Aufgabensatzes.

Durch dieses Verfahren wird gewährleistet, daß

- jeder Schüler nur eine Aufgabe aus jedem Themengebiet erhält.
- jede Aufgabe mit der gleichen Wahrscheinlichkeit in einem Aufgabensatz vorkommt (und somit alle Aufgaben mit annähernd gleicher Häufigkeit in der Untersuchung eingesetzt werden).
- jede Aufgabe mit der gleichen Wahrscheinlichkeit an jeder Stelle des Aufgabensatzes erscheint.

Die folgende Grafik faßt das beschriebene Verfahren zusammen:

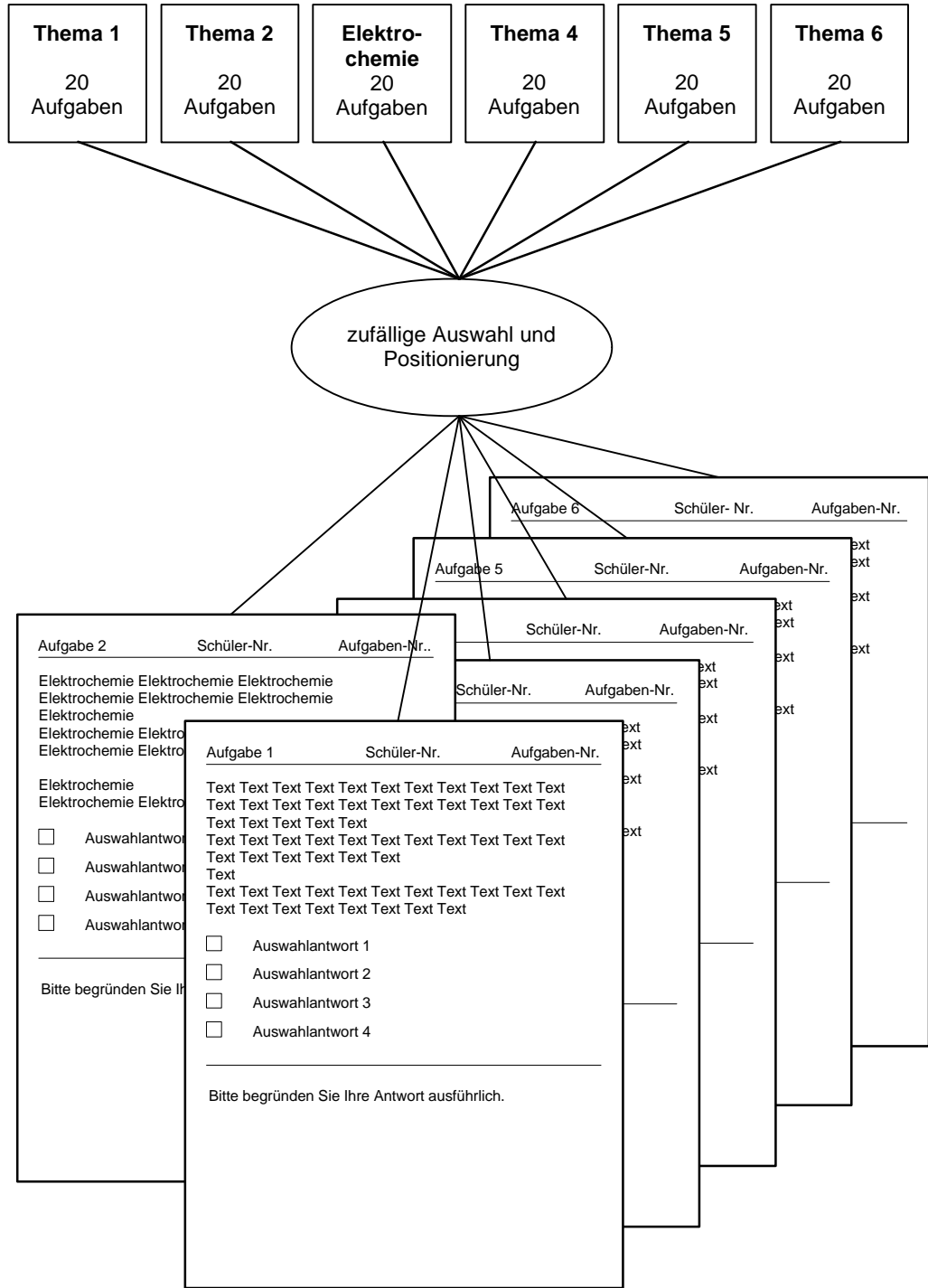


Abbildung 3: Die Zusammenstellung der Aufgabensätze

Auf diese Weise werden 12500 Aufgabensätze zusammengestellt (Die Anzahl kann variiert werden). Jedem Aufgabensatz wird eine *Schülernummer* zugewiesen (Zahl zwischen 1 und 12500).

Die Basisdatei enthält somit 12500 Schülerdatensätze. Jeder Datensatz besteht zu diesem Zeitpunkt aus einer Schülernummer und den Aufgabennummern der sechs zufällig ausgewählten Aufgaben.

Um den Druck eines Aufgabensatzes zu starten, müssen die Lehrernummer und die Postleitzahl des Lehrers, der ein Paket mit Aufgabensätzen erhalten soll, in die Basisdatei eingegeben werden. Diese Informationen sind für die spätere Datenkontrolle erforderlich.

Jede Aufgabe erhält beim Druck eine *Kopfzeile*. Diese enthält Angaben, die für die Auswertung der Aufgaben von Bedeutung sind:

Position der Aufgabe im Aufgabensatz
Schülernummer
Aufgabennummer

Jeder Aufgabensatz wird durch einen *Fragebogen zur Person* ergänzt. In diesem wird nach der Schulart, der Jahrgangsstufe, der Kursart und dem Bearbeitungsdatum gefragt.

4.2.4 Die Verteilung und Bearbeitung der Aufgabensätze

Die Aufgabensätze werden an 500 Chemielehrer im gesamten Bundesgebiet verteilt. Jeder Lehrer erhält 25 Aufgabensätze, mit der Bitte, diese von Schülern aus Chemiekursen der Jahrgangsstufen 11 bis 13 im Unterricht bearbeiten zu lassen. Die Bearbeitungszeit soll eine Schulstunde betragen. Die Lehrer werden gebeten, bei der Bearbeitung keine inhaltliche Hilfestellung zu leisten.

Weitere Informationen über die Untersuchung erhalten Lehrer und Schüler durch einen angefügten Brief.

4.2.5 Lehrerbrief und Schülerbrief

Eine grundlegende Verpflichtung wissenschaftlicher Studien, die sich mit Verhaltens- oder Denkweisen von Personen beschäftigen, besteht darin, die Probanden über die Ziele der Forschungsarbeit aufzuklären, damit diese die Möglichkeit haben zu entscheiden, ob sie an der Untersuchung teilnehmen wollen.

Im Rahmen der vorliegenden Studie erfolgt diese Information durch einen Brief an den Lehrer und einen Schülerbrief, der jedem Aufgabenpäckchen vorgeheftet wird. Mit diesen Briefen sollen Lehrer und Schüler zu einer Mitarbeit an dem Projekt motiviert werden. Sie erfahren, daß das Ziel der Untersuchung darin besteht, Vorstellungen von Schülern kennenzulernen, um damit den Lehrern ein gezielteres Eingehen auf ihre Schüler zu ermöglichen.

Eine wichtige Information für Schüler und Lehrer besteht darin, daß es sich bei den Aufgaben nicht um einen Test handelt und diese auch vom Lehrer nicht zur Leistungsmessung verwendet werden sollen.

Da die Aufgabenpäckchen nicht an den Vorkenntnissen der unterschiedlichen Chemiekurse ausgerichtet werden können, ist es möglich, daß die Schüler einzelne Aufgaben nicht lösen können. Dies soll nicht zur Folge haben, daß die Schüler dadurch entmutigt werden oder sogar den Spaß an der Chemie verlieren, wie der (zum Glück sehr seltene) Schülerkommentar „Ich hätte wohl doch nicht Chemie wählen sollen“ zeigt. Eine solche Reaktion läuft dem Ziel, die Denkweisen von Schülern besser zu verstehen und damit letztlich auch den

Chemieunterricht zu verbessern, völlig zuwider. Aus diesem Grund werden die Schüler in dem Brief auf die Möglichkeit, daß sie einige Aufgaben nicht lösen können, hingewiesen und dazu ermuntert, auch zu diesen Aufgaben Überlegungen anzustellen. Sie erfahren, daß jede ihrer Überlegungen für die Studie von Nutzen sein kann und werden gebeten, alle Gedankengänge möglichst genau aufzuschreiben.

Da jeder Schüler zusammen mit den Aufgaben auch einen Fragebogen zur Person erhält (vgl. Kapitel 4.2.3), weist der Schülerbrief zudem darauf hin, daß sämtliche Angaben anonym behandelt werden.

4.2.6 Die Auswertung der Aufgabensätze

Wird ein Aufgabensatz bearbeitet zurückgesendet, so werden zunächst die *persönlichen Schülerdaten* erfaßt und in den zuvor erstellten Schülerdatensatz in der Basisdatei eingegeben. Anschließend wird zu jeder in dem Aufgabensatz enthaltenen Aufgabe die vom Schüler *gewählte Auswahlantwort* eingetragen.

Der Schwerpunkt der Auswertung liegt jedoch in dem sorgfältigen Lesen, Interpretieren und Sortieren der von den Schülern für eine Antwort gegebenen *Begründungen*. Das Programm „Projekt“ bietet die Möglichkeit, diese Begründungen in codierter Form in den entsprechenden Schülerdatensatz aufzunehmen. Dazu steht eine Reihe von Buchstaben- und Zahlencodes zur Verfügung.

Ist die Dateneingabe abgeschlossen, können nach Durchführung einer Datenkontrolle (siehe nächstes Kapitel) mit Hilfe eines statistischen

Programmpaketes⁴ *Auszählungen* vorgenommen und Antwortmuster zu den einzelnen Aufgaben erstellt werden.

4.2.7 Die Datenkontrolle

Jede Dateneingabe in die Basisdatei wird durch eine von „Projekt“ vorgenommene Unmöglichkeitkontrolle überprüft. So werden z.B. als Angabe für die Jahrgangsstufe nur die Zahlen 11, 12 und 13 bzw. „keine Angabe“ zugelassen. Nicht stimmige Eingaben werden vom Computer akustisch angezeigt und nicht in die Datei übernommen.

Eine weitere Datenkontrolle erfolgt nach Beendigung der Dateneingabe. Mit Hilfe der statistischen Programme werden sämtliche zu einer Lehrernummer gehörenden Schülerdatensätze betrachtet. Wurden die Aufgabensätze von den Lehrern an verschiedene Kurse zur Bearbeitung ausgegeben, so läßt sich dies an den Angaben über Jahrgangsstufe und Kursart erkennen. Stimmt innerhalb eines Kurses das jeweilige Bearbeitungsdatum in mehreren Fällen nicht überein, so werden diese Schülerdatensätze gesperrt, da die Bearbeitung möglicherweise zu Hause stattgefunden hat.

4.2.8 Zur Gültigkeit der Ergebnisse

Bei der beschriebenen Methode handelt es sich um eine Kombination von qualitativer und quantitativer Forschung. Zum einen sollen Schülervorstellungen zur Elektrochemie aufgezeigt, zum anderen soll durch die Erstellung von Antwortmustern ein Eindruck von der Häufigkeit der gefundenen Vorstellungen gewonnen werden.

⁴ Zu diesem Zweck wird das „Statistic Analysis System“ (SAS) eingesetzt.

Aufgrund des großen Untersuchungskollektivs steht für jede Aufgabe eine große Zahl an Schülerantworten zur Verfügung. Die *qualitativen* Ergebnisse über Falschvorstellungen lassen sich somit hinreichend durch Schülerkommentare belegen. Zudem kann durch Variationen in der Aufgabenstellung die Gültigkeit der gewonnenen Ergebnisse überprüft werden. Die zufällige Zusammenstellung der Aufgabenpäckchen gewährleistet, daß eine gegenseitige Beeinflussung der Schüler bei der Bearbeitung weitgehend ausgeschlossen ist.

Bei *quantitativen* Aussagen muß berücksichtigt werden, daß die an der Studie beteiligten Schüler nicht nach dem statistischen Zufallsprinzip ausgewählt werden. So nehmen nur Lehrer an der Untersuchung teil, deren Adresse in die Lehrerdatei aufgenommen wurde. Zudem entscheiden die Lehrer, ob sie an der Studie teilnehmen wollen und welcher Kurs die Aufgaben bearbeitet. Somit handelt es sich bei der untersuchten Schülergruppe nicht um eine zufällige Stichprobe im statistischen Sinne. Das bedeutet, daß die Ergebnisse strenggenommen nur für das untersuchte Schülerkollektiv gelten und nicht verallgemeinert werden können. Quantitative Vergleiche von zwei Aufgaben sind nur innerhalb desselben Schülerkollektivs, d.h. desselben Projektes zulässig.

Allerdings haben zahlreiche an der Universität Dortmund mit Schülern durchgeführte Gruppendiskussionen zu verschiedenen Teilgebieten der Chemie gezeigt, daß die in der empirischen Erhebung gefundenen Falschvorstellungen auch in diesen Schülergruppen auftraten. Offenbar ist aufgrund der großen Schülerzahlen, mit denen die Studie arbeitet, die Wahrscheinlichkeit groß, die aufgezeigten Falschvorstellungen auch innerhalb einer anderen Probandengruppe wiederzufinden.

Eine Möglichkeit, das Antwortmuster einer Aufgabe im Rahmen der schriftlichen Methode zu überprüfen, besteht darin, die Aufgabe in

unterschiedlichen Projekten einzusetzen, um sie auf diese Weise an verschiedenen Probandengruppen zu testen.

4.2.9 Der Umfang der Untersuchung

Die empirische Studie umfaßt 90 Aufgaben zur Elektrochemie, die sich auf fünf Projekte in den Jahren 1995 bis 1998 verteilen. An jedem Projekt nahmen zwischen 2900 und 3800 Schüler aus dem gesamten Bundesgebiet teil. Sie besuchten zum Zeitpunkt der Erhebung einen Chemie-Grundkurs oder -Leistungskurs eines Gymnasiums oder einer Gesamtschule. Eine detaillierte Übersicht über die Schülerkollektive findet sich im Anhang.

Im Verlauf der Arbeit werden 25 Mehrfachwahlaufgaben vorgestellt. Eine Aufgabe wurde dann für die vorliegende Veröffentlichung ausgewählt,

- wenn sie eine oder mehrere interessante Falschvorstellungen zu einem Teilaspekt der Elektrochemie aufzeigt,
- wenn sie die Kriterien für eine gute Aufgabe in weiten Teilen erfüllt, oder wenn sie eine wichtige Zwischenstufe auf dem Weg zu einer solchen Aufgabe darstellt und
- wenn die Ergebnisse der Aufgabe durch den Einsatz von Aufgabenvarianten, durch die Formulierung einer entsprechenden Aufgabe mit offener Antwortmöglichkeit oder durch die erneute Aufnahme der Aufgabe im folgenden Projekt als gesichert angenommen werden können.

5 Darstellung und Interpretation der Ergebnisse

Im Verlauf der Arbeit werden Aufgaben zu 5 verschiedenen Teilaspekten der Elektrochemie vorgestellt:

- Elektrolyse
- Ladungstransport im Elektrolyten
- Kathode und Anode
- Minuspol und Pluspol
- Strom“verbrauch“ und Elektronenumsatz

Eine Reihe weiterer Aufgaben, die im Text nicht ausführlich beschrieben werden, ist im Anhang dokumentiert.

Bei der Auswertung der Aufgaben muß berücksichtigt werden, daß das Themengebiet „Elektrochemie“ gemäß den Lehrplänen der einzelnen Bundesländer zu unterschiedlichen Zeitpunkten im Verlauf der gymnasialen Oberstufe behandelt werden kann (HESSISCHES KULTUSMINISTERIUM 1994, NIEDERSÄCHSISCHES KULTUSMINISTERIUM 1997, KULTUSMINISTER NORDRHEIN-WESTFALEN 1981). Aus diesem Grund ist es möglich, daß ein Teil der Schüler, insbesondere aus der Jahrgangsstufe 11, den Kurs „Elektrochemie“ zum Zeitpunkt der empirischen Erhebung noch nicht durchlaufen hat. Dies zeigt sich daran, daß einige Schüler die Aufgaben mit der Begründung „Elektrochemie wurde noch nicht behandelt“ nicht bearbeitet haben. Ein großer Teil der angesprochenen Aspekte, wie etwa der Ladungstransport in wäßrigen Lösungen, ist den Schülern jedoch schon aus dem Chemieunterricht der Sekundarstufe I vertraut und sollte daher von den Schülern aller Jahrgangsstufen gleichermaßen bearbeitet werden können. Um die

Antwortverteilung bei Schülern der höheren Jahrgangsstufen zu betrachten, werden die Antwortmuster der einzelnen Aufgaben gelegentlich nach Jahrgangsstufen differenziert. Eine nach Jahrgangsstufen und Kursart aufgeschlüsselte Darstellung der Antwortverteilung aller Aufgaben findet sich im Anhang.

Die von den Schülern zu einer Auswahlantwort gegebenen *Begründungen* werden exemplarisch durch ausgewählte Schülerkommentare belegt.

Da die Sichtung und die Auswahl der Schülerkommentare stets mit einer Interpretation der darin enthaltenen Aussagen verbunden ist, können in dieser Arbeit die Darstellung und die Interpretation der Ergebnisse nicht voneinander getrennt werden. Darüber hinaus beschreibt die Studie an mehreren Stellen die schrittweise Entwicklung einer Aufgabe von einer ersten Formulierung zu einer weiteren, zielgerichteteren Fragestellung. Die Darstellung einer solchen Entwicklung erfordert ebenfalls eine Interpretation der jeweils vorangegangenen Aufgabenstellung und eine Beschreibung der daraus gezogenen Schlußfolgerungen.

Die Ergebnisse der Schulbuchanalyse und einige historische Gesichtspunkte, die einen inhaltlichen Zusammenhang mit den untersuchten Aspekten der empirischen Erhebung aufweisen, werden den Ergebnissen der empirischen Studie vorangestellt.

5.1 Elektrolyse

5.1.1 Ein Blick in die Chemieggeschichte

Der Begriff *Elektrolyse* geht auf MICHAEL FARADAY zurück, der in seinen „Experimental-Untersuchungen über Elektrizität“ eine neue, im Bereich der Elektrochemie bis heute gültige Terminologie entwickelte:

Dann werde ich für den Ausdruck: elektro-chemisch zersetzt oft den auf gleiche Weise hergeleiteten: elektrolysiert gebrauchen, damit bezeichnend, dass der in Rede stehende Körper unter dem Einflusse der Elektrizität in seine Bestandtheile zerlegt werde.

Das Wort ist im Sinn und Klang analog dem: anallysiren, dessen Herleitung auch ähnlich ist (FARADAY 1834, S.38).

Von der Durchführung der ersten „Wasserelektrolyse“ durch CARLISLE und NICHOLSON im Jahr 1880 bis zur Deutung der dabei auftretenden Erscheinungen war es jedoch ein langer Weg. So fanden die beiden Chemiker für die räumlich getrennte Bildung von Wasserstoff und Sauerstoff keine Erklärung:

Gleich beim ersten Erscheinen des Wasserstoffgases hatten wir eine Zersetzung des Wassers in diesem Versuche erwartet; dass sich aber der Wasserstoff nur an dem Ende des einen Drahtes entwickelt, während sich der Sauerstoff mit dem anderen verband, der beinahe 2 Zoll von jenem abstand, überraschte uns nicht wenig. Diese neue Erscheinung ist uns noch unerklärbar, und scheint auf irgend ein allgemeines Gesetz der Wirkungsweise der Elektrizität bei chemischen Vorgängen hinzuweisen (ZIT. NACH OSTWALD 1896, S.130).

Hauptschwierigkeit war die fehlende Vorstellung davon, was unter Elektrizität zu verstehen sei, diesem „völlig unbekanntem Wesen“ (BERZELIUS 1820), über die FARADAY schrieb:

... wiewohl wir uns in ebenso grosser, wenn nicht gar in grösserer Unwissenheit hinsichtlich der Elektrizität befinden, so dass wir nicht sagen können, ob sie eine besondere Materie sei, oder ob sie aus mehreren Materien bestehe, ob sie eine blosse Bewegung der gewöhnlichen Materie sei, oder eine dritte Art von Kraft oder Agens ... (FARADAY 1834, S.96)

Erst die auf Helmholtz und Edison begründete Vorstellung vom Elektron ermöglichte es rund 50 Jahre später, die Vorgänge bei der Elektrolyse als Elektronenübergänge zu deuten.

Neben den Theorien über das Wesen der Elektrizität prägte eine weitere Problematik die Arbeiten zur Elektrochemie in entscheidender Weise: die Frage nach der Bildung bzw. Existenz von Ionen in wäßrigen Lösungen. FARADAY, auf den die Begriffe „Ion“, „Kation“ und „Anion“ zurückgehen, schrieb über die Vorgänge bei der Elektrolyse:

Ein direct durch den elektrischen Strom zersetzbarer Körper, d.h. ein E l e k t r o l y t, muss aus zwei I o n e n bestehen und diese also bei dem Act der Zersetzung ausgeben (FARADAY 1834, S.89).

So ist Chlorblei ein Elektrolyt und wenn es elektrolysiert wird, entwickelt es zwei Ionen, Chlor und Blei; das erste ist ein Anion und das letztere ein Kation (FARADAY 1834, S.39)

Hier deutet sich eine Vorstellung an, die die wissenschaftliche Auseinandersetzung über viele Jahre prägte und die, wie die Untersuchung zeigt, auch in den Überlegungen der Schüler eine wesentliche Rolle spielt: Man war der festen Ansicht, daß die Ionen in der Lösung erst durch die Kraft des elektrischen Stromes gebildet werden.

Schon 1805 hatte GROTHUS eine Theorie entwickelt, nach der die Wasserstoffteilchen des Wassers durch das Anlegen einer Spannung positiv, die Sauerstoffteilchen negativ geladen werden (DUNSCH 1985, S.34).

Einen ersten Schritt zur Annahme frei beweglicher Ionen in wäßrigen Lösungen vollzog CLAUSIUS 1857. Aufgrund der Tatsache, daß bei der Elektrolyse verschiedener Salzlösungen schon bei sehr geringen Spannungen ein Stromfluß feststellbar war, stellte er die Hypothese auf, daß ein geringer Anteil des Salzes schon vor dem Anlegen einer Spannung dissoziiert sei (JANSEN 1994, S.20).

KOHLRAUSCH ging 1856 in seinen Überlegungen noch einen Schritt weiter:

Nach der elektrochemischen Theorie erhalten aber die Atome ihre Überladung an Elektrizität nicht erst an den Polplatten der Zersetzungszelle, oder durch die elektromotorische Kraft, sondern sie besitzen dieselbe schon von vornherein (ZIT. NACH OSTWALD 1896, S.838).

Letztlich war es jedoch SVANTE ARRHENIUS, der mit seinen Untersuchungen zur Leitfähigkeit verdünnter Lösungen die Theorie der elektrolytischen Dissoziation begründete. Seine Doktorarbeit löste 1884 in wissenschaftlichen Kreisen einen heftigen Streit aus. Man konnte sich nicht vorstellen, daß Salze, deren Teile doch „durch die mächtigsten Kräfte nach alten Meinungen zusammengehalten wurden“ (ARRHENIUS 1913, ZIT. NACH BUGGE 1965, S.451), in wäßrigen Lösungen in ihre Ionen zerlegt seien. Vielen Wissenschaftlern erschien es unwahrscheinlich, daß gerade eine so stabile Verbindung wie NaCl, das noch dazu unter großer Wärmeabgabe gebildet wird, im Wasser ohne einen merklichen Energieeffekt fast vollständig dissoziieren solle (RODNYJ, SOLOWJEW 1977, S.109). So fragte der englische Chemiker PICKERING:

Wie können wir annehmen, ein Stoff sei um so mehr geneigt zu dissoziieren, je stabiler er ist? (ZIT. NACH RODNYJ, SOLOWJEW 1977, S.109)

Ein zusätzliches Hindernis im Verständnis vieler Wissenschaftler bestand darin, daß sie den Ionen die gleichen Eigenschaften zuordneten wie den Atomen (OSTWALD 1896, S.1124). Dies warf die Frage auf, wie sich ein Natrium-Ion in freiem Zustand in einer wäßrigen Lösung bewegen sollte, ohne mit dem Wasser zu reagieren.

Der Chemiker Wilhelm OSTWALD, der die Arrheniussche Theorie in zahlreichen Publikationen und Diskussionen unterstützte, schildert eine Begebenheit an der Universität zu Uppsala im Jahr 1884:

Mir ist noch die Szene im chemischen Laboratorium zu Uppsala vor Augen, wo der Chef, selbst ein hochbedeutender Chemiker, mich entsetzt fragte, indem er auf ein Becherglas mit einer wässerigen Lösung hinzeigte: ‘Und sie glauben auch, daß dort die Natriumatome nur so herumschwimmen?’ Und als ich bejahte, fiel ein schneller Blick auf mich, der einen aufrichtigen Zweifel an meiner chemischen Vernünftigkeit zum unbewußten Ausdruck brachte (ZIT. NACH BUGGE 1965, S.451).

Zuweilen nahm die Auseinandersetzung auch schärfere Formen an, wie der folgende Ausschnitt aus einem Brief OSTWALDS an ARRHENIUS im Jahr 1892 zeigt:

Daß Pickering ein sorgfältiger Arbeiter ist, habe ich wiederholt anerkannt, daß er aber im Übrigen ein Hornochs ist, scheint er jetzt selbst einzusehen,

da er ja zu 99 Prozent Ionier geworden ist (ZIT. NACH RODNYJ, SOLOWJEW 1977, S.112).

Unterstützung erfuhr die Arrheniussche Theorie durch die experimentellen Arbeiten VAN'T HOFFS zur Siedetemperaturerhöhung und Schmelzpunktniedrigung von Lösungen. Offen blieb jedoch zunächst die Frage, woher die Energie zur Dissoziation einer Verbindung in ihre Ionen stammt und warum sich die positiven und negativen Ionen in einer Lösung nicht gegenseitig entladen. Erst der Gedanke von der Hydratation der Ionen in wäßrigen Lösungen verhalf der Dissoziationstheorie endgültig zum Durchbruch (RODNYJ, SOLOWJEW 1977, S.116).

5.1.2 Die Definition des Begriffes in Schulbüchern

Die erfolgreiche Bearbeitung einer Aufgabe zur Elektrolyse hängt wesentlich davon ab, ob ein Schüler das grundlegende Prinzip des Elektrolyseprozesses verstanden hat und dieses auf eine ihm möglicherweise unbekannte Elektrolysezelle anwenden kann. Falsche Lösungen können darauf beruhen, daß Schüler sich ein falsches oder unvollständiges Bild der Vorgänge bei einer Elektrolyse eingeprägt haben. Entscheidend dafür ist unter anderem, wie die Thematik im Unterricht behandelt und welche *Definition von Elektrolyse* den Schülern an die Hand gegeben wurde. Einen Hinweis darauf kann die Schulbuchanalyse liefern.

Das Buch „CHEMIE HEUTE“ für die Sekundarstufe I erläutert das Prinzip der Elektrolyse am Beispiel der Elektrolyse von Zinkbromid (S.166):

*Insgesamt gesehen, wird Zinkbromid in Zink und Brom zerlegt. Eine solche Reaktion, bei der ein Stoff durch elektrische Energie zerlegt wird, bezeichnet man allgemein als **Elektrolyse**.*



Die Betonung liegt hier auf dem Wort „Zerlegung“. Die Definition lehnt sich damit eng an die Faradaysche Herleitung des Begriffs „Elektrolyse“ an. Die Aussage „Zerlegung eines Stoffes durch elektrische Energie“ enthält allerdings keine Informationen über die Art der bei der Zersetzung ablaufenden Reaktionen. Sie liefert keinen Hinweis auf den für eine Elektrolyse charakteristischen Vorgang der Elektronenübertragung.

Auch die Definition „Eine chemische Reaktion, die durch den elektrischen Strom bewirkt wird, nennt man Elektrolyse“ (ELEMENTE CHEMIE I, S. 168) macht keine Aussage über den Charakter dieser chemischen Reaktion. Auffällig ist, daß die zugehörige Darstellung einer Zelle zur Elektrolyse einer Salzlösung nur die Bewegung der Ionen zu den entgegengesetzt geladenen Polen wiedergibt, ohne die Reaktionen an den Elektroden zu berücksichtigen. Die Abbildung trägt zudem den Titel: „*Elektrolyse*. Positiv geladene Ionen wandern zur negativ geladenen, negativ geladene Ionen zur positiv geladenen Elektrode.“ Dies kann dazu führen, daß der Elektrolysevorgang gedanklich nur mit der Ionenwanderung zu den Polen verknüpft wird, nicht jedoch mit einer chemischen Reaktion.

Eine Beschreibung und schematische Darstellung der Elektrodenprozesse erfolgt erst acht Seiten später. Hier wird der Begriff der Elektrolyse um den Aspekt der Elektronenübertragung erweitert:

Bei der Elektrolyse werden positiv geladene Ionen von der Kathode angezogen und nehmen dort Elektronen auf. Negativ geladene Ionen geben an die Anode Elektronen ab.

Die exakteste, damit aber auch umfangreichste Definition liefert das für die Oberstufe gedachte Unterrichtswerk „ELEMENTE CHEMIE II“. Sie bietet eine umfassende Beschreibung des Elektrolysevorgangs, ist aufgrund ihrer Länge jedoch relativ unhandlich und wenig einprägsam:

*Taucht man zwei Elektroden in eine wäßrige Elektrolytlösung und legt eine genügend große elektrische Gleichspannung von außen an, so findet insgesamt eine Redoxreaktion statt. Diesen Vorgang bezeichnet man als **Elektrolyse** (S.123).*

Das Buch „CHEMIE HEUTE“ für den Sekundarbereich II faßt diese Aussage in einer Kapitelüberschrift mit dem Schlagwort „Erzwungene Redoxreaktionen - die Elektrolyse“ zusammen.

Darüber hinaus erweitern beide Bücher den Elektrolysebegriff dahingehend, daß sie die Elektrolyse als Umkehrprozeß der in einer galvanischen Zelle ablaufenden Reaktionen definieren:

Bei einer Elektrolyse in wäßriger Lösung laufen also unter Aufwendung elektrischer Energie die umgekehrten Vorgänge ab wie in einer galvanischen Zelle (CHEMIE HEUTE SII, S.188).

Dieser Sachverhalt wird durch eine Gegenüberstellung von Elektrolysezelle und galvanischem Element veranschaulicht.

5.1.3 Die empirische Untersuchung

Der Unterrichtsgegenstand *Elektrolyse* nimmt innerhalb des Kursthemas *Elektrochemie* eine zentrale Stellung ein. Aus diesem Grund wurden im Verlauf der empirischen Erhebung verschiedene Aspekte der Thematik *Elektrolyse* untersucht. Die folgenden Aufgaben stellen einen Ausschnitt aus dieser Untersuchung dar. Sie veranschaulichen exemplarisch, in welcher Weise eine Mehrfachwahlaufgabe weiterentwickelt werden kann, um eine bestimmte Falschvorstellung nachzuweisen.

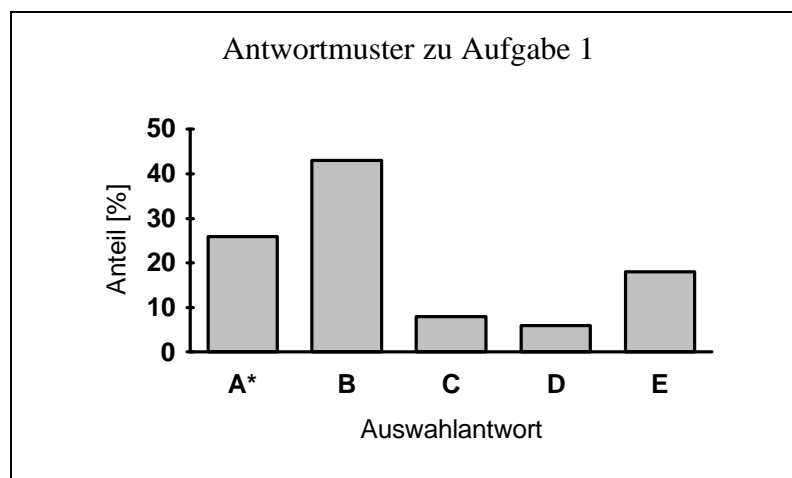
Da das Thema „Elektrolyse“ in der Regel schon in der Sekundarstufe I unter dem Oberbegriff „Elektronenübertragungen“ behandelt wird (KM NW 1981, S.52), sollten auch Schüler der Jahrgangsstufe 11, die den Themenbereich *Elektrochemie* in der Oberstufe möglicherweise noch nicht durchlaufen haben, in der Lage sein, die Aufgaben zur Elektrolyse zu lösen. Trotzdem werden die Antwortmuster der Aufgaben gelegentlich nach Jahrgangsstufen differenziert, um deutlich zu machen, daß eine falsche Lösung oder Vorstellung auch bei den Schülern der höheren Jahrgangsstufen, trotz der intensiveren Beschäftigung mit der Thematik, eine wesentliche Rolle spielt.

5.1.3.1 Die Elektrolyse - Zerlegung in Ionen?

Den Ausgangspunkt der folgenden Aufgaben bildete eine Mehrfachwahlaufgabe aus der Aufgabensammlung amerikanischer Examination Boards:

Aufgabe 1 (Cooperative Examination, High School Pretest, 1982)	
What product may be removed at the cathode (negative electrode) in the electrolysis of water?	
[A]	H ₂
[B]	H ⁺
[C]	O ₂
[D]	O ²⁻
[E]	OH ⁻

Die folgende Abbildung gibt an, wieviel Prozent der Schüler sich für die jeweilige Antwort entschieden haben⁵:



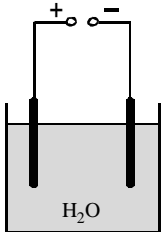
Die Aufgabe zeigt ein auffälliges Antwortmuster, da die falsche Lösung „H⁺“ mit deutlich größerer Häufigkeit gewählt wurde als die richtige Antwort „H₂“.

Um zu untersuchen, mit welchen Begründungen Schüler zu dieser Antwort gelangen, wurde die Aufgabe in abgewandelter Form in die Erhebung

⁵ Die richtige Antwort ist mit einem Stern gekennzeichnet.

aufgenommen. Dabei wurde auf den mit der geringsten Häufigkeit gewählten Distraktor „O²⁻“ verzichtet:

Aufgabe 2 (06.618)



Die Abbildung zeigt eine Zelle zur Elektrolyse von Wasser.
Welches Produkt wird dabei an der Kathode (Minuspol) gebildet?

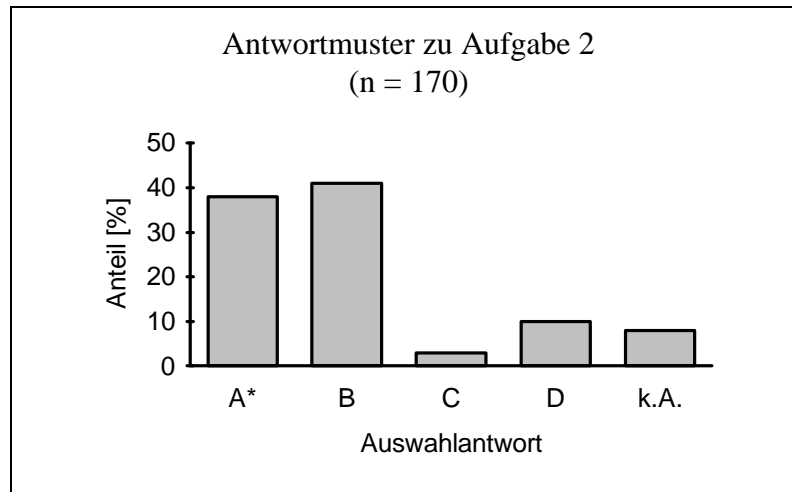
[A] H₂
[B] H⁺
[C] O₂
[D] OH⁻

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

Um den Schülern den Aufbau einer Elektrolysezelle in Erinnerung zu rufen, wurde dieser in schematischer Form im Kopf der Aufgabe wiedergegeben. Zur Vereinfachung wurde in der Aufgabenformulierung nicht berücksichtigt, daß die Zersetzung von Wasser eine leitfähige Lösung wie etwa eine verdünnte Schwefelsäure oder eine Natriumsulfatlösung erfordert. Die Angabe von Ionen, die nicht an der Reaktion beteiligt sind, hätte eine zusätzliche Schwierigkeit bedeutet, die in dieser Aufgabe vermieden werden sollte.

Das Antwortmuster zeigt eine deutliche Übereinstimmung mit der oben angegebenen Antwortverteilung⁶:

⁶ Die Abkürzung „k.A.“ steht für „keine Antwort“.



Auch hier hat sich die Mehrheit der Schüler für die **Lösung „H⁺“** entschieden. Die Analyse der zugehörigen Schülerkommentare offenbart eine interessante Denkweise: Elektrolyse wird hier als Spaltung von Molekülen in Ionen verstanden, wobei die Ionen von den jeweils entgegengesetzt geladenen Polen angezogen werden:

Durch Elektrolyse werden die Wassermoleküle in Ionen aufgespalten. Die H⁺-Ionen werden vom Minuspol angezogen. (11 GK)

Da bei der Elektrolyse von Wasser die Wassermoleküle in H⁺- und OH⁻-Ionen zerlegt werden, wandern die H⁺-Kationen zur Kathode (da positive Ladung → vom Minuspol angezogen). (12 GK)

Eine große Anzahl von Kommentaren argumentiert ebenfalls über die Anziehung der positiven H⁺-Ionen durch die negative Kathode, ohne jedoch darauf einzugehen, ob die Ionen erst durch den Elektrolysevorgang gebildet werden:

H⁺ ist positiv geladen; Kathode ist negativ geladen; entgegengesetzte Pole ziehen sich an, so gesehen müßte sich H⁺ an der Kathode bilden. (11 LK)

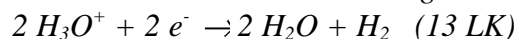
Am Minuspol herrscht ein Elektronenüberfluß, daher zieht er die H⁺-Ionen zu sich an. (13 GK)

Charakteristisch für sämtliche Begründungen zur Antwort „H⁺“ ist, daß der entscheidende Vorgang bei einer Elektrolyse, nämlich die

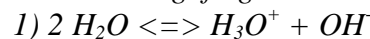
Elektronenübertragung an der Elektrode, in den Überlegungen der Schüler keine Berücksichtigung findet.

Die Mehrzahl der Schüler, die sich für die richtige **Lösung „H₂“** entschieden haben, beschreibt korrekt den an der Kathode stattfindenden Reduktionsvorgang:

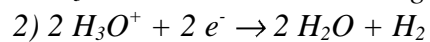
An der Kathode bildet sich Wasserstoff. Im Wasser liegen durch Autoprotolyse zu einem geringen Prozentsatz H₃O⁺-Ionen vor. Durch Anlegen einer Gleichspannung wandern H₃O⁺-Ionen zur Kathode. Hier werden Elektronen in die Lösung unter Bildung von H₂ abgegeben:



Im Wasser liegt folgendes Gleichgewicht vor:



Die H₃O⁺-Ionen wandern zur negativen Elektrode:



Nimmt die Konzentration der H₃O⁺-Ionen ab, werden weitere nachproduziert, da 1) eine Gleichgewichtsreaktion ist. (12 LK)

Einige Schüler deuten die Bildung von H₂ jedoch als eine Verbindung von zwei H⁺-Ionen, ohne die stattfindende Elektronenaufnahme zu erwähnen:

H⁺-Ionen wandern zum Minuspol und verbinden sich zu H₂. (13 GK)

Da das H⁺-Ion positiv geladen ist, wird es von der Kathode angezogen. Zwei H⁺-Ionen binden sich zu einem H₂. (13 GK)

Daneben findet sich auch hier eine ganze Reihe von Begründungen, die davon ausgehen, daß erst das Anlegen einer Spannung eine Dissoziation des Wassers bewirkt:

Setzt man Wasser mit Hilfe von Elektroden unter Spannung, so teilt sich Wasser in seine Ionen: H₂O – Dissoziation → H⁺ OH⁻

Die geladenen Teilchen werden von den entgegengesetzt geladenen Elektroden angezogen. H⁺ wird von der Kathode angezogen. Dort erhält es ein Elektron und reagiert mit anderen Wasserstoffatomen zu Wasserstoffgas und steigt auf. (12 LK)

Durch die angelegte Spannung wird H₂O gespalten: Das Kation H⁺ bewegt sich zur Kathode, das Anion OH⁻ zur Anode. Die H⁺-Ionen an der Kathode nehmen Elektronen auf und verbinden sich zu H₂-Molekülen. (13 GK)

Die **Antwort „O₂“** wurde nur von einer ausgesprochen geringen Anzahl von Schülern gewählt, so daß keine Aussage über eine vorherrschende Denkweise getroffen werden kann.

In den Schülerkommentaren zur **Lösung „OH⁻“** dominiert die Vorstellung, daß aufgrund des an der Kathode herrschenden Elektronenüberschusses ein negatives Teilchen gebildet werden muß:

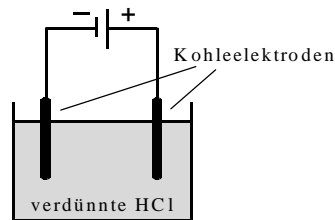
An der Kathode ist ein Elektronenüberschuß. Daher gibt sie Elektronen ab und somit muß ein negatives Ion entstehen. (13 LK)

Die Analyse der Schülerkommentare hat gezeigt, daß zwei Vorstellungen die hohe Attraktivität des Hauptdistraktors „H⁺“ begründen:

- Elektrolyse wird als Spaltung eines Stoffes in seine Ionen verstanden.
- Es wird keine Elektronenübertragung an der Elektrode angenommen, sondern nur eine Anziehung der positiven Ionen zum negativen Pol.

Bei einer Bewertung der Vorstellung, daß ein Stoff erst durch die Elektrolysespannung in seine Ionen gespalten wird, muß berücksichtigt werden, daß Wasser tatsächlich nur zu einem sehr geringen Anteil dissoziiert vorliegt und im Verlauf der elektrolytischen Zersetzung H⁺- und OH⁻-Ionen durch weitere Dissoziation nachgebildet werden. Es wäre denkbar, daß die Schüler in anderer Weise argumentieren, wenn als Beispiel die Lösung eines Salzes oder einer starken Säure gewählt wird, die in wäßrigem Medium vollständig dissoziiert vorliegen.

Aus diesem Grund wurde den Schülern folgende Aufgabe vorgelegt:

Aufgabe 3 (07.303)

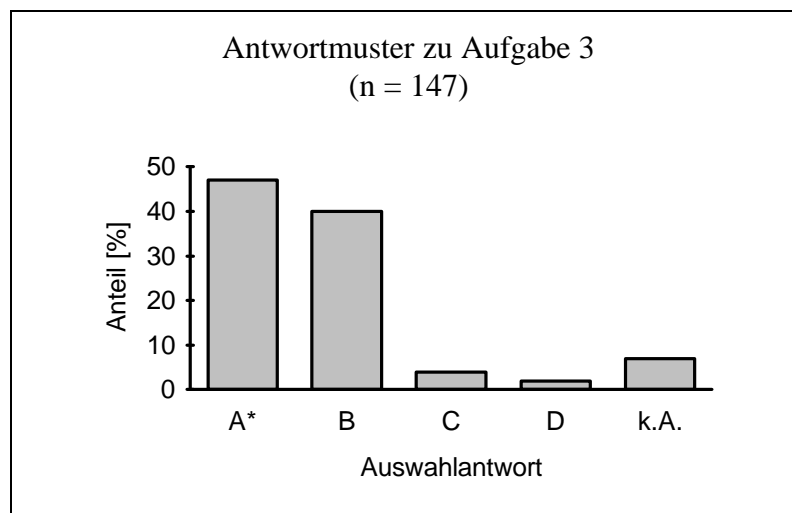
Die Abbildung zeigt eine Zelle zur Elektrolyse von verdünnter Salzsäure. Welches Produkt wird dabei an der Kathode (Minuspol) gebildet?

- [A] H_2
- [B] H^+
- [C] Cl_2
- [D] Cl^-

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

Die Auswahlantworten wurden analog zu Aufgabe 2 gebildet.

Die Antwortverteilung zeigt, daß die Lösung „ H^+ “ wiederum den Hauptdistraktor bildet, während die Auswahlantworten „ Cl_2 “ und „ Cl^- “ praktisch keine Rolle spielen:



Um sicherzustellen, daß mit den vorgegebenen Distraktoren nicht weitere mögliche Antworten der Schüler von vornherein ausgeschlossen werden, wurde

die gleiche Aufgabe mit offener Antwortmöglichkeit in die Erhebung aufgenommen (siehe Anhang: Aufgabe 23). Diese bestätigte das oben aufgeführte Antwortmuster.

Die Kommentare zur **Lösung „H⁺“** spiegeln die in Aufgabe 2 aufgezeigten Argumentationsweisen wider:

Auch hier gibt es eine große Zahl von Kommentaren, die den Elektrolysevorgang als Spaltung von HCl-Molekülen in H⁺- und Cl⁻-Ionen interpretieren:

Die Elektrolyse spaltet HCl in H⁺ - und Cl⁻-Ionen. Die Kathode (Minuspole) zieht zum Ladungsausgleich positive Ionen an → H⁺. (13 LK)

Die Salzsäure zerfällt durch die Elektrolyse in Ionen. Da die Kathode negativ geladen ist und positive und negative Ladungen sich anziehen, wandern die H⁺-Ionen zur Kathode. (13 LK)

Bei der Elektrolyse werden die HCl-Moleküle in H⁺ und Cl⁻ gespalten. Da die Physik uns lehrt, daß minus und minus, ebenso plus und plus sich abstoßen, lagert sich H⁺ an die Kathode an. (12 GK)

Eine ganze Reihe von Schülern begründet ihre Antwort mit der Anziehung der in der Salzsäure vorhandenen H⁺-Ionen durch die negativ geladene Kathode:

Die Salzsäure liegt in wässriger Lösung in Ionenform vor: H⁺ und Cl⁻. Die positiven Wasserstoffionen wandern zur Kathode, die negativen Chlorionen zur Anode. (13 LK)

Salzsäure liegt in Wasser in H⁺- und Cl⁻-Ionen vor: HCl (in H₂O) → H⁺_{aq} + Cl⁻_{aq}. Da die Kathode der Minuspole ist, zieht sie die positiv geladenen Teilchen an, die Anode (Pluspole) zieht die negativ geladenen Teilchen (Anionen) an. Die Kathode zieht die Kationen an, also H⁺. (12 LK)

Gemeinsames Merkmal der beiden Argumentationen ist wiederum der fehlende Hinweis darauf, daß bei einer Elektrolyse Elektronenübertragungen an den Elektroden stattfinden.

Die Vorstellung, daß die Salzsäure erst durch den Elektrolysevorgang in H⁺- und Cl⁻-Ionen dissoziiert, findet sich auch in vielen Begründungen zur richtigen **Antwort „H₂“**:

Durch die Elektrolyse erfolgt eine Trennung von HCl in H^+ und Cl^- , die jeweils zu den ungleichnamigen Polen (H^+ zur Kathode, Cl^- zur Anode) gezogen werden. Bei H^+ wird das positiv geladene Ion mit einem Elektron aufgefüllt zu H. Mit einem anderen H schließt es sich zu dem Element H_2 zusammen. Analog läuft die Reaktion für Cl^- , nur zieht die Anode dem negativ geladenen Ion ein Elektron ab. (13 GK)

Das HCl-Molekül wird gespalten. H^+ wandert zur Kathode und nimmt dort ein Elektron auf. Zwei frisch entstandene H-Atome bilden ein H_2 -Molekül. Es bilden sich H_2 -Bläschen. (12 LK)

Wie schon in Aufgabe 2 beschreiben auch in diesem Fall einige Schüler die Bildung von H_2 als eine Verbindung zweier H^+ -Ionen, ohne auf die stattfindende Elektronenaufnahme hinzuweisen:

Die H^+ -Ionen der Säure wandern zum Minuspol, da sich gegensätzliche Ladungen anziehen. Die H^+ -Ionen verbinden sich zu H_2 . (12 LK)

Die Kathode zieht die H^+ -Ionen an. Diese lagern sich zusammen und bilden H_2 -Gas. (13 GK)

Die Mehrheit der Schüler, die sich für die richtige Lösung entschieden haben, gibt jedoch eine korrekte Begründung:

In der Lösung liegen Cl^- - und H_3O^+ -Ionen vor. Die H_3O^+ -Ionen werden an der Kathode zu Wasserstoff reduziert. An der Anode werden Cl^- -Ionen zu atomarem Chlor oxidiert.

Anode: $2 Cl^- \rightarrow 2 e^- + Cl_2$

Kathode: $2 H^+ + 2 e^- \rightarrow H_2$ (13 LK)

Die H^+ - und Cl^- -Ionen liegen dissoziiert vor. Die H^+ -Ionen werden von der Kathode angezogen und entladen. Zwei H-Teilchen schließen sich zu H_2 zusammen. Das H_2 steigt auf. (12 LK)

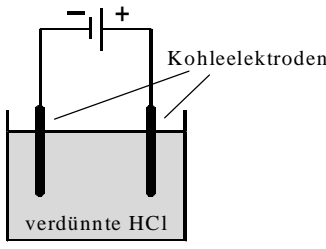
Die Ergebnisse der vorangegangenen Aufgabe werden damit in umfassender Weise bestätigt. Offenbar spielt auch bei Vorgabe eines in wässriger Lösung vollständig dissoziierten Stoffes wie HCl die Vorstellung eine wesentliche Rolle, daß erst die Elektrolyse eine Spaltung des Elektrolyten in seine Ionen bewirkt. Dies bestätigt sich, wenn als Elektrolyt eine wässrige NaCl-Lösung gewählt wird (siehe Anhang: Aufgabe 24).

Um einen Eindruck davon zu gewinnen, wie groß der Anteil der Schüler ist, die mit *Elektrolyse* eine Spaltung des Elektrolyten in Ionen verbinden, wurde eine Mehrfachwahlaufgabe konzipiert, die diese Falschvorstellung in den Auswahlantworten aufgreift. Da die Falschvorstellung auch in Kommentaren zur richtigen Lösung zu finden war, muß eine solche Mehrfachwahlaufgabe folgende Antwortmöglichkeiten umfassen:

- die falsche Vorstellung,
- die richtige Lösung,
- eine Kombination von beiden.

Diese Kriterien werden mit der folgenden Aufgabe erfüllt:

Aufgabe 4 (07.309)



Kohlelektroden
verdünnte HCl

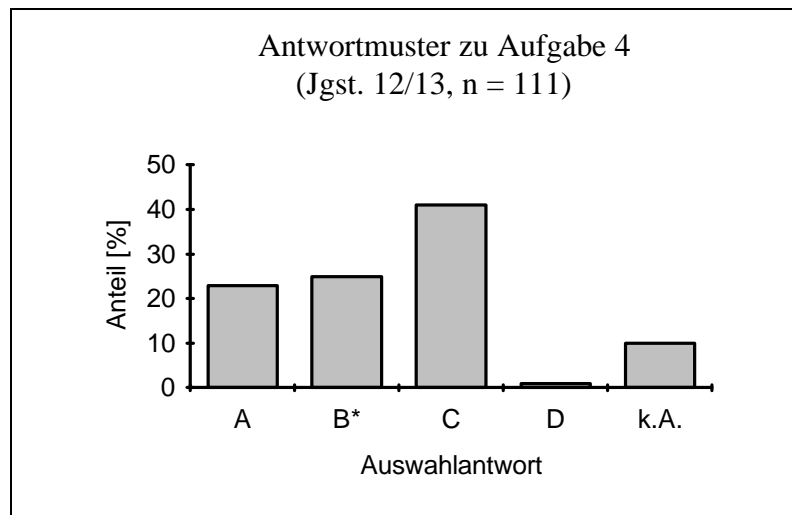
Die Abbildung zeigt eine Zelle zur Elektrolyse von verdünnter Salzsäure. Welche der beiden folgenden Aussagen trifft zu?

- 1) HCl wird durch die Elektrolyse in H^+ - und Cl^- -Ionen gespalten.
- 2) Am Minuspol entsteht H_2 , am Pluspol Cl_2 .

[A] Nur 1)
[B] Nur 2)
[C] 1) und 2)
[D] Weder 1) noch 2)

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

Um zu prüfen, ob die beschriebene Falschvorstellung auch bei den Schülern der höheren Jahrgangsstufen eine Rolle spielt, wird im folgenden die Antwortverteilung innerhalb der Jahrgangsstufen 12 und 13 betrachtet:



Distraktor C stellt offenbar die attraktivste Antwortmöglichkeit dar. Addiert man die Prozentanteile der Distraktoren A und C, so ergibt sich ein Schüleranteil von etwa zwei Dritteln, der mit dem Elektrolysevorgang eine Spaltung der Salzsäure in H^+ - und Cl^- -Ionen verbindet. Dieser bemerkenswert hohe Prozentanteil bestätigt sich, wenn als Elektrolyt eine Salzlösung oder eine Salzschmelze vorgegeben wird (siehe Anhang: Aufgabe 25, 26).

Als Erklärung für die Spaltung des Elektrolyten in seine Ionen führen viele Schüler die Anziehungskraft der beiden entgegengesetzt geladenen Pole an:

HCl wird in H^+ und Cl^- getrennt, weil das Proton (H^+) vom Minuspol angezogen wird, das Cl^- allerdings vom Pluspol. Die bestehenden zwischenmolekularen Kräfte sind wahrscheinlich zu schwach, das Molekül zusammenzuhalten. Also spaltet es sich und die Ionen werden vom jeweils entgegengesetzten Pol angezogen. (12 GK)

Das HCl wird deshalb gespalten, da die Kathode (der Minuspol) die positiven H^+ -Ionen anzieht und die Anode die negativen Cl^- -Ionen anzieht. (12 LK)

Daneben wird als Begründung häufig der elektrische Strom bzw. die Spannung genannt, die eine Spaltung des HCl-Moleküls bewirken:

HCl wird durch den elektrischen Strom in H^+ - und Cl^- -Ionen gespalten (elektrischer Strom = Energiezufuhr)... (13 LK)

Durch den Strom werden die Bindungen der Moleküle gespalten... (12 LK)

Elektrische Spannung trennt Ionenverbindung... (12 GK)

Um die gewonnenen Ergebnisse im Sinne der von GOTT UND JOHNSON beschriebenen *Triangulation* (vgl. Kapitel 2.2) zu überprüfen, wurden zwei weitere Mehrfachwahlaufgaben entwickelt (vgl. Anhang: Aufgabe 27, 28). In beiden Aufgaben trat die Vorstellung, ein Elektrolyt werde erst bei der Elektrolyse in seine Ionen gespalten, mit großer Häufigkeit auf.

5.1.3.2 Zusammenfassung der Ergebnisse

Die Aufgaben zur Elektrolyse gingen von der Fragestellung aus, welches Produkt bei der Elektrolyse von Wasser an der Kathode (Minuspol) gebildet wird. Die Schüler entschieden sich mit einem bemerkenswert hohen Wahlanteil von etwa 40% für die Antwort „H⁺“. Dieses Ergebnis bestätigte sich in einer analogen Aufgabenstellung zur Elektrolyse von verdünnter Salzsäure.

Die große Attraktivität der Auswahlantwort „H⁺“ beruhte auf zwei Falschvorstellungen:

- Die Salzsäure wird durch die Elektrolyse in H⁺- und Cl⁻-Ionen gespalten. (Diese Vorstellung zeigte sich auch in Schülerkommentaren zur richtigen Lösung „H₂“)
- Es findet keine Elektronenübertragung an den Elektroden statt, sondern nur eine Anziehung der H⁺- bzw. Cl⁻-Ionen zu den entgegengesetzt geladenen Polen.

Die Schülerkommentare zu den Auswahlantworten „H₂“ bzw. „OH⁻“ wiesen auf zwei weitere falsche Denkweisen hin, die jedoch mit einer deutlich geringeren Häufigkeit auftraten:

- An der Kathode (Minuspole) verbinden sich zwei H^+ -Ionen ohne Elektronenaufnahme zu H_2 .
- Am negativen Pol muß ein negatives Teilchen entstehen.

Um zu prüfen, wie groß der Anteil der Schüler ist, die mit dem Elektrolysevorgang eine Spaltung des Elektrolyten in seine Ionen verbinden, wurde eine weitere Mehrfachwahlaufgabe konzipiert, die diese Vorstellung in den Auswahlantworten aufnahm. Im Rahmen dieser Aufgabe bezeichneten zwei Drittel der Schüler die Aussage „HCl wird durch die Elektrolyse in H^+ - und Cl^- -Ionen gespalten“ als korrekt. Dieses Ergebnis bestätigte sich, wenn als Elektrolyt eine Salzlösung bzw. eine Salzsäure vorgegeben wurde.

Als Begründung führten die Schüler die Kraft des elektrischen Stroms bzw. die elektrische Spannung an oder verwiesen auf die Anziehungskräfte der beiden Pole, die eine Spaltung des HCl-Moleküls bewirken.

5.2 Ladungstransport im Elektrolyten

5.2.1 Die Behandlung der Thematik in Schulbüchern

Die „Leitfähigkeit von Salzschnmelzen und Salzlösungen“ sowie das „Phänomen der Ionenwanderung“ gehören zu den obligatorischen Themen des Chemieunterrichts der Sekundarstufe I (KM NW 1993, S.52). Dementsprechend finden sich beide Aspekte in den betrachteten Schulbüchern zur Chemie für die Sekundarstufe I wieder.

In „CHEMIE HEUTE“ für den Sekundarbereich I heißt es unter dem Stichwort „elektrische Leitfähigkeit“:

Elektrische Leitfähigkeit. Elektrische Leiter wie Metalle enthalten frei bewegliche Elektronen. Wenn durch eine Leitung Strom fließt, bewegen sich Elektronen vom Minuspol zum Pluspol. Stoffe, die keine frei beweglichen Elektronen enthalten, sind Isolatoren; sie leiten den elektrischen Strom nicht (S.130).

Eine solche, auf Elektronenleitung eingeeengte Definition von elektrischer Leitfähigkeit kann dazu verführen, auch für nichtmetallische Leiter wie etwa wäßrige Lösungen einen Fluß freier Elektronen anzunehmen, zumal im nachfolgenden Satz auf die Leitfähigkeit von Kochsalzlösung verwiesen wird:

Reines Wasser ist ein Nichtleiter, auch festes Kochsalz leitet den elektrischen Strom nicht. Eine Lösung von Kochsalz in Wasser dagegen leitet den elektrischen Strom.

Erst in den folgenden Abschnitten wird die Vorstellung von Ionen als frei beweglichen Ladungsträgern in wäßrigen Lösungen entwickelt. Am Beispiel einer Kupferchloridlösung wird die Wanderung der Ionen zu den Polen schematisch dargestellt.

Ein späteres Kapitel greift die Thematik unter der Überschrift „Geladene Teilchen: Ionen“ erneut auf. Diesmal werden Elektronenleitung und Ionenleitung im Text deutlich voneinander abgegrenzt:

*Läßt man den elektrischen Strom über zwei Kohlestäbe durch eine Salzlösung fließen, so leuchtet das Lämpchen auch auf. Die Salzlösung leitet also den Strom. Dabei wird die elektrische Ladung in der Lösung allerdings nicht durch Elektronen transportiert, sondern durch geladene Teilchen, durch **Ionen** (S.166).*

Ergänzt wird diese Beschreibung durch eine im Schriftsatz hervorgehobene Definition, in der die unterschiedlichen Ionen und Pole benannt werden:

Positiv geladene Ionen bezeichnet man als Kationen, denn sie wandern zur Kathode, dem Minuspol. Negativ geladene Ionen nennt man Anionen, da sie zur Anode, dem Pluspol wandern.

Das Schulbuch „ELEMENTE CHEMIE I“ widmet dem Thema „Ionen in Lösungen und Schmelzen von Salzen“ ebenfalls ein eigenes Kapitel (S.168f). Auch hier wird die Wanderung der positiven und negativen Ionen in einer Salzlösung in Form einer schematischen Abbildung dargestellt.

Eine Zusammenfassung des Aspekts „Stromleitung im Elektrolyten“ findet sich im Nachfolgebuch „ELEMENTE CHEMIE II“. Darin wird deutlich zwischen Elektronen- und Ionenleitung differenziert:

***Stromleitung in Elektrolytlösungen.** Der Stromfluß in wäßrigen Lösungen beruht - genau wie in galvanischen Elementen - auf der „Wanderung“ weitgehend freibeweglicher Ionen (Kationen und Anionen) im Gegensatz zu den Metallen und Graphit, welche eine Elektronenleitung zeigen und durch den Stromfluß chemisch nicht verändert werden (S.124).*

Eine Ausnahme bildet das Schulbuch „CHEMIE HEUTE SII“. Daß der Stromfluß in wäßrigen Lösungen auf der Bewegung von Ionen beruht, wird hier offenbar als bekannt vorausgesetzt. Auch innerhalb des Kapitels „Elektrochemie“ findet sich kein Abschnitt, der diesen Teilaspekt elektrochemischer Zellen gesondert hervorhebt.

Einen besonderen Fall innerhalb der Thematik „Ladungstransport im Elektrolyten“ bildet die galvanische Zelle, da hier zwei unterschiedliche Elektrolytlösungen aneinandergrenzen. Im Gegensatz zu den oben dargelegten Aspekten ist der Themenkomplex „galvanische Zelle“ jedoch erst für die

gymnasiale Oberstufe verbindlich (KM NW 1981, S.41). Eine Behandlung der Thematik in der Sekundarstufe I ist dem Lehrer freigestellt (KM NW 1993, S.52).

Um die Vorgänge in einer galvanischen Zelle zu verdeutlichen, wählen alle betrachteten Schulbücher das Zink-Kupfer-Element, das in allen Fällen durch eine schematische Abbildung veranschaulicht wird. In „ELEMENTE CHEMIE I“ beinhaltet diese Abbildung jedoch nur eine Darstellung der Elektrodenreaktionen; die Bewegung der Ionen durch die Trennwand wird vernachlässigt. Auch im Begleittext wird nicht deutlich, welche Ionen sich in welche Richtung bewegen (S.180).

Dies trifft für die drei übrigen genannten Schulbücher nicht zu. Hier beinhaltet die schematische Abbildung auch die Ionenbewegung im Elektrolyten, wobei der Unterschied zwischen Elektronenfluß im äußeren Leiter und Ionenwanderung im inneren Stromkreis deutlich hervorgehoben wird.

Eine Begründung dafür, warum sich Zink-Ionen zur Kupferhalbzelle und Sulfat-Ionen in die entgegengesetzte Richtung bewegen, liefern jedoch nur die beiden Bücher für die gymnasiale Oberstufe. Sie verweisen auf die Notwendigkeit, „elektrische Neutralität“ zu wahren (ELEMENTE CHEMIE II, S.114) bzw. einen „Ladungsausgleich“ zu ermöglichen:

Die Elektrodenreaktionen und somit der Stromfluß lassen sich aber nur aufrecht erhalten, wenn zwischen den Elektrolytlösungen ein Ladungsausgleich möglich ist: Durch das Diaphragma wandern Zink-Ionen zur Kupfer-Halbzelle, und gleichzeitig wandern Sulfat-Ionen zur Zink-Halbzelle. So entsteht durch den Transport der Elektronen in den Metallen und die Wanderung der Ionen in den Elektrolytlösungen ein geschlossener Stromkreis (CHEMIE HEUTE SII, S.155).

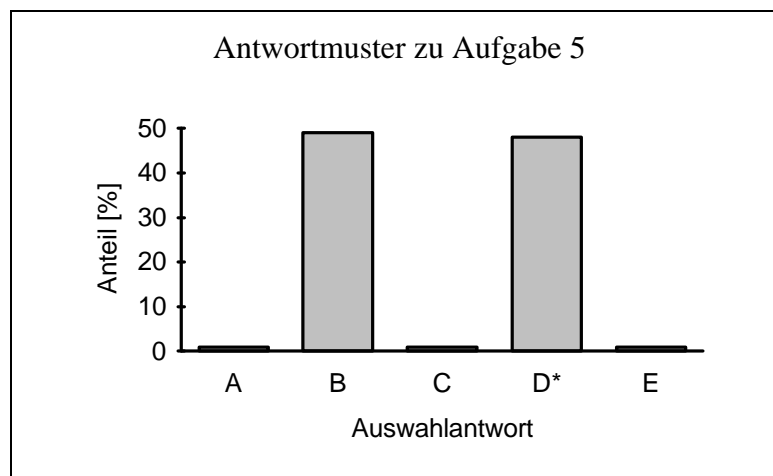
5.2.2 Die empirische Untersuchung

5.2.2.1 Der Ladungstransport in einer Elektrolysezelle

Die computergestützte Stichwortsuche in der Aufgabensammlung britischer und amerikanischer Examination Boards führte unter dem Suchelement „electrolyt.“ zu folgender Aufgabe:

Aufgabe 5	
(University of London, General Certificate of Education Examination, Ordinary Level, 1985)	
The passage of electric current through an electrolyte is due to movement of	
[A]	protons
[B]	electrons
[C]	neutrons
[D]	ions
[E]	molecules

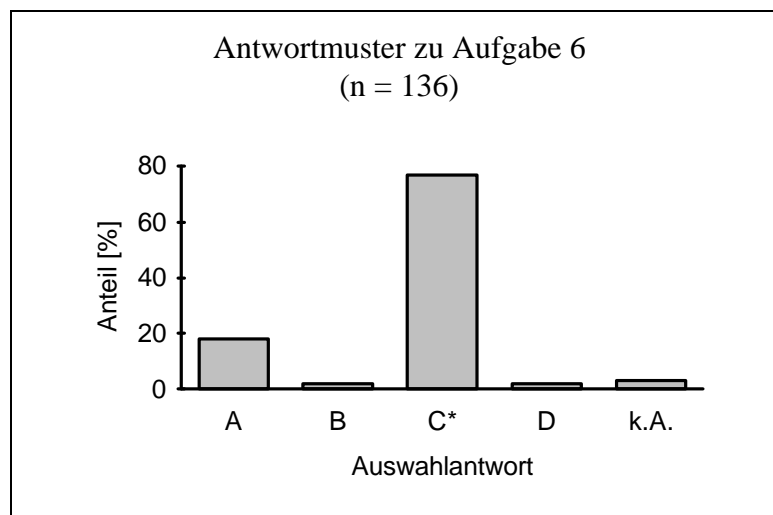
Die folgende Grafik gibt das zugehörige Antwortmuster wieder:



Bemerkenswert ist hier die große Anzahl von Schülern, die einen Elektronenfluß im Elektrolyten annehmen. In Anlehnung an diese Aufgabe wurde daher folgende Fragestellung in die empirische Studie aufgenommen⁷:

Aufgabe 6 (08.301)	
Welche Teilchen muß eine wäßrige Lösung enthalten, damit sie den elektrischen Strom leitet?	
[A]	Elektronen
[B]	Protonen
[C]	Ionen
[D]	Moleküle
Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.	

Das zugehörige Antwortmuster zeigt Parallelen zur oben angeführten Antwortverteilung:



Auch hier stellt die Antwort „Elektronen“ den Hauptdistraktor dar, während die Auswahlantworten „Protonen“ und „Moleküle“ in den Überlegungen der Schüler praktisch keine Rolle spielen. Dieses Ergebnis bestätigt sich in einer

⁷ Die Aufgabe stellt eine leichte Abwandlung einer Aufgabe aus Projekt 07 dar.

analogen Aufgabenstellung mit offener Antwortmöglichkeit und einer weiteren Mehrfachwahlaufgabe (siehe Anhang: Aufgabe 29, 30).

Exemplarisch für die Begründungen zur **Antwort „Elektronen“** stehen die folgenden Kommentare:

Strom = Fluß von Elektronen; Demzufolge müssen freie Elektronen vorhanden sein, die beim Anlegen einer Spannung dann „fließen“, d.h. sich bewegen können. (12 GK)

Eine wäßrige Lösung muß Elektronen enthalten, um elektrischen Strom zu leiten, da Strom durch die Bewegung von Elektronen entsteht. (12 LK)

Strom ist eine Bewegung von Elektronen von einem Pol zum anderen. Gibt es in einem Stoff keine freien Elektronen, die sich bewegen können, kann kein Strom fließen. (12 GK)

Die Schüler übertragen offenbar ihre Kenntnisse über den Stromfluß in metallischen Leitern auf die Vorgänge im Elektrolyten und setzen Stromfluß grundsätzlich mit Elektronenfluß gleich.

Die Mehrheit der Schüler, die sich für die korrekte **Lösung „Ionen“** entschieden haben, gibt dafür eine richtige Begründung:

Damit eine wäßrige Lösung den elektrischen Strom leitet, muß sie Teilchen enthalten, die im elektrischen Feld wandern können. Die Eigenschaft haben die Ionen. (11 GK)

Eine wäßrige Lösung muß frei bewegliche Ladungsträger besitzen, um elektrischen Strom zu leiten. Moleküle sind nach außen hin elektrisch neutral. Protonen und Elektronen sind in wäßrigen Lösungen nicht frei vorhanden. (11 LK)

Die Ionen sind die Ladungsträger in Flüssigkeiten (Feststoffe: Elektronen), sie transportieren die Ladung. (13 GK)

Eine Reihe von Schülern verwendet die Formulierung, daß Ionen „den Strom leiten“ bzw. „transportieren“. Elektrischer Strom erscheint hier als ein abstraktes, von den Schülern nicht näher charakterisiertes Phänomen:

Ein Ion ist ein geladenes Teilchen und kann somit Strom leiten. (12 GK)

Es müssen Ionen in der wässrigen Lösung vorhanden sein, da diese Transporter für den elektrischen Strom sind. Sie können den Strom in der Lösung weitertragen. (12 GK)

Daneben findet sich eine große Anzahl von Kommentaren, die auf eine interessante falsche Denkweise bezüglich des Stromflusses im Elektrolyten hinweisen:

Ionen transportieren die Elektronen (den "Strom") durch die wässrige Lösung) (12 GK)

Es müssen Ionen vorhanden sein, da sie als Elektronentransportatoren dienen und sie von der einen Elektrode zur anderen transportieren. (12 LK)

Die Ionen in der Lösung sind in der Lage, die Elektronen zu „transportieren“ und somit den Elektronenfluß zu gewährleisten. (13 LK)

In einer wässrigen Lösung müssen Ionen enthalten sein, damit sie den Strom leitet. Die Elektronen lagern sich an den Ionen an und der Strom (die Elektronen) fließt durch die wässrige Lösung. (12 GK)

Offenbar verbirgt sich hier hinter der richtigen Antwort „Ionen“ ebenfalls die Vorstellung vom Elektronenfluß. Ionen dienen nur als Hilfsmittel, diesen Elektronenfluß zu ermöglichen, indem sie die Elektronen von einer Elektrode zur anderen transportieren. Dabei lassen die Schülerkommentare zwei unterschiedliche Vorstellungen darüber erkennen, wie sich dieser Elektronentransport vollzieht:

In einer Reihe von Begründungen werden Elektronenfluß und Ionenfluß miteinander verknüpft. Ionen werden als freibewegliche Teilchen angenommen, die die Elektronen auf ihrem Weg von einem Pol zum anderen „mitnehmen“:

Der Strom wird in einer Lösung transportiert, indem die Elektronen von einem Pol zum anderen transportiert werden. Das geschieht durch Ionenwanderung, d.h. ein positiv geladenes Ion, dem ein e^- fehlt, nimmt dieses Elektron auf und wandert dann zum anderen Pol, wo es dieses Elektron wieder abgibt. (12 GK)

Ionen sind positiv oder negativ geladene Teilchen, die sich in wässriger Lösung frei bewegen können. Sie können somit den „Transport“ der Elektronen vom Minuspol zum Pluspol hin übernehmen. (11 GK)

Ionen sind geladene Teilchen, die freibeweglich in der Lösung die Elektronen transportieren können. (12 LK)

Andere Schüler beschreiben dagegen ein System, in dem Ionen die Elektronen untereinander weiterreichen:

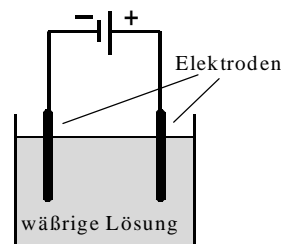
Ionen sind entweder positiv oder negativ geladen. Elektrischer Strom entsteht dadurch, daß Elektronen „wandern“, d.h. von Ion zu Ion weitergegeben werden. (12 LK)

Ionen müssen vorhanden sein, damit die Elektronen von Ion zu Ion überspringen können. Dies muß gewährleistet sein, damit der Stromkreis geschlossen wird. (12 GK)

Ionen sind positiv oder negativ geladene Teilchen. Um einen Elektronenfluß (Strom) zu gewährleisten, sind diese als Überträger nötig. Die Elektronen wandern von Ion zu Ion. (12 LK)

Auf der Basis der hier beschriebenen Denkweisen wurde eine Mehrfachwahlaufgabe entwickelt, die die gefundenen Falschvorstellungen in den Auswahlantworten aufgreift:

Aufgabe 7 (08.302)



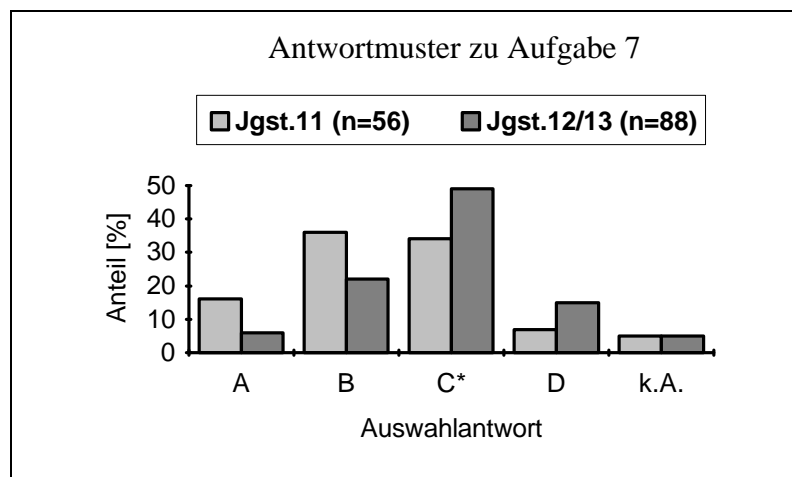
Welche der folgenden Aussagen beschreibt den Stromfluß in der wässrigen Lösung?

- [A] Elektronen bewegen sich von einer Elektrode zur anderen Elektrode durch die Lösung.
- [B] Ionen nehmen Elektronen an einer Elektrode auf und transportieren diese zur anderen Elektrode durch die Lösung.
- [C] Positive und negative Ionen bewegen sich in entgegengesetzter Richtung durch die Lösung.
- [D] Elektronen werden von einem Ion zum nächsten durch die Lösung weitergereicht.

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

Diese Aufgabe bietet gegenüber der vorangegangenen mehrere Vorteile: Zum einen führen die unter [B] und [D] aufgeführten Falschvorstellungen nicht mehr zur richtigen Auswahlantwort. Zum anderen kann geprüft werden, ob sich diese Vorstellungen auch dann noch als beständig erweisen, wenn die Schüler die unter [C] angeführte, richtige Beschreibung des Stromflusses im Elektrolyten vor Augen haben. Darüber hinaus kann eine Aussage darüber getroffen werden, welche Denkweise besonders häufig auftritt.

Das Antwortmuster differenziert zwischen den Schülern der Jahrgangsstufe 11, denen die Thematik aus dem Unterricht der Sekundarstufe I bekannt sein müßte und den Schülern der Jahrgangsstufen 12 und 13, von denen angenommen werden kann, daß sie sich innerhalb des Kursthemas *Elektrochemie* erneut mit dem Aspekt *Ladungstransport im Elektrolyten* auseinandergesetzt haben:



Antwort [B] bildet in beiden Fällen den Hauptdistraktor. Bei den Schülern der Jahrgangsstufe 11 liegt er mit 36% sogar über der Zahl der richtigen Lösungen.

Die Schülerkommentare unterstreichen und bestätigen die vorgegebenen Auswahlantworten.

Einige Schüler präzisieren **Auswahlantwort [A]**, indem sie die Bewegungsrichtung der Elektronen durch die Lösung angeben:

Die Bewegung der freien Elektronen läßt Strom entstehen. Die freien Elektronen „wandern“ von der elektronenreichen Stelle (Minuspole) zur elektronenarmen Stelle (Pluspol). (13 GK)

Die e^- werden vom Pluspol angezogen und vom Minuspole abgestoßen. So entsteht zwischen den Elektroden (Anode + / Kathode -) in der Lösung ein Stromfluß. (11 k.U.⁸)

Dies zeigt sich auch in einigen Kommentaren zur **Lösung [B]**:

Ein Strom fließt, wenn Elektronen fließen. Diese fließen jedoch nicht selbständig, sondern werden von Ionen von der negativen zur positiven Elektrode transportiert. (12 GK)

An der Kathode herrscht ein Elektronenüberschuß und an der Anode ein Elektronenmangel. In der Lösung befinden sich Ionen, diese Ionen transportieren die Elektronen nun von der Kathode zur Anode, wo sie durch den Elektronenmangel angenommen werden. Es fließt also ein elektrischer Strom. (12 GK)

Einige Schüler konkretisieren, daß es sich um positive Ionen handelt, die den Elektronentransport zur anderen Elektrode übernehmen:

In der wäßrigen Lösung sind Ionen enthalten. Durch Anlegen einer Spannung fließen Elektronen über die Elektroden in die wäßrige Lösung. Die positiven Ionen der Lösung wandern zur negativ geladenen Elektrode. Sie nehmen die Elektronen auf und ändern somit ihre Ladung. Die nun negativ geladenen Ionen wandern mit den Elektronen zur positiv geladenen Elektrode und geben dort ihre Elektronen ab. Der Vorgang wiederholt sich. Dadurch ist ein Elektronenstrom möglich. (11 GK)

Die positiven Ionen bewegen sich aufgrund ihrer Ladung zur Anode⁹. Dort nehmen sie ein Elektron auf, womit sie eine negative Ladung erhalten. Aufgrund ihrer negativen Ladung bewegen sie sich zurück zur Kathode, transportieren das Elektron also durch die Lösung zur anderen Elektrode, wo sie dieses wieder abgeben. Es entsteht also ein Elektronenfluß, sprich es fließt ein Strom. (12 GK)

Interessanterweise gehen diese Schüler davon aus, daß die positiven Ionen durch die Aufnahme von Elektronen nicht neutral werden, sondern eine negative Ladung erhalten.

⁸ Die Abkürzung „k.U.“ steht für „keine Unterscheidung“.

⁹ Der Schüler beschriftet in der schematischen Abbildung der Elektrolysezelle den Minuspole der Zelle mit „Anode“, den Pluspol mit „Kathode“.

Die Vorstellung, daß negative Ionen zusätzlich zu ihrer schon vorhandenen negativen Ladung weitere Elektronen aufnehmen und diese durch die Lösung transportieren, findet sich nicht.

Die Schülerkommentare zur **Antwort [D]** veranschaulichen, wie sich die Schüler die Weitergabe der Elektronen von Ion zu Ion vorstellen:

Bei Zusammenstößen der einzelnen Ionen werden die Elektronen von einem zum anderen übergeben. (12 LK)

Die Ladungen der einzelnen Ionen ändern sich wie in einer Kette, und so wird das e^- durch die Lösung weitergereicht \rightarrow die e^- wandern über Ionen. (12 LK)

Die Elektronen „springen“ von einem Ion zum nächsten zu den Elektroden. (12 GK)

Eine Differenzierung zwischen positiven und negativen Ionen erfolgt jedoch nicht.

Die **korrekte Lösung [C]** wird von einer großen Zahl richtiger Begründungen begleitet:

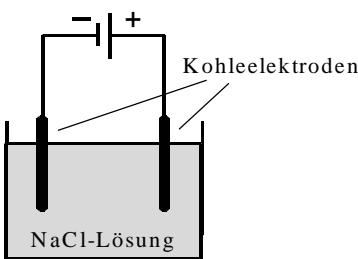
In wäßrigen Lösungen befinden sich positive und negative Ionen. Diese Ionen werden nun durch die Elektroden angezogen. Die negativ geladenen Ionen bewegen sich zur positiven Elektrode und die positiv geladenen Teilchen bewegen sich zur negativen Elektrode. Daraus kann man erkennen, daß sich die Ionen in entgegengesetzter Richtung bewegen. (12 LK)

- *Elektronen sind in wäßriger Lösung nicht frei beweglich.*
- *Wenn ein Kation ein Elektron aufnimmt, ist es danach neutral, also kein Ion mehr und wird somit nicht mehr von einer Elektrode angezogen.*
- *Ein Anion wird keine e^- aufnehmen.*
- *Elektronen werden nicht weitergeleitet, da sich in einer Lösung mit farbigem Kation die Farbstoffe bewegen, wenn Strom angelegt wird \Rightarrow nicht e^- werden bewegt, sondern Ionen. (11 k.U.)*

Die Auswahlantworten von Aufgabe 7 gaben die in Aufgabe 6 gefundenen Falschvorstellungen in allgemeiner Form wieder, ohne dabei Bezug auf eine

bestimmte Elektrolytlösung zu nehmen. Um zu prüfen, ob sich die verschiedenen Denkweisen auch bei Vorgabe einer konkreten Salzlösung bestätigen, wurde die folgende Aufgabe in das nachfolgende Projekt aufgenommen:

Aufgabe 8 (09.119)



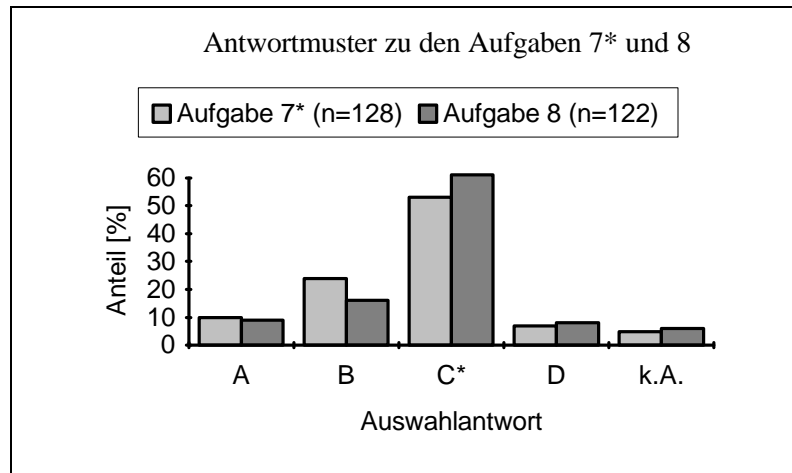
Welche der folgenden Aussagen beschreibt den Stromfluß in der NaCl-Lösung?

- [A] Elektronen bewegen sich von einer Elektrode zur anderen Elektrode durch die Lösung.
- [B] Na^+ -Ionen nehmen Elektronen an einer Elektrode auf und transportieren diese zur anderen Elektrode durch die Lösung.
- [C] Positive und negative Ionen bewegen sich in entgegengesetzter Richtung durch die Lösung.
- [D] Elektronen werden von einem Na^+ -Ion zum nächsten durch die Lösung weitergereicht.

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

In einer analogen Aufgabenstellung wurde Antwort [D] durch die Formulierung „Elektronen werden von einem Cl^- -Ion zum nächsten durch die Lösung weitergereicht“ ersetzt. Diese spielte jedoch mit einem Wahlanteil von 2% praktisch keine Rolle.

Um einen besseren Vergleich zwischen Aufgabe 8 und Aufgabe 7 zu ermöglichen, wurde diese im gleichen Projekt wie Aufgabe 8 erneut in die Erhebung aufgenommen (hier bezeichnet mit 7*). Die Grafik stellt die Ergebnisse beider Aufgaben einander gegenüber:



Die Antwortmuster zeigen eine leichte Zunahme der richtigen Lösungen bei Vorgabe der konkreten Elektrolytlösung. Die charakteristische Antwortverteilung mit Antwort [B] als Hauptdistraktor bleibt jedoch erhalten. Dies bestätigt sich, wenn als Elektrolyt eine CuCl_2 -Lösung vorgegeben wird (siehe Anhang: Aufgabe 32).

Einige Schüler begründen, warum ihnen die Vorstellung, daß Natrium-Ionen Elektronen durch die Lösung transportieren, nicht sinnvoll erscheint:

Würden Elektronen von Na^+ -Ionen zum Transport aufgenommen, so wären diese keine Ionen mehr... (13 GK)

Wenn sie die Elektronen schon aufgenommen haben, wandern sie nicht mehr in der Lösung. Nur geladene Ionen wandern in der Lösung und werden vom jeweils entgegengesetzten Pol angezogen. (12 LK)

Diese Argumentation bildet möglicherweise einen Grund dafür, warum Distraktor [B] mit geringerer Häufigkeit gewählt wird als in Aufgabe 7*.

Demgegenüber steht die schon in der vorangegangenen Aufgabe beschriebene Vorstellung, daß die Natriumionen durch die Aufnahme der Elektronen eine negative Ladung erhalten und somit von der negativen Elektrode abgestoßen werden:

Die Na^+ -Ionen nehmen an der negativen Elektrode Elektronen, die über die Leitung von der anderen Elektrode kommen, auf. Da sie dann e^- aufgenommen haben, werden sie von der negativen Elektrode abgestoßen

und transportieren so die e^- durch die Lösung zur anderen Elektrode. (12 GK)

Die Na^+ -Ionen werden von der negativen Elektrode angezogen und nehmen dort schließlich e^- auf, da sie ja noch Platz auf der Außenschale haben. Jetzt stoßen sie sich, da sie dieselbe Ladung haben, von der Elektrode ab und werden nun von der positiven angezogen, wo sie die Elektronen schließlich wieder abgeben, usw., usw... (11 GK)

In einer Reihe von Kommentaren zur richtigen **Lösung** [C] zeigt sich die Kenntnis darüber, daß an den Elektroden Reaktionen stattfinden. Dabei gehen die Schüler in allen Fällen davon aus, daß sich Natrium-Ionen unter Elektronenaufnahme in Form von elementarem Natrium abscheiden. Dies steht im Widerspruch zu der Vorstellung, daß Natrium-Ionen Elektronen durch die Lösung transportieren und bildet möglicherweise einen weiteren Grund dafür, daß diese Falschvorstellung seltener gewählt wird als in der Aufgabenstellung ohne Vorgabe einer konkreten Elektrolytlösung.

Da das Natrium-Ion positiv geladen ist, wandert es zur negativ geladenen Elektrode. Dort nimmt es ein Elektron auf und wird neutral ($Na^+ + e^- \rightarrow Na$) und ausgefällt... (13 GK)

In wäßriger Lösung liegt das Salz $NaCl$ in Ionenform vor. Dabei werden nun die positiven Na^+ -Ionen vom negativen Pol angezogen und nehmen ein Elektron auf. Es bildet sich elementares Natrium... (13 LK)

Hier deutet sich ein wesentlicher Aspekt an, durch den sich die falschen Lösungen von der richtigen unterscheiden:

Die unter [A], [B] und [D] aufgeführten Falschvorstellungen beschreiben alle einen Elektronenfluß durch den Elektrolyten, mit dem Unterschied, daß sich die Elektronen in einem Fall frei durch die Lösung bewegen, in den beiden anderen Fällen mit Hilfe von Ionen weitergeleitet werden. Die Annahme, daß auf der einen Seite Elektronen in den Elektrolyten eintreten und auf der anderen Seite dieselben Elektronen wieder aus dem Elektrolyten austreten, steht jedoch im Widerspruch zu den auftretenden Elektrodenreaktionen. So wäre etwa die Vorstellung, daß bei der Elektrolyse einer Kupferchloridlösung die Kupferionen Elektronen durch die Lösung transportieren, nicht vereinbar mit der Tatsache,

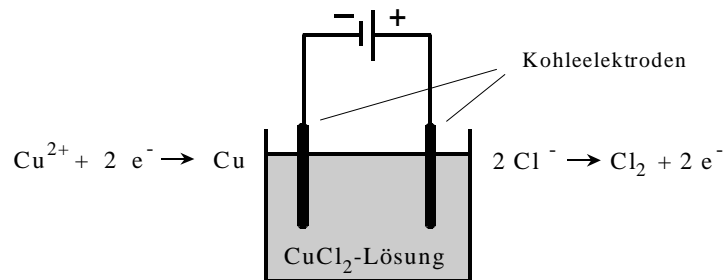
daß sich diese Kupferionen unter Elektronenaufnahme als metallisches Kupfer abscheiden.

Einige Kommentare zur richtigen Lösung weisen auf diesen Widerspruch hin:

In den anderen Fällen wäre es z.B. nicht möglich, daß Stoffe an den Elektroden ausfallen bzw. sich ablagern. (12 LK)

Die positiven und negativen Ionen bewegen sich durch die Lösung und werden an den beiden Elektroden ladungsmäßig neutral. Hierbei fallen Stoffe aus (fest oder gasförmig). Dies schließt alle anderen Möglichkeiten aus, da bei ihnen keine Stoffe ausfallen könnten. (12 LK)

Um zu untersuchen, ob Schüler diesen Widerspruch erkennen, wurden im Kopf der folgenden Aufgabe die Elektrodenreaktionen mit angegeben und zusätzlich im Text darauf verwiesen. Als Beispiel wurde eine Kupferchloridlösung gewählt, da im Fall einer Natriumchloridlösung nicht elementares Natrium, sondern Wasserstoff gebildet wird und diese zusätzliche Schwierigkeit vermieden werden sollte.

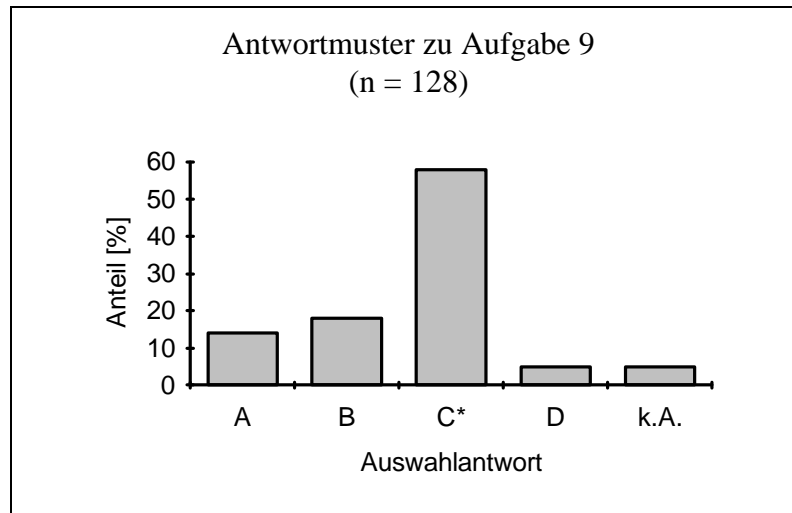
Aufgabe 9 (09.114)

Die Abbildung zeigt eine Elektrolysezelle mit den zugehörigen Elektrodenreaktionen. Welche der folgenden Aussagen beschreibt den Stromfluß in der CuCl₂-Lösung?

- [A] Elektronen bewegen sich von einer Elektrode zur anderen Elektrode durch die Lösung.
- [B] Cu²⁺-Ionen nehmen Elektronen an einer Elektrode auf und transportieren diese zur anderen Elektrode durch die Lösung.
- [C] Positive und negative Ionen bewegen sich in entgegengesetzter Richtung durch die Lösung.
- [D] Elektronen werden von einem Cu²⁺-Ion zum nächsten durch die Lösung weitergereicht.

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

Es wäre zu vermuten, daß die aufgeführten Falschvorstellungen bei gleichzeitiger Angabe der Elektrodenreaktionen mit geringerer Häufigkeit gewählt werden bzw. kaum noch von Bedeutung sind. Dies ist jedoch nicht der Fall. Die Prozentanteile der Distraktoren [A] und [B] liegen sogar etwas höher als in einer analogen Aufgabenstellung ohne Angabe der Reaktionsgleichungen (siehe Anhang: Aufgabe 32).



In den Kommentaren zur **Auswahlantwort [A]** wird deutlich, warum dieser Distraktor für 14% der Schüler weiterhin attraktiv bleibt. Ein Teil der Schüler argumentiert, daß die in der Reaktion vom Chlorid zum Chlor freiwerdenden Elektronen durch die Lösung zur anderen Elektrode wandern und dort von den Kupfer-Ionen aufgenommen werden:

Die Elektronen, die das Chlorid freigibt, wandern durch die CuCl_2 -Lösung und bilden dann mit den Kupfer-Ionen Kupfer. (12 LK)

Cl^- gibt ein Elektron ab und setzt sich als Cl_2 an eine Elektrode (Kathode). Das Elektron wandert durch die Lösung und wird mit Cu^{2+} zu Cu an der anderen Elektrode (Anode). (13 LK)

Somit werden die angegebenen Reaktionen nicht als Widerspruch, sondern als Bestätigung der unter [A] beschriebenen Vorstellung aufgefaßt.

In ähnlicher Weise scheint die Tatsache, daß in den Reaktionsgleichungen eine Elektronenaufnahme durch die Kupfer-Ionen beschrieben wird, einige Schüler zu bestärken, Lösung [B] zu wählen. Daß sich diese Kupferionen in Form von metallischem Kupfer abscheiden, wird von diesen Schülern nicht erkannt:

Am Minuspol treten Elektronen auf. Diese müssen aufgenommen werden. Das tun die Cu^{2+} -Ionen. Diese wandern zum Pluspol. (12 LK)

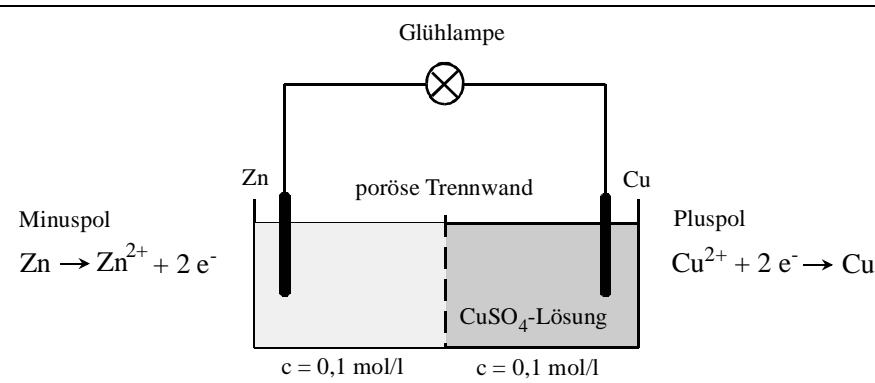
Cu^{2+} -Ionen nehmen Elektronen auf, damit sie „voll“ werden und transportieren sie dann zur anderen Elektrode. (11 k.U.)

5.2.2.2 Der Ladungstransport in einer galvanischen Zelle

Im Gegensatz zur Elektrolysezelle grenzen bei der „klassischen“ galvanischen Zelle zwei unterschiedliche Elektrolytlösungen aneinander, die durch ein Diaphragma oder eine Salzbrücke miteinander verbunden sind. Aufgrund dieser Besonderheit wurden Aufgaben entwickelt, die sich speziell mit dem Ladungstransport in einer galvanischen Zelle befassen.

In der folgenden Mehrfachwahlaufgabe sollen die Schüler nicht nur eine Aussage darüber treffen, ob sich Elektronen oder Ionen durch die poröse Trennwand bewegen, sie müssen darüber hinaus auch entscheiden, in welche Richtung positive bzw. negative Ladungen transportiert werden:

Aufgabe 10 (08.305)



Die Abbildung zeigt eine galvanische Zelle mit den zugehörigen Elektrodenreaktionen. Welche der folgenden Aussagen trifft zu?

[A] Elektronen bewegen sich von der Zinkhalbzelle zur Kupferhalbzelle durch die poröse Trennwand.

[B] Elektronen bewegen sich von der Kupferhalbzelle zur Zinkhalbzelle durch die poröse Trennwand.

[C] Zn^{2+} -Ionen bewegen sich von der Zinkhalbzelle zur Kupferhalbzelle durch die poröse Trennwand.

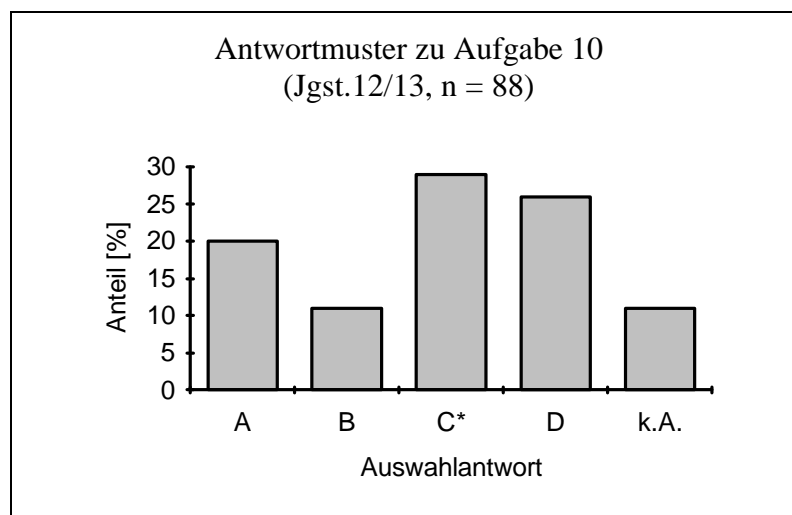
[D] SO_4^{2-} -Ionen bewegen sich von der Zinkhalbzelle zur Kupferhalbzelle durch die poröse Trennwand.

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

Da die Lösung dieser Aufgabe nicht davon abhängen soll, ob die Schüler den beiden Halbzellen die richtigen Elektrodenreaktionen zuordnen können, sind die Reaktionsgleichungen für die Oxidation und die Reduktion im Aufgabenkopf mit angegeben worden.

In der Formulierung der richtigen Lösung wird nicht berücksichtigt, daß sich neben den Zink-Ionen Sulfat-Ionen in die entgegengesetzte Richtung bewegen. Damit soll vermieden werden, daß die richtige Antwort als einzige einen Ladungsfluß in zwei Richtungen beschreibt und möglicherweise nur aus diesem Grund einer anderen Lösung vorgezogen wird.

Im folgenden Antwortmuster werden nur die Schüler der höheren Jahrgangsstufen betrachtet, da nicht mit Sicherheit davon ausgegangen werden kann, daß die Vorgänge in einer galvanischen Zelle schon in der Sekundarstufe I thematisiert wurden:



Die Antwortverteilung zeigt, daß nur 28% der Schüler zur richtigen Lösung gelangen. Die Wahlanteile der Distraktoren [A] und [D] liegen mit 20% bzw. 26% nicht weit unter diesem Ergebnis.

In den Kommentaren zur **Antwort [A]** zeigen sich zwei Argumentationsweisen:

Die Mehrheit der Schüler begründet ihre Wahl mit den angegebenen Reaktionsgleichungen. Die Schüler gehen davon aus, daß die vom Zink abgegebenen Elektronen durch die Lösung zur Kupferelektrode wandern:

Bei der Reaktion $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 e^-$ werden zwei Elektronen frei. Diese befinden sich nun in der Lösung und werden sich zur positiven Kupferhalbzelle bewegen. Bei der Reaktion der Elektronen mit den zweifach positiven Kupferionen entsteht Kupfer ($\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Cu}$). (13 LK)

Da an der Zinkelektrode Elektronen produziert werden und an der Kupferelektrode Elektronen benötigt werden, bewegen sich die Elektronen von der Zink- zur Kupferhalbzelle durch die poröse Trennwand. (12 GK)

Diese Kommentare bestätigen das Ergebnis von Aufgabe 9, in der ein Teil der Schüler die angegebenen Reaktionsgleichungen in gleicher Weise interpretierte.

Als weiteres Argument wird angeführt, daß sich Elektronen vom Minuspol zum Pluspol bewegen bzw. daß die Elektronen vom Pluspol angezogen werden:

Elektronen wandern (da negativ) vom Minus- zum Pluspol. (12 GK)

Elektronen sind negativ geladene Teilchen, und die Kupferhalbzelle ist der Pluspol. So werden die Elektronen zu ihr hingezogen. (12 GK)

Die für den äußeren Leiter zutreffende Regel, daß Elektronen von Minus nach Plus wandern, wird hier fälschlicherweise auf den inneren Stromkreis übertragen.

Einige Schüler ergänzen, warum sich die Elektronen, nicht aber die Ionen durch die poröse Trennwand bewegen:

Freie Elektronen werden von der Kupferhalbzelle (der Anode) angezogen, da diese positiv geladen ist. Das passiert zwar auch mit den SO_4^{2-} -Ionen, aber da diese nicht die Trennwand passieren können, wandern sie nicht. (12 LK)

Ich glaube, daß sich nur die Elektronen durch die poröse Trennwand bewegen, da die Trennwand zu enge „Poren“ hat, um Zn^{2+} - oder SO_4^{2-} -Ionen durchzulassen. (12 GK)

Die Kommentare zur **Antwort [B]** weisen auf die Vorstellung eines Elektronenkreislaufs hin: der Elektronenfluß von Minus nach Plus im äußeren Leiter wird durch eine entgegengesetzte Elektronenbewegung im inneren Stromkreis zu einem geschlossenen Kreislauf ergänzt:

Zink ist unedler als Kupfer, $U_0^H(\text{Zink}) < U_0^H(\text{Kupfer})$. Deshalb kommt es zu dem oben beschriebenen elektrochemischen Prozeß. Elektronen fließen vom Minuspol über das Kabel zum Pluspol. Damit ein geschlossener Kreislauf entsteht, müssen auch Elektronen wieder von der Kupfer- zur Zinkhalbzelle fließen können. diese wandern durch das Diaphragma vom CuSO_4 zum ZnSO_4 . (13 GK)

Elektronen bewegen sich von der Kupferhalbzelle zur Zinkhalbzelle durch die poröse Trennwand, da die Zinkelektrode der Minuspol ist. Dieser gibt über den Verbraucher Elektronen an die Kupferelektrode ab. (12 GK)

In den Begründungen zur richtigen **Lösung [C]** zeigen sich zwei Argumentationsweisen:

Die Mehrheit der Schüler gibt als Begründung an, daß ein Ladungsausgleich zwischen beiden Halbzellen geschaffen werden muß:

Bei der Reaktion entstehen in der linken Halbzelle Zn^{2+} -Ionen, sodaß diese Halbzelle zunehmend positiv wird. Gleichzeitig wird die rechte Halbzelle zunehmend negativer, da Cu^{2+} -Ionen gebunden werden. Damit die Reaktion weitergehen kann, muß ein Ausgleich zwischen den Zellen hergestellt werden, sodaß Zn^{2+} -Ionen in die rechte Halbzelle wandern. (13 LK)

Zink gibt 2 Elektronen ab und Zink-Ionen gehen in Lösung. Die freien Elektronen wandern über den Draht zur Kupferelektrode, an der sich die in der CuSO_4 -Lösung vorhandenen Cu^{2+} -Ionen anlagern, indem sie die Elektronen aufnehmen. Da in der rechten Halbzelle nun mehr negative als positive Ionen vorhanden sind (in der Lösung), erfolgt durch die Zn^{2+} -Ionen ein Ladungsausgleich. (13 LK)

Ein Teil der Schüler spricht dagegen von einem „Konzentrationsausgleich“ zwischen Zink- und Kupfersulfatlösung:

Zn gibt als unedleres Metall Elektronen ab. Diese Elektronen wandern über den Draht zur Cu-Elektrode, dort nehmen Cu^{2+} -Ionen der Lösung Elektronen auf und reduzieren zu Cu. Die Konzentration der Lösung nimmt ab. Die Konzentration der ZnSO_4 -Lösung nimmt zu, da Zn der

Elektrode zu Zn^{2+} oxidieren. Die Konzentrationen müssen ausgeglichen werden. (13 LK)

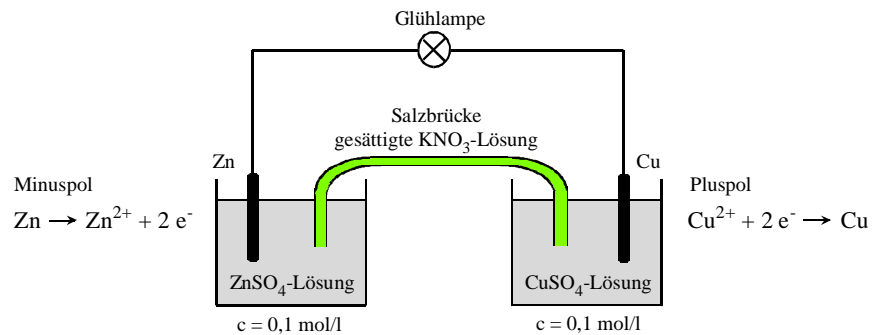
Antwort 1 und 2 sind falsch, da Elektronen nicht durch die Lösung wandern. Antwort 4 ist falsch, da in der Cu-Halbzelle ein Überschuß an SO_4^{2-} -Ionen vorliegt. Antwort 3 ist richtig, da die Zn^{2+} -Ionen wandern aufgrund des Konzentrationsgefälles gegenüber den Cu^{2+} -Ionen. (12 LK)

Die Wahl von **Distraktor [D]** basiert auf der Vorstellung, daß sich nur negative Ionen in Richtung der als Pluspol bezeichneten Elektrode bewegen können:

Elektronen wandern nicht durch die Trennwand, deshalb sind die ersten beiden Antworten falsch. Auch werden positiv geladene Ionen nicht von einem Pluspol angezogen. Lediglich SO_4^{2-} -Ionen werden vom Pluspol angezogen. (12 LK)

Antworten 1 und 2 fallen aus, weil ich nicht wüßte, wie die Elektronen das bewerkstelligen sollten. Nr.3 halte ich auch nicht für möglich, da positive Ionen nicht zum Pluspol wandern werden, da diese sich aufgrund der gleichen Ladung abstoßen würden. Nr.4 sehe ich als richtig an, da der Pluspol die negativ geladenen Ionen anzieht und sich diese nun dorthin bewegen werden. (12 LK)

In einigen Schulbüchern finden sich Abbildungen galvanischer Zellen, deren Halbzellen nicht durch ein Diaphragma, sondern durch eine Salzbrücke miteinander verbunden sind (CHEMIE HEUTE SII, S.164). Um zu prüfen, ob sich das Antwortmuster der Aufgabe durch die Vorgabe einer Salzbrücke verändert, wurde folgende Aufgabenstellung in das gleiche Projekt aufgenommen:

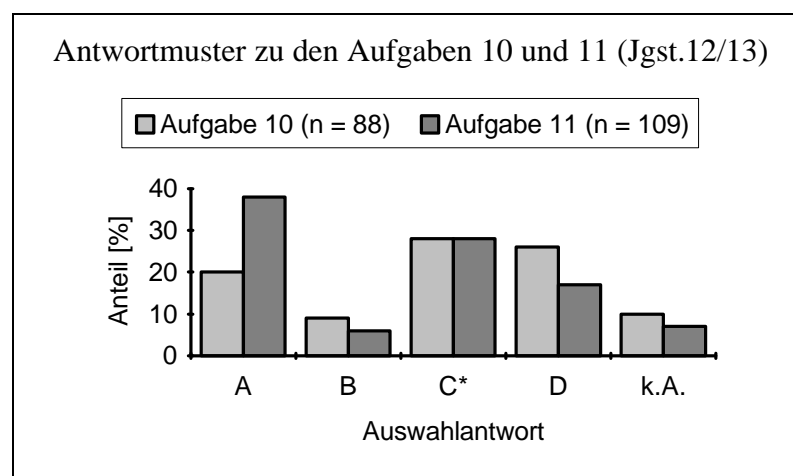
Aufgabe 11 (08.306)

Die Abbildung zeigt eine galvanische Zelle mit den zugehörigen Elektrodenreaktionen. Welche der folgenden Aussagen trifft zu?

- [A] Elektronen bewegen sich von der Zinkhalbzelle zur Kupferhalbzelle durch die Salzbrücke.
- [B] Elektronen bewegen sich von der Kupferhalbzelle zur Zinkhalbzelle durch die Salzbrücke.
- [C] K⁺- und NO₃⁻-Ionen bewegen sich aus der Salzbrücke in die beiden Halbzellen.
- [D] SO₄²⁻-Ionen bewegen sich von der Zinkhalbzelle zur Kupferhalbzelle durch die Salzbrücke.

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

Die folgende Grafik stellt die Antwortverteilungen der Aufgaben 10 und 11 einander gegenüber. Dabei werden wiederum die Schüler der höheren Jahrgangsstufen betrachtet:



Der Vergleich beider Antwortmuster zeigt ein bemerkenswertes Ergebnis: Während die Zahl der richtigen Lösungen gleich groß bleibt, steigt der Anteil von Distraktor [A] fast auf das Doppelte. Die Vorgabe einer Salzbrücke als verbindendes Element zwischen beiden Halbzellen verstärkt offenbar die Vorstellung vom Elektronenfluß.

Im Gegensatz zur porösen Trennwand erscheint die Salzbrücke in der Vorstellung einiger Schüler als eigenständiger Leiter, der nur einen Transport von Elektronen zuläßt:

Salzbrücke leitet nur die Elektronen, greift sonst nicht in die Reaktion ein; Salzbrücke kann nur Elektronen befördern (13 GK)

Elektronen haben den Drang zum positiven Pol. Deshalb bewegen sie sich durch die gutleitende Salzbrücke zum Pluspol und sammeln sich dort. (12 GK)

Die Mehrzahl der Kommentare zur **Antwort [A]** spiegelt jedoch exakt die in Aufgabe 10 aufgezeigten Argumentationsweisen wider. Auch hier begründet die Mehrheit der Schüler ihre Wahl mit den angegebenen Elektrodenreaktionen:

Zink wird gespalten. Es entstehen neben Zn^{2+} -Ionen auch 2 Elektronen. Diese bewegen sich durch die Salzbrücke zu den Cu^{2+} -Ionen. Cu^{2+} -Ionen reagieren mit den beiden Elektronen zu Cu. (12 GK)

Zink hat von den beiden Metallen das niedrigere Standardelektrodenpotential. Das hat zur Folge, daß das Zn in Lösung geht, es fungiert als Elektronendonator. Die 2 e^- gelangen über die Salzbrücke in die Cu^{2+} -Halbzelle. Das Cu^{2+} nimmt die Elektronen auf, es entsteht elementares Kupfer. Kupfer ist also der Akzeptor. (12 LK)

Daneben findet sich wiederum der Hinweis auf die Elektronenflußrichtung vom Minus- zum Pluspol bzw. auf die Anziehung der Elektronen durch den Pluspol:

Strom wird durch Elektronenwanderung erzeugt, die vom Minus- zum Pluspol wandern. (12 GK)

Elektronen sind negativ geladen und der Pluspol zieht sie an. (12 GK)

In den Kommentaren zu **Distraktor [B]** bestätigt sich die schon in Aufgabe 10 aufgezeigte Beschreibung eines Elektronenkreislaufs:

An der Zinkhalbzelle entstehen e^- , diese wandern durch die Glühlampe in die Kupferhalbzelle. Dort sind nun zuviel e^- und diese wandern nun in die

Zinkhalbzelle durch die Salzbrücke, dadurch wird der Stromkreis geschlossen. (13 GK)

Die e^- fließen vom Zn zum Cu => zurück über die Salzbrücke. (12 GK)

Die Mehrzahl der Begründungen zur richtigen **Lösung [C]** verweist - wie schon in Aufgabe 10 - auf die Notwendigkeit eines Ladungsausgleichs:

Die Elektronen wandern über den Draht, durch die Glühlampe, also nicht durch die Salzlösung. K^+ - und NO_3^- -Ionen bewegen sich aus der Salzbrücke in die Lösungen zum Ladungsausgleich. -> Die NO_3^- -Ionen in die Zinkhalbzelle, da dort Zn^{2+} in Lösung gehen und K^+ in die Kupferhalbzelle, da dort ein Mangel an positiver Ladung entsteht, da Cu^{2+} -Ionen verbraucht werden. Die SO_4^{2-} -Ionen müßten von der Kupferhalbzelle zur Zinkhalbzelle wandern, können dies aber nicht durch die Salzbrücke. (12 LK)

Elektronen bewegen sich nicht durch die Salzbrücke. Die Salzbrücke ist eine Elektrolytlösung, d.h. es werden nur Ladungen in Form von Ionen transportiert. Wenn die Elektrodenreaktionen ablaufen, ändern sich $c(Zn^{2+})$ und $c(Cu^{2+})$, $c(SO_4^{2-})$ bleibt dabei gleich. Damit jedoch die Anzahl der positiven und negativen Ladungen (Ionen) in jeder Halbzelle ausgeglichen bleibt, müssen entsprechend NO_3^- -Ionen in die Zn-Halbzelle und K^+ -Ionen in die Cu-Halbzelle wandern. (13 LK)

Eine Reihe von Schülern führt den Konzentrationsausgleich zwischen der Salzbrücke und den beiden Halbzellen als Argument an:

Da die Konzentration von K^+ - und NO_3^- -Ionen in beiden Halbzellen niedriger ist als in der Salzbrücke, werden diese in die anderen Lösungen hineindiffundieren. (12 GK)

Da die Konzentration an KNO_3 in der Salzbrücke sehr hoch ist, in den beiden Halbzellen aber nichts davon vorliegt (am Anfang), ist die Diffusionsrichtung in die beiden Halbzellen (Konzentrationsgradient). (13 LK)

Die Attraktivität von **Distraktor [D]** beruht wiederum auf der Vorstellung, daß sich nur negative Ionen in Richtung des Pluspols bewegen können:

Die ersten beiden Möglichkeiten können nicht richtig sein, da Elektronen grundsätzlich nicht durch die Salzbrücke, sondern immer nur durch das Verbindungskabel fließen. Es ist auch verständlich, daß die SO_4^{2-} -Ionen sich von der Zink- in die Kupferhalbzelle bewegen, denn sie werden von dem Zink-Minuspol abgestoßen und von dem Kupfer-Pluspol angezogen. (12 GK)

Die Elektronen bewegen sich durch die Leitung, von der Zinkhalbzelle zur Kupferhalbzelle und betreiben die Glühlampe. Die SO_4^{2-} -Ionen bewegen sich durch die Salzbrücke zum Pluspol, weil sie negativ geladen sind. (12 LK)

5.2.2.3 Zusammenfassung der Ergebnisse

In einer Mehrfachwahlaufgabe zum Ladungstransport in wässrigen Lösungen sollten die Schüler angeben, welche Teilchen den Stromfluß in einer wässrigen Lösung ermöglichen. Neben der richtigen Lösung „Ionen“ wurde die Antwort „Elektronen“ mit großer Häufigkeit gewählt, wogegen die Auswahlantworten „Protonen“ und „Moleküle“ in den Überlegungen der Schüler keine Rolle spielten. Die Schülerkommentare wiesen auf drei Falschvorstellungen bezüglich des Leitungsmechanismus in wässrigen Lösungen hin:

- [a] Elektronen bewegen sich von einer Elektrode zur anderen Elektrode durch die Lösung
- [b] Ionen nehmen Elektronen an einer Elektrode auf und transportieren diese zur anderen Elektrode durch die Lösung
- [c] Elektronen werden von einem Ion zum nächsten durch die Lösung weitergereicht

Diese Falschvorstellungen bildeten die Basis einer weiteren Mehrfachwahlaufgabe. Als Begründung für Antwort [a] nannten einige Schüler die Anziehung der Elektronen durch den Pluspol bzw. die Stromrichtung von Minus nach Plus.

Antwort [b] bildete in allen Jahrgangsstufen den Hauptdistraktor. Einige Schüler präzisierten, daß nur positive Ionen den Elektronentransport durch die Lösung übernehmen. Sie gingen davon aus, daß diese Ionen durch Aufnahme der Elektronen am Minuspol eine negative Ladung erhalten und somit von der negativen Elektrode abgestoßen werden.

Die Vorgabe einer konkreten Elektrolytlösung in einer analogen Aufgabenstellung führte zu einer leichten Zunahme der richtigen Lösungen.

Eine zusätzliche Angabe der Elektrodenreaktionen im Aufgabenkopf ergab dagegen keine weitere Änderung des Antwortmusters. Einige Schüler interpretierten die angegebenen Reaktionsgleichungen als Bestätigung von Falschvorstellung [a]. Die Tatsache, daß in der Oxidationsreaktion Elektronen freigesetzt und im Reduktionsvorgang Elektronen aufgenommen werden, wurde als Hinweis darauf betrachtet, daß sich diese Elektronen von der einen Elektrode zur anderen durch die Lösung bewegen müssen.

Diese Vorstellung bestätigte sich in einer Mehrfachwahlaufgabe zum Ladungstransport in einer galvanischen Zelle. 20% der Schüler der Jahrgangsstufen 12 und 13 gaben an, daß sich Elektronen von der Zinkhalbzelle zur Kupferhalbzelle durch die poröse Trennwand bewegen. Neben der Argumentation über die angegebenen Reaktionsgleichungen wurde auch hier die Anziehung der Elektronen durch den Pluspol als Begründung genannt. 26% der Schüler waren der Ansicht, daß sich Sulfat-Ionen in Richtung der Kupferhalbzelle bewegen, da ein Fluß von positiven Ionen in Richtung des Pluspols nicht möglich sei.

Die Vorgabe einer Salzbrücke an Stelle der porösen Trennwand verstärkte die Vorstellung vom Elektronenfluß zwischen beiden Halbzellen. Die Zahl der Schüler, die eine Elektronenbewegung von der Zink- in die Kupferhalbzelle annahmen, stieg von 20% auf 38%.

5.3 Kathode und Anode

Fachwörter sind ein wesentliches Kennzeichen der Wissenschaftssprache. Sie dienen dazu, einen Gegenstand oder Sachverhalt knapp zu benennen, um so die fachliche Kommunikation zu erleichtern. Diese Funktion ist jedoch nur dann erfüllt, wenn ein Fachwort *eindeutig* definiert ist, d.h. wenn ihm von allen an einer Kommunikation beteiligten Personen die gleiche Bedeutung zugeordnet wird. Für die Bezeichnung der Elektroden einer elektrochemischen Zelle stehen gleich zwei Begriffspaare zur Verfügung: Kathode/Anode und Minuspol/Pluspol. Die empirische Untersuchung soll zeigen, ob die Schüler in der Lage sind, diese Begriffe richtig anzuwenden, welche inhaltliche Bedeutung sie ihnen zuordnen und ob die Begriffe aus Sicht der Schüler eindeutig definiert sind.

5.3.1 Der historische Ursprung der Begriffe

Eine eindeutige Terminologie zu schaffen war auch das Anliegen von Michael FARADAY, als er in seinen „Experimentaluntersuchungen über Elektrizität“ neue Bezeichnungen für die Beschreibung elektrochemischer Zellen vorschlug (FARADAY 1834, S.36-39). Er stellte den Anspruch, Benennungen zu finden, die „einfach in ihrer Natur, klar in ihrer Bezeichnung und frei von jeder Hypothese seien“, um dadurch „Umschreibungen und Zweideutigkeiten im Ausdruck zu vermeiden“ (S.39).

Die zu Faradays Zeiten übliche Benennung für die Elektroden einer elektrochemischen Zelle war der Ausdruck *Pol*. Dabei bezeichnete man denjenigen Pol, an dem sich bei der Elektrolyse Wasserstoff oder Metalle bildeten als negativen, den anderen als positiven Pol der Zelle.

Faraday ersetzte diesen Ausdruck durch den Begriff der *Elektrode*, wobei er betonte, daß sich diese Bezeichnung nicht auf Metallflächen beschränke:

Statt des Namens Pol schlage ich den: Elektrode [...] vor, und verstehe darunter diejenige Substanz oder vielmehr Fläche, sei sie von Luft, Wasser, Metall oder sonst einem Körper gebildet, welche in Richtung des elektrischen Stromes an den zersetzt werdenden Körper grenzt (S.37).

Als Ausgangspunkt seiner folgenden Definitionen dachte sich FARADAY einen in ost-westlicher Richtung stromdurchflossenen Elektrolyten, dessen östliches Ende er als *Anode* („der Weg vom Sonnenaufgang“) und dessen westliche Fläche er als *Kathode* („der Weg vom Sonnenuntergang“) bezeichnete (S.37). Faraday unterschied also zwischen den Flächen, die an den Elektrolyten angrenzen (den Elektroden) und den Oberflächen des Elektrolyten, durch die der Strom in den zersetzt werdenden Körper ein- bzw. austritt (der Anode bzw. Kathode):

Die A n o d e ist daher die Oberfläche, durch welche, unserer gegenwärtigen Terminologie gemäss, der elektrische Strom eintritt; sie ist das negative Ende des zersetzt werdenden Körpers, das, wo Sauerstoff, Chlor, Säuren u.s.w. entwickelt werden, und steht der positiven E l e k t r o d e gegenüber. Die K a t h o d e ist die Fläche, durch welche der Strom den zersetzt werdenden Körper verlässt, ist dessen positives Ende; an ihr werden brennbare Körper, Metalle, Alkalien und Basen entwickelt und sie steht mit der negativen Elektrode in Berührung (S.38).

Bei dieser Definition muß berücksichtigt werden, daß das Phänomen des elektrischen Stroms zu FARADAY'S Zeiten noch nicht geklärt war. Seine Beschreibung der Stromrichtung basiert auf der damals üblichen Konvention:

Es ist wohl zu merken, dass ich hier keine Meinung über die Natur des elektrischen Stromes ausspreche [...], und dass, wiewohl ich von dem Strome rede, als ginge er von den positiven Theilen zu den negativen [...], dies doch nur zum Anschluss an die conventionelle, obgleich in gewissem Grade stillschweigende Übereinkunft der Physiker geschieht, damit sie ein beständiges, sicheres und bestimmtes Mittel zur Bezeichnung der Richtung der Kräfte dieses Stromes haben (S.39).

Am Ende der FARADAYSCHEN Namensgebung stehen die Begriffe *Kation* und *Anion*, die nicht nur auf sprachlicher, sondern auch auf inhaltlicher Ebene eng mit den Begriffen *Kathode* und *Anode* verknüpft sind:

Endlich habe ich einen Namen nötig, um diejenigen Körper zu bezeichnen, welche zu den Elektroden, oder, wie man sie gewöhnlich nennt, zu den Polen zu gehen vermögen. [...] Zur Unterscheidung dieser Körper schlage ich vor, diejenigen, welche zu der Anode des zersetzt werdenden Körpers gehen, Anionen [...] und die, welche zu der Kathode gehen, Kationen [...] zu nennen und wenn ich Gelegenheit habe, gemeinschaftlich von beiden zu sprechen, werde ich sie Ionen nennen (S.39)

5.3.2 Die moderne Definition

Die durch FARADAY geprägten Begriffe *Elektrode*, *Kathode* und *Anode* sowie *Kation* und *Anion* sind auch heute noch feste Bestandteile der elektrochemischen Nomenklatur, haben sich jedoch in ihrer Definition teilweise gewandelt. Ein wesentlicher Unterschied zu den historischen Definitionen besteht darin, daß nicht mehr im FARADAYSCHEN Sinne zwischen der Elektrode und der Kathode bzw. Anode differenziert wird. Der Begriff *Elektrode* bildet vielmehr den Oberbegriff zu den Begriffen *Kathode* und *Anode*.

Der Begriff *Elektrode* wird im heutigen naturwissenschaftlichen Sprachgebrauch in unterschiedlicher Weise verwendet. Im allgemeinen versteht man unter *Elektroden* „elektronenleitende Werkstoffe in einem Elektrolyten“ (RÖMPP CHEMIELEXIKON 1997 BD.2, S.1112). In einem weiteren Sinn bezeichnet der Begriff *Elektrode* jedoch nicht nur die elektronenleitende Phase, sondern umfaßt „Zwei- oder Mehrphasensysteme, die ein bestimmtes Potential dadurch annehmen, daß Ladungsträger aus der einen in die andere(n) Phase(n) übergehen.“ Diese werden auch als „elektrochemische Elektroden“ oder „Halbzellen“ bezeichnet (RÖMPP CHEMIELEXIKON 1997 BD.2, S.1113).

Die Begriffe *Kathode* und *Anode* werden zumeist unter Angabe mehrerer Merkmale definiert:

An electrode at which a net positive current flows is called an anode. The chemical reaction which predominates at an anode is an oxidation.

An electrode at which a net negative current flows is called a cathode. The chemical reaction which predominates at a cathode is a reduction (IUPAC 1974, S.512).

In dieser Definition werden unterschiedliche Merkmale genannt: die „Art“ bzw. Richtung des Stroms an der Elektrode und die dort vorherrschende Reaktion. Die Bezeichnungen des elektrischen Stroms als positiv bzw. negativ werden dabei wie folgt erläutert:

A current (of positive electricity) passing from the electrode into the electrolyte is taken as positive (IUPAC 1974, S.512).

Das Chemie-Lexikon RÖMPP (1997, Bd.3, S.2099) formuliert:

Kathode [...] *Bez. für die neg. geladene Elektrode (Minuspole), durch die der neg. Strom in den Elektrolyten austritt (in die der pos. Strom aus dem Elektrolyten eintritt). Beim Stromdurchgang wandern die Kationen an die K. u. werden dort entladen, wobei ggf. kathodische Reduktion u.a. Prozesse [...] stattfinden.*

Fälschlich wird die Kathode hier mit dem Minuspole gleichgesetzt, was zwar für Elektrolysezellen, nicht jedoch für galvanische Elemente zutrifft.

Neben der Gleichsetzung von Kathode und negativ geladener Elektrode nennt die Definition drei weitere Aspekte: Zum einen wird die Kathode - der FARADAYSchen Herleitung des Begriffs vergleichbar - über den Ein- bzw. Austritt des elektrischen Stroms definiert, wobei sowohl die technische Stromrichtung, als auch die Richtung des Elektronenstroms berücksichtigt werden. Als weitere Merkmale werden die Bewegungsrichtung der Kationen und der eventuell eintretende Reduktionsprozeß genannt.

Eine weitere Möglichkeit, den Begriff *Kathode* zu definieren, besteht in der Angabe der Bewegungsrichtung der Elektronen. Die Kathode erscheint dann als

diejenige Elektrode, die „Elektronen emittiert“ bzw. an der „Elektronen in den Elektrolyten eintreten“ (RÖMPP CHEMIELEXIKON 1997, BD.2, S.1112).

Die genannten Definitionen entsprechen auf den ersten Blick nicht der Vorstellung von einer möglichst kurzen und eindeutigen Definition, da sie eine Vielzahl unterschiedlicher Merkmale anführen, um den Begriff *Kathode* zu erläutern.. Der Grund für die Angabe mehrerer Aspekte liegt wohl darin, daß der Begriff *Kathode* in unterschiedlichen Zusammenhängen verwendet wird. So bezeichnet etwa der Begriff *Glühkathode* einen Draht, der Elektronen in einen luftleeren Glaskolben emittiert. Die für elektrochemische Kathoden angegebenen Merkmale, daß an einer Kathode ein Reduktionsprozeß stattfindet bzw. ein negativer Strom in einen *Elektrolyten* austritt, treffen in diesem Fall nicht zu.

Die moderne Definition des Begriffs *Kation* (bzw. *Anion*) erfolgt in erster Linie über die elektrische Ladung. Sie weist jedoch darüber hinaus auch auf den von FARADAY hergestellten Zusammenhang zur Kathode (bzw. Anode) hin:

***Kationen.** Sammelbez. für pos. geladene Ionen, die z.B. in wäss. Lsg. unter dem Einfluß des elektr. Stroms in einer Elektrolysezelle zur Kathode [...] wandern* (RÖMPP CHEMIELEXIKON 1997, BD.3, S.2179).

5.3.3 Die Verwendung der Begriffe in Schulbüchern

Die Begriffspaare *Kathode/Anode*, *Minuspole/Pluspole*, oder auch *Donator/Akzeptor* bieten verschiedene Möglichkeiten, die Elektroden einer elektrochemischen Zelle zu benennen. Die Schulbuchanalyse kann Aufschluß darüber geben, welche der genannten Begriffe Verwendung finden, wie sie definiert und in welchen Zusammenhängen sie gebraucht werden.

Die Definition der Begriffe *Kathode* und *Anode* erfolgt zumeist unter Zuhilfenahme des Oberbegriffs *Elektrode*. Da dieser Begriff in unterschiedlicher

Weise verwendet werden kann (vgl. Kapitel 5.3.2), wurden die Schulbücher zunächst auf das Stichwort *Elektrode* hin untersucht. Die ausgewiesenen Textstellen zeigten, daß alle betrachteten Schulbücher den Begriff *Elektrode* bei der Beschreibung einfacher Elektrolysezellen und galvanischer Elemente nur auf die elektronenleitenden Phasen einer Zelle beziehen. Eine Erläuterung des Begriffs erfolgt nur in den Büchern der „Elemente“-Reihe. „Elektroden“ werden hier als „mit einer Spannungsquelle verbundene Stäbe aus Metall oder Graphit“ (ELEMENTE CHEMIE I, S. 168) bzw. als „Metall, das in die Elektrolytlösung taucht“ (ELEMENTE CHEMIE II, S.114) definiert. Eine Verwendung des Begriffs *Elektrode* im erweiterten Sinn (vgl. Kapitel 5.3.2) findet sich nur bei der Beschreibung von Glas- oder Bezugs Elektroden. Wie der folgende Textausschnitt zeigt, erscheinen dabei manchmal beide Bedeutungen nebeneinander:

***Bezugs Elektroden.** [...] Es handelt sich dabei um Metall-Elektroden, die mit der Schicht eines schwer löslichen Salzes überzogen sind. Man nennt sie auch „Elektroden 2. Art“. Ein Beispiel ist die **Kalomel-Elektrode**. Im Prinzip handelt es sich hierbei um eine Quecksilber-Halbzelle mit Quecksilber(I)-Ionen im Elektrolyten (CHEMIE HEUTE, SEKUNDARBEREICH II, S. 162)*

Die computergestützte Suche unter den Stichwörtern *Kathode* und *Anode* führte zu einem interessanten Ergebnis bezüglich des Umgangs mit den beiden Begriffen: Drei der betrachteten Schulbücher verwenden die Begriffe *Kathode* und *Anode* nur im Zusammenhang mit Elektrolysezellen, wogegen die Bezeichnungen *Minuspole* und *Pluspole* sowohl bei Elektrolysezellen als auch bei galvanischen Zellen zu finden sind. Wie die folgenden Textauszüge zeigen, birgt dies die Gefahr, daß die Kathode grundsätzlich mit dem Minuspole, die Anode mit dem Pluspole einer elektrochemischen Zelle gleichgesetzt wird.

Das Stichwortverzeichnis des Schulbuchs „CHEMIE HEUTE“ für den Sekundarbereich I verweist unter dem Begriff *Kathode* auf folgenden Abschnitt:

Positiv geladene Ionen bezeichnet man als Kationen, denn sie wandern zur Kathode, dem Minuspol. Negativ geladene Ionen nennt man Anionen, da sie zur Anode, dem Pluspol wandern (S.166).

Zum einen werden hier die Begriffe *Kation* und *Kathode* - der Faradayschen Definition vergleichbar - über die Bewegungsrichtung der Kationen bei Stromfluß miteinander verknüpft. Zum anderen erscheint *Kathode* als Synonym für den Minuspol einer Zelle.

Der Eindruck einer Gleichsetzung beider Begriffe wird dadurch verstärkt, daß der Begriff *Kathode* im gesamten Buch stets nur in Verknüpfung mit dem Begriff *Minuspol* verwendet wird. Bei der Beschreibung von Elektrolyseprozessen wird in allen Fällen die Bezeichnung *Minuspol* durch den in Klammern gesetzten Zusatz *Kathode* ergänzt. Gleiches gilt für die Begriffe *Pluspol* und *Anode*. Bei der Darstellung von galvanischen Vorgängen wird dagegen auf die Bezeichnungen *Kathode* und *Anode* verzichtet. Besonders deutlich wird dieser Unterschied in einer Gegenüberstellung von Elektrolysezelle und galvanischem Element in Form einer schematischen Abbildung, in der nur im Fall der Elektrolysezelle die Bezeichnungen *Minuspol* und *Pluspol* durch die Begriffe *Kathode* und *Anode* ergänzt werden (S.195).

Eine vergleichbare Abbildung und eine analoge Handhabung der Begriffe findet sich im Nachfolgebuch „CHEMIE HEUTE“ für die Sekundarstufe II (S.188). Auch in diesem Buch werden die Begriffe *Kathode* und *Anode* nur im Zusammenhang mit Elektrolyseprozessen verwendet. Eine Definition der Begriffe erfolgt nicht. Den einzigen Hinweis liefert ein Textabschnitt über die Elektrolyse einer Zinkbromid-Lösung, in dem die Begriffe „kathodische Reduktion“ und „anodische Oxidation“ eingeführt werden (S. 188):

*Am Minuspol werden Zink-Ionen reduziert, am Pluspol werden Bromid-Ionen oxidiert. Man spricht auch von **kathodischer Reduktion** und von **anodischer Oxidation**.*

Das Schulbuch „ELEMENTE CHEMIE I“ verwendet die Begriffe *Kathode* und *Anode* ebenfalls nur bei der Beschreibung von Elektrolysevorgängen. Eingeführt

werden die Begriffe am Beispiel der Elektrolyse einer Kupferchlorid-Lösung. Im Text heißt es:

*An der Elektrode, die mit dem Minuspol verbunden und deshalb negativ geladen ist, beobachtet man die Abscheidung von rötlichbraunem Kupfer. Diese Elektrode, die **Kathode**, besitzt einen Elektronenüberschuß und zieht positiv geladene Ionen (**Kationen**) an (S.176).*

Wie schon in „CHEMIE HEUTE“ für den Sekundarbereich I umfaßt diese Definition zwei unterschiedliche Aspekte: die Gleichsetzung der Kathode mit der negativ geladenen Elektrode und die Verknüpfung mit der Bewegungsrichtung der Kationen in der Lösung.

In einem optisch hervorgehobenen Abschnitt wird diese Definition noch um den Aspekt der Elektronenübertragung erweitert:

Bei der Elektrolyse werden positiv geladene Ionen von der Kathode angezogen und nehmen dort Elektronen auf. Negativ geladene Ionen geben an die Anode Elektronen ab (Elemente Chemie I, S.176).

Hier werden *Kathode* und *Anode* mit dem Vorgang der *Reduktion* bzw. *Oxidation* verknüpft, ohne daß jedoch diese Begriffe genannt werden.

Dieses geschieht erst im Nachfolgebuch „ELEMENTE CHEMIE II“, das als einziges der betrachteten Schulbücher die *Kathode* und *Anode* unter Verwendung der Begriffe *reduzieren* und *oxidieren* definiert:

*Die Elektrode [...], an der Teilchen oxidiert werden, wird **Anode** genannt, die andere, an der Teilchen reduziert werden, heißt **Kathode** (S.114).*

Eine Definition der Begriffe *Oxidation* und *Reduktion* als „Abgabe“ bzw. „Aufnahme von Elektronen“ erfolgt einige Seiten zuvor (S.109).

Erstaunlicherweise unterscheidet sich der Umgang mit den Begriffen *Kathode* und *Anode* von dem Vorgängerbuch für die Sekundarstufe I, da beide Begriffe diesmal auch bei der Beschreibung von galvanischen Zellen verwendet werden.

So erfolgt die oben zitierte Einführung des Begriffs am Beispiel des Daniell-Elements. Im Text heißt es weiter:

*Die Anode stellt bei einem galvanischen Element den **Minuspol** dar [...].
Die Kathode stellt dementsprechend den Pluspol dar (S.114).*

Im weiteren Verlauf des Kapitels *Elektrochemie* werden scheinbar willkürlich einmal nur die Begriffe *Kathode/Anode*, einmal die Bezeichnungen *Minuspol/Pluspol* oder auch beide Begriffspaare gemeinsam verwendet. Auf die Schwierigkeit, daß die beiden Begriffspaare für galvanische Elemente und Elektrolysezellen in unterschiedlicher Weise miteinander verknüpft sind, wird dabei nicht hingewiesen.

5.3.4 Die empirische Untersuchung

5.3.4.1 Die Begriffe Reduktion und Oxidation - ein Perspektivenwechsel

Auf der Basis der Schulbuchanalyse und der Literaturrecherche wurde folgende Mehrfachwahlaufgabe entwickelt, anhand derer mögliche Schülervorstellungen zum Begriff *Kathode* überprüft werden sollten:

Aufgabe 12 (06.611)

Welche der folgenden Aussagen trifft für elektrochemische Zellen (Elektrolysezellen und galvanische Zellen) zu?

- [A] Die Kathode bezeichnet stets den Minuspol der Zelle.
- [B] Als Kathode wird die Elektrode bezeichnet, an der die Reduktion (Elektronenaufnahme) stattfindet.
- [C] Als Kathode wird die Elektrode bezeichnet, an der die Oxidation (Elektronenabgabe) stattfindet.
- [D] Die Kathode wird für die Elektrolysezelle und die galvanische Zelle genau umgekehrt definiert.

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

In dieser, wie in allen anderen Aufgabenstellungen zum Thema *Kathode/Anode*, wird unter dem Begriff *Elektrode* der in einen Elektrolyten eintauchende Elektronenleiter verstanden. Diese Handhabung des Begriffs beruht auf der Analyse der Schülerkommentare sämtlicher Aufgaben zur Elektrochemie. Diese haben keinen Hinweis darauf ergeben, daß die Schüler den Begriff *Elektrode* in anderer Weise interpretieren.

Auswahlantwort [A] basiert auf der Analyse der Schulbücher und Lexika, in denen die Kathode häufig mit dem Minuspol elektrochemischer Zellen gleichgesetzt wird, ohne dabei zwischen Elektrolysezelle und galvanischer Zelle zu differenzieren (vgl. Kapitel 5.3.2, 5.3.3).

Distraktor [D] geht von der Beobachtung aus, daß die Elektrolysezelle zumeist als Umkehrung der galvanischen Zelle dargestellt wird (ELEMENTE CHEMIE II, S.123; CHEMIE HEUTE SEKUNDARBEREICH II, S.188). Es wäre denkbar, daß einige Schüler den Aspekt der Umkehrung auch auf die Definition der Begriffe *Kathode* und *Anode* beziehen. Diese Vermutung wird durch die Interview-Studie von Garnett und Treagust bestärkt, in der eine Schülerin die Begriffe *Kathode/Anode* und *Reduktion/Oxidation* für Elektrolysezellen und galvanische

Elemente in entgegengesetzter Weise miteinander verknüpft (GARNETT & TREAGUST 1992B, S.1093, 1095).

Das Antwortmuster (siehe Anhang) und die Schülerkommentare zu Aufgabe 12 zeigen einige grundlegende Schwierigkeiten der Aufgabenstellung auf, die jedoch wertvolle Hinweise für die Entwicklung weiterer Mehrfachwahlaufgaben liefern.

Ein wesentliches Problem besteht darin, daß sich die einzelnen Auswahlantworten in der Vorstellung vieler Schüler nicht gegenseitig ausschließen. Dies äußert sich in einem großen Mehrfachwahlanteil von 31%. So bezeichnen z.B. 70% der Schüler, die Distraktor [A] gewählt haben, daneben noch eine weitere Auswahlantwort als korrekt. Beispielhaft dafür stehen die folgenden Begründungen von Schülern, die sich sowohl für **Distraktor [A]**, als auch für die richtige **Lösung [B]** entschieden haben:

Die Kathode ist der Minuspol, da dieser Pol positiv geladene Kationen anzieht, die dort dann reduziert werden (13 LK).

An der Kathode werden aus den Kationen neutrale Teilchen. Die Teilchen werden also reduziert, sie nehmen Elektronen auf. Da an der Kathode immer der gleiche Vorgang abläuft, ist die Kathode immer Minus (13 LK).

Eine Darstellung des Antwortmusters der Auswahlantworten [A] bis [D] wäre somit aufgrund des hohen Mehrfachwahlanteils nicht aussagekräftig.

Die Kommentare zu **Distraktor [D]** weisen auf eine weitere Schwierigkeit hin: Zwar gibt es, wie erwartet, eine Reihe von Schülern, die den Begriff *Kathode* für Elektrolysezellen und galvanische Elemente in umgekehrter Weise definieren, indem sie für den einen Fall einen Reduktionsprozeß, im anderen Fall einen Oxidationsprozeß an der Kathode annehmen:

In der Elektrolysezelle findet an der Kathode eine Reduktion (Elektronenaufnahme), in der galvanischen Zelle eine Oxidation (Elektronenabgabe) statt, folglich ist die Kathode für Elektrolysezelle und galvanische Zelle umgekehrt definiert (12 GK).

Bei der Elektrolyse findet an der Kathode die Oxidation statt und bei der galvanischen Zelle findet dort die Reduktion statt (12 LK)

Daneben werden jedoch einige weitere Aspekte genannt, darunter auch die richtige Aussage, daß die Kathode bei galvanischen Elementen den Pluspol, bei Elektrolysezellen den Minuspol darstellt:

Bei der Elektrolysezelle bezeichnet die Kathode den Minuspol, bei der galvanischen Zelle den Pluspol. Somit ist die Kathoden-Definition für Elektrolysezelle und galvanisches Element genau umgekehrt. (13 GK)

Die folgende Tabelle gibt eine Übersicht darüber, anhand welcher Begriffe oder Vorgänge die Schüler den Begriff *Kathode* in „umgekehrter“ Weise definieren:

Elektrolysezelle	galvanische Zelle
Reduktion	Oxidation
Oxidation	Reduktion
Minuspol	Pluspol
Pluspol	Minuspol
Minuspol, Oxidation	Pluspol, Reduktion
Minuspol, Reduktion	Minuspol, Oxidation
Pluspol, Reduktion	Pluspol, Oxidation
Pluspol, Oxidation	Pluspol, Reduktion
Anionen wandern zur Kathode	Kationen wandern zur Kathode
Minuspol, Kationen wandern zur Kathode	Pluspol, Anionen wandern zur Kathode

Einige Schüler begründen, *warum* der Begriff *Kathode* für Elektrolysezellen und galvanische Elemente in unterschiedlicher Weise definiert wird:

Die Elektrolyse ist die Umwandlung von elektrischer Energie in chemische Energie und eine galvanische Zelle ist die Umkehrung davon. Somit muß die Kathode jeweils genau umgekehrt definiert werden. (12 GK)

Bei der Elektrolyse wird eine Reaktion durch elektrischen Strom erzwungen. D.h. es wird dem natürlichen Elektronenfluß entgegengewirkt. => Die Elektrodenbezeichnung ist umgekehrt. (12 GK)

Insgesamt erweist sich Distraktor [D] als zu unpräzise formuliert, da er eine ganze Reihe unterschiedlicher Sichtweisen umfaßt.

Das bemerkenswerteste Ergebnis erbrachten die Schülerkommentare zu den **Auswahlantworten [B] und [C]**. In der Aufgabenformulierung wurden die Begriffe *Reduktion* und *Oxidation* durch die Ergänzungen *Elektronenaufnahme* bzw. *Elektronenabgabe* erläutert. Die Bedeutung der Fachwörter schien damit eindeutig definiert zu sein. Daß dies nicht der Fall ist, zeigen folgende Kommentare von Schülern, die dem Begriff *Kathode* den Begriff *Oxidation* (*Elektronenabgabe*) zuordnen:

Die Kathode ist negativ geladen und gibt Elektronen an positiv geladene Stoffe ab. (12 GK)

Zur Kathode fließen die Kationen, welche positiv geladen sind, hin, da die Kathode negativ geladen ist. Dort gibt die Kathode Elektronen ab. (12 GK)

Die Kathode ist als der Minuspol der Zelle definiert und festgelegt. Der Minuspol gibt Elektronen ab, da Elektronen negativ geladen sind und ein Elektronenüberschuß an der Kathode herrscht. Die Kationen, d.h. die positiv geladenen Ionen wandern zur Kathode (da sie durch elektromagnetische Kräfte angezogen werden) und nehmen dort ein (oder mehrere) Elektronen auf. (11 k.U.)

Da zur Kathode positiv geladene Teilchen hingezogen werden, ist sie negativ geladen. Hier werden den positiv geladenen Teilchen Elektronen, also negative Ladungen hinzugefügt, so daß sie sich ausgleichen. (11 GK)

Diese Schüler beschreiben zwar den richtigen Vorgang, daß Kationen Elektronen von der Kathode aufnehmen, bezeichnen diesen jedoch als *Elektronenabgabe*, mit der Begründung, daß die Kathode Elektronen an die Kationen abgibt. Die Zuordnung des Begriffs *Oxidation* erfolgt somit entgegen der wissenschaftlichen Konvention aus der Perspektive der Elektrode.

Eine analoge Sichtweise bezüglich des Begriffs *Reduktion* (*Elektronenaufnahme*) zeigt sich in Schülerkommentaren zur richtigen Lösung [B] :

Als Kathode wird die Elektrode bezeichnet, die Elektronen aufnimmt. (13 GK)

Die Kathode ist der Pluspol und nimmt bei Reaktionen stets Elektronen auf. (11 GK)

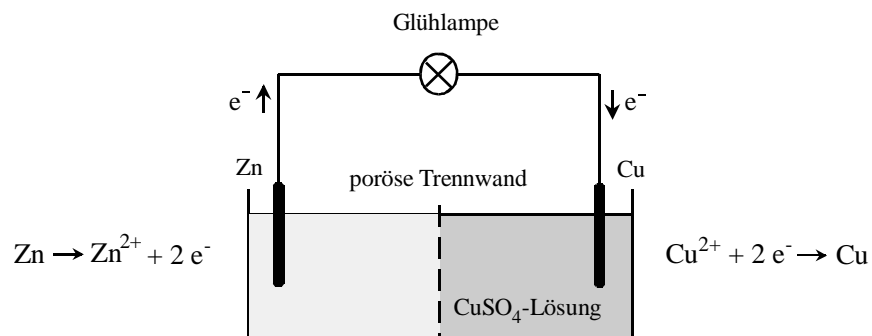
Die Kathode beschreibt immer den Pluspol. Hier herrscht ein Elektronenmangel, der durch Reduktion, also durch Elektronenaufnahme ausgeglichen werden kann. (13 LK)

An der Kathode herrscht Elektronenmangel. Sie hat das Bestreben, Elektronen aufzunehmen. (12 GK)

Die Kathode ist immer der Pluspol, der die Elektronen aufnimmt. (11 k.U.)

Die Bezeichnung *Elektronenaufnahme* bezieht sich in diesen Begründungen ebenfalls auf die Elektrode und nicht auf die Teilchen in der Lösung.

Um zu untersuchen, wie viele Schüler diese Sichtweise auch dann noch einnehmen, wenn sie die korrekte Begriffsinterpretation vor Augen haben, wurde folgende Mehrfachwahlaufgabe konzipiert:

Aufgabe 13 (09.116)

Die Abbildung zeigt eine galvanische Zelle mit den zugehörigen Elektrodenreaktionen. Welche der folgenden Aussagen trifft zu?

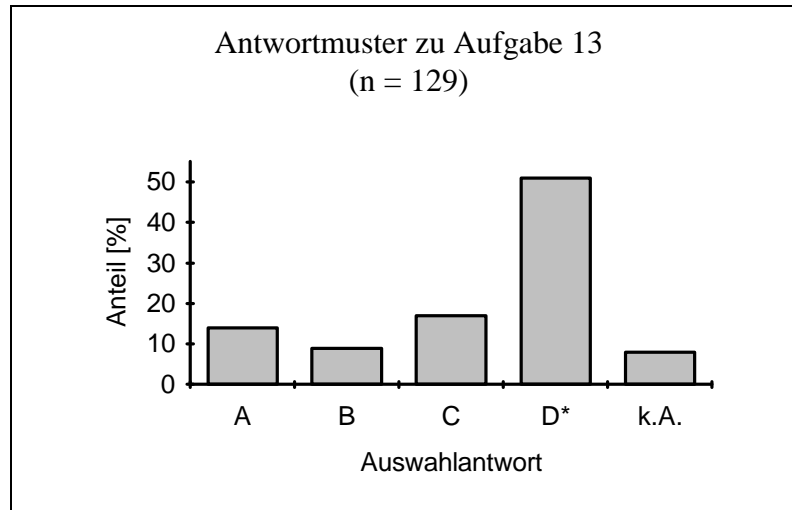
Den Vorgang an der **Kupferelektrode** bezeichnet man als

- [A] **Elektronenabgabe (Oxidation)**, da die Kupferelektrode Elektronen an Cu²⁺-Ionen abgibt.
- [B] **Elektronenabgabe (Reduktion)**, da die Kupferelektrode Elektronen an Cu²⁺-Ionen abgibt.
- [C] **Elektronenaufnahme (Oxidation)**, da Cu²⁺-Ionen Elektronen von der Kupferelektrode aufnehmen.
- [D] **Elektronenaufnahme (Reduktion)**, da Cu²⁺-Ionen Elektronen von der Kupferelektrode aufnehmen.

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

Zum einen sollen die Schüler in dieser Aufgabe entscheiden, ob es sich bei dem bezeichneten Vorgang um eine Elektronenabgabe oder Elektronenaufnahme handelt, zum anderen sollen sie diese Begriffe in die Fachsprache „übersetzen“.

Die folgende Grafik gibt die zugehörige Antwortverteilung wieder:



Das Antwortmuster zeigt, daß zwei Drittel der Schüler der Reaktion an der Kupferelektrode den korrekten Begriff *Elektronenaufnahme* zuordnen (Antworten [C] und [D]). 51 % wählen zugleich die richtige Bezeichnung *Reduktion* (Antwort D).

Etwa ein Viertel der Schüler bezeichnet den Vorgang dagegen als eine *Elektronenabgabe* durch die Kupferelektrode (Distraktoren [A] und [B]). Die folgenden Schülerkommentare zu **Distraktor [A]** unterstreichen diese Sichtweise:

Die Kupferelektrode muß Elektronen abgeben. Jede Elektronenabgabe ist eine Oxidation. (12 LK)

Die Kupferelektrode gibt Elektronen an Cu^{2+} -Ionen ab => Oxidation der Elektrode. (12 GK)

Die Kupferelektrode gibt die e^- -Ionen an die Lösung (Cu^{2+}) ab, dies ist ja eine Oxidation. (13 GK)

Die Kupferelektrode gibt Elektronen ab, die sie vorher von den Zn^{2+} -Ionen erhalten hat. (12 GK)

Demgegenüber stehen die mit der wissenschaftlichen Konvention übereinstimmenden Begründungen zur richtigen **Lösung [D]**:

Eine Elektronenaufnahme, also eine Erniedrigung der Oxidationszahl (in diesem Fall von Cu^{2+} $\text{\textcircled{R}}$ Cu^0) bezeichnet man als Reduktion. An der Cu-Elektrode scheidet sich elementares Kupfer ab, da es von dem unedleren Zink, das in Lösung geht, e^- erhält. (13 GK)

*Die Elektronen wandern vom weniger edlen Zn zum edleren Cu. Dort werden sie von den gelösten Cu^{2+} -Ionen aufgenommen, was man Reduktion nennt (lateinisch: *reducere* - zurückführen). Es entstehen metallische Cu-Atome, die sich an der Cu-Elektrode ablagern, welche somit wächst, während die Zn-Elektrode schrumpft. (11 LK)*

Die Antwort trifft zu, weil an der Kupfer-Elektrode Elektronen in die Cu^{2+} -Lösung an die Kupfer-Ionen abgegeben werden, aus denen dadurch wieder Kupfer-Atome werden. Der Begriff Reduktion bedeutet, daß ein Stoff, bzw. ein Ion Elektronen aufnimmt. (12 GK)

Die falschen Zuordnungen der Fachwörter *Reduktion* und *Oxidation* zu den Bezeichnungen *Elektronenaufnahme* bzw. *-abgabe* beruhen zumeist auf reinen „Übersetzungsfehlern“, d.h. daß sich die Schüler diese Zuordnungen in umgekehrter Weise gemerkt haben. Beispielhaft dafür stehen die folgenden Kommentare zu **Distraktor [C]**:

Die dritte Aussage trifft zu, da die Kupferionen Elektronen aufnehmen, wie man bei der Formel $\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Cu}$ erkennen kann. Die Reaktion ist eine Oxidation, da Elektronen aufgenommen werden. (11 LK)

Laut Reaktionsgleichung nimmt das Cu^{2+} zwei Elektronen auf, deshalb handelt es sich um eine Elektronenaufnahme (Oxidation). (12 LK)

In seltenen Fällen wird die Entscheidung für den Fachbegriff *Reduktion* durch die auf dem Anfangsunterricht der Chemie basierende Vorstellung beeinflusst, daß eine Oxidation stets eine Reaktion mit Sauerstoff darstellt:

Das Cu^{2+} -Ion geht zur Elektrode, um sich die beiden fehlenden Elektronen zu holen. (Es wird zu einem ungeladenen Kupferteilchen). Es handelt sich nicht um eine Oxidation, da keine Reaktion mit Sauerstoff stattfindet. (11 LK)

Bei einer Oxidation reagiert ein Stoff mit Sauerstoff. Da das Kupfer-Ion Elektronen aufnimmt und Oxidation nicht möglich ist, bleibt die letzte Antwort übrig. (11 LK)

5.3.4.2 Der Begriff *Kathode*

Um einen Eindruck davon zu gewinnen, auf welche Weise Schüler die Begriffe *Kathode* und *Anode* definieren, wurde ihnen die Abbildung eines Daniell-Elements vorgelegt mit der Aufforderung, die Kathode zu bestimmen und die vorgenommene Zuordnung zu begründen:

Aufgabe 14 (06.607)

Glühlampe

Zn poröse Trennwand Cu

Minuspol Pluspol

$\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$ $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

CuSO₄-Lösung

Die Abbildung zeigt eine galvanische Zelle mit den zugehörigen Elektrodenreaktionen. Bei welcher Elektrode handelt es sich um die Kathode?

[A] Zn-Elektrode

[B] Cu-Elektrode

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

Ziel dieser Fragestellung war es, die verschiedenen Begründungen der Schüler zu erfassen; die beiden Auswahlantworten dienen lediglich der schnellen und eindeutigen Zuordnung der Kommentare zu den beiden Elektroden.

Da die Entscheidung für eine der beiden Elektroden nicht davon abhängen soll, ob die Schüler in der Lage sind, die Elektrodenreaktionen und Pole den richtigen Halbzellen zuzuordnen, wurden diese im Aufgabenkopf mit angegeben.

46% der Schüler bezeichnen die Zink-Elektrode, weitere 46% die Kupfer-Elektrode als die Kathode der Zelle. Daß dieses Ergebnis nicht darauf beruht, daß es bei einer willkürlichen Wahl zwischen zwei Auswahlantworten eine 50% ige Wahrscheinlichkeit gibt, sich für die richtige oder falsche Lösung zu entscheiden, zeigt die Tatsache, daß 80% der Schüler ihre Wahl begründen.

In den Schülerkommentaren zeigen sich vier unterschiedliche Argumentationsweisen:

- 30% der Schüler definieren den Begriff *Kathode* über die Begriffe *Minuspol* und *Pluspol*. Dabei setzen 24% die Kathode grundsätzlich mit dem Minuspol, 6% mit dem Pluspol einer Zelle gleich:

Definition der Kathode: Kathode = Minuspol. Aufgrund der Definition handelt es sich beim Minuspol, also der Zn-Elektrode, um die Kathode. (13 LK)

Kathode = Pluspol, deshalb Cu-Elektrode. (12 GK)

- Rund 20% der Schüler definieren die Kathode als diejenige Elektrode, an der die *Reduktion* der Kupfer-Ionen zu Kupfer stattfindet:

*Anode = Ort der Oxidation, Kathode = Ort der Reduktion;
Reduktion = e^- -Aufnahme, hier also: $\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Cu}$;
Also ist die Cu-Elektrode die Kathode. (13 GK)*

Die Cu-Elektrode ist in diesem Fall die Kathode, da es sich bei der Reaktion um eine Reduktion handelt. Reduktion ist Elektronenaufnahme, Oxidation ist Elektronenabgabe. Und da die Kathode der Pol ist, an dem Elektronen aufgenommen werden ($\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Cu}$), ist dies der Pol an dem die Reduktion stattfindet. (12 LK)

Der umgekehrte Fall, d.h. eine Definition der Kathode über den Begriff *Oxidation* findet sich in keinem Schülerkommentar.

- 16% der Schüler ordnen den Begriff *Kathode* anhand der an den Elektroden stattfindenden Elektronenbewegungen zu, ohne dabei die Begriffe *Oxidation* oder *Reduktion* zu verwenden:

Elektronenabgabe an den äußeren Leiter:

Von der Kathode gehen die Elektronen aus. Da bei der Zn^{2+} -Reaktion Elektronen freierwerden, muß dies die Kathode sein. (11 LK)

Elektronenabgabe an die Kupfer-Ionen:

Da hier e^- abgegeben werden und diese von den Cu^{2+} -Ionen aufgenommen werden, muß die Cu-Elektrode die Kathode sein. (12 LK)

- Etwa 10% der Schüler verknüpfen den Begriff *Kathode* mit der Bewegungsrichtung der Kationen in der Lösung:

Ich glaube, Kathode ist die Elektrode, zu der die positiv geladenen Ionen wandern. (12 LK)

Die Kathode zieht die Kationen an. Die Kationen sind positiv geladen. (12 GK)

Die gleichen Argumentationsweisen in nahezu derselben Häufigkeit finden sich, wenn anstelle des galvanischen Elements eine Elektrolysezelle vorgegeben wird (siehe Anhang: Aufgabe 34). Allerdings verschiebt sich das Antwortmuster deutlich gegenüber der Antwortverteilung von Aufgabe 14: 68% der Schüler ordnen den Begriff *Kathode* der richtigen Elektrode zu, nur 27% entscheiden sich für die falsche Lösung. Der Grund für die Zunahme an richtigen Lösungen liegt darin, daß bei der Elektrolysezelle - im Gegensatz zum galvanischen Element - die Kathode zugleich den Minuspol der Zelle darstellt. Somit gelangen diejenigen Schüler, die die Kathode grundsätzlich mit dem Minuspol gleichsetzen, in diesem Fall zur richtigen Lösung.

Auf der Basis der dargestellten Argumentationen wurde eine Mehrfachwahlaufgabe konzipiert, mit der zwei unterschiedliche Aspekte untersucht werden sollten:

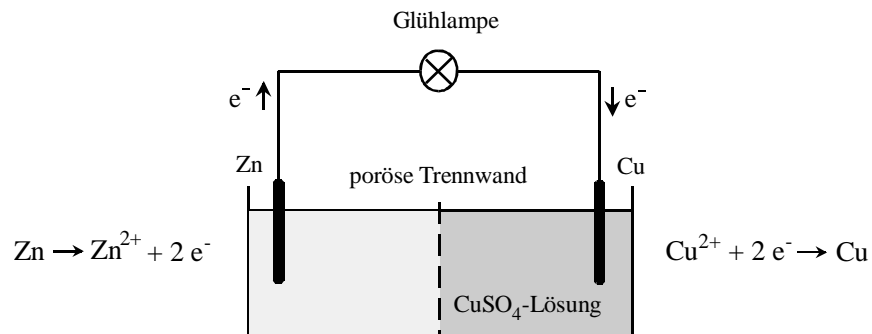
1) Es soll geprüft werden, wie viele Schüler in der Lage sind, den Begriff *Kathode* dem Reduktionsvorgang in einer galvanischen Zelle zuzuordnen.

Da aus Aufgabe 14 hervorgeht, daß viele Schüler die Kathode anhand des Elektronentransfers an den Elektroden definieren, ohne dabei die Begriffe *Reduktion* und *Oxidation* zu verwenden, müssen diese Begriffe zusätzlich erläutert werden.

Aufgabe 12 hat gezeigt, daß eine Definition der Reduktion als *Elektronenaufnahme* und der Oxidation als *Elektronenabgabe* nicht eindeutig ist, da diese Begriffe sowohl aus der Sicht der Ionen in der Lösung, als auch aus der Perspektive der Elektrode gedeutet werden können. Die Begriffe werden erst dann eindeutig, wenn explizit angegeben wird, *wer* Elektronen *von wem* aufnimmt bzw. *von wem* Elektronen *in welche Richtung* abgegeben werden.

2) Da ein großer Teil der Schüler die Kathode grundsätzlich mit dem Minuspol einer Zelle gleichsetzt, soll die Aufgabe zudem eine Zuordnung des Begriffs *Kathode* zu den Begriffen *Minuspol* oder *Pluspol* enthalten. Dabei muß die Aufgabe so formuliert werden, daß Mehrfachwahlen wie in Aufgabe 12 ausgeschlossen sind.

Diese Kriterien werden von der folgenden Mehrfachwahlaufgabe erfüllt:

Aufgabe 15 (09.117)

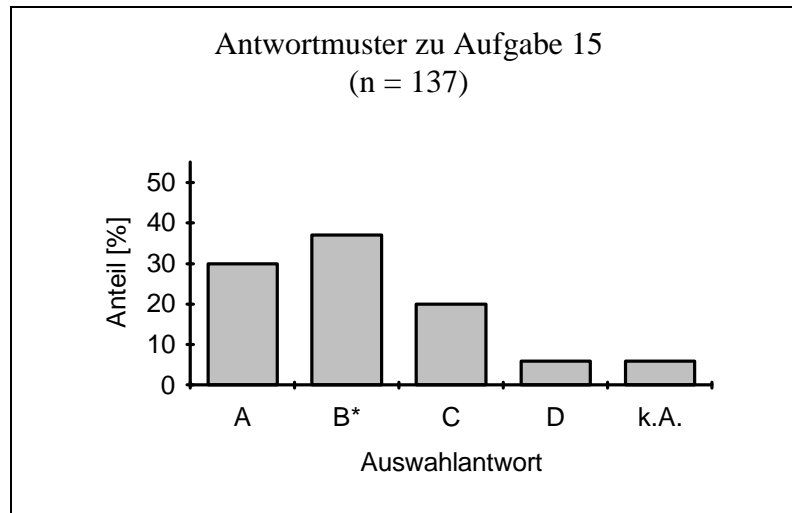
Die Abbildung zeigt eine galvanische Zelle mit den zugehörigen Elektrodenreaktionen. Welche der folgenden Aussagen trifft zu?

Die **Kathode** ist

- [A] die Elektrode, an der positive Ionen Elektronen aufnehmen (Reduktionsvorgang). Sie ist der Minuspol der Zelle.
- [B] die Elektrode, an der positive Ionen Elektronen aufnehmen (Reduktionsvorgang). Sie ist der Pluspol der Zelle.
- [C] die Elektrode, von der Elektronen an den äußeren Leiterdraht abgegeben werden (Oxidationsvorgang). Sie ist der Minuspol der Zelle.
- [D] die Elektrode, von der Elektronen an den äußeren Leiterdraht abgegeben werden (Oxidationsvorgang). Sie ist der Pluspol der Zelle.

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

Die folgende Abbildung gibt an, wieviel Prozent der Schüler sich für die einzelnen Auswahlantworten entschieden haben:



Zwei Drittel der Schüler ordnen die Kathode korrekt derjenigen Elektrode zu, an der die Reduktion stattfindet (Antworten [A] und [B]). Fast die Hälfte dieser Schüler bezeichnet diese Elektrode jedoch entgegen der wissenschaftlichen Konvention als den Minuspol der Zelle (Antwort [A]).

In den Kommentaren zu **Distraktor [A]** werden zwei Gründe für die Verknüpfung des Reduktionsvorgangs mit dem Minuspol deutlich:

Ein Teil der Schüler argumentiert über die Anziehung ungleichnamiger Ladungen. Demnach muß die Elektrode, zu der sich die positiven Ionen hinbewegen, den Minuspol der Zelle darstellen:

Bei der Kathode herrscht Elektronenüberschuß. Die Elektronen werden von den Cu^{2+} -Ionen aufgenommen, die dann zu Cu reduziert werden. Zur Kathode wandern die Kationen, also die Cu^{2+} -Ionen. Da sich ungleiche Ladungen anziehen, muß dort der Minuspol sein. (11 k.U.)

Die Kathode ist der Pol, an den die Kationen kommen, um Elektronen aufzunehmen, daher ist die Kathode der Minuspol, von dem die positiven Ionen angezogen werden. (12 LK)

Als zweites Argument wird angeführt, daß eine Elektrode, die Elektronen an positive Ionen der Lösung abgibt, eine negative Ladung besitzen muß:

Die Kathode gibt immer Elektronen an sogenannte Kationen ab, die durch Auflösung von Ionenverbindungen aus solchen Verbindungen entstanden

sind. Deswegen muß sie negativ geladen sein, sonst könnte sie schließlich keine e^- abgeben. (12 GK)

Die Kathode ist der Minuspol der Zelle. Da das Cu die zwei Elektronen aufnimmt, muß die Elektrode, die in die Kupferlösung hineintaucht, negativ geladen sein, also fähig, Elektronen abzugeben; ansonsten würde, wenn die Elektrode positiv geladen ist, nichts passieren. (12 GK)

Diese Argumentation zeigt sich auch in den Kommentaren zu **Distraktor [C]**, mit dem Unterschied, daß es sich hier nicht um eine Elektronenabgabe an Ionen in der Lösung, sondern an den äußeren Leiter handelt:

Kathoden sind Elektroden, die Elektronen abgeben. Wer nun Elektronen abgibt, der hat Elektronenüberschuß. Die Elektrode ist negativ geladen und stellt somit den Minuspol der Batterie dar. (11 LK)

Wo Elektronen abgegeben werden, ist ein e^- -Überschuß => Minuspol; Oxidation ist eine Abgabe von Elektronen (12 LK)

Daß von der Elektronenabgabe einer Elektrode auch auf den Pluspol geschlossen werden kann, zeigen die folgenden Kommentare zur richtigen

Lösung [B]:

Elektronen werden aus dem Leiter gesogen, um an die Ionen in der Lösung abgegeben zu werden. Die Folge ist, daß an dieser Stelle ein Elektronenmangel im Leiter entsteht. Zudem findet der Reduktionsvorgang immer an der Kathode statt. (12 GK)

Die Cu^{2+} -Ionen werden an der Kathode reduziert (sie nehmen e^- auf). Weil nun ein e^- -Mangel besteht, wandern die Elektronen durch den Leiter von der Anode zur Kathode. Die Kathode ist also der Pluspol. (13 LK)

Diese Schüler argumentieren, daß durch die Abgabe von Elektronen ein Elektronenmangel in der Elektrode entsteht und diese somit den Pluspol darstellt.

Manchen Schülern, die sich für die richtige Lösung entschieden haben, fällt es jedoch schwer, eine Begründung dafür anzugeben, warum diejenige Elektrode, an der die Reduktion stattfindet, als Pluspol bezeichnet wird. In einer Reihe von

Kommentaren erscheint dieser Zusammenhang lediglich in Form auswendig gelernter Fakten:

Die Kathode ist der Pluspol des galvanischen Elements. Dort läuft der Reduktionsvorgang ab. In diesem Fall ist es die Kupferelektrode. (13 LK)

Bei einem galvanischen Element ist die Kathode der Pluspol. An der Kathode findet die Reduktion statt. (12 GK)

Einige Schüler verweisen auf die „Merkregel“, daß Elektronen im äußeren Leiter vom Minuspol zum Pluspol fließen:

An der Kathode findet immer die Reduktion und an der Anode die Oxidation statt. Also oben in der Zeichnung: beim Kupfer ist die Kathode. Die Elektronen fließen vom Minus- zum Pluspol der Zelle, also ist die Kathode der Pluspol. (12 LK)

Aufgrund des geringen Wahlanteils von **Distraktor [D]** kann keine Aussage über eine vorherrschende Denkstrategie getroffen werden. Unter den Begründungen findet sich auch die unter [B] beschriebene Vorstellung, daß an einer Elektrode durch die Abgabe von Elektronen eine positive Ladung bzw. ein Elektronenmangel entsteht:

An der Kathode bilden sich Zink-Ionen, da Kupfer edler ist, wobei Elektronen frei werden. Diese werden an den Leiterdraht abgegeben, wodurch wieder ein Elektronenmangel an der Kathode entsteht. (13 GK)

Zn ist das unedlere Metall, das Elektronen an ein edleres Cu abgibt. Dadurch entsteht an der $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 e^-$ - Zelle eine Oxidation und die Zelle wird positiv geladen, weil Elektronen durch den Draht abgegeben werden. (13 LK)

Die Schülerkommentare zu Aufgabe 14 beinhalteten neben der Definition der Kathode über den Elektronentransfer an den Elektroden eine weitere Argumentationsweise: die Verknüpfung des Begriffs *Kathode* mit der Bewegungsrichtung der Kationen in der Lösung.

Um zu vergleichen, ob diese Art der Definition zu einer größeren oder geringeren Zahl an richtigen Lösungen führt, wurde eine weitere Mehrfachwahlaufgabe in das Projekt aufgenommen. Die Auswahlantworten wurden analog zu Aufgabe 15 konzipiert:

Aufgabe 16 (09.118)

The diagram shows a galvanic cell. On the left is a zinc (Zn) electrode in a solution. The reaction is $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$. On the right is a copper (Cu) electrode in a CuSO_4 solution. The reaction is $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$. A porous partition (poröse Trennwand) separates the two solutions. The electrodes are connected by an external circuit containing a glowing lamp (Glühlampe). An arrow labeled e^- points upwards from the Zn electrode, and another arrow labeled e^- points downwards into the Cu electrode.

Die Abbildung zeigt eine galvanische Zelle mit den zugehörigen Elektrodenreaktionen. Welche der folgenden Aussagen trifft zu?

Die **Kathode** ist

[A] die Elektrode, zu der sich die Kationen (positive Ionen) hinbewegen. Sie ist der Minuspol der Zelle.

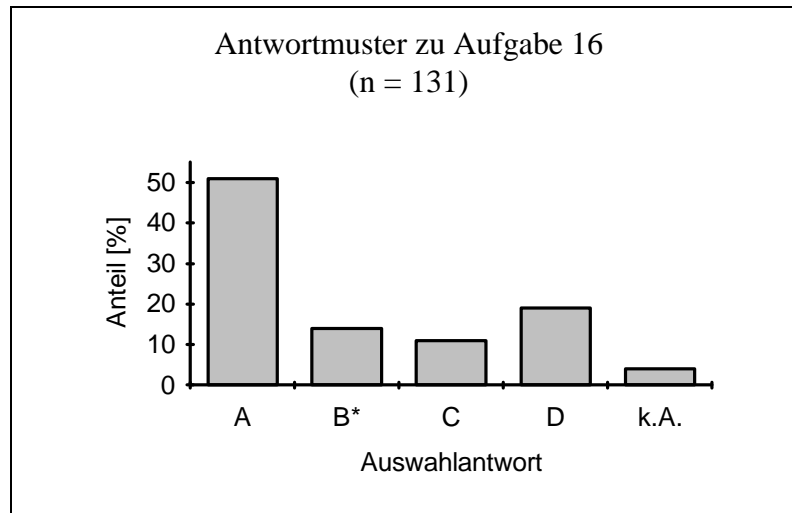
[B] die Elektrode, zu der sich die Kationen (positive Ionen) hinbewegen. Sie ist der Pluspol der Zelle.

[C] die Elektrode, von der sich die Kationen (positive Ionen) wegbewegen. Sie ist der Minuspol der Zelle.

[D] die Elektrode, von der sich die Kationen (positive Ionen) wegbewegen. Sie ist der Pluspol der Zelle.

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

Das Säulendiagramm gibt die Antwortverteilung von Aufgabe 16 wieder:



Entschieden sich in Aufgabe 15 noch 37% der Schüler für die richtige Lösung, so sind es hier nur noch 14%. Zwar verbinden - ähnlich wie in Aufgabe 15 - insgesamt etwa zwei Drittel der Schüler die Kathode mit dem richtigen Vorgang (hier die Bewegung der Kationen in Richtung der Kathode), jedoch ziehen 51% der Schüler aus dieser Bewegungsrichtung der Kationen den Schluß, daß es sich bei der Kathode um den Minuspol der Zelle handeln muß (Distraktor [A]).

Der Grund für die hohe Attraktivität von **Distraktor [A]** liegt in der Kenntnis der Schüler über die gegenseitige Anziehung ungleichnamiger Ladungen, die hier noch stärker zum Tragen kommt als in Aufgabe 15. Vielen Schülern scheint das Gesetz über die Anziehung von Ladungen unvereinbar mit der Vorstellung, daß sich positive Ionen in Richtung einer als Pluspol bezeichneten Elektrode bewegen:

Die Kathode heißt Kathode, da sich die Kationen zu ihr hinbewegen. Da die Kationen positiv geladen sind, bewegen sie sich zum Minuspol, denn gleichnamige Ladungen stoßen sich ab, verschiedene ziehen sich an. (12 LK)

In der galvanischen Zelle trägt die jeweilige Elektrode den Namen der zu ihr gezogenen Ionen. Da die Kationen positiv sind, werden sie vom negativen Pol angezogen. (11 LK)

Die gleiche Argumentationsweise zeigt sich in den Kommentaren zu **Distraktor [D]**:

Positiv geladene Ionen (Kationen) können sich nur zum Minuspol hinwenden, weil sie beim Pluspol abgestoßen würden. Die Kationen kommen von der Kathode, wie der Name schon andeutet. (11 GK)

Da die Kathode der Pluspol der Zelle ist und sich gleichnamige Ladungen abstoßen, bewegen sich die Kationen von der Kathode weg, hin zur Anode. (12 LK)

Die Schülerkommentare zur richtigen **Lösung [B]** machen deutlich, daß eine Definition der Kathode über die Bewegungsrichtung der Kationen es gegenüber Aufgabe 15 noch mehr erschwert, eine Begründung dafür anzugeben, warum die Kathode den Pluspol der Zelle darstellt.

Manche Schüler leiten die Ladung der Kathode von der Ladung der Kationen ab:

Da die Kationen die positiven Ionen sind, ist die Kathode ebenfalls positiv. (12 GK)

Ich schätze mal, die Kathode ist positiv, da das Kation auch positiv ist. (11 GK)

Einige Schüler argumentieren, daß durch die Ansammlung von Kationen an der Kathode ein Überschuß an positiver Ladung bzw. ein Elektronenmangel entsteht:

Eine Kathode zieht immer positive Ionen an. Da sich positive Ionen ansammeln, ist die Elektrode Pluspol. (11 GK)

Die Kathode ist ein Pluspol. Hier befinden sich Kationen, so daß ein e^- -Mangel entsteht. (13 GK)

In einer entsprechenden Weise begründen einige Schüler die Wahl von **Distraktor [C]**. Sie gehen davon aus, daß durch die Fortbewegung der Kationen eine negative Ladung an der Kathode zurückbleibt:

Wenn die Elektrode positive Ionen (Kationen) abgibt, ergibt sich dort eine negative Ladung => Minuspol. (12 GK)

Die Kathode ist der Minuspol. Sie ist deshalb negativ, weil sich die Kationen davon wegbewegen und deshalb ein Überfluß an Anionen besteht. (12 GK)

5.3.4.3 Zusammenfassung der Ergebnisse

Im Rahmen einer Mehrfachwahlaufgabe zum Begriff *Kathode* sollten die Schüler u.a. entscheiden, ob an der Kathode einer elektrochemischen Zelle die *Reduktion* oder die *Oxidation* stattfindet. Die von den Schülern gegebenen Begründungen zeigten, daß eine Definition der Reduktion als *Elektronenaufnahme* bzw. eine Definition der Oxidation als *Elektronenabgabe* nicht eindeutig ist, da diese Begriffe sowohl aus der Sicht der Teilchen in der Lösung als auch aus der Perspektive der Elektrode gedeutet werden können. So interpretierte eine große Zahl von Schülern die Begriffe dahingehend, daß nicht die Teilchen in der Lösung, sondern *die Elektrode selbst* Elektronen aufnimmt (*Elektronenaufnahme = Reduktion*) bzw. Elektronen an positive Ionen in der Lösung abgibt (*Elektronenabgabe = Oxidation*). In einer weiteren Mehrfachwahlaufgabe bezeichnete ein Viertel der Schüler die an der Kupfer-Elektrode eines Daniell-Elements stattfindende Reduktionsreaktion entgegen der wissenschaftlichen Konvention als eine *Elektronenabgabe* durch die Elektrode.

Um zu prüfen, auf welche Weise Schüler den Begriff *Kathode* definieren, wurden sie gebeten, die Kathode eines galvanischen Elements bzw. einer Elektrolysezelle zu bestimmen und ihre Wahl zu begründen. Die Zahl der richtigen Zuordnungen war am Beispiel der Elektrolysezelle deutlich größer. Der Grund dafür lag darin, daß viele Schüler die Kathode mit dem Minuspol einer Zelle gleichsetzten, was für Elektrolysezellen, nicht jedoch für galvanische Elemente zutrifft.

Neben der Gleichsetzung von Kathode und Minuspol zeigten sich drei weitere Argumentationsweisen:

die Definition der Kathode über den Begriff *Reduktion*

die Definition der Kathode über den Elektronentransfer an den Elektroden *ohne* Verwendung der Begriffe Reduktion oder Oxidation

die Definition der Kathode über die Bewegungsrichtung der Kationen in der Lösung

Auf der Basis dieser Ergebnisse wurden zwei Mehrfachwahlaufgaben konzipiert. In der ersten Aufgabe sollte die Kathode einerseits dem Reduktions- oder Oxidationsvorgang, andererseits dem Minuspol oder Pluspol eines Daniell-Elements zugeordnet werden. Um die oben dargestellten Fehlinterpretationen der Begriffe *Reduktion* und *Oxidation* zu vermeiden, wurden diese durch eine genaue Beschreibung des Elektronentransfers an den Elektroden erläutert.

Nur 37% der Schüler verknüpften den Begriff *Kathode* korrekt mit dem Reduktionsvorgang und dem Pluspol der Zelle.

Zahlreiche Schüler begründeten die Zuordnung zum Minuspol oder Pluspol, indem sie von den Elektronenbewegungen an den Elektroden auf die Ladung der Elektrode schlossen:

- Eine Elektrode, die Elektronen abgibt (an die Cu^{2+} -Ionen der Lösung bzw. an den äußeren Leiter), muß eine negative Ladung besitzen.
- Eine Elektrode, die Elektronen abgibt (an die Cu^{2+} -Ionen der Lösung bzw. an den äußeren Leiter), wird durch diese Elektronenabgabe positiv geladen.

Die zweite Mehrfachwahlaufgabe wurde analog zur ersten Aufgabe gebildet, mit dem Unterschied, daß die Kathode nicht anhand des Elektronentransfers an den Elektroden zugeordnet werden sollte, sondern aufgrund der Bewegungsrichtung der Kationen in der Lösung. Diesmal gelangten nur 14% der Schüler zur richtigen Lösung. Zwar verknüpften zwei Drittel der Schüler die Kathode mit dem richtigen Vorgang, jedoch verbanden insgesamt ebensoviele Schüler die Kathode fälschlicherweise mit dem Minuspol der Zelle.

Der größte Teil der Schüler argumentierte über die gegenseitige Anziehung ungleichnamiger Ladungen:

- Da sich die Kationen zur Kathode hinbewegen, muß die Kathode negativ geladen sein.

- Da sich die Kationen von der Kathode wegbewegen, muß die Kathode positiv geladen sein.

Weniger häufig traten die Vorstellungen auf, daß durch die Ansammlung von Kationen an der Kathode eine positive Ladung entsteht bzw. daß an der Kathode durch die Fortbewegung der Kationen eine negative Ladung zurückbleibt.

5.4 Minuspol und Pluspol

5.4.1 Die wissenschaftliche Definition

Obwohl die Begriffe *Minuspol* und *Pluspol* unverzichtbare Bestandteile der physikalischen Fachsprache bilden, findet sich in zahlreichen Physik-Lexika und -Lehrbüchern keine Definition. Auch unter dem Stichwort *Pol* wird häufig nur auf den geographischen oder (geo)magnetischen Pol verwiesen.

Der Begriff *Pol* leitet sich vom griechischen $\pi\omicron\lambda\omicron\sigma$ („*polos*“: Drehpunkt, Achse) ab und bezeichnet denjenigen „Punkt auf der Oberfläche einer Kugel, in dem ein in bestimmter Weise ausgezeichneter Durchmesser (z.B. die Drehachse) die Kugeloberfläche durchstößt“. Bezogen auf elektrochemische Zellen steht die Bezeichnung *Pol* für „die beiden Anschlußklemmen (Anschlußpunkte) einer Spannungs- oder Stromquelle“ (MEYERS PHYSIK-LEXIKON 1973, S.651).

Im BROCKHAUS DER NATURWISSENSCHAFT UND TECHNIK (1971, S.575) wird der *Pol* im physikalisch-technischen Sinn als „das Ende eines in der Regel langgestreckten Körpers“ definiert, „das zugleich Ein- oder Austrittsstelle eines elektrischen oder magnetischen Feldes ist“. Dabei stellt der negative Pol die Eintrittsstelle, der positive Pol die Austrittsstelle des elektrischen Feldes dar.

Andere Lexika definieren den Minuspol und Pluspol einer Zelle über unterschiedliche Elektronendichten. Demnach besitzt der Minuspol einen „Elektronenüberschuß“, der Pluspol einen „Elektronenmangel“. Bei Stromfluß fließen die Elektronen außerhalb der Spannungsquelle vom Minuspol zum Pluspol (TASCHENBUCH DER PHYSIK 1988, S.396).

5.5 Die Verwendung der Begriffe in Schulbüchern

Da die Begriffe *Minuspol* und *Pluspol* keine typisch „chemischen“ Fachwörter darstellen, sondern in der Regel im Physikunterricht der Sekundarstufe I eingeführt werden, wurde neben den Chemie-Schulbüchern das Schulbuch „PHYSIK, SEKUNDARBEREICH I“ von DORN UND BADER (1993) in die Analyse einbezogen. Dieses Buch erscheint in hoher Auflage und wird landesweit an vielen Schulen eingesetzt.

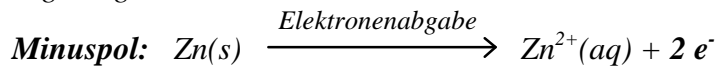
Der Ausdruck „Pole“ als Bezeichnung für „die Anschlüsse einer Stromquelle“ erscheint erstmalig innerhalb der Einführung in elektrische Stromkreise (DORN UND BADER 1993, S.112). Die Unterscheidung in Plus- und Minuspol erfolgt aufgrund der Tatsache, daß nur die mit dem Minuspol einer Stromquelle verbundene Seite einer Glühlampe leuchtet.

Eine Definition beider Begriffe ist erst nach der Einführung des Ladungsbegriffs und der Vorstellung vom Elektron als negativem Ladungsträger möglich. Demnach bezeichnet der Minuspol denjenigen Pol, an dem ein „Elektronenüberschuß“ bzw. eine „negative Ladung“ herrscht. Dem Pluspol wird entsprechend ein „Elektronenmangel“ bzw. eine „positive Ladung“ zugeschrieben (S.122). Als Erklärung für die Ladungstrennung dient das Bild der Stromquelle als „Elektronenpumpe“, die dem Pluspol Elektronen „entrißt“ und auf den Minuspol „pumpt“. Bei Stromfluß gibt der Minuspol aufgrund seines Elektronenüberschusses Elektronen durch den äußeren Leiter an den Pluspol ab (S.122).

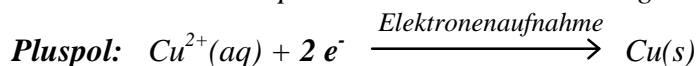
Die Chemie-Schulbücher bieten keine konkrete Definition des Minuspols und Pluspols, allerdings läßt sich aus einigen Textstellen ein bestimmtes Verständnis der Begriffe ableiten. Auf die Gleichsetzung von Minuspol und Kathode bzw. Pluspol und Anode in der Mehrzahl der betrachteten Bücher wurde dabei schon in Kapitel 5.3.3 hingewiesen.

Das Schulbuch „CHEMIE HEUTE“ für den Sekundarbereich I führt als einziges der betrachteten Bücher die Begriffe *Minuspol* und *Pluspol* im Stichwortverzeichnis auf und verweist dabei auf folgende Textstelle (S.189):

Welche chemischen Reaktionen laufen in der galvanischen Zelle ab, wenn ein Strom fließt? Am Minuspol gehen Zink-Ionen in Lösung, für jedes Zink-Ion bleiben zwei Elektronen im Metall zurück. So entsteht hier ein Elektronenüberschuß, das Zinkblech ist gegenüber dem Kupferblech negativ geladen:



Die Elektronen fließen über das Verbindungskabel vom Zinkblech zum Kupferblech. Dort werden sie auf Kupfer-Ionen aus der Lösung übertragen. Es entstehen Kupfer-Atome, die sich am Kupferblech abscheiden. Am Pluspol herrscht Elektronenmangel:



Der Minuspol wird hier mit den Begriffen *Elektronenüberschuß* und *Elektronenabgabe*, der Pluspol mit den Begriffen *Elektronenmangel* und *Elektronenaufnahme* verknüpft. Die Entstehung des Elektronenüberschusses bzw. -mangels wird mit den *bei Stromfluß* ablaufenden Elektrodenreaktionen begründet. Dieser Erklärungsansatz ist allerdings als problematisch zu betrachten, da die Oxidation des Zinks und die Reduktion der Kupferionen bei Stromfluß gleichzeitig und mit gleicher Geschwindigkeit ablaufen. Dem äußeren Leiter werden also pro Zeiteinheit gerade so viele Elektronen zugeführt, wie ihm auf der anderen Seite der Zelle gleichzeitig wieder entnommen werden. Die Ausbildung eines Elektronenmangels bzw. -überschusses läßt sich auf diese Weise nicht erklären.

Die Verbindung des Minuspols mit dem Vorgang der *Elektronenabgabe* und des Pluspols mit dem Vorgang der *Elektronenaufnahme* findet sich in allen betrachteten Chemie-Schulbüchern.

Das Buch „ELEMENTE CHEMIE I“ bezeichnet die bildliche Darstellung der Vorgänge in einem Zink-Kupfer-Element mit dem Titel „Elektronenabgabe am

Minuspol und Elektronenaufnahme am Pluspol einer galvanischen Zelle“ (S.180).

In „ELEMENTE CHEMIE II“ heißt es bei der Beschreibung des Daniell-Elements: „Die Anode stellt bei einem galvanischen Element den *Minuspol* dar, da hier Elektronen aus dem Element in den äußeren Leiterdraht austreten“ (S.114). Der Prozeß der Elektronenabgabe wird hier durch die Angabe der Richtung, in der die Elektronen abgegeben werden, präzisiert.

„CHEMIE HEUTE“ für den Sekundarbereich II verknüpft die Begriffe *Minuspol* und *Pluspol* mit zwei weiteren Fachbegriffen:

*Stellt man eine leitende Verbindung zwischen den Elektroden her, fließen Elektronen von der Zink-Halbzelle, der **Donatorhalbzelle**, zur Kupfer-Halbzelle, der **Akzeptorhalbzelle**. Die Zinkelektrode ist in dieser Anordnung der **Minuspol**, die Kupfer-Elektrode der **Pluspol**. (S.155)*

In diesen Fachbegriffen ist ebenfalls das Element der *Elektronenabgabe* (lat. donator = Geber) bzw. *Elektronenaufnahme* (lat. acceptor = Empfänger) enthalten.

5.5.1 Die empirische Untersuchung

5.5.1.1 Die Begriffe *Minuspol* und *Pluspol* am Beispiel der galvanischen Zelle - zwei Perspektivenwechsel

In den Mehrfachwahlaufgaben 15 und 16 zum Begriff *Kathode* deuteten sich verschiedene Vorstellungen bezüglich der Begriffe *Minuspol* und *Pluspol* an. Mit der folgenden Aufgabe sollte untersucht werden, ob die Schüler in der Lage sind, die Elektroden einer galvanischen Zelle korrekt als Pluspol bzw. Minuspol zu bezeichnen und in welcher Weise die Schüler ihre Zuordnung begründen:

Aufgabe 17 (08.311)

Glühlampe

Zn poröse Trennwand Cu

$\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$ $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

CuSO₄-Lösung

Die Abbildung zeigt eine galvanische Zelle mit den zugehörigen Elektrodenreaktionen. Bei welcher Elektrode handelt es sich um den **Minuspol**?

[A] Zn-Elektrode

[B] Cu-Elektrode

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

61% der Schüler bezeichnen die Zinkelektrode, 27% die Kupferelektrode als den Minuspol der Zelle. 80% der Schüler geben für ihre Antwort eine Begründung an.

Etwa drei Viertel der Schüler begründen ihre Entscheidung über den Elektronentransfer an den Elektroden. Dabei zeigt sich, daß die Mehrheit der Schüler den Minuspol mit einer negativen Ladung bzw. einem Elektronenüberschuß, den Pluspol mit einer positiven Ladung bzw. einem Elektronenmangel gleichsetzt.

Neben dem Argument, daß Elektronen im äußeren Leiter vom Minus- zum Pluspol fließen, werden in den Kommentaren vier unterschiedliche Argumentationsweisen sichtbar. Diese werden in den folgenden Überschriften zusammengefaßt, wobei links des Konklusionspfeils die von den Schülern beschriebene **Ursache**, rechts die daraus resultierende **Wirkung** aufgeführt ist:

1) Die Zinkelektrode nimmt Elektronen aus der Reaktion $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 e^-$ auf => sie wird negativ geladen

An der Zn-Elektrode, der Anode, läuft die Oxidation von elementarem Zink zu Zink-(II)-Ionen ab. Dabei geben die Zink-Atome ihre Elektronen an die Elektrode ab, die dadurch negativ geladen wird. (12 LK)

Bei der Zn-Elektrode werden Elektronen durch die Umsetzung von Zn in Zn^{2+} freigesetzt und die Elektrode negativ aufgeladen. Somit ist sie der Minuspol. (13 LK)

An der Zn-Elektrode zerfällt Zink zu Zink-Ionen und Elektronen, es baut sich also eine negative Ladung auf, Zn-Elektrode ist Minuspol. (13 LK)

Bei der Reaktion von Zn zu Zn^{2+} werden Elektronen gebildet => Elektronenüberschuß => Minuspol. (12 LK)

2) Die Zinkelektrode ist negativ geladen => sie gibt Elektronen an den äußeren Leiter ab

Es handelt sich bei der Zinkelektrode um den Minuspol, da laut den Reaktionsgleichungen $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 e^-$ und $\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Cu}$ die Zinkelektrode 2 Elektronen abgibt und nur eine negativ geladene Elektrode Elektronen abgeben kann. (12 GK)

Da an der Zn-Elektrode 2 e^- abgespalten werden, die zur Cu-Elektrode wandern, erkennt man, daß es sich bei der ersten um den Minuspol (negative Elektrode) handeln muß (Abspaltung von negativen Ladungen) (11 LK)

Der Minuspol ist definiert als Elektronendonator (=Abgeber, Spender). An der Reaktion $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 e^-$ erkennt man genau, daß ein Zinkatom 2 Elektronen abgibt, während ein Kupferatom 2 Elektronen aufnimmt ($\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Cu}$). Der Strom (die Elektronen) fließen also von der Zinkelektrode zur Kupferelektrode. (12 LK)

Bei der galvanischen Zelle wird die Elektrode als Minuspol (negative Elektrode) bezeichnet, die die Elektronen (negative Ladungen) an den äußeren Leiterdraht abgibt. (12 GK)

3) Die Kupferelektrode nimmt Elektronen aus dem äußeren Leiter auf => sie wird negativ geladen

Zink ist das unedlere Metall, also bildet es Kationen, die Elektronen wandern durch den Draht zur Kupferelektrode. Also entsteht ein Elektronenüberschuß in der Kupferelektrode, da diese Elektronen noch zusätzlich zu den schon vorhandenen Elektronen des Kupfers

dazukommen. Durch den Elektronenüberschuß wird die Kupferelektrode negativ geladen, es entsteht ein Minuspol. (12 GK)

Aus Zink entstehen Zink-Ionen und Elektronen. Die Elektronen wandern zur Kupferelektrode und an der Zinkelektrode bleiben positive Zink-Ionen übrig. Die Cu-Elektrode nimmt die Elektronen (negativ geladen) auf und wird somit negativ. (12 LK)

Kupferelektrode => Minuspol => Elektronenüberschuß; Bei $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2 e^-$ erfolgt die Oxidation; die Elektronen wandern zur Kupferelektrode, wo demnach jetzt ein Elektronenüberschuß vorliegt. (11 LK)

An der Kupferelektrode besteht ein Überschuß an Elektronen, da Zn die Elektronen abgibt, die über die Verbindung der beiden Elemente zum Cu gelangen. (12 LK)

4) Die Kupferelektrode ist negativ geladen => sie gibt Elektronen an die Cu^{2+} -Ionen der Lösung ab

Die Kupferelektrode gibt Elektronen an die Cu^{2+} -Ionen ab. Sie muß also einen Elektronenüberschuß haben (negativ geladen sein), demzufolge also der Minuspol sein. (11 LK)

An der Kathode (Minuspol) herrscht ein Elektronenüberfluß => die positiven Kupfer-Ionen werden erstens angezogen und zweitens nehmen sie jetzt jeweils 2 Elektronen von der Kathode auf, um sich nun als elementares Kupfer an der Kathode abzusetzen. (12 GK)

An der Kupferelektrode findet eine Reduktion statt. Dies bedeutet, daß sie Elektronen abgibt und dadurch, daß sie Elektronen abgeben kann, einen Überschuß an Elektronen hat. (12 LK)

Da an der Kupferelektrode Kupfer-Ionen Elektronen aufnehmen und zu Kupfer-Atomen werden, die sich an die Elektrode anlagern, muß es sich hierbei um den Minuspol handeln, da hier Elektronen abgegeben werden (Elektronenüberschuß), die mit den Kupfer-Ionen reagieren. (12 LK)

Unter den Schülerkommentaren, die der Zinkelektrode eine negative Ladung zuordnen, tritt die unter 2) aufgeführte Begründung in etwas größerer Häufigkeit auf als Argumentation 1). Die beiden übrigen, auf die Kupferelektrode bezogenen Argumentationsweisen sind etwa gleich häufig zu finden.

Die Schülerkommentare machen deutlich, daß die Beschreibung des Elektronentransfers an den Elektroden und der Kausalschluß auf die Ladung der Elektrode aus unterschiedlichen Blickwinkeln erfolgen kann:

Perspektivenwechsel bezüglich äußerem und innerem Stromkreis:

Die Beschreibungen der Elektronenübergänge an den Elektroden unterscheiden sich darin, daß einmal der Elektronenaustausch zwischen der Elektrode und dem *inneren* Stromkreis, zum anderen der Elektronenaustausch zwischen der Elektrode und dem *äußeren* Leiter betrachtet wird. So kann der Vorgang an der Kupfer-Elektrode sowohl als eine Elektronenaufnahme aus dem äußeren Leiter (Begründung 3) als auch als eine Elektronenabgabe an die Cu^{2+} -Ionen der Lösung aufgefaßt werden (Begründung 4).

Allerdings ist die Beschreibung des Ladungsaustauschs zwischen den Elektroden und dem *inneren* Stromkreis als Elektronenabgabe (aus Sicht der Kupfer-Elektrode) bzw. Elektronenaufnahme (aus Sicht der Zink-Elektrode) im Fall des Zink-Kupfer-Elements problematisch: In der Kupferhalbzelle scheiden sich die reduzierten Teilchen als „neue“ Bestandteile der Kupfer-Elektrode ab, in der Zinkhalbzelle werden Bestandteile der Elektrode selbst oxidiert. Somit müßte der Ladungsaustausch zwischen den Elektroden und dem Elektrolyten strenggenommen nicht als *Elektronentransfer*, sondern als Aufnahme bzw. Abgabe positiver *Ionen* beschrieben werden.

Perspektivenwechsel bezüglich Ursache und Wirkung:

Allen Kommentaren ist gemeinsam, daß von dem Elektronentransfer an einer Elektrode auf die (hier jeweils negative) Ladung der Elektrode geschlossen wird. Die Begründungen unterscheiden sich jedoch darin, daß der betrachtete Elektronenübergang einmal als *Ursache*, einmal als *Wirkung* dieser Ladung verstanden wird.

In den Begründungen 2) und 4) wird von der Elektronenabgabe an den äußeren Leiter bzw. an die Cu^{2+} -Ionen darauf geschlossen, daß die Elektrode eine negative Ladung bzw. einen Elektronenüberschuß besitzen muß, da sie andernfalls nicht in der Lage wäre, Elektronen abzugeben. Die Ladung stellt somit die Voraussetzung oder Ursache des Elektronentransfers dar.

Im Gegensatz dazu betrachten die unter 1) und 3) aufgeführten Kommentare die negative Ladung der Elektrode als Folge der beschriebenen Elektronenübergänge.

Da die Formulierung von Aufgabe 17 verständlicherweise dazu führt, daß in den Schülerkommentaren fast ausschließlich Begründungen für die *negative* Ladung einer Elektrode gegeben werden, wurden die Schüler in einer parallelen Aufgabenstellung gebeten, den *Pluspol* des Zink-Kupfer-Elements zu bestimmen und ihre Entscheidung zu begründen:

Aufgabe 18 (08.310)

Glühlampe

Zn poröse Trennwand Cu

$\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$ $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

CuSO₄-Lösung

Die Abbildung zeigt eine galvanische Zelle mit den zugehörigen Elektrodenreaktionen. Bei welcher Elektrode handelt es sich um den **Pluspol**?

[A] Zn-Elektrode

[B] Cu-Elektrode

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

24% der Schüler ordnen den Begriff *Pluspol* der Zinkelektrode zu, 64% entscheiden sich für die richtige Lösung. Wiederum geben etwa 80% der Schüler für ihre Antwort eine Begründung an. Die Schülerkommentare weisen die oben beschriebenen Perspektiven auf, mit dem Unterschied, daß diesmal eine *positive* Ladung als Ursache oder Folge eines betrachteten Elektronenübergangs angenommen wird:

1) Die Kupfer-Elektrode gibt Elektronen an die Cu^{2+} -Ionen der Lösung ab

=> sie wird positiv

Durch die Abgabe der Elektronen an die Cu^{2+} -Ionen in der Lösung entsteht ein Elektronenmangel an der Cu-Elektrode. D.h.: die Cu-Elektrode ist der Pluspol. (13 GK)

Durch den „Verbrauch“ von e^- in der Reaktion $\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Cu}$ liegt an der Kupferelektrode ein Elektronenmangel vor, was gleichbedeutend mit der Ausbildung des Pluspols ist. (12 LK)

Um die Cu^{2+} -Ionen in Feststoff zu verwandeln, sind je zwei Elektronen nötig, die von der Cu-Elektrode abgegeben werden. An der Cu-Elektrode herrscht daher Elektronenmangel (= > Pluspol). (12 LK)

An der Kupferelektrode läuft die Reduktion ab, das heißt die Aufnahme von e^- . Diese e^- werden an die Cu^{2+} -Ionen abgegeben und zwar kontinuierlich. Es herrscht also an der Kupferkathode ein e^- -Mangel. (12 GK)

2) Die Kupfer-Elektrode ist positiv geladen => sie nimmt Elektronen aus dem äußeren Leiter auf

Die Kupfer-Elektrode muß der Pluspol sein, da sie die Elektronen aufnimmt, also die negativ geladenen Elektronen aus dem Draht anzieht. (11 GK)

Die Elektronen reagieren an der Kathode mit Cu^{2+} zu Cu. Dafür müssen sie sich zu dieser Elektrode hinbewegen, die also der Pluspol sein muß (-> Anziehung von Elektronen). (12 GK)

Die Cu-Elektrode ist der Pluspol, da sie Elektronen aufnimmt/anzieht. Zn gibt Elektronen ab, ist also ein Minuspol. (12 LK)

An der Cu-Elektrode gibt es Elektronenmangel, Elektronen fließen vom Minuspol (Zn-Elektrode: Elektronenüberschuß) zum Pluspol. (12 GK)

3) Die Zink-Elektrode gibt Elektronen an den äußeren Leiter ab => sie wird positiv geladen

An der Zinkelektrode wird Zn zu $Zn^{2+} + 2 e^-$. Das heißt, daß Elektronen abgegeben werden. Also herrscht Elektronenmangel und die positive Ladung überwiegt. Das macht die Zinkelektrode zum Pluspol. (11 LK)

Die Zinkelektrode ist der Pluspol, da Zink oxidiert wird und somit Elektronen abgibt. Es herrscht an der Zinkelektrode Elektronenmangel aufgrund der Oxidation. (12 LK)

Die e^- wandern von der Anode (Zn-Elektrode) zur Kathode (Cu-Elektrode), weshalb sich ein e^- -Mangel bildet, wodurch die Anode eine positive Ladung erhält. (12 GK)

Die Zinkelektrode stellt die e^- zur Verfügung, diese fließen durch die Glühlampe zur Kupferelektrode. Die Zinkelektrode hat Elektronenmangel, weil sie e^- dem Kupfer gibt. (12 LK)

4) Die Zink-Elektrode ist positiv geladen => sie nimmt Elektronen aus der Reaktion $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2 e^-$ auf

Kupfer-Ionen benötigen Elektronen, um zu elementarem Kupfer zu reagieren. Daher muß sich der Minuspol auf der rechten Seite befinden. Daraus folgt, daß sich links der Pluspol befindet, der die bei der Reaktion von elementarem Zink zu Zink-Ionen entstehenden Elektronen aufnimmt. (12 GK)

An der Zinkelektrode herrscht Elektronenmangel, so daß dem Zinkatom von der Zinkelektrode zwei Elektronen entzogen werden. (12 GK)

Zinkelektrode: Pluspol, Elektronenmangel => Die Elektrode nimmt e^- aus der Oxidationsreaktion auf. (12 GK)

Die unter Punkt 2) aufgeführte Sichtweise tritt mit größerer Häufigkeit auf als Argumentation 1). Begründung 4) findet sich im Vergleich zu Argumentation 3) nur in sehr wenigen Kommentaren.

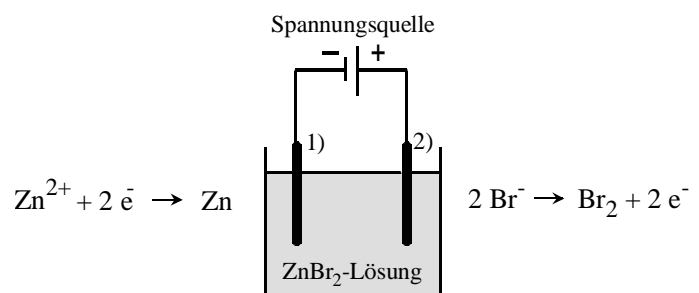
Faßt man die Ergebnisse der Aufgaben 17 und 18 zusammen, so gibt es vier unterschiedliche Argumentationsweisen, um einen Zusammenhang zwischen dem Elektronentransfer an einer Elektrode und ihrer Ladung herzustellen:

- Die Elektrode nimmt Elektronen auf => sie wird negativ
- Die Elektrode ist negativ => sie gibt Elektronen ab
- Die Elektrode gibt Elektronen ab => sie wird positiv
- Die Elektrode ist positiv => sie nimmt Elektronen auf

Im Fall der Kupferelektrode handelt es sich um eine Elektronenaufnahme aus dem äußeren und eine Elektronenabgabe an den inneren Leiter; im Fall der Zinkelektrode verhält es sich umgekehrt.

5.5.1.2 Die Begriffe *Minuspole* und *Pluspole* am Beispiel der Elektrolysezelle

Im Gegensatz zur galvanischen Zelle scheint bei der Elektrolysezelle die Bezeichnung der Elektroden als Minuspole und Pluspole eindeutig zu sein, da die Ladungen der Elektroden durch die äußere Spannungsquelle vorgegeben sind. Ob die Zuordnung der Begriffe aus Sicht der Schüler tatsächlich eindeutig ist, sollte anhand der folgenden Aufgabe geprüft werden:

Aufgabe 19 (08.312)	
	
<p>Die Abbildung zeigt eine Elektrolysezelle mit den zugehörigen Elektrodenreaktionen. Bei welcher Elektrode handelt es sich um den Minuspole?</p> <p>[A] Elektrode 1)</p> <p>[B] Elektrode 2)</p> <p>Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.</p>	

58% der Schüler bezeichnen Elektrode 1), 33% jedoch Elektrode 2) als den Minuspol der Zelle. 85% der Schüler begründen ihre Entscheidung.

Die Analyse der Schülerkommentare führt zu einem überraschenden Ergebnis: Die Mehrheit der Schüler argumentiert - vergleichbar mit der galvanischen Zelle - über die Elektronenübergänge an den Elektroden, ohne dabei die Spannungsquelle zu berücksichtigen.

In den Begründungen zur falschen **Antwort [B]** finden sich die am Beispiel der galvanischen Zelle beschriebenen Perspektiven.

Die fettgedruckten Überschriften geben - wie schon zuvor - die in den Schülerkommentaren beschriebene **Ursache** und **Wirkung** wieder. Dabei bezeichnet der Begriff „innerer Leiter“ den Elektrolyten der elektrolytischen Zelle, der Ausdruck „äußerer Leiter“ den Leiterdraht.

Elektrode 2) nimmt Elektronen aus dem inneren Leiter auf => sie wird negativ

An Elektrode 2) werden Brom-Ionen zu Br_2 oxidiert. An der Elektrode 2) lagern sich Elektronen ab, also entsteht an diesem Pol eine negative Ladung, er wird zum Minuspol. (12 GK)

An der Elektrode 2) findet die Oxidation von Bromid-Ionen statt. Dadurch entsteht ein Überschuss von Elektronen in der Brom-Elektrode. Die Elektrode ist negativ geladen -> Minuspol. (11 LK)

In der Elektrolysezelle ist die Elektrode der Minuspol, an die Elektronen abgegeben werden. Da das Brom oxidiert wird (also zu Br_2), wirkt es als Elektronendonator des Systems und lädt die Elektrode negativ auf. (12 LK)

Elektrode 2) ist negativ => sie gibt Elektronen an den äußeren Leiter ab

Bei dieser Elektrolyse ist Elektrode 2) der Minuspol => Dort werden die Elektronen nach außen abgegeben. (13 LK)

Da der Minuspol negativ geladen ist, gibt er Elektronen ab, also muß es Elektrode 2) sein. (11 k.U.)

Minuspol ist die Stelle, von der e^- abgegeben werden. Da bei der Elektrode 1) e^- aber mit Zn^{2+} zu Zn reagieren, werden dort e^- aufgenommen. Bei der

Elektrode 2) hingegen werden 2 Br⁻ in Br₂ und 2 e⁻ aufgespalten. Es entstehen also 2 e⁻, die dementsprechend abgegeben werden. (12 GK)

Als weiteres Argument wird angeführt, daß Elektronen nur zwischen einem Minuspol und einem Pluspol fließen können:

Elektronen fließen immer in Richtung des Pluspols. Folglich kann 1) kein Minuspol sein, da zwischen zwei Minuspole kein Strom fließt. Parallel läßt sich begründen, daß 2) ein Minuspol sein muß, denn es kann zwischen zwei Polen nur Strom fließen, wenn sie ein unterschiedliches Vorzeichen haben. (12 GK)

An der Elektrode 2) findet eine Oxidation statt => e⁻ werden freigesetzt und über die leitende Verbindung zum Pluspol geleitet und dort verbraucht. Generell fließen e⁻ vom Minus- zum Pluspol. (11 k.U.)

Elektronen fließen vom Minus- zum Pluspol. (12 GK)

Alle drei genannten Begründungen treten mit etwa gleich großer Häufigkeit auf.

Die Mehrheit der Schüler, die sich für die richtige **Antwort [A]** entschieden haben, schließt von der Elektronenabgabe an die Zink-Ionen in der Lösung darauf, daß Elektrode 1) eine negative Ladung besitzen muß:

Elektrode 1) ist negativ => sie gibt Elektronen an den inneren Leiter ab

Der Minuspol gibt Elektronen ab. Die Elektrode Nr.1 ist der Minuspol, sie gibt Elektronen an die Zn²⁺ ab. (12 GK)

Bei der ersten Elektrode besteht ein Elektronenüberschuß, die Elektrode ist negativ geladen. Sie zieht die positiven Zn-Ionen an. Diese nehmen 2 e⁻ von der Elektrode auf. Es lagert sich an der Kathode elementares Zink ab. (12 LK)

Bei der Reaktion, die an der Elektrode 1) stattfindet, werden Kationen zu einem neutralen Atom. Die Teilchen nehmen Elektronen auf. Diese Elektronen kommen aus der Elektrode, also muß dort ein Elektronenüberschuß vorhanden sein, also muß die Elektrode negativ geladen sein. (11 LK)

Nur ein Viertel der Schüler, die Elektrode 1) als Minuspol bezeichnen, gibt als Begründung an, daß diese Elektrode mit dem Minuspol der Spannungsquelle verbunden ist:

Elektrode 1) ist der Minuspol, da sie an den Minuspol der Stromquelle angeschlossen ist. (12 LK)

Es wurde eine Spannung angelegt, diese zeigt, daß Elektrode 1) negativ geladen ist. Also der Minuspol! (12 GK)

Wie man in der Zeichnung sehen kann, ist Elektrode 1) an den Minuspol angeschlossen, ist also die Kathode. (13 GK)

Einige Schüler begründen ihre Wahl mit der Anziehung der positiven Ionen durch den negativen Pol:

Elektrode 1) ist der Minuspol, da dort die positiv geladenen Zink-Ionen hinwandern. (11 LK)

Der Minuspol ist Elektrode 1), da die positiv geladenen Zn^{2+} -Ionen, die Kationen, dorthin wandern. (13 LK)

Positiv geladene Ionen bezeichnet man als Kationen, denn sie wandern zur Kathode, dem Minuspol. (12 GK)

5.5.1.3 Zusammenfassung der Ergebnisse

Um zu untersuchen, in welcher Weise Schüler die Begriffe *Minuspol* und *Pluspol* interpretieren, wurden sie gebeten, den Minuspol (Pluspol) eines Daniell-Elements zu bestimmen und ihre Entscheidung zu begründen.

61% der Schüler nahmen eine korrekte, 27% eine falsche Zuordnung der Begriffe vor. Die Schülerkommentare zeigten, daß die Mehrheit der Schüler von den an den Elektroden stattfindenden Elektronenübergängen auf die Ladungen der Elektroden schließt. Die Beschreibung des Elektronentransfers und der Kausalschluß auf die Ladung der Elektrode läßt dabei unterschiedliche Perspektiven zu:

- Es kann sowohl der Elektronenübergang zwischen der Elektrode und dem *inneren* Leiter als auch der Elektronentransfer zwischen der Elektrode und dem *äußeren* Leiter betrachtet werden.
- Der betrachtete Elektronenübergang kann als *Ursache* oder als *Folge* der Ladung der Elektrode interpretiert werden.

Die auf der folgenden Seite abgebildete Grafik faßt die unterschiedlichen Sichtweisen zusammen.

In einer weiteren Aufgabenstellung sollten die Schüler die Elektroden einer Zelle zur Elektrolyse von Zinkbromid-Lösung als Minuspol bzw. Pluspol bezeichnen. Ein Drittel der Schüler nahmen eine falsche Zuordnung vor, obwohl die Pole der äußeren Spannungsquelle als Minus- und Pluspol gekennzeichnet waren.

Die Mehrzahl der Schüler argumentierte - wie schon bei der galvanischen Zelle - über den Elektronentransfer an den Elektroden, ohne die Spannungsquelle zu berücksichtigen. Die Schüler, die fälschlicherweise die mit dem Pluspol der Spannungsquelle verbundene Elektrode als Minuspol bezeichneten, gaben dafür folgende Begründungen an:

- Weil die Elektrode Elektronen aus dem inneren Leiter (d.h. aus der Reaktion $2 \text{Br}^- \rightarrow \text{Br}_2 + 2 \text{e}^-$) aufnimmt, wird sie negativ geladen.
- Weil die Elektrode Elektronen an den äußeren Leiter abgibt, muß sie eine negative Ladung besitzen.
- Elektronen können nur zwischen einem Minuspol und einem Pluspol fließen.

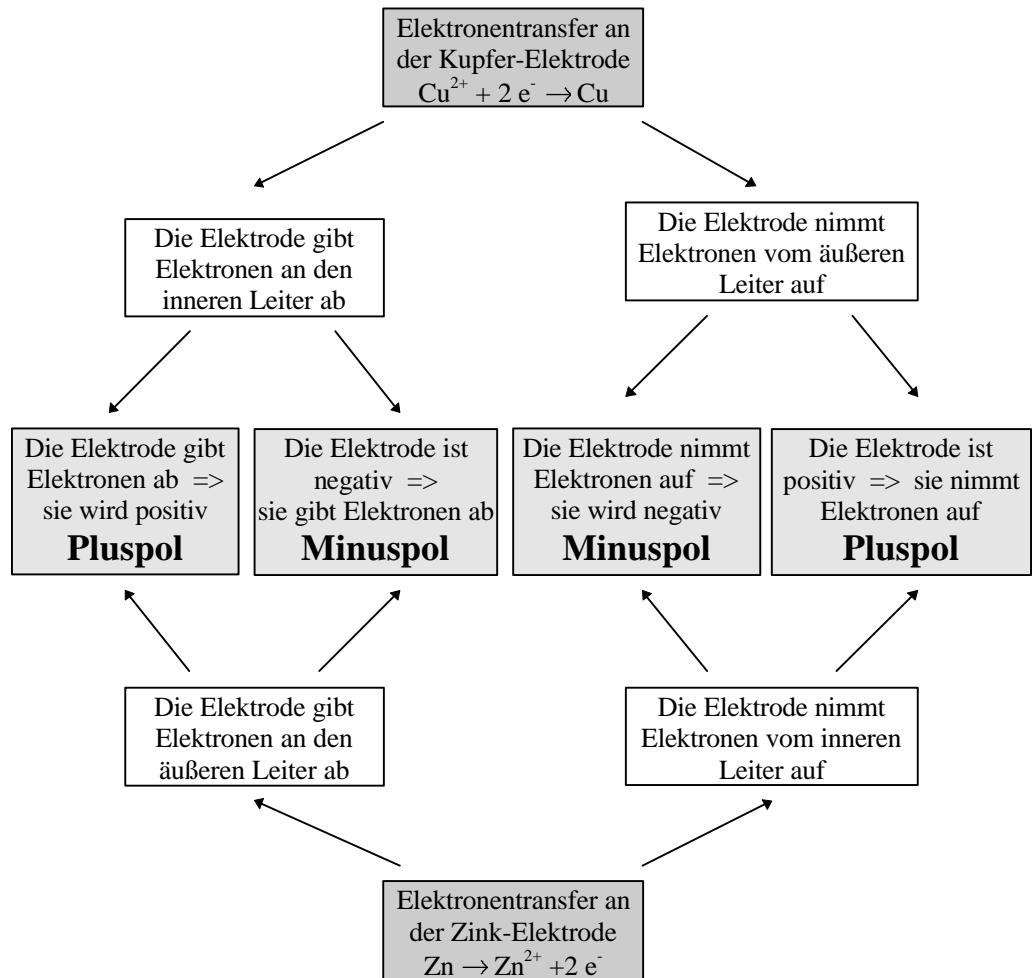


Abbildung 4: Schülervorstellungen über den Zusammenhang zwischen Elektronentransfer und Ladung einer Elektrode am Beispiel des Daniell-Elements

5.6 Strom“verbrauch“ und Elektronenumsatz

5.6.1 Die empirische Untersuchung

5.6.1.1 Die Stromverbrauchsvorstellung am Beispiel zweier in Reihe geschalteter Zellen

Physikdidaktische Untersuchungen haben gezeigt, daß Schüler häufig eine „Entwertung und Verminderung des Stromes durch ein Lämpchen oder einen Widerstand“ annehmen (v. RHÖNECK 1986, S.10). Diese „Stromverbrauchsvorstellung“ ist bei der Interpretation elektrischer Stromkreise von zentraler Bedeutung.

Mit Hilfe der empirischen Erhebung sollte untersucht werden, ob Schüler auch die durch eine äußere Stromquelle betriebene elektrolytische Zelle als Strom“verbraucher“ ansehen.

Prinzipiell sind zwei Versuchsanordnungen denkbar, um eine mögliche Stromverbrauchsvorstellung am Beispiel der Elektrolysezelle nachzuweisen:

1) Auf beiden Seiten einer Elektrolysezelle befindet sich jeweils ein Amperemeter.

=> Gemäß der Stromverbrauchsvorstellung müßte nach Durchfluß des elektrischen Stroms durch die Zelle eine kleinere Stromstärke angezeigt werden.

2) Zwei gleiche, durch eine äußere Stromquelle betriebene elektrochemische Zellen sind in Reihe geschaltet.

=> Unter Annahme eines Strom“verbrauchs“ müßten die chemischen Reaktionen in der zweiten Zelle „schwächer“, d.h. mit einem geringeren Stoffumsatz pro Zeiteinheit verlaufen.

Diesen Aspekt greift die folgende Mehrfachwahlaufgabe auf:

Aufgabe 20 (06.602)

Stromquelle
+ | -

Stromrichtung

linke Elektrode rechte Elektrode

$\text{H}_2\text{O} \rightarrow \frac{1}{2}\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$ $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$

verd. H_2SO_4 verd. H_2SO_4

Zelle 2 Zelle 1

Zwei völlig gleiche elektrochemische Zellen werden wie oben abgebildet hintereinandergeschaltet. Welche Aussage kann man über Zelle 2 treffen?

[A] Genau wie in Zelle 1 wird an der linken Elektrode Sauerstoff gebildet, an der rechten Elektrode Wasserstoff.

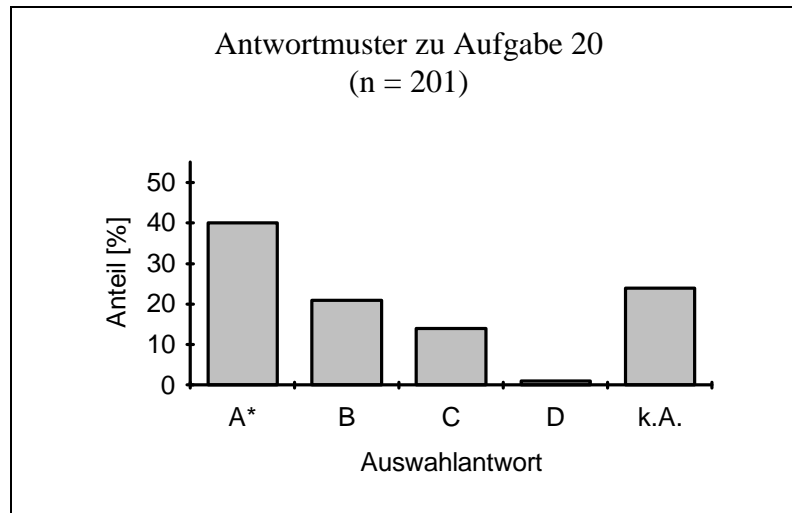
[B] Genau wie in Zelle 1 wird an der linken Elektrode Sauerstoff gebildet, an der rechten Elektrode Wasserstoff, die Reaktionen verlaufen jedoch schwächer.

[C] Umgekehrt zu Zelle 1 wird an der linken Elektrode Wasserstoff gebildet, an der rechten Elektrode Sauerstoff.

[D] In Zelle 2 finden keine chemischen Reaktionen statt.

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

40% der Schüler gelangen zur richtigen Lösung, 22% entscheiden sich jedoch für Distraktor [B] :



Wie erwartet begründen die Schüler die Wahl von **Distraktor [B]** mit der Annahme, daß ein Teil des Stroms in der ersten Zelle „verbraucht“ wird:

Die Reaktion verläuft schwächer, da von Zelle 1 schon Strom verbraucht wurde und nur noch ein Teil Strom zu Zelle 2 vordringt. (13 LK)

Die Reaktion verläuft schwächer, da der Strom erst durch Zelle 1 fließen muß und dort ein wenig Strom verloren geht. (12 LK)

Daneben zeigt sich die Vorstellung von einer „Abschwächung“ des Stroms:

Da der Stromfluß schon in der ersten Zelle arbeiten mußte, ist er in der zweiten Zelle nicht mehr so stark. (12 GK)

Die Sauerstoff- und Wasserstoffbildung erfolgt in der 2. Zelle an denselben Elektroden wie in der 1. Zelle, da hier ja keine Änderung der Stromrichtung vorliegt. Die Reaktionen verlaufen abgeschwächt, da ja der Strom durch H_2SO_4 hindurchfließen muß und dadurch abgeschwächt wird, da ja ein Widerstand vorliegt. (13 GK)

In den Kommentaren zu **Distraktor [C]** finden sich zwei unterschiedliche Denkweisen:

Einige Schüler gehen davon aus, daß die beiden über einen Leiterdraht miteinander verbundenen Elektroden denselben Pol darstellen müssen und somit die gleichen Reaktionen an ihnen ablaufen:

In Zelle 1 ist rechts der Minuspol, links der Pluspol, der wird übertragen auf Zelle 2. Dort ist demnach rechts der Pluspol und links der Minuspol. (12 GK)

Andere Schüler argumentieren, daß die beiden Zellen an unterschiedliche Pole der Stromquelle angeschlossen sind und sich die Funktion der Elektroden dadurch vertauscht:

Da der Anschluß an die Stromquelle genau umgekehrt ist, wird die Funktion der Elektroden als Kathode oder Anode gerade vertauscht. (13 GK)

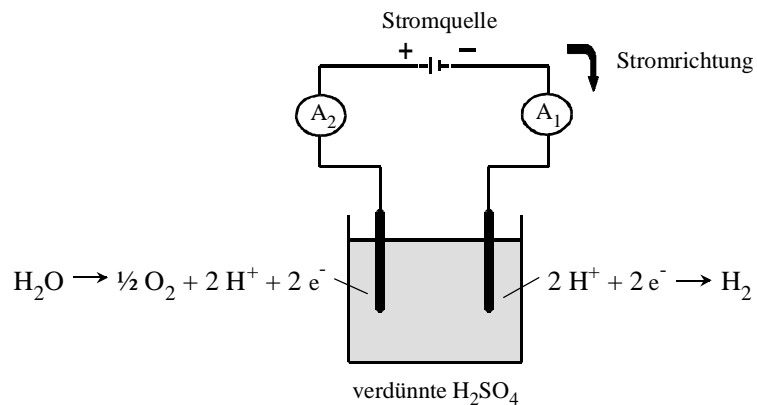
Fast alle Schüler, die sich für die korrekte **Lösung [A]** entschieden haben, geben dafür eine richtige Begründung an:

*Zellen 1 und 2 sind in Reihe geschaltet => Stromstärken sind gleich groß
=> gleich starke Reaktionen;
Rechte Elektrode jeweils Kathode, linke Elektrode jeweils Anode, da
Elektronen von der linken Elektrode von Zelle 1 zu der rechten Elektrode
der Zelle 2 wandern und dort aufgenommen werden. (13 LK)*

*Da in Zelle 2 die Elektroden gleich geschaltet sind wie in Zelle 1 und der
gleiche Elektrolyt vorhanden ist, laufen auch die gleichen Reaktionen an
den entsprechenden Elektroden ab. Es „geht auch kein Strom verloren“,
so daß die Reaktion auch nicht schwächer ist. (12 GK)*

5.6.1.2 Strom, „verbrauch“, Strom, „gewinn“ und Elektronenumsatz am Beispiel der Elektrolysezelle

Um die Vorstellung, daß der Strom in einer elektrolytischen Zelle „verbraucht“ bzw. „geschwächt“ wird, durch eine weitere Aufgabenstellung zu bestätigen, wurde folgende Aufgabe in die empirische Erhebung aufgenommen:

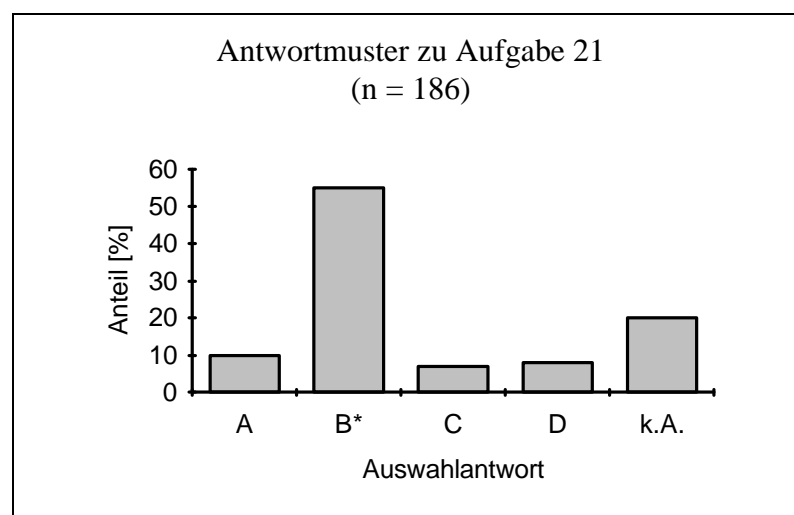
Aufgabe 21 (06.601)

Die Abbildung zeigt eine Elektrolysezelle mit den zugehörigen Elektrodenreaktionen, bei der zwei Amperemeter (Stromstärkemeßgeräte) in den Stromkreis eingebaut sind. Welche Aussage trifft zu?

- [A] Die in A₁ angezeigte Stromstärke ist größer als die in A₂.
- [B] Die angezeigten Stromstärken sind gleich groß.
- [C] Die in A₁ angezeigte Stromstärke ist kleiner als die in A₂.
- [D] Man kann keine Aussage machen.

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

Der Anteil an richtigen Lösungen ist in dieser Aufgabe sehr hoch:



Die Schülerkommentare zu **Distraktor [A]** spiegeln die beschriebene Stromverbrauchsvorstellung wider:

Der elektrische Strom fließt vom Minus- zum Pluspol. Ich glaube, daß die chemische Reaktion Strom benötigt und dadurch am Amperemeter 2 weniger Strom vorhanden ist. (11 k.U.)

Ich denke, daß durch die Elektrolyse Strom verbraucht wird. (12 LK)

Demgegenüber beschreiben die Schüler, die sich für **Distraktor [C]** entschieden haben, einen Stromstärke“gewinn“. Sie gehen davon aus, daß sich die in A_2 gemessene Stromstärke durch die in der Oxidationsreaktion freigesetzten Elektronen erhöht:

An A_2 werden zusätzliche Elektronen freigesetzt. Deshalb ist die Stromstärke größer. (13 GK)

Auf der linken Seite findet eine Oxidation statt, somit werden Elektronen frei. Deshalb ist die Stromstärke dort größer als rechts. (12 LK)

Die Schülerkommentare zu **Distraktor [D]** lassen keine Aussage über eine vorherrschende Denkstrategie zu. Die Mehrzahl der Schüler interpretiert die Auswahlantwort dahingehend, daß *sie selbst* nicht in der Lage sind, eine Aussage zu treffen: „Ich kann keine Aussage machen.“ (12 GK)

Etwa die Hälfte der Schüler, die sich für die richtige **Lösung [B]** entschieden haben, argumentiert, daß die Stromstärke an jedem Punkt eines unverzweigten Stromkreises gleich groß ist:

Die Stromstärke zeigt an, wieviele Ladungsteilchen, in unserem Fall Elektronen, pro Zeit eine bestimmte Stelle, unser Meßgerät, passieren. Damit in diesem Stromkreis keine Aufladungen stattfinden, muß die Stromstärke an jedem Punkt gleich groß sein. Dieses physikalische Gesetz gilt für alle Stromkreise ohne Parallelschaltung. (13 LK)

Da die Stromstärke ein Maß dafür ist, wieviele Elektronen sich innerhalb einer bestimmten Zeit durch den Stromkreis bewegen und die Stromstärke innerhalb eines unverzweigten Stromkreises immer gleich groß ist, zeigen auch beide Amperemeter den gleichen Wert an. (13 GK)

Einen interessanten Hinweis erbrachte die andere Hälfte der Schülerkommentare: Diese Schüler geben als Begründung an, daß die Zahl der umgesetzten Elektronen an beiden Elektroden gleich groß ist. Dabei wird nicht

deutlich, ob die Schüler diese Aussage als *allgemein* gültig oder nur für die vorliegende Zelle zutreffend betrachten:

Da die Reaktionsgleichungen ausgeglichen und die Anzahl der abgegebenen bzw. aufgenommenen Elektronen an beiden Elektroden gleich ist, fließt auf beiden Seiten derselbe Strom. (12 LK)

Die Stromstärken sind gleich groß, da an jeder Elektrode gleich viele e^- gebildet bzw. verbraucht werden. (13 GK)

Es wäre daher denkbar, daß einige Schüler einen ungleichen Elektronenumsatz an beiden Elektroden für möglich halten. Um diesen Aspekt zu untersuchen, wurde in der folgenden Aufgabe die Gleichung für die *Reduktionsreaktion* formal mit 2 multipliziert:

Aufgabe 22 (07.320)

$2 \text{Zn}^{2+} + 4 e^{-} \rightarrow 2 \text{Zn}$
 $2 \text{Br}^{-} \rightarrow \text{Br}_2 + 2 e^{-}$

ZnBr₂-Lösung

Die Abbildung zeigt eine Elektrolysezelle mit den zugehörigen Elektrodenreaktionen, bei der zwei Amperemeter (Stromstärkemeßgeräte) in den Stromkreis eingebaut sind. Welche Aussage trifft zu?

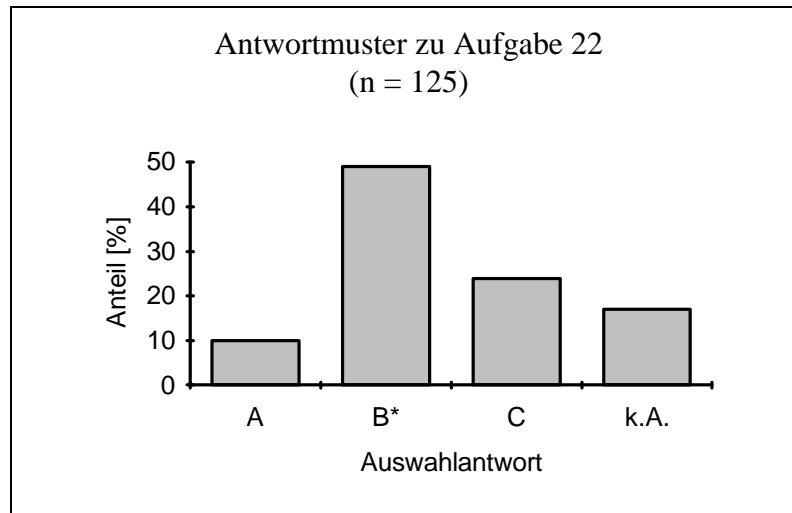
[A] Die in A₁ angezeigte Stromstärke ist kleiner als die in A₂.

[B] Die angezeigten Stromstärken sind gleich groß.

[C] Die in A₁ angezeigte Stromstärke ist größer als die in A₂.

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

Das Antwortmuster verschiebt sich deutlich zugunsten von Distraktor [C], der von etwa einem Viertel der Schüler gewählt wird:



Die Mehrheit der Schüler begründet die Wahl von **Distraktor [C]**, wie vermutet, mit dem größeren Elektronenumsatz:

4 Elektronen werden zur Zn-Reaktion gebraucht, die vom Minuspol der Stromquelle kommen. An der Anode entstehen aber nur 2 neue Elektronen. (11 k.U.)

An der Zn-Elektrode werden $4 e^-$ aufgenommen, daher fließen durch A_1 mehr e^- als durch A_2 , wo nur $2 e^-$ in der Reaktionsgleichung von $2 Br^-$ abgegeben werden. (13 LK)

A_1 ist größer, da die Stromstärke ein Maß des Elektronenflusses ist. Bei der Reaktion $2 Zn^{2+} + 4 e^- \rightarrow 2 Zn$ fließen $4 e^-$, d.h. doppelt so viele wie durch die Reaktion bei A_2 entstehen. (12 GK)

Daneben findet sich wiederum die Vorstellung vom Strom“verbrauch“:

Der Strom, der durch A_1 läuft, wird zum Teil in der $ZnBr_2$ -Lösung verbraucht. Deshalb fließt ein kleinerer Strom aus der Lösung heraus. Dieser wird in A_2 gemessen. (12 LK)

Der Minuspol ist als Elektronenpumpe zu sehen. Die Elektronen, die er abgibt, werden in den Reaktionen von Zn und Br verbraucht und deshalb ist die angezeigte Stromstärke bei A_2 kleiner als bei A_1 . (12 GK)

In den Kommentaren zu **Distraktor [A]** bestätigt sich die in Aufgabe 21 beschriebene Vorstellung, daß sich die Stromstärke auf der Seite der Oxidationsreaktion durch die Elektronenabgabe erhöht:

Ich vermute, daß die in A_2 angezeigte Stromstärke größer ist als die in A_1 . Strom ist der Fluß von Elektronen, d.h. Strom wird anhand der Elektronen

gemessen. Da bei der Oxidation von 2Br^- zu Br_2 und $2 e^-$ Elektronen freiwerden, kann hier eine größere Stromstärke vorliegen. (12 LK)

Bei der zweiten Reaktion werden Elektronen frei, die die Stromstärke erhöhen (Wandernde Elektronen). (12 LK)

Die korrekte **Antwort [B]** wird fast ausschließlich von richtigen Begründungen begleitet:

In einem unverzweigten Kreis ist der Strom überall gleich groß. (12 LK)

In einem geschlossenen Stromkreis ist die Stromstärke vor und hinter dem Verbraucher gleich groß. (13 GK)

Einige Schüler betonen, daß die Anzahl der an den Elektroden umgesetzten Elektronen gleich groß sein muß:

Da an der Kathode nur soviel Elektronen zur Reduktion des Zinks verwandt werden können, wie bei der Oxidation des Broms an der Anode in den Leiter „gehen“, müssen die angezeigten Stromstärken gleich groß sein (Stromstärke: Anzahl e^- / Zeiteinheit) (13 LK)

Die Stromstärken müssen gleich groß sein, da links zwei e^- abgegeben und rechts zwei e^- aufgenommen werden. Ansonsten würde man die Zelle aufladen. (13 GK)

In einer weiteren Aufgabenstellung wurde die Teilgleichung für die *Oxidationsreaktion* mit 2 multipliziert (vgl. Anhang: Aufgabe 35). In diesem Fall vertauschen sich gegenüber Aufgabe 22 die Prozentanteile von Distraktor [A] und [C]. Ein Viertel der Schüler entscheidet sich nun für Distraktor [A], mit der Begründung, daß durch den Oxidationsvorgang mehr Elektronen an den äußeren Leiter abgegeben werden, als an der anderen Elektrode aus dem Leiterdraht entnommen werden.

5.7 Zusammenfassung der Ergebnisse

Um zu untersuchen, ob Schüler einen „Verbrauch“ des elektrischen Stroms bei Durchfluß durch eine Elektrolysezelle annehmen, wurden zwei Aufgabenstellungen entwickelt:

- 1) Zwei gleiche, durch eine äußere Stromquelle betriebene elektrochemische Zellen sind in Reihe geschaltet. Die Schüler sollen eine Aussage darüber treffen, ob die chemischen Reaktionen in beiden Zellen in gleicher „Stärke“ ablaufen.
- 2) Auf beiden Seiten einer Elektrolysezelle ist jeweils ein Amperemeter in den Stromkreis eingebaut. Die Schüler sollen eine Aussage über die angezeigten Stromstärken treffen.

Die Schülerkommentare wiesen auf folgende Falschvorstellungen hin:

- Die chemischen Reaktionen in der zweiten von zwei hintereinandergeschalteten Elektrolysezellen verlaufen schwächer, da der Strom in der ersten Zelle teilweise „verbraucht“ bzw. „geschwächt“ wird.
- An den beiden durch einen Leiterdraht miteinander verbundenen Elektroden zweier in Reihe geschalteter Zellen läuft die gleiche chemische Reaktion ab, da beide Elektroden den gleichen Pol darstellen.
- Die Funktion der Elektroden als Kathode bzw. Anode vertauscht sich in der zweiten von zwei hintereinandergeschalteten Zellen, da die beiden Zellen mit unterschiedlichen Polen der äußeren Stromquelle verbunden sind.
- Nach „Durchfluß“ des elektrischen Stroms durch eine elektrolytische Zelle zeigt das Amperemeter eine kleinere Stromstärke an, da sich der Strom in der Zelle teilweise „verbraucht“.
- Auf der Seite der Oxidationsreaktion steigt die Stromstärke an, da durch die Reaktion „zusätzliche“ Elektronen in den äußeren Leiter abgegeben werden.

Etwa die Hälfte der Schüler, die in der zweiten Aufgabenstellung eine gleich große Stromstärke auf beiden Seiten der Elektrolysezelle annahmen, begründete dies mit der gleichen Anzahl der in den vorgegebenen Elektrodenreaktionen umgesetzten Elektronen, ohne jedoch anzugeben, ob dies für jede beliebige, oder nur für die vorliegende Zelle zutrifft. Aus diesem Grund wurde in einer weiteren Aufgabenstellung die Teilgleichung für die *Reduktionsreaktion* gegenüber der Oxidationsgleichung mit 2 multipliziert. Dies hatte zur Folge, daß ein Viertel der Schüler nun auf der Seite des Reduktionsvorgangs eine höhere Stromstärke annahm. Der gleiche Effekt war zu beobachten, wenn die Teilgleichung für die Oxidationsreaktion formal mit 2 multipliziert wurde. Als zugrundeliegende Falschvorstellung kann festgehalten werden:

- An den beiden Elektroden einer Elektrolysezelle ist ein ungleicher Elektronenumsatz möglich. Ein größerer Elektronenumsatz korrespondiert mit einer größeren Stromstärke, da mehr Elektronen (pro Zeiteinheit) durch das Amperemeter fließen.

6 Diskussion und Ausblick

6.1 Die Schülervorstellungen zur Elektrolyse

Eine Besonderheit der verwendeten Methode besteht darin, daß die Schüler unvorbereitet mit einer Thematik konfrontiert werden, deren Behandlung im Unterricht möglicherweise schon einige Zeit zurückliegt. Die von den Schülern gegebenen Antworten können somit nicht nur Hinweise auf bestehende Falschvorstellungen geben, sondern auch darauf, welche Kenntnisse über den Elektrolysevorgang den Schülern in Erinnerung geblieben sind und welches Wissen sie spontan aktivieren können.

Die Aufgaben zur Elektrolyse waren so konzipiert, daß eine erfolgreiche Lösung nicht unbedingt Detailkenntnisse über spezielle Elektrolysen erforderte. Es war möglich, die korrekte Antwort zu erschließen, wenn das Grundprinzip der Elektrolyse verstanden worden war. Dieses liegt in der *erzwungenen Redoxreaktion*, das bedeutet, daß an den Elektroden Elektronenübertragungen (Reduktion und Oxidation) stattfinden müssen. Es war erstaunlich, in wievielen Schülerkommentaren jeglicher Hinweis auf die Elektronenübergänge an den Elektroden fehlte, stellt dies doch den Kernpunkt dessen dar, was im Unterricht vermittelt werden soll.

Die Antworten vieler Schüler waren von der Vorstellung geprägt, daß bei einer Elektrolyse ein Stoff *gespalten* bzw. *zerlegt* wird. Dies entspricht der wörtlichen Bedeutung des von FARADAY gebildeten Begriffs: „lyse“ (von griech. *lysis* = Auflösung) bedeutet soviel wie aufspalten, zersetzen, zerlegen; das Wortelement „elektro“ läßt sich mit „durch Elektrizität“ oder „durch elektrische Energie“ übersetzen.

FARADAY verstand den Begriff *Elektrolyse* phänomenologisch. Er beschrieb mit ihm die Beobachtung, daß ein Stoff wie etwa „Chlorblei“ durch Elektrizität in

Chlorgas und metallisches Blei zerlegt werden konnte. Eine Deutung der Vorgänge auf der Teilchenebene war zu seiner Zeit nicht möglich.

Das gleiche phänomenologische Verständnis des Begriffs zeigt die in Kapitel 5.1.2 angeführte Schulbuchdefinition:

Insgesamt gesehen, wird Zinkbromid in Zink und Brom zerlegt. Eine solche Reaktion, bei der ein Stoff durch elektrische Energie zerlegt wird, bezeichnet man allgemein als Elektrolyse (CHEMIE HEUTE SI, S.166).

Betrachtet man dagegen die Vorgänge bei einer Elektrolyse auf der Teilchenebene, so erscheint der Ausdruck *zerlegen* unglücklich gewählt, da Elektrolyte wie etwa wäßrige Salzlösungen oder Säuren zumindest teilweise bereits dissoziiert vorliegen. Die Übertragung der Wortbedeutung von *Elektrolyse* auf die Teilchenebene kann somit zu der Falschvorstellung führen, hier läge ein unverteilter Stoff vor, der durch elektrische Energie in seine Ionen zerlegt wird:

Es ist eine Elektrolyse → lyse bedeutet Spaltung. Hier liegt eine Spaltung des HCl in H^+ - und Cl^- -Ionen vor. (11 k.U.)

Das Wort *Elektrolyse* eröffnet jedoch noch eine weitere Deutungsvariante, die ebenfalls zu der Falschvorstellung führen kann, Elektrolyse bedeute die Spaltung eines Elektrolyten in seine Ionen. Diese Variante beruht auf der Möglichkeit, unterschiedliche Beziehungen zwischen dem Grundwort „lyse“ und dem Bestimmungswort „elektro“ herzustellen. So kann *Elektrolyse* nicht nur als eine Spaltung *durch* elektrische Energie, sondern fälschlich auch als eine Spaltung *in* elektrisch geladene Teilchen interpretiert werden. Es ist also denkbar, daß gerade das Wortelement „elektro“ einige Schüler dazu verleitet, eine Spaltung des Elektrolyten in seine Ionen anzunehmen:

Elektrolyse bedeutet Lösung bzw. Spaltung (→ „lyse“) in elektrisch geladene Teile, d.h. Ionen. (12 LK)

Der Begriff *Elektrolyse* läßt offenbar verschiedene Deutungsmöglichkeiten zu.

Die Gründe für die Vorstellung, eine Elektrolyse bedeute die Spaltung des Elektrolyten in seine Ionen, sind jedoch nicht nur in unterschiedlichen Interpretationen des Begriffs *Elektrolyse* zu suchen. Auch mangelnde Grundlagenkenntnisse über die Existenz von Ionen in wäßrigen Lösungen oder Salzschnmelzen spielen bei der Entstehung der Falschvorstellung eine Rolle.

Die Einführung in die Dissoziationstheorie erfolgt bereits in der Sekundarstufe I am Beispiel von Salzlösungen und -schmelzen und wird zu einem späteren Zeitpunkt unter der Thematik „saure und alkalische Lösungen“ erneut aufgegriffen (KM NORDRHEIN-WESTFALEN 1993, S.52,55). In der Sekundarstufe II wird die Theorie am Beispiel verschiedener Anwendungen des Massenwirkungsgesetzes wie etwa der Säure- und Basestärke oder dem Löslichkeitsprodukt vertieft (KM NORDRHEIN-WESTFALEN 1981, S.40). Die Dissoziationstheorie bildet somit die Grundlage für das Verständnis zahlreicher Themengebiete der Chemie.

In den Aufgaben zur Elektrolyse wurden mit den Verbindungen HCl und NaCl bewußt gerade die Beispiele ausgewählt, an denen die Theorie der Dissoziation im Unterricht üblicherweise veranschaulicht wird. Angesichts dessen erscheint es bemerkenswert, wie viele Schüler annehmen, es sei eine äußere Kraft wie etwa die elektrische Spannung oder die Anziehungskraft der ungleich geladenen Elektroden nötig, um eine Verbindung wie HCl oder NaCl zu spalten.

Dies zeigt, daß die Vorstellung, ein Salz oder eine Säure zerfalle beim Lösen in Wasser „von selbst“ in die entsprechenden Ionen, für Schüler besonders schwierig sein muß. Offenbar darf die Theorie der Dissoziation bei der Behandlung der Elektrochemie nicht als selbstverständlich vorausgesetzt werden. Es erscheint daher sinnvoll, diese Problematik am Beispiel der Elektrolysezelle noch einmal aufzugreifen.

Interessant ist, daß gerade die Frage der Ionenbildung in wäßrigen Lösungen in der Chemiegeschichte lange und heftig diskutiert wurde (vgl. Kapitel 5.1.1). Es wäre denkbar, diese geschichtlichen Aspekte in die Unterrichtseinheit zur Elektrolyse aufzunehmen. So könnten anhand von historischen Texten die Fragen diskutiert werden, wie die Ionen in wäßrigen Lösungen existieren können und warum sie sich nicht gegenseitig entladen. Für die Schüler kann es interessant sein, ihre eigene Vorstellung, es sei eine elektrische Kraft notwendig, um eine Verbindung wie NaCl zu spalten, in den Äußerungen bedeutender Chemiker wiederzufinden. Die oftmals heftig geführte Diskussion zwischen den Naturwissenschaftlern macht zudem deutlich, daß die Entwicklung einer Theorie immer auch eine „menschliche“ Seite hat. Gerade dieser Aspekt kann das Interesse der Schüler wecken und dazu beitragen, daß sich auch der fachliche Inhalt dauerhafter einprägt.

6.2 Die Schülervorstellungen zum Ladungstransport im Elektrolyten

Im Rahmen der Aufgaben zum Ladungstransport im Elektrolyten wurden von den Schülern drei falsche Leitungsmechanismen in wäßrigen Lösungen beschrieben: ein Fluß freier Elektronen, ein Transport der Elektronen mit Hilfe von Ionen, die sich von einer Elektrode zur anderen bewegen und ein Weiterreichen der Elektronen von Ion zu Ion. Gemeinsames Merkmal dieser Mechanismen ist die Vorstellung, der Stromfluß in einer wäßrigen Lösung beruhe auf der Bewegung von Elektronen. Diese Vorstellung wurde auch von GARNETT und TREAGUST beschrieben. Die von den Autoren genannte Vorstellung eines Protonenflusses in Elektrolytlösungen oder metallischen Leitern war dagegen - wie in mehreren Aufgabenstellungen gezeigt werden konnte (Aufgabe 6, 29, 30, 31) - quantitativ nicht von Bedeutung.

Eine Ursache für die Annahme, Stromfluß bedeute stets eine Bewegung von Elektronen, ist sicherlich im Anfangsunterricht der Physik zu suchen. Hier interessiert in der Regel nur der Stromfluß in metallischen Leitern. Batterien werden als eine „black box“ dargestellt, die an einer Seite Elektronen liefert, an der anderen Seite Elektronen aufnimmt; die Vorgänge im Inneren werden nicht thematisiert. So erscheint es verständlich, daß von den Schülern zu diesem Zeitpunkt für den gesamten Stromkreis ein Elektronenfluß angenommen wird - eine Vorstellung, an der offenbar bis in die höheren Jahrgangsstufen festgehalten wird.

Unterstützt wird die Vorstellung möglicherweise durch den im Physikunterricht häufig verwendeten Ausdruck des *geschlossenen Stromkreises*. Darauf weist auch der folgende Schülerkommentar hin:

Elektronen fließen vom Minuspol über das Kabel zum Pluspol. Damit ein geschlossener Kreislauf entsteht, müssen auch Elektronen wieder von der Kupfer- zur Zinkhalbzelle fließen können, diese wandern durch das Diaphragma vom CuSO_4 zum ZnSO_4 . (12 GK)

Sogar in Lehrbüchern der Physik finden sich Beschreibungen eines geschlossenen Elektronenkreislaufes. Ein Beispiel dafür bildet die folgende Abbildung:

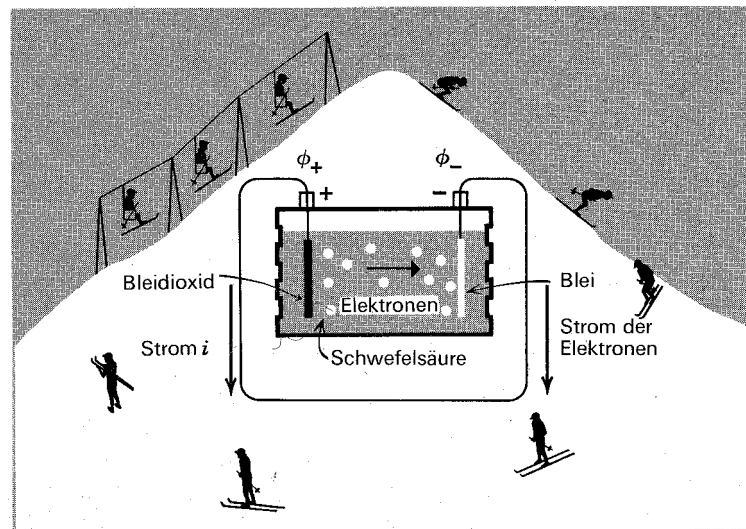


Abb.5: Darstellung eines geschlossenen Elektronenkreislaufs am Beispiel des Bleiakkumulators in einem Fachbuch der Physik (ATKINS 1974, S.291)

Im Text heißt es dazu: „Der Transport von Elektronen durch die Schwefelsäure hindurch [...] beruht auf bestimmten, komplizierten chemischen Prozessen, die in der Batterie ablaufen“ (S.293). Die Formulierung „Transport von Elektronen“ erscheint gerade deshalb interessant, da sie der Vorstellung vieler Schüler entspricht, Elektronen würden mit Hilfe von Ionen durch die Lösung transportiert.

HÖFLING (1974, S.401) beschreibt den Kreislauf des Stromes ebenfalls als einen ununterbrochenen Fluß von Elektronen:

In einem elektrischen Stromkreis treten die Elektronen am negativen Pol der Spannungsquelle aus, fließen [...] durch den Draht und treten am positiven Pol wieder in die Spannungsquelle ein. Im Innern der Spannungsquelle setzen die Elektronen ihre Bewegung vom positiven zum negativen Pol fort.

Auch die im Physikunterricht beliebte Analogie des „Wasserstromkreises“ kann zu der Vorstellung verleiten, der elektrische Strom beruhe an jeder Stelle des Stromkreises auf der Bewegung der gleichen Teilchensorte.

Schwierigkeiten bereitet den Schülern jedoch nicht nur die Vorstellung, daß der elektrische Strom auf der Bewegung unterschiedlicher Teilchen (Elektronen im Leiterdraht, Ionen im Elektrolyten) beruhen kann. Ein besonderes Problem liegt darin, Strom als einen gleichzeitigen Fluß von Ladungen in *zwei Richtungen* zu begreifen. Dies steht für viele Schüler im Widerspruch zu ihrer ursprünglichen Vorstellung von Elektronen, die sich *in einer* Richtung vom Minuspol zum Pluspol durch den Leiter bewegen.

Ein gleichzeitiger Ladungsfluß in entgegengesetzter Richtung widerspricht zudem der Analogie des Wasserstromkreises. Auch der alltagssprachliche Gebrauch des Wortes „Kreislauf“ (wie etwa beim Blutkreislauf) ist mit der Vorstellung einer einzigen Bewegungsrichtung verknüpft. Dies bildet einen weiteren Grund dafür, daß die genannten Falschvorstellungen auch dann noch mit großer Häufigkeit vertreten werden, wenn den Schülern im Rahmen der Mehrfachwahlaufgabe 7 die richtige Lösung („Positive und negative Ionen bewegen sich in entgegengesetzter Richtung durch die Lösung“) vor Augen geführt wird:

Antwort 3 (gemeint ist die richtige Lösung) halte ich für unlogisch. Ich kann mir nicht vorstellen, daß sich in der Lösung zwei entgegengesetzte Fortbewegungskreise bilden (12 GK).

Die von den Schülern am häufigsten vertretene Falschvorstellung, daß Elektronen mit Hilfe von Ionen transportiert werden, die von einer Elektrode zur anderen fließen, stellt offenbar einen „Kompromiß“ dar zwischen der alten Vorstellung vom Elektronenfluß in einer Richtung und dem Wissen, daß der Stromfluß im Elektrolyten etwas mit der Bewegung von Ionen zu tun haben muß.

Auffällig war, wie deutlich sich die Vorstellung vom Elektronenfluß am Beispiel der galvanischen Zelle verstärkte, wenn anstelle des Diaphragmas eine Salzbrücke vorgegeben wurde. Die Verwendung einer Salzbrücke kann offenbar das Verständnis der Vorgänge im Innern der Zelle noch zusätzlich erschweren, zumal mit ihr noch ein weiterer Elektrolyt in den Leiterkreis eingebaut wird. Im Unterricht sollte daher - wenn möglich - auf den Einsatz von Salzbrücken verzichtet werden. Allerdings zeigt die Unterrichtspraxis, daß aufgrund mangelnder Geräte in Schülerexperimenten häufig mit Salzbrücken in Form von getränkten Filterpapieren gearbeitet wird. In diesen Fällen erfordert die Besprechung der Vorgänge im Innern der Zelle eine besondere Aufmerksamkeit.

Die beschriebenen Falschvorstellungen über den Ladungstransport im Elektrolyten sind für den Chemieunterricht nicht zuletzt deshalb von Interesse, da sie auch das Verständnis der Vorgänge an den Elektroden erschweren können. So wäre etwa die Vorstellung, daß am Minuspol einer Elektrolysezelle Elektronen in den Elektrolyten eintreten, ihn durchqueren und am Pluspol wieder aus der Lösung austreten, nur schwer mit der Tatsache zu vereinen, daß diese Elektronen am Minuspol in einem Reduktionsvorgang „verbraucht“ werden.

Um diesen Aspekt näher zu untersuchen, wurden in den Aufgaben 9, 10 und 11 die Elektrodenreaktionen im Aufgabenkopf mit angegeben. Es zeigte sich, daß viele Schüler sowohl für Elektrolysezellen als auch für galvanische Elemente annahmen, die in der Oxidationsreaktion freigesetzten Elektronen würden sich durch die Lösung bewegen, um an der anderen Elektrode im Reduktionsvorgang wieder aufgenommen zu werden. Auf diese Weise schufen die Schüler eine für sie logische Verknüpfung zwischen ihrer Vorstellung vom Elektronenfluß in der Lösung und den auftretenden Elektrodenreaktionen.

Aber auch diese Sichtweise bringt weitere Schwierigkeiten mit sich, da hier ein Elektronenaustausch ohne jegliche Beteiligung des äußeren Stromkreises

beschrieben wird. Es stellt sich die Frage, wie sich die Schüler in einem solchen Fall die Vorgänge im äußeren Leiter vorstellen, d.h. welche Funktion sie der äußeren Spannungsquelle bei der Elektrolyse zuordnen oder wie sie das Aufleuchten der Lampe im Fall des galvanischen Elementes erklären.

Um diesen Fragen nachzugehen, wäre jedoch eine Aufgabenstellung nötig, die die Möglichkeiten einer Mehrfachwahlaufgabe übersteigt. Eine solche Fragestellung muß dem Schüler Raum geben, die Vorgänge im Elektrolyten, an den Elektroden und im äußeren Leiter im Zusammenhang zu beschreiben. Hier scheint eine mündliche Untersuchungsmethode, z.B. in Form eines Einzelinterviews, geeigneter zu sein. Sie bietet dem Forscher die Möglichkeit, durch mehrere, miteinander vernetzte Fragen Vorstellungen in einem komplexeren Zusammenhang zu untersuchen und den Konsequenzen und neuen Fragestellungen, die sich aus einer Falschvorstellung ergeben können, im Einzelfall flexibel nachzugehen.

Ein weiterer Aspekt, der vielen Schülern Schwierigkeiten bereitete, war die Richtung der Ionenbewegungen in galvanischen Zellen. Die Tatsache, daß sich bei Stromfluß positive Ionen in Richtung der als Pluspol bezeichneten Elektrode bewegen, steht für viele Schüler im Widerspruch zu ihren Kenntnissen über die gegenseitige Abstoßung gleichnamiger Ladungen.

Um diesen Vorgang verständlich zu machen, sind zwei Möglichkeiten denkbar: Ein Argument, das auch von einigen Schülern genannt wurde, ist die Notwendigkeit, die elektrische Neutralität einer Lösung zu bewahren. Gehen in einer Halbzelle durch die Abscheidung positiver Ionen positive Ladungsträger aus der Lösung verloren, so werden - um einen Ladungsausgleich zu schaffen - positive Ionen aus der anderen Halbzelle „nachrücken“.

Eine andere Möglichkeit besteht darin, die Vorgänge an den Elektroden genauer zu betrachten. Gehen an einer Elektrode positive Ionen in das Metall über, so verarmt die Lösung an der Grenze zur Elektrode an positiven Ladungsträgern - es bildet sich um die Elektrode eine Schicht negativ geladener Ionen.

Nachrückende Ionen „spüren“ demnach - vereinfacht gesagt - nicht die positive Oberflächenladung der Elektrode, sondern die negative Ladung der sie umgebenden Ionen-Grenzschicht.

Die Erklärung dieser recht komplexen Vorgänge erfordert Zeit. Es ist möglich, daß im Unterricht ein größeres Augenmerk auf die Erklärung der sichtbaren Prozesse, also der an den Elektroden stattfindenden Reaktionen, als auf die Vorgänge im Inneren des Elektrolyten gelegt wird. Diesen Eindruck vermitteln auch einige Schulbücher. So setzt etwa das Buch CHEMIE HEUTE für die Sekundarstufe II die für viele Schüler schwierige Tatsache, daß der Stromfluß im Elektrolyten auf der Bewegung von Ionen beruht, als bekannt voraus.

Als ein Indiz dafür, daß auch viele Schüler eine größere Aufmerksamkeit auf die Vorgänge an den Elektroden richten als auf die Prozesse im Inneren der Zelle, kann das Ergebnis von Aufgabe 33 (siehe Anhang) gewertet werden. Hier sollten die Schüler entscheiden, ob in einem Daniell-Element, dessen Halbzellen weder durch ein Diaphragma, noch durch eine Salzbrücke miteinander verbunden waren, ein elektrischer Strom fließt. Etwa 40% der Schüler der Jahrgangsstufen 12 und 13 nahmen einen Stromfluß in der Zelle an. Die Tatsache, daß beide Halbzellen unverbunden nebeneinanderstanden, wurde nicht bemerkt.

6.3 Die Schülervorstellungen zu den Begriffen Kathode und Anode

Eine Kommunikation über die Vorgänge in elektrochemischen Zellen erfordert Bezeichnungen für die beiden Elektroden. Zu diesem Zweck stehen unter anderem die von FARADAY geprägten Begriffe *Kathode* und *Anode* zur Verfügung. Eine Verwendung dieses Begriffspaares im Unterricht ist jedoch nur dann sinnvoll, wenn eine eindeutige Definition existiert. Die Definition sollte zudem möglichst einfach und knapp gehalten sein, um eine große Einprägsamkeit zu gewährleisten.

Die folgende Definition scheint diesen Kriterien gerecht zu werden:

Die Elektrode, an der die Reduktion stattfindet, bezeichnet man als Kathode. Die Elektrode, an der die Oxidation stattfindet, bezeichnet man als Anode.

Auch die Definition der zugrundeliegenden Begriffe *Reduktion* und *Oxidation* als Aufnahme bzw. Abgabe von Elektronen, scheint auf den ersten Blick einfach und eindeutig zu sein.

Die vorliegende Studie hat jedoch gezeigt, daß die Beschreibung der Elektronenübergänge an den Elektroden einer elektrochemischen Zelle unterschiedliche Perspektiven zuläßt, da der Elektronentransfer an einer Elektrode sowohl aus der Sicht der Teilchen in der Lösung, als auch aus der Perspektive der Elektrode gedeutet werden kann (vgl. Aufgabe 12 und 13). So stellt sich etwa der Vorgang, daß Ionen des Elektrolyten Elektronen von der Elektrode aufnehmen aus der Sicht der Elektrode als eine *Abgabe* von Elektronen an die Ionen in der Lösung dar. Ein Teil der Schüler bezeichnete die Reduktion der Kupferionen in einem Daniell-Element daher als *Elektronenabgabe* und damit als einen Oxidationsprozeß. Die korrekte Zuordnung der Begriffe *Kathode* und *Anode* zu den Elektroden einer Zelle kann

somit an einem falschen Verständnis der Begriffe *Reduktion* und *Oxidation* scheitern.

Die Frage, ob es sich bei einer Elektrode wie etwa der Kupferelektrode eines Daniell-Elements um die Kathode oder Anode handelt, ist offenbar mit mehreren Entscheidungsprozessen verbunden:

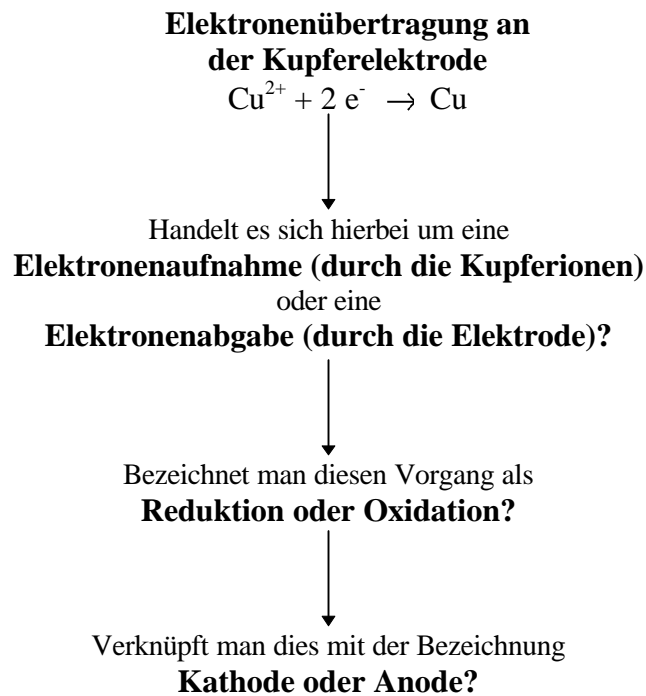


Abb.6: Entscheidungsprozesse bei der Zuordnung des Begriffs *Kathode* zur Kupferelektrode eines Daniell-Elements

Die Schüler müssen nicht nur in der Lage sein, die Elektronenübertragung an der Elektrode korrekt als *Elektronenaufnahme* zu identifizieren, sie müssen diesen Begriff zudem in die Fachsprache „übersetzen“ und mit der richtigen Elektrodenbezeichnung verknüpfen. Die Definition der Kathode als der Elektrode, an der die Reduktion stattfindet, erweist sich demnach als komplexer, als ursprünglich angenommen.

Der Grund dafür, daß viele Schüler die Begriffe *Reduktion* und *Oxidation* aus der Sicht der Elektrode deuten, liegt darin, daß die Begriffe häufig nur als Elektronenaufnahme oder -abgabe definiert werden, ohne etwas darüber auszusagen, *wer* Elektronen abgibt oder aufnimmt (CHEMIE HEUTE SII, S.146; ELEMENTE CHEMIE II, S.109). Dies hängt mit den Umständen zusammen, unter denen die Begriffe innerhalb des Kapitels „Redoxreaktionen“ im Chemieunterricht der Sekundarstufe II eingeführt werden. Hier werden zunächst Elektronenübergänge wie etwa zwischen Magnesium und Sauerstoff betrachtet, die auf „direktem Wege“ zwischen den Teilchen stattfinden und nicht auf einem „Umweg“ von Elektroden und äußerem Stromkreis ablaufen. In diesem Fall ist es ausreichend, nur von Elektronenaufnahme oder -abgabe zu sprechen, da der Elektronentransfer nur aus einer Perspektive, nämlich der der beteiligten Teilchen, betrachtet werden kann.

Um zu vermeiden, daß die Begriffe *Reduktion* und *Oxidation* bei der späteren Anwendung auf elektrochemische Zellen auf die Elektroden bezogen werden, sollte stets von *Teilchen* gesprochen werden, die Elektronen aufnehmen oder abgeben. Bei diesen Teilchen kann es sich sowohl um die Kationen und Anionen des Elektrolyten handeln, als auch um Gasmoleküle (wie etwa bei den Brennstoffzellen) oder um Bestandteile der Elektrode selbst (wie bei der Zinkelektrode des Daniell-Elements). Der Begriff *Teilchen* ist somit allgemein genug, um sämtliche Möglichkeiten zu umfassen, schließt jedoch die Vorstellung aus, die Begriffe *Reduktion* und *Oxidation* könnten sich auf die Elektrode *als Ganzes* beziehen.

Um eine Eindeutigkeit der Begriffe *Reduktion* und *Oxidation* zu erzielen, ist es jedoch nicht nur erforderlich anzugeben, *wer* Elektronen abgibt oder aufnimmt. Auch die *Richtung* des Elektronenübergangs muß festgelegt werden. So hat sich etwa in den Aufgaben zum Ladungstransport im Elektrolyten gezeigt, daß es für viele Schüler nicht selbstverständlich ist, daß die in der *Oxidation* freigesetzten Elektronen in den äußeren Leiter abgegeben werden. Sie nahmen stattdessen einen Übergang der Elektronen in den Elektrolyten an.

Sowohl die IUPAC als auch das Chemielexikon RÖMPP berücksichtigen bei der Definition der Begriffe *Kathode* und *Anode* die Richtung des Ladungstransportes an den Elektroden. Sie sprechen in bezug auf die Kathode von einem „negativen Nettostrom“ bzw. einem „negativen Strom“, der „in den Elektrolyten austritt“ (vgl. Kapitel 5.3.2).

Diese Definitionen sind jedoch für den Chemieunterricht ungeeignet, da sie eine zusätzliche Erläuterung der Begriffe *negativer Nettostrom* bzw. *negativer Strom* erfordern. Der Begriff *Strom* ist nicht eindeutig, da ihm sowohl die historisch bedingte Vorstellung vom Fluß positiver Ladungen in Richtung des Minuspols als auch die Vorstellung vom Elektronenfluß zugrunde liegen kann.

Da in der Elektrochemie die Elektronenübergänge von Interesse sind, sollte eine Definition der Kathode nicht von *Strom* sprechen, sondern die Richtung des *Elektronentransfers* beschreiben. Es wäre jedoch bedenklich, die Formulierung „negativer Strom tritt in den Elektrolyten aus“ durch den Ausdruck „Elektronen treten in den Elektrolyten aus“ zu ersetzen. Zum einen trifft diese Formulierung für die Kathode eines Daniell-Elements nicht zu, da hier nicht Elektronen in den Elektrolyten, sondern positive Ionen in die Elektrode eintreten. Zum anderen kann diese Formulierung die Falschvorstellung stützen, daß Elektronen frei im Elektrolyten existieren können.

Eine Formulierung, die alle genannten Aspekte berücksichtigt, könnte wie folgt lauten:

An der Kathode nehmen Teilchen Elektronen aus dem Leiterdraht auf.

An der Anode geben Teilchen Elektronen an den Leiterdraht ab.

Die Elektroden einer elektrochemischen Zelle sind jedoch nicht nur mit den Bezeichnungen Kathode und Anode, sondern auch mit den Begriffen Minuspol und Pluspol belegt. Die Schwierigkeit dieser Mehrfachbenennung besteht darin,

daß die beiden Begriffspaare für Elektrolysezellen und galvanische Elemente in unterschiedlicher Weise miteinander verknüpft sind. So stellt die Kathode bei elektrolytischen Zellen den Minuspol, bei galvanischen Elementen den Pluspol der Zelle dar.

Die Studie hat gezeigt, daß die Mehrheit der Schüler die Kathode stets mit dem Minuspol einer Zelle gleichsetzt. Dies erscheint verständlich, bedenkt man, daß drei der vier betrachteten Schulbücher die Begriffe *Kathode* und *Minuspol* synonym verwenden (vgl. Kapitel 5.3.3) oder daß sogar Fachlexika die Kathode als die negative Elektrode definieren (RÖMPP CHEMIELEXIKON 1997, BAND 3, S.2099; KUCHLING 1988, S.483).

Ein weiterer Grund für die Gleichsetzung der Kathode mit dem Minuspol liegt in der Vorstellung, daß eine Elektrode, die Elektronen an Ionen in der Lösung abgibt, eine negative Ladung besitzen muß.

Daneben können auch Vorkenntnisse aus dem Physikunterricht über Glühdioden oder über die Braunsche Röhre diese Vorstellung stützen:

Mir fiel das Beispiel des Kathodenstrahls der Physik der 9. Klasse ein. Eine Kathode sendet also e^- aus. Sie ist der Minuspol. (12 GK)

Eine entscheidende Ursache für die Annahme, die Kathode stelle auch bei galvanischen Elementen den negativen Pol der Zelle dar, ist jedoch darin zu sehen, daß die Kathode häufig als diejenige Elektrode definiert wird, zu der sich die Kationen in der Lösung hinbewegen. Wie schon in den Aufgaben zum Ladungstransport im Elektrolyten gezeigt werden konnte, ist die Vorstellung, daß sich in galvanischen Zellen positive Ionen in Richtung des Pluspols bewegen, für die meisten Schüler unvereinbar mit ihrer Vorstellung von der gegenseitigen Abstoßung gleichnamiger Ladungen.

6.4 Die Schülervorstellungen zu den Begriffen Minuspol und Pluspol

Im Gegensatz zu den Begriffen *Kathode* und *Anode* werden die Begriffe *Minuspol* und *Pluspol* nur von einem der betrachteten Schulbücher im Stichwortverzeichnis aufgeführt. Eine Definition der Begriffe scheint vielen Autoren offenbar nicht nötig zu sein, da die Bezeichnungen *Minuspol* und *Pluspol* dem Physikunterricht der Sekundarstufe I zugerechnet und somit als bekannt vorausgesetzt werden.

Im Anfangsunterricht der Physik lernen die Schüler den Minuspol als den Pol einer Batterie kennen, an dem ein Elektronenüberschuß bzw. eine negative Ladung herrscht. Aufgrund welcher Vorgänge im Inneren der Zelle dieser Elektronenüberschuß zustandekommt, wird jedoch nicht erläutert, da die Thematisierung elektrochemischer Prozesse wiederum dem Chemieunterricht vorbehalten bleibt.

Aus dieser Trennung zwischen Chemie- und Physikunterricht können sich für die Schüler Schwierigkeiten beim Verständnis der Begriffe *Minuspol* und *Pluspol* ergeben. Es erschien daher interessant zu untersuchen, ob die Schüler in der Lage sind, die Elektroden einer elektrochemischen Zelle nicht nur als Minuspol bzw. Pluspol zu bezeichnen, sondern diese Bezeichnung auch zu begründen.

Die meisten Schüler begründeten ihre Zuordnung der Begriffe *Minuspol* und *Pluspol* zu den Elektroden eines Daniell-Elements, indem sie von den bei Stromfluß stattfindenden Elektronenübergängen auf die Ladung der jeweiligen Elektrode schlossen.

Wie schon in den Aufgaben zu den Begriffen *Kathode* und *Anode* zeigte sich auch hier, daß die Vorgänge in elektrochemischen Zellen aus unterschiedlichen Perspektiven beschrieben werden können: Zum einen konnte sowohl der Elektronentransfer zwischen der Elektrode und dem *inneren* Leiter, als auch der Elektronenübergang zwischen der Elektrode und dem *äußeren* Leiter betrachtet

werden. Zum anderen wurde der Elektronentransfer einmal als *Ursache*, einmal als *Folge* der Ladung einer Elektrode interpretiert. Die folgende Tabelle faßt die verschiedenen Argumentationsweisen der Schüler noch einmal zusammen:

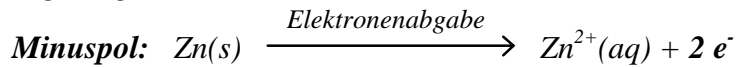
Zink-Elektrode	Kupfer-Elektrode
1) Die Elektrode nimmt Elektronen aus der Reaktion $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$ auf → sie wird negativ	Die Elektrode gibt Elektronen an die Cu^{2+} -Ionen ab → sie wird positiv
2) Die Elektrode gibt Elektronen an den äußeren Leiter ab → sie wird positiv	Die Elektrode nimmt Elektronen aus dem äußeren Leiter auf → sie wird negativ
3) Die Elektrode ist negativ → sie gibt Elektronen an den äußeren Leiter ab	Die Elektrode ist positiv → sie nimmt Elektronen aus dem äußeren Leiter auf
4) Die Elektrode ist positiv → sie nimmt Elektronen aus der Reaktion $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$ auf	Die Elektrode ist negativ → sie gibt Elektronen an die Cu^{2+} -Ionen ab

Daß der Ladungsaustausch zwischen den Elektroden und dem *inneren* Leiter im Fall des Daniell-Elements nicht als *Elektronentransfer*, sondern als Aufnahme bzw. Abgabe positiver *Ionen* beschrieben werden müßte, wurde bereits diskutiert (Kapitel 5.4.3.1).

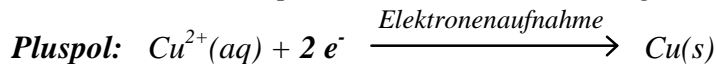
Die unter 1) aufgeführte Argumentation entspricht der folgenden Textstelle, auf die das Schulbuch CHEMIE HEUTE für die Sekundarstufe I unter dem Stichwort *Minuspol* verweist:

Welche chemischen Reaktionen laufen in der galvanischen Zelle ab, wenn ein Strom fließt? Am Minuspol gehen Zink-Ionen in Lösung, für jedes

Zink-Ionen bleiben zwei Elektronen im Metall zurück. So entsteht hier ein Elektronenüberschuß, das Zinkblech ist gegenüber dem Kupferblech negativ geladen:



Die Elektronen fließen über das Verbindungskabel vom Zinkblech zum Kupferblech. Dort werden sie auf Kupfer-Ionen aus der Lösung übertragen. Es entstehen Kupfer-Atome, die sich am Kupferblech abscheiden. Am Pluspol herrscht Elektronenmangel:



Auch hier wird die Entstehung der negativen bzw. positiven Ladung an den Elektroden mit den *bei Stromfluß* ablaufenden Elektrodenreaktionen begründet. Dieser Erklärungsansatz ist jedoch problematisch, da die in der Oxidationsreaktion freigesetzten Elektronen sofort in Richtung der anderen Elektrode „weiterrücken“. Um die Ausbildung eines Elektronenüberschusses oder Elektronenmangels zu begründen, sollte daher nicht das Bild des Stromflusses herangezogen werden, bei dem die Elektronen den äußeren Leiter an jeder Stelle mit der gleichen Geschwindigkeit durchströmen. Innerhalb dieses Bildes wird es schwerfallen zu erklären, warum Argumentation 1) richtig, die unter 2) angeführte Begründung dagegen falsch sein soll. Vergleicht man Argumentation 2) mit Argumentation 1) - die den Schülern im Schulbuch CHEMIE HEUTE SI als richtige Begründung an die Hand gegeben wird - so sind beide von der argumentativen Leistung vollkommen gleichwertig, auch wenn Begründung 2) zur falschen Lösung führt.

Das Gleiche gilt für die Argumentationen 3) und 4). Begründung 3) entspringt den Erfahrungen der Schüler aus dem Physikunterricht. Wie bereits an anderer Stelle diskutiert wurde, interessieren hier in der Regel nur die Vorgänge im äußeren Leiter; die Spannungsquelle bildet dagegen eine „black box“. Minuspole und Pluspole der Quelle werden folglich anhand der Elektronenbewegungen im *äußeren* Leiter identifiziert: der Minuspole ist der Pol, der aufgrund seiner negativen Ladung Elektronen in den äußeren Leiter abgibt, der Pluspol nimmt aufgrund seiner positiven Ladung Elektronen aus dem äußeren Leiter auf.

Das Buch ELEMENTE CHEMIE II übernimmt diese Sichtweise, wenn es schreibt: „Die Anode stellt bei einem galvanischen Element den Minuspol dar, da hier Elektronen in den äußeren Leiterdraht austreten“ (S.114).

Betrachtet man jedoch den Elektronentransfer zwischen den Elektroden und dem *inneren* Stromkreis, so vertauscht sich die Funktion der Elektroden als Elektronengeber bzw. -nehmer: Die Zinkelektrode, die in bezug auf den äußeren Leiter Elektronen abgibt, stellt sich nun als Elektronennehmer dar; die Kupferelektrode, die Elektronen vom äußeren Leiter aufnimmt, erscheint in bezug auf den inneren Leiter als Elektronengeber.

Vergleicht man die Begründungen 3) und 4), so besitzen beide wiederum die gleiche argumentative Struktur: beide gehen von der Annahme aus, daß eine Elektrode, die Elektronen abgibt, negativ geladen sein muß; eine Elektrode, die Elektronen aufnimmt, dagegen eine positive Ladung besitzt.

Um die zur falschen Lösung führenden Perspektiven zu vermeiden, erscheint es daher sinnvoll, die Vorgänge an den Elektroden im *stromlosen* Zustand zu betrachten. Das Schulbuch ELEMENTE CHEMIE II beschreibt diese Vorgänge wie folgt:

Jedes Metall besitzt die Fähigkeit, in wäßriger Lösung Ionen zu bilden. Diese als „Lösungstension“ bezeichnete Fähigkeit ist von Metall zu Metall verschieden. [...] Treten aus der Metalloberfläche Metallionen in die Lösung über, so bleiben Elektronen im Metall zurück, das sich dadurch negativer auflädt. [...] Umgekehrt besteht auch die Tendenz, daß Metallkationen durch das elektrische Feld wieder zum Metall zurückgeführt werden und dort Elektronen aufnehmen. Es bildet sich schließlich ein für jedes Metall charakteristisches dynamisches Gleichgewicht aus, das zur Bildung einer „Doppelschicht“ aus Ionen und Elektronen führt. [...]

Mit der Ausbildung dieser Doppelschicht läßt sich das Zustandekommen der Spannung beim Daniell-Element erklären: An der Kupferelektrode gehen weit weniger Ionen als an der Zinkelektrode in die Lösung über, so daß auf der Kupferelektrode weniger Elektronen zurückbleiben, d.h. ein geringerer „Elektronendruck“ herrscht. Verbindet man die Elektroden durch einen Draht miteinander, so werden die Elektronen vom Ort

höheren Elektronendrucks (Zink) zum Ort niedrigeren Elektronendrucks (Kupfer) verschoben.

Hier wird deutlich zwischen dem stromlosen und nicht stromlosen Zustand unterschieden. Das Zustandekommen des höheren Elektronendrucks an der Zinkelektrode aufgrund der größeren Lösungstension wird anschaulich beschrieben und durch eine Abbildung zusätzlich visualisiert:

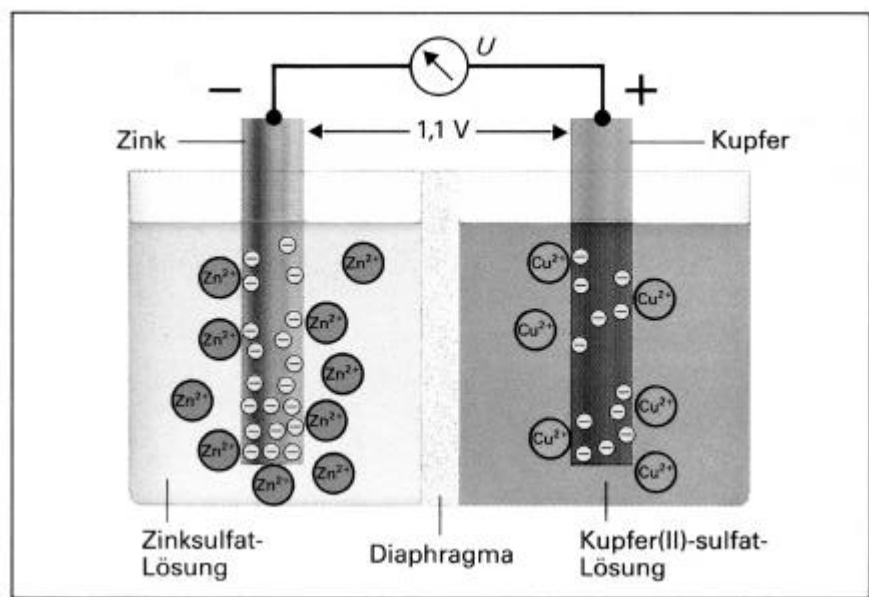


Abb.7: Zustandekommen der Spannung eines Daniell-Elements (ELEMENTE CHEMIE II, S.114)

Die Bezeichnung der Elektroden mit Minus und Plus wird hierdurch verständlich und eindeutig. Einige Schülerkommentare geben diese Begründung mit eigenen Worten wieder:

Zink ist ein besonders unedles Metall. Deshalb ist der Lösungsdruck an der Zn-Elektrode besonders hoch. Es gehen also viele Zn^{2+} -Ionen in Lösung. Mehr, als an der Cu-Elektrode Cu^{2+} -Ionen in Lösung gehen. Deshalb lädt sich die Zn-Platte negativer auf als die Cu-Platte und ist deshalb der Minuspol. (12 LK)

Es gehen gleichzeitig Zink-Ionen und Kupfer-Ionen in Lösung. Dabei bleiben Elektronen in den Elektroden zurück. Beim Zink mehr als beim Kupfer (Zink ist unedler). Dadurch entsteht bei der Zinkelektrode ein

höherer Elektronendruck als bei der Kupferelektrode. Die Zinkelektrode ist gegenüber der Kupferelektrode negativer geladen. (12 GK)

Diese Beispiele machen deutlich, daß sich die Zuordnung der Begriffe *Minuspol* und *Pluspol* nicht in einem einzigen Satz hinreichend begründen läßt, sondern ein tieferes Verständnis der Vorgänge an den Elektroden erfordert. Eine knappe Definition wie im Fall der Begriffe *Kathode* und *Anode* ist hier nicht möglich.

Ein überraschendes Ergebnis der Studie bestand darin, daß ein Drittel der Schüler auch bei der Elektrolysezelle falsche Zuordnungen der Begriffe *Minuspol* und *Pluspol* vornahm, obwohl die Polung der äußeren Spannungsquelle angegeben war. Viele Schüler begründeten ihre Antwort - wie schon bei der galvanischen Zelle - indem sie von den Elektrodenreaktionen auf die Ladung der jeweiligen Elektrode schlossen.

Im Unterricht sollte daher ein besonderer Wert darauf gelegt werden, den Unterschied zwischen galvanischen Elementen und elektrolytischen Zellen deutlich herauszustellen: Bei galvanischen Elementen werden durch freiwillig an den Elektroden ablaufende Prozesse verschiedene Ladungen an den Elektroden und damit eine Spannung erzeugt. Im Fall der elektrolytischen Zelle werden den Elektroden dagegen durch eine Spannungsquelle unterschiedliche Ladungen von außen aufgezwungen. Die Frage, ob es sich bei einer Elektrode um den Minuspol der Zelle handelt, verlangt demnach zunächst eine Entscheidung darüber, ob es sich bei der betrachteten Zelle um ein „treibendes“ oder ein von außen „getriebenes“ Element handelt.

Ein weiterer Grund, warum Schüler im Fall der Elektrolysezelle zu falschen Lösungen gelangten, war das Argument, daß „Elektronen nur zwischen einem Minuspol und einem Pluspol fließen können“ bzw. daß „Plus stets an Minus gehört“. Hintergrund dieser Argumentation ist möglicherweise eine Erfahrung, die die Schüler sowohl im Alltag als auch im Physikunterricht machen: sie lernen, daß beim Hintereinanderschalten zweier Batterien - wie es etwa für den

Betrieb mancher elektrischer Geräte notwendig ist - der Minuspol der einen Batterie mit dem Pluspol der anderen verbunden werden muß. Es ist denkbar, daß diese Erfahrung auf den Aufbau der Elektrolysezelle übertragen wird, an der ebenfalls zwei Zellen (äußere Spannungsquelle und elektrolytische Zelle) beteiligt sind. Auch bei dieser Argumentation fehlt die Vorstellung, daß es sich bei der elektrolytischen Zelle nicht um ein stromlieferndes Element, sondern um eine von außen betriebene Zelle handelt. Vielleicht wäre es für manche Schüler hilfreich, die Elektroden der elektrolytischen Zelle als eine „Verlängerung“ der Pole der äußeren Spannungsquelle zu begreifen.

Aufgabe 17 und 18 haben gezeigt, welche Perspektiven die Schüler *spontan* wählen, um die Begriffe *Minuspol* und *Pluspol* den Elektroden eines Daniell-Elementes zuzuordnen. Es wäre interessant zu erfahren, welche Sichtweise von den Schülern *bevorzugt* wird, wenn ihnen sämtliche Perspektiven im Rahmen einer Mehrfachwahlaufgabe vor Augen geführt werden. Da von den Schülern genau vier verschiedene Argumentationsweisen beschrieben wurden, scheint sich die Formulierung einer Mehrfachwahlaufgabe mit vier Auswahlantworten sogar anzubieten.

Aus mehreren Gründen wurde jedoch auf die Bildung einer Mehrfachwahlaufgabe verzichtet: Ein wesentliches Kriterium für eine gute Mehrfachwahlaufgabe ist die Bedingung, daß die Aufgabe *eine eindeutig richtige Lösung* enthalten soll. Wie bereits diskutiert wurde, ist jedoch der Kausalschluß auf die Ladung einer Elektrode über die bei Stromfluß stattfindenden Elektronenübergänge nicht unproblematisch und stellt eine stark vereinfachte Begründung für die Ladung einer Elektrode dar. So werden diejenigen Schüler, die über den unterschiedlichen Lösungsdruck der Metalle argumentieren, ihre Begründung in den vier verschiedenen Auswahlantworten nicht wiederfinden. Darüber hinaus würden in einer solchen Mehrfachwahlaufgabe jeweils zwei verschiedene Auswahlantworten zum selben Ergebnis führen (vgl. Argumentation 1 und 3 bzw. 2 und 4). Dies birgt die

Gefahr eines großen Mehrfachwahlanteils; es wäre nicht sichergestellt, daß sich die Schüler tatsächlich für *eine*, von ihnen bevorzugte Perspektive entscheiden. Die gewählte Methode stößt hier offenbar an ihre Grenzen. Nicht immer ist es möglich, auf der Basis der gefundenen Schülervorstellungen eine sinnvolle Mehrfachwahlaufgabe zu formulieren, um zu prüfen, welche Vorstellung von den Schülern bevorzugt gewählt wird.

Eine weitere Frage, die die Studie offenläßt, besteht darin, ob die Schüler eine einmal gewählte Perspektive konsequent sowohl auf galvanische Elemente als auch auf Elektrolysezellen anwenden, oder ob sie die Perspektive von Fall zu Fall wechseln. Es wäre interessant zu untersuchen, ob und an welcher Stelle die Schüler in ihrer Argumentation möglicherweise auf Widersprüche stoßen.

Um dies zu prüfen, wäre jedoch eine mehrteilige Aufgabenstellung erforderlich, die die Möglichkeiten der verwendeten schriftlichen Methode überschreitet. So stellen die im Rahmen dieser Studie gegebenen schriftlichen Begründungen der Schüler in der Regel nur das *Endergebnis* ihrer Überlegungen dar. Um herauszufinden, an welchen Stellen ein Schüler möglicherweise auf Widersprüche stößt und seine Perspektive wechselt, müßte jedoch sein Gedankengang *von Beginn an* nachvollzogen werden. Dies ist nur im Rahmen einer mündlichen Untersuchungsmethode wie etwa eines Einzelinterviews möglich¹⁰.

Die Studie zeigt allerdings, daß eine von den Schülern beschriebene Perspektive aus wissenschaftlicher Sicht zwar falsch sein mag, aus Sicht des Schülers dagegen logisch und in sich geschlossen sein kann.

Um dies zu verdeutlichen, soll beispielhaft Perspektive 2) betrachtet werden. Diese beruht auf der Argumentation, daß eine Elektrode, die Elektronen an den äußeren Leiter abgibt, positiv, eine Elektrode, die Elektronen aus dem äußeren

¹⁰ Der Fragestellung, ob ein Schüler eine einmal gewählte Perspektive wechselt, wird in einer zur Zeit an der Universität Dortmund laufenden Interviewstudie nachgegangen.

Leiter aufnimmt, negativ geladen ist. Wendet ein Schüler diese Perspektive auf eine galvanische Zelle an, so gelangt er zu folgenden Elektrodenbezeichnungen:

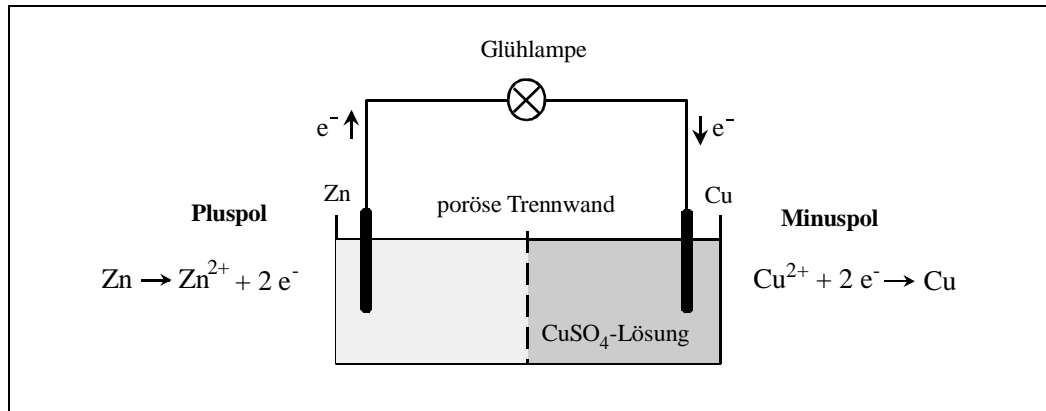


Abb.8: Bezeichnung der Pole einer galvanischen Zelle gemäß Perspektive 2)

Gemessen an der wissenschaftlichen Definition ist die Benennung der Elektroden falsch. Aus Sicht des Schülers kann diese Elektrodenbezeichnung dagegen vollkommen schlüssig sein: Zum einen wird eine logische Verknüpfung zu den Elektronenbewegungen im äußeren Leiter geschaffen, indem die Ladung der Elektrode als eine Folge des Elektronenaustausches mit dem äußeren Leiter aufgefaßt wird. Zum anderen steht die Elektrodenbezeichnung im Einklang mit der Vorstellung über die gegenseitige Anziehung ungleichnamiger Ladungen, da sich nun positive Ionen im Elektrolyten in Richtung des negativen Pols bewegen.

Im Verlauf dieser Arbeit wurden verschiedene Schwierigkeiten von Schülern im Umgang mit den Begriffen *Kathode/Anode* und *Minuspol/Pluspol* aufgezeigt und einige Anregungen für die Einführung und Verwendung der Begriffe im Chemieunterricht gegeben.

Darüber hinaus wurde deutlich, daß gerade die *gleichzeitige Verwendung* beider Begriffspaare mit besonderen Schwierigkeiten behaftet ist, da viele Schüler die

Kathode stets mit dem Minuspol einer Zelle gleichsetzen und somit im Fall des galvanischen Elements zu falschen Lösungen gelangen.

Daß die gleichzeitige Verwendung beider Begriffspaare Probleme bereitet, zeigt auch die Tatsache, daß viele Schüler versuchen, sich mit Hilfe von „Eselsbrücken“ die Verknüpfungen der Begriffe zu merken:

*Prinzip „OMA“: Oxidation, Minuspol, Anode
=> Reduktion, Pluspol, Kathode (13 LK)*

Ka + hode => Pluspol (12 LK)

Als Eselsbrücke kenne ich zum Begriff Kathode das Wort Katastrophe, welches negativ klingt. Also ist die Kathode der Minuspol. (13 LK)

Es erscheint daher sinnvoll, sich im Unterricht auf eines der genannten Begriffspaare zu konzentrieren und nicht - wie es einige Schulbücher tun - willkürlich einmal nur die Begriffe *Kathode/Anode*, einmal die Bezeichnungen *Minuspol/Pluspol*, oder auch beide Begriffspaare gemeinsam zu verwenden.

Auf welche der beiden Begriffspaare sich ein Lehrer (oder auch ein Schulbuchautor) vorwiegend stützen möchte, kann der persönlichen Vorliebe überlassen bleiben, da beide Begriffspaare mit unterschiedlichen Vor- und Nachteilen verbunden sind.

Für eine Verwendung der Begriffe *Kathode* und *Anode* spricht, daß diese - im Gegensatz zu den Bezeichnungen *Minuspol* und *Pluspol* - stets mit dem gleichen chemischen Vorgang (Reduktion an der Kathode, Oxidation an der Anode) verknüpft sind und sich somit leichter in einem handlichen Satz definieren lassen. Zudem wird mit einem Gebrauch der Begriffe *Kathode* und *Anode* die Schwierigkeit umgangen, daß sich in einer galvanischen Zelle positive Ionen in Richtung einer als Pluspol bezeichneten Elektrode bewegen.

Ein wesentliches Argument dafür, sich auf die Verwendung der Begriffe *Minuspol* und *Pluspol* zu beschränken, besteht darin, daß die Pole von Batterien und Akkumulatoren als Plus- und Minuspol, nicht jedoch als Kathode und Anode bezeichnet sind. Spätestens dann, wenn ein Lehrer mit seinen Schülern experimentiert, wird er gezwungen sein, die Bezeichnungen *Minuspol* und

Pluspol zu erläutern. Ein völliger Verzicht auf die Begriffe *Minuspol* und *Pluspol* ist somit - im Gegensatz zu einem vollständigen Verzicht auf die Begriffe *Kathode* und *Anode* - im Chemieunterricht nicht denkbar.

6.5 Die Schülervorstellungen zum Strom“verbrauch“ und Elektronenumsatz

Die Stromverbrauchsvorstellung gehört zu den am häufigsten beschriebenen Falschvorstellungen im Bereich der Physikdidaktik. Sie besagt, daß der elektrische Strom durch ein Lämpchen „vermindert“ bzw. „entwertet“ wird. Ein Grund für diese Vorstellung ist sicherlich in der Alltagssprache zu suchen: elektrische Geräte werden hier als „Stromverbraucher“ bezeichnet; die Elektrizitätswerke senden am Ende des Jahres eine Rechnung, in der der „Stromverbrauch“ aufgelistet ist.

Die vorliegende Studie hat gezeigt, daß ein Teil der Schüler auch die durch eine äußere Spannungsquelle betriebene elektrolytische Zelle als ein Element interpretieren, das den elektrischen Strom verbraucht. Im Chemieunterricht kann diese Vorstellung dann von Bedeutung sein, wenn mehrere hintereinander geschaltete Zellen betrachtet werden. Wie Aufgabe 20 zeigt, nahm fast ein Viertel der Schüler an, daß die Elektrodenreaktionen in der zweiten von zwei in Reihe geschalteter Zellen schwächer verlaufen.

Die Ergebnisse der Studie gehen jedoch deutlich über die hinlänglich beschriebene Stromverbrauchsvorstellung hinaus. Ein Unterschied zu den physikdidaktischen Untersuchungen, die in der Regel ein oder mehrere in einen Stromkreis eingebaute Lämpchen betrachteten, bestand darin, daß den Schülern mit der Vorgabe einer Elektrolysezelle und den zugehörigen Elektrodenreaktionen in den Aufgaben 21, 22 und 35 Informationen über die Vorgänge im *Inneren* des „Verbrauchers“ an die Hand gegeben wurden. Dies hatte zur Folge, daß sehr viele Schüler einen Zusammenhang zwischen den

Elektrodenreaktionen in der Zelle und der Stromstärke im äußeren Stromkreis herstellen.

Ein überraschendes Ergebnis bestand darin, daß ein Teil der Schüler keinen Stromstärkeverlust, sondern einen Stromgewinn beschrieben. Sie begründeten dies damit, daß auf der Seite der Oxidationsreaktion zusätzliche Elektronen in den äußeren Leiter abgegeben werden, ohne zu berücksichtigen, daß an der anderen Elektrode die gleiche Anzahl an Elektronen dem äußeren Stromkreis entnommen werden.

Das bedeutsamste Ergebnis im Hinblick auf den Chemieunterricht ist darin zu sehen, daß viele Schüler einen ungleichen Elektronenumsatz an den Elektroden für möglich hielten. Die Multiplikation der Reaktionsgleichung für die Oxidation oder die Reduktion hatte zur Folge, daß ein Teil der Schüler einen größeren Elektronenumsatz an der jeweiligen Elektrode und eine größere Stromstärke auf der entsprechenden Seite des äußeren Leiters annahm. Diese Argumentation offenbart zum einen ein mangelndes Verständnis in bezug auf elektrische Stromkreise, zum anderen auch eine fehlerhafte Auffassung von Reaktionsgleichungen. Die Schüler erkennen nicht, daß die Reaktionsgleichungen nur „Bruttogleichungen“ darstellen, die gekürzt oder erweitert werden können, ohne daß damit eine Aussage über die pro Zeiteinheit umgesetzten Elektronen verbunden ist.

Die beschriebene Falschvorstellung ist u.a. deshalb als besonders grundlegend anzusehen, da sie das Verständnis weiterer Konzepte erschweren kann. So kann die Vorstellung, daß an beiden Elektroden eine unterschiedliche Zahl an Ladungen umgesetzt wird, bei der Anwendung der Faradayschen Gesetze zu Verständnisschwierigkeiten führen. Auch die Formulierung von Redoxgleichungen setzt die Kenntnis voraus, daß im Oxidationsprozeß gerade so viele Elektronen abgegeben wie im Reduktionsvorgang aufgenommen werden. Die Falschvorstellung vom ungleichen Elektronenumsatz steht somit einem wesentlichen Grundsatz der Redoxchemie entgegen.

6.6 Methodendiskussion

Die gewählte schriftliche Untersuchungsmethode bietet gegenüber mündlichen Methoden, wie etwa Einzel- oder Gruppeninterviews, mehrere Vorteile. Ein wesentlicher Vorzug besteht in der großen Zahl an Probanden, die mit einer schriftlichen Erhebung erfaßt werden können. Im Gegensatz zu den bislang durchgeführten Untersuchungen über Schülervorstellungen in der Elektrochemie, an denen in der Regel etwa 30 Schüler teilnahmen, konnten in der vorliegenden Studie mehrere tausend Schüler befragt werden. Dies machte es möglich zu untersuchen, ob viele Schüler mit der *gleichen* Begründung zu einer falschen Lösung gelangen. Aufgrund der großen Zahl an Schülerkommentaren konnten die unterschiedlichen Vorstellungen eindeutig identifiziert und hinreichend belegt werden.

Das spezielle Verteilungssystem der Aufgaben erlaubte es, sehr viele Aufgaben und Aufgabenvarianten einzusetzen, um auf diese Weise Vorstellungen zu verschiedenen Teilaspekten der Elektrochemie zu finden oder eine entdeckte Falschvorstellung durch weitere Aufgabenstellungen zu überprüfen.

Durch die Formulierung von Mehrfachwahlaufgaben war es zudem möglich, eine Aussage über die „Stabilität“ der gefundenen Falschvorstellungen zu treffen, also darüber, ob eine falsche Lösung auch dann noch von den Schülern vertreten wird, wenn sie die richtige Lösung vor Augen haben. Gerade diese Falschvorstellungen, die von den Schülern auch angesichts der richtigen Lösung nicht als falsch erkannt werden, sind für den Unterricht von besonderem Interesse.

Gegen die Verwendung von Mehrfachwahlaufgaben könnte das Argument angeführt werden, daß durch die Vorgabe falscher Lösungen Schüler zu falschen Antworten „verführt“ werden. Jedoch sagt gerade die Tatsache, daß sich Schüler von einer falschen Lösung verführen lassen, etwas über die „Qualität“ und „Attraktivität“ dieser Falschvorstellung aus, da sie den Schülern offenbar einleuchtender erscheint als die richtige Lösung.

Durch den Einsatz von Mehrfachwahlaufgaben konnte zudem geprüft werden, welche falsche Lösung von den Schülern *bevorzugt*, d.h. am häufigsten gewählt wurde. So zeigte sich etwa, daß die von GARNETT und TREAGUST beschriebene Vorstellung von einem Fluß freier Protonen im Elektrolyten gegenüber der Vorstellung vom Elektronenfluß praktisch keine Rolle spielte.

Die vorliegende Arbeit konzentrierte sich bewußt auf besonders häufig auftretende Falschvorstellungen, da die Wahrscheinlichkeit, daß ein Lehrer eine dieser Vorstellungen auch bei den Schülern seines Kurses wiederfindet, natürlich größer ist als bei einer sehr selten beobachteten Falschvorstellung. Die Prozentzahlen, mit der eine falsche Lösung innerhalb einer Mehrfachwahlaufgabe gewählt wurde, sollten dabei jedoch nicht überbewertet werden. Zum einen lassen diese keine Aussage darüber zu, mit welcher Häufigkeit die Auswahlantworten innerhalb eines einzelnen Kurses auftreten werden. Selbst bei einer nach dem statistischen Zufallsprinzip ausgewählten Probandengruppe (um die es sich bei dieser Studie nicht handelt, vgl. Kapitel 4.2.8) kann von der Gesamtverteilung nicht auf die Antwortverteilung innerhalb eines einzelnen Kollektivs geschlossen werden. Zum anderen ist die Häufigkeit, mit der eine bestimmte Auswahlantwort gewählt wird, stets von der Art der Aufgabenstellung und den darin „angebotenen“ Alternativantworten abhängig.

Ein wesentliches Mittel, die Gültigkeit der gewonnenen Ergebnisse im Rahmen der gewählten Methode zu überprüfen, bestand in dem von GOTT UND JOHNSON geforderten Prinzip der *Triangulation* (vgl. Kapitel 2.2). Dieses wurde auf verschiedene Weise berücksichtigt:

- durch den Einsatz unterschiedlicher Aufgabentypen (Aufgaben mit offener Antwortmöglichkeit und Mehrfachwahlaufgaben),

- durch unterschiedliche Formulierung oder Variation einer Aufgabenstellung (vgl. Aufgabe 3, 4, und 27 zur Falschvorstellung “Elektrolyse bedeutet Spaltung des Elektrolyten in seine Ionen“),
- durch die Verwendung verschiedener Beispiele (z.B. Vorgabe der Elektrolyten $\text{HCl}_{(\text{aq})}$, $\text{NaCl}_{(\text{aq})}$, $\text{CuCl}_{2(\text{aq})}$ und $\text{NaCl}_{(\text{s})}$ in den Aufgaben 4, 24, 25, 26),
- durch die Verwendung von „related tasks“, d.h. Aufgaben, die verschiedene Aspekte thematisieren, jedoch einen inhaltlichen Zusammenhang aufweisen (vgl. Aufgabe 10 zum Ladungstransport im Elektrolyten und Aufgabe 16 zum Begriff *Kathode*: beide bestätigen die Falschvorstellung, daß sich in einer galvanischen Zelle negative Ionen in Richtung des Pluspols bewegen),
- durch die wiederholte Erprobung einer Aufgabe in unterschiedlichen Projekten (vgl. Aufgabe 7 und 7* im Anhang).

Auch die Tatsache, daß ähnliche Antwortmuster auftraten wie in den Aufgaben der Examination Boards, oder daß einige Vorstellungen - wie etwa die Vorstellung vom Elektronenfluß im Elektrolyten - auch von anderen Autoren beschrieben wurde, stellt eine Triangulation und somit eine Bestätigung der Gültigkeit der gewonnenen Ergebnisse dar.

Ein besonderer Vorteil der verwendeten Methode besteht in der zyklischen Vorgehensweise. Diese ermöglicht es, auf der Basis der erhaltenen Ergebnisse immer zielgerichtetere Aufgaben zu formulieren, die die bereits gewonnenen Erkenntnisse über die Vorstellungen der Schüler berücksichtigen. Beispielhaft für diese Vorgehensweise stehen die Aufgaben 12 und 15. Die aus Sicht des Forschers eindeutige Definition der Begriffe *Reduktion* und *Oxidation* als Elektronenaufnahme bzw. -abgabe erwies sich bei der Analyse der Schülerkommentare zu Aufgabe 12 unerwartet als mehrdeutig. Diese Erkenntnis

konnte bei der Formulierung von Aufgabe 15 im nachfolgenden Projekt berücksichtigt werden - ein typisches Beispiel für eine schrittweise Annäherung an den von GOTT UND JOHNSON beschriebenen *neutralen Kommunikationsbereich*.

Auffällig an den Antwortmustern der einzelnen Aufgaben waren die ausgesprochen niedrigen Ausfallraten¹¹. Diese sprechen dafür, daß sich die meisten Schüler die Lösung der Aufgaben zutrauten, d.h. daß die Aufgaben dem Kenntnisstand der Schüler angemessen waren und zudem einen gewissen „Aufforderungscharakter“ besaßen. Dies bestätigt auch der große Prozentsatz der von den Schülern gegebenen Begründungen, der in nahezu allen Aufgabenstellungen zu finden war. Dieser zeigt, daß die allermeisten Schüler mit Überlegung und nicht durch Raten zu einer Lösung gelangt sind. Die große Zahl an ausführlichen Begründungen ist umso positiver zu bewerten, wenn man bedenkt, daß die Schüler unvorbereitet mit den Aufgabenstellungen zur Elektrochemie konfrontiert wurden und somit gezwungen waren, ihr momentanes Wissen zu aktivieren.

Die Diskussion der Ergebnisse hat jedoch auch Grenzen der gewählten Methode aufgezeigt. So wurden etwa am Beispiel der Schülervorstellungen zu den Begriffen *Minuspol* und *Pluspol* deutlich, daß es nicht immer möglich ist, sinnvolle Mehrfachwahlaufgaben zu formulieren, die die genannten Kriterien für eine gute Aufgabe erfüllen.

Gerade dann, wenn komplexere Zusammenhänge erforscht werden sollen, die sich nicht in einer einzigen Fragestellung erfassen lassen, könnte eine mündliche Untersuchungsmethode geeigneter sein. So bietet ein Interview dem Forscher die Möglichkeit, mehrere Fragen hintereinander zu stellen und nicht nur ein bestehendes Konzept, sondern auch einen gedanklichen Entwicklungsprozeß nachzuvollziehen.

Ein weiterer Nachteil der schriftlichen Methode besteht darin, daß über die Denkweise der Schüler, die eine Aufgabe nicht bearbeitet oder eine Antwort (wie etwa die Zuordnung des Begriffs *Minuspol*) nicht begründet haben, keine Aussage getroffen werden kann. Darüber hinaus besteht keine Möglichkeit, die Unterrichtsvoraussetzungen der einzelnen Schüler festzustellen. Aus der Angabe der Jahrgangsstufe im Schülerfragebogen sowie aus den Lehrplänen und Schulbüchern können nur sehr allgemeine Hinweise auf den Kenntnisstand der Schüler und die vermittelten Unterrichtsinhalte gezogen werden.

6.7 Eine abschließende Bewertung

Ziel der vorliegenden Studie war es, Falschvorstellungen von Schülern zu erforschen, die das Verständnis der Vorgänge in elektrochemischen Zellen erschweren und die Kommunikation zwischen Lehrer und Schüler im Chemieunterricht behindern können.

Im Verlauf dieser Arbeit konnten 44 Falschvorstellungen aufgezeigt werden. Im Gegensatz zu den Veröffentlichungen anderer Autoren gehen die Ergebnisse der Studie jedoch über eine bloße Auflistung sämtlicher gefundenen Falschvorstellungen hinaus. So war es aufgrund der großen Probandenzahl von etwa 16000 Schülern erstmals möglich, zwischen häufig und selten auftretenden Falschvorstellungen zu differenzieren. Die in großer Häufigkeit beobachteten Vorstellungen sind in der Kurzfassung dieser Arbeit aufgeführt.

Die große Zahl an Schülern und erprobten Aufgaben erlaubte es oftmals, hinter einer Fülle falscher Einzelaussagen eine gemeinsame Logik zu erkennen, die in einer Studie mit nur wenigen Schülern möglicherweise verborgen geblieben wäre. So konnte etwa die Vorhersage falscher Elektrolyseprodukte an der

¹¹ Die „Ausfallrate“ bezeichnet den Prozentsatz der Schüler, die eine Aufgabe nicht bearbeitet haben.

Kathode oder Anode verschiedener Elektrolysezellen in vielen Fällen auf die gemeinsame Vorstellung zurückgeführt werden, daß bei einer Elektrolyse eine Spaltung des Elektrolyten in seine Ionen stattfindet.

Die Aufgaben zum Ladungstransport im Elektrolyten zeigten drei unterschiedliche Vorstellungen über den Leitungsmechanismus in wäßrigen Lösungen auf. Diese bestätigten die von GARNETT UND TREAGUST (1992A) beschriebene Falschvorstellung, der Stromfluß im Elektrolyten beruhe auf der Bewegung von Elektronen. Die Ergebnisse der vorliegenden Studie gehen jedoch deutlich über die Untersuchungen der genannten Autoren hinaus. So konnte durch die Entwicklung einer Mehrfachwahlaufgabe (Aufgabe 7), die die von den Schülern beschriebenen Leitungsmechanismen in ihren Auswahlantworten wiedergab, geprüft werden, ob die Schüler auch angesichts der richtigen Lösung an ihren falschen Vorstellungen festhalten und welche Vorstellung besonders häufig auftritt. Dabei wurde deutlich, daß die Mehrzahl der Schüler, die zur falschen Lösung gelangten, den Stromfluß im Elektrolyten nicht als einen Fluß freier Elektronen interpretierten, sondern als einen Vorgang beschrieben, bei dem die Elektronen mit Hilfe frei beweglicher Ionen durch die Lösung transportiert werden. Dieses Ergebnis wurde in mehreren Aufgabenstellungen an unterschiedlichen Beispielen bestätigt. Darüber hinaus konnte gezeigt werden, auf welche Weise viele Schüler ihre Vorstellung vom Elektronenfluß im Elektrolyten mit den auftretenden Elektrodenreaktionen in Einklang bringen.

Ein weiterer Fortschritt gegenüber den Untersuchungen anderer Autoren ist darin zu sehen, daß verschiedene Aufgabenvarianten in der gleichen Probandengruppe eingesetzt werden konnten, um zu prüfen ob sich eine Änderung in der Aufgabenstellung auf die Vorstellungen der Schüler auswirkt. So zeigte sich, daß die Verwendung einer Salzbrücke anstelle eines Diaphragmas die Vorstellung vom Elektronenfluß im Innern der Zelle deutlich verstärkte.

Das gleiche Verfahren wurde angewendet, um zu untersuchen, ob unterschiedlich formulierte Definitionen des Begriffs *Kathode* die korrekte Zuordnung des Begriffs zu den Elektroden einer Zelle erschweren oder erleichtern können (Aufgabe 15 und 16). Auf diese Weise war es (in Verbindung mit den Ergebnissen der Aufgaben 12 bis 14) möglich, eine aus Schülersicht eindeutige und für den Chemieunterricht geeignete Definition zu formulieren.

Ein Schwerpunkt der Arbeit liegt in der Beschreibung von Schwierigkeiten im Umgang mit den Begriffen *Kathode*, *Anode*, *Minuspole* und *Pluspole*. Erstmals konnte gezeigt werden, daß die falsche Verwendung der Begriffe in den meisten Fällen nicht auf einer bloßen Verwechslung beruht, sondern von den Schülern logisch begründet wird. Als besonderes Ergebnis der Studie ist zu werten, daß die Schwierigkeiten im Umgang mit den genannten Begriffen auf ein gemeinsames Prinzip, nämlich die Möglichkeit des Perspektivenwechsels zurückgeführt werden konnten. Die Tatsache, daß Vorgänge aus unterschiedlichen Perspektiven gedeutet werden können, stellt ein grundlegendes Problem dar, das wahrscheinlich auch auf andere Bereiche der Chemie oder Physik übertragbar ist. Es zeigt, daß es manchmal erforderlich ist, sich von den eigenen, wissenschaftlich geprägten Vorstellungen zu lösen, um die Schwierigkeiten von Schülern beim Verständnis scheinbar eindeutiger Begriffe oder Vorgänge besser zu verstehen.

Die Ergebnisse des Kapitels „Stromverbrauch und Elektronenumsatz“ haben gezeigt, daß die in der physikdidaktischen Forschung beschriebene Stromverbrauchsvorstellung auch am Beispiel elektrochemischer Zellen von Bedeutung ist. Neben der Vorstellung vom Stromverbrauch trat jedoch auch die Vorstellung eines Strom“gewinns“ auf. Beide Vorstellungen konnten auf die Annahme zurückgeführt werden, daß sich an verschiedenen Stellen eines Stromkreises eine unterschiedliche Anzahl von Elektronen pro Zeiteinheit durch den Leiter bewegen kann.

Ein weiteres Ziel der Studie - neben der Beschreibung von Falschvorstellungen - bestand darin, Mehrfachwahlaufgaben zu entwickeln, die die gefundenen Falschvorstellungen in ihren Auswahlantworten widerspiegeln. Im Gegensatz zu den Untersuchungen anderer Autoren war es auf diese Weise möglich, einen Eindruck von der Häufigkeit bestimmter Vorstellungen und ihrer Stabilität gegenüber der richtigen Lösung zu gewinnen.

In der vorliegenden Arbeit werden 25 Mehrfachwahlaufgaben und 7 Aufgaben mit offener Antwortmöglichkeit aufgeführt. Die Entwicklung einer „guten“ Mehrfachwahlaufgabe (vgl. Kapitel 4.2.2.2) vollzog sich in der Regel schrittweise über mehrere Projekte. Einige der angeführten Aufgaben stellen somit eine Vorstufe auf dem Weg zu einer guten Aufgabe dar; andere dienten dazu, die Ergebnisse einer Aufgabe durch die Wahl anderer Beispiele oder eine variierte Aufgabenstellung abzusichern.

Zu den Mehrfachwahlaufgaben, die die Kriterien für eine gute Aufgabe in weiten Teilen erfüllen, zählen die Aufgaben 4, (25, 26), 7, (8, 9, 32), 10, 11, 13, 15, 16, 20, 21, (22, 35), 27 und 28. Die in Klammern gesetzten Aufgaben stellen Abwandlungen der zuvor genannten Aufgabenstellung dar.

Unter den Aufgaben mit offener Antwortmöglichkeit erwiesen sich die Aufgaben 14, 17, 18, 19 und 34 als besonders wertvoll, da sie die Schüler zu ausführlichen Begründungen anregten und grundlegende Einsichten in die Schwierigkeiten beim Umgang mit den Begriffen *Kathode*, *Anode*, *Minuspol* und *Pluspol* vermittelten.

Die Tatsache, daß die beschriebenen Falschvorstellungen anhand einfacher Fragestellungen und einfacher elektrochemischer Zellen identifiziert wurden, die Gegenstand eines jeden Chemieunterrichts sind, läßt die gewonnenen Ergebnisse besonders grundlegend und auch für Lehrer relevant erscheinen. Da die in der Kurzfassung dieser Arbeit zusammengefaßten Falschvorstellungen in großer Häufigkeit auftraten und zudem durch zahlreiche Aufgabenvarianten und die

wiederholte Erprobung in verschiedenen Probandengruppen bestätigt wurden, ist anzunehmen, daß ein Lehrer zumindest einige der genannten Vorstellungen auch in seinem eigenen Kurs wiederfinden wird.

Die aufgeführten „guten“ Mehrfachwahlaufgaben könnten von Lehrern im Chemieunterricht eingesetzt werden, um sich einen schnellen Überblick über die Schwierigkeiten ihrer Schüler zu verschaffen. Zudem eignen sie sich auch als Diskussionsgrundlage, um mit den Schülern über einen ausgewählten elektrochemischen Sachverhalt ins Gespräch zu kommen. So könnte etwa Aufgabe 7 dazu dienen, einen Eindruck von den Vorstellungen der Schüler über den Ladungstransport in wäßrigen Lösungen zu gewinnen. Aufgabe 15 könnte den Ausgangspunkt eines Gesprächs über die Elektrodenbezeichnungen bilden und Aufgabe 10 zu einer Diskussion über die Problematik anregen, warum sich positive Ionen im Elektrolyten einer galvanischen Zelle zu einer als Pluspol bezeichneten Elektrode bewegen.

Die im Verlauf der Studie angeführten Schülerkommentare - wie etwa zu den Begriffen *Minuspol* und *Pluspol* - haben gezeigt, daß auch hinter falschen Lösungen gute Überlegungen stehen können. Es ist positiv zu bewerten, wenn Schüler über Zusammenhänge nachdenken und eigene Vorstellungen entwickeln - auch wenn diese nicht mit den wissenschaftlich akzeptierten Konzepten übereinstimmen.

In den Kapiteln 6.1 bis 6.5 wurden auf der Basis einer Analyse verschiedener Schulbücher mögliche Ursachen für die genannten Falschvorstellungen diskutiert und einige Anregungen für den Chemunterricht gegeben. Eine exakte Ursachenanalyse setzt sicherlich eine genauere Studie der Unterrichtsvoraussetzungen voraus als dies mit der durchgeführten Schulbuchanalyse zu leisten ist. Die Studie kann allerdings auf Aspekte hinweisen, die eine besondere Aufmerksamkeit von Seiten des Lehrers erfordern und auf diese Weise dazu beitragen, den Lehr-Lernprozeß im Chemieunterricht zu verbessern.

7 Literaturverzeichnis

ABIMBOLA I. O. (1988). *The problem of terminology in the study of students' conceptions in science.* In: Science Education 72, S. 175-184

AMANN W. U.A. (1989). *Elemente Chemie II.* Stuttgart: Klett

ATKINS K. R. (1974). *Physik.* Berlin: de Gruyter

ATKINS P. W. (1987). *Physikalische Chemie.* Weinheim: VCH Verlagsgesellschaft

BARELL M. U.A. (1989). *Improving the classroom test: A manual of test construction procedures for the classroom teacher.* The University of the State of New York

BARRAL F. L., FERNANDEZ E. G.-R. UND OTERO J. R. G. (1992). *Secondary Students' Interpretations of the Process occurring in an Electrochemical cell.* In: Journal of Chemical Education, 69, 655-657

BROCKHAUS DER NATURWISSENSCHAFT UND DER TECHNIK (1971). Wiesbaden: Brockhaus

BUGGE G. (1965). *Das Buch der großen Chemiker, Teil II.* Weinheim: Verlag Chemie

BUTTS B. UND SMITH R. (1987). *What do students perceive as difficult in H.S.C. Chemistry?* In: The Australian Science Teachers Journal, 32 (4), 45-51

CASSELS J. UND JOHNSTONE A. (1984). *The effect of language on student performance on multiple-choice tests in chemistry.* In: Journal of Chemical Education, 61 (7), 613-615

CHEMIE HEUTE - SEKUNDARBEREICH I (1993). vgl. unter JÄCKEL M. UND RISCH K. T. (1993)

CHEMIE HEUTE - SEKUNDARBEREICH II (1988). vgl. unter JÄCKEL M. UND RISCH K. T. (1988)

CLOSSET J.-L. (1984). *Woher stammen bestimmte „Fehler“ von Schülern und Studenten aus dem Bereich der Elektrizitätslehre? Kann man sie beheben?* In: Der Physikunterricht, 18, 21-31

DORN F. UND BADER F. (1993). *Physik - Sekundarbereich I.* Hannover: Schroedel

DRIVER R. (1989) *Students' conceptions and the learning of science.* In: International Journal of Science Education, 11, 481-490

DUIT R. (1983). *Strom - ein Wort der Alltagssprache und der Fachsprache.* In: Naturwissenschaften im Unterricht - Physik/Chemie, 31, 344-347

DUNSCH L. (1985). *Geschichte der Elektrochemie.* Leipzig: Deutscher Verlag für Grundstoffindustrie

EISNER W. U.A. (1994). *Elemente Chemie I.* Stuttgart: Klett

ELEMENTE CHEMIE I (1994). vgl. unter EISNER W. U.A.

ELEMENTE CHEMIE II (1989). vgl. unter AMANN W. U.A.

FALBE J. UND REGITZ M. (Hg.) (1997). *Römpp Chemielexikon.* Stuttgart: Thieme

FARADAY M. (1834). *Von der electro-chemischen Zersetzung.* In: Oettingen A. J. v. (Hg.): *Michael Faraday - Experimentaluntersuchungen über Elektrizität - VI. bis VIII. Reihe.* Ostwalds Klassiker der exakten Wissenschaften (1897), 87, 36-106. Leipzig: Engelmann. reprint

FAULKNER L. R. (1983). *Understanding Electrochemistry: Some distinctive Concepts.* In: Journal of Chemical Education, 60 (4), 262-268

FINLEY F. N., STEWART J. UND YARROCH L. (1982). *Teachers' perceptions of important and difficult science content.* In: Science Education, 66 (4), 531-538

FLADT R. (1981). *Ehrenwerte Irrtümer von Schülern - und was wir daraus lernen könnten!* In: Der Chemieunterricht, 12, 67-71

FORTMAN J. J. (1994). *Pictorial Analogies: Solutions of Electrolytes.* In: Journal of Chemical Education, 71 (1), 27-28

FRAUNBERGER F. (1965). *Vom Frosch zum Dynamo.* Köln: Aulis

GABEL D. L. UND BUNCE D. M. (1994). *Research on problem solving: Chemistry.* In: D. L. Gabel (Hg.). *Handbook of research on science teaching and learning.* New York: Macmillan, 301-326

GARNETT P. J. UND TREAGUST D. F. (1990). *Implications of research on students' understanding of electrochemistry for improving science curricula*

and classroom practice. In: International Journal of Science Education, 12, 147-156

GARNETT P. J. UND TREAGUST D. F. (1992a). *Conceptual Difficulties experienced by Senior High School Students of Electrochemistry: Electric Circuits and Oxidation-Reduction Equations.* Journal of Research in Science Teaching, 29, 121-142

GARNETT P. J. UND TREAGUST D. F. (1992b). *Conceptual Difficulties experienced by Senior High School Students of Electrochemistry: Electrochemical (Galvanic) and Electrolytic Cells.* Journal of Research in Science Teaching, 29, 1079-1099

GOTT R. UND JOHNSON P. (1996). *Constructivism and Evidence from children's Ideas.* In: Schmidt H.-J. (Hg.). Proceedings of the International Symposium (1996): Educational Research on Chemistry and Physics Education. Hong Kong: International Council of Associations for Science Education.

GRIFFITH A. K. (1994). *A critical analysis and synthesis of research on students' chemistry misconceptions.* In: SCHMIDT H.-J. (Hg.). Proceedings of the International Seminar at Dortmund University (1994). Problem Solving and Misconceptions in Chemistry and Physics. Hong Kong: International Council of Associations for Science Education, 70-99

GROB K., RHÖNECK C. v., VÖLKER B. (1993). *Die Entwicklung von Verstehensstrukturen im Anfangsunterricht der Elektrizitätslehre.* In: Naturwissenschaften im Unterricht - Physik, 4(16), 24-27

HAMANN C. H., VIELSTICH W. (1985). *Elektrochemie I - Leitfähigkeit, Potentiale, Phasengrenzen.* Weinheim: VCH Verlagsgesellschaft

HAUPT P., JANSEN W. UND PEPER R. (1982). *Einführung in die elektrochemische Energiegewinnung.* In: Naturwissenschaften im Unterricht - Physik/Chemie, 30 (8), 268-273

HESSISCHES KULTUSMINISTERIUM (HG.) (1994). *Kursstrukturpläne Gymnasiale Oberstufe. Aufgabenfeld III. 2.Physik, 3. Biologie, 4. Chemie.* Frankfurt a.M.: Diesterweg

HÖFLING O. (1976). *Physik.* Bonn: Dümmler

IUPAC (Hg.) (1974). *Manual of Symbols and Terminology for Physicochemical Quantities and Units - Appendix III: Electrochemical Nomenclature.* Pure Applied Chemistry, 37, 499-516

JÄCKEL M. UND RISCH K.T. (Hg.) (1988). *Chemie heute - Sekundarbereich II.* Hannover: Schroedel

JÄCKEL M. UND RISCH K.T. (Hg.) (1993). *Chemie heute - Sekundarbereich I.* Hannover: Schroedel

JANSEN W. (1982). *Zur Geschichte der Elektrochemie.* In: *Naturwissenschaften im Unterricht - Physik/Chemie* 30 (8), 259-264

JANSEN W. (Hg.) (1994). *Handbuch der experimentellen Chemie - Sekundarbereich II. Bd.6: Elektrochemie.* Köln: Aulis

JANSEN W. U.A. (1982). *Welche Vorstellungen und Modelle können dem Verständnis elektrochemischer Vorgänge dienen?* In: *Naturwissenschaften im Unterricht - Physik/Chemie*, 30 (8), 264-267

JENKINS E. W. (1972). *Objective Testing. A Guide for Science Teachers.* Centre for Studies in Science and Mathematics Education. The University of Leeds

JOHNSTONE A. H. (1980). *Chemical Education Research: Facts, Findings, and Consequences.* In: *Chemical Education Research*, 9, 365-380

JONG O. de, ACAMPO J. UND VERDONK A. (1995). *Problems in Teaching the Topic of Redox Reactions: Actions and Conceptions of Chemistry Teachers.* In: *Journal of Research in Science Teaching*, 32 (10), 1097-1110

KELLY G. A. (1986). *Die Psychologie der persönlichen Konstrukte.* Paderborn: Junfermann

KIENAST S. (1995). *Schwierigkeiten von Schülern bei der Anwendung der Gleichgewichtsvorstellung in der Chemie.* Universität Dortmund, Dissertation

KOUMARAS P., KARIOTOGLOU UND PSILLOS D. (1997). *Causal structures and counter-intuitive experiments in electricity.* In: *International Journal of Science Education*, 19 (6), 617-630

KUCHLING H. (1988). *Taschenbuch der Physik.* Frankfurt a.M.: Harri Deutsch

KUIPER J. (1994). *Students' ideas of science concepts: Alternative frameworks?* In: *International Journal of Science Education*, 16, 279-292

KULTUSMINISTER NORDRHEIN-WESTFALEN (Hg.) (1981). *Richtlinien für die gymnasiale Oberstufe in Nordrhein-Westfalen: Chemie.* Köln: Greven

KULTUSMINISTER NORDRHEIN-WESTFALEN (Hg.) (1993). *Richtlinien und Lehrpläne für das Gymnasium - Sekundarstufe I - in Nordrhein-Westfalen: Chemie.* Frechen: Ritterbach

LEE K. W. UND FENSHAM P. J. (1996). *A general strategy for solving high school electrochemistry problems.* In: International Journal of Science Education, 18, 543-555

LEISEN J. (1998a). *Fachlernen und Sprachlernen im Physikunterricht.* In: Pädagogik der Naturwissenschaften - Physik, 47 (2), 5-8

LEISEN J. (1998b). *Sprache(n) im Physikunterricht.* In: Pädagogik der Naturwissenschaften - Physik, 47 (2), 2-4

MAICHLE U. (1981). *Beiträge der kognitiven Psychologie zur Analyse von Vorstellungen.* In: Duit R., Jung W. und Pfundt H. (Hg.). Alltagsvorstellungen und naturwissenschaftlicher Unterricht, S.24-63. Köln: Aulis

MAICHLE U. (1982). *Schülervorstellungen zu Stromstärke und Spannung.* In: Naturwissenschaften im Unterricht - Physik/Chemie, 30 (11), 383-387

MALONEY D. P. (1994). *Research on problem solving: physics.* In: D. L. Gabel (Hg.). Handbook of research on Science teaching and learning. New York: Macmillan, 327-354

MERZYN G. (1998). *Sprache und naturwissenschaftlicher Unterricht - 10 Thesen.* In: Pädagogik der Naturwissenschaften - Physik, 47 (2), 1

MEYERS PHYSIK-LEXIKON (1973). Bibliographisches Institut (Hg.). Mannheim: Meyers Lexikonverlag

MORAN P. J. UND GILEADI E. (1989). *Alleviating the Common Confusion Caused by Polarity in Electrochemistry.* In: Journal of Chemical Education, 66 (11), 912-917

MUCKENFUB H. (1992). *Der Sinngehalt von Alltagsvorstellungen - Konsequenzen für ein neues Gesamtkonzept zur Elektrizitätslehre.* In: Naturwissenschaften im Unterricht - Physik/Chemie, 4 (16), 11-15

NAKLEH M. B. (1992). *Why some students don't learn chemistry.* In: Journal of Chemical Education, 69, 191-196

NIEDERSÄCHSISCHES KULTUSMINISTERIUM (HG.) (1997). *Rahmenrichtlinien für das Gymnasium - gymnasiale Oberstufe, die Gesamtschule - gymnasiale Oberstufe [...] Chemie.* Hannover: Schroedel.

OGUDE A. N. UND BRADLEY (1994). *Ionic Conduction and Electrical Neutrality in Operating Electrochemical Cells - Pre-College and College Student Interpretations.* In: Journal of Chemical Education, 71, 29-34

OGUDE A. N. UND BRADLEY (1996). *Electrode Processes and Aspects relating to Cell EMF, Current, and Cell Components in Operating Electrochemical Cells.* In: Journal of Chemical Education, 73 (12), 1145-1149

OSBORNE R. J. (1980). *A Method for Investigating Concept Understanding in Science.* In: European Journal of Science Education, 2 (3), 311-321

OSTWALD W. (1896). *Elektrochemie - Ihre Geschichte und Lehre.* Leipzig: Veit & Comp.

OTTEWILL G. UND WALSH F. (1996). *Electrochemical Cells.* In: Education in Chemistry, Nov. 1996, 154-156

PFUNDT H. UND DUIT R. (1994). *Bibliography Students' Alternative Frameworks and Science Education.* Kiel: Institut für die Pädagogik der Naturwissenschaften

RHÖNECK, C. v. UND VÖLKER B. (1984). Vorstellungen vom Stromkreis und ihr Einfluß auf den Lernprozeß. In: Der Physikunterricht, 18 (2), 4-16

RHÖNECK, C. v. (1986). *Vorstellungen vom elektrischen Stromkreis und zu den Begriffen Strom, Spannung und Widerstand.* In: Naturwissenschaften im Unterricht - Physik/Chemie, 34 (13), 108-112

RITTER J. W. (1968). *Die Begründung der Elektrochemie und Entdeckung der ultravioletten Strahlung.* Ostwalds Klassiker der exakten Wissenschaften. Frankfurt: Akademische Verlagsgesellschaft

RODNYJ N. I. UND SOLOWJEW J. I. (1977). *Wilhelm Ostwald.* Biographien hervorragender Naturwissenschaftler, Techniker und Mediziner, 30. Leipzig: Teubner

RÖMPP CHEMIELEXIKON (1997). vgl. unter FALBE J. UND REGITZ M.

RUNO J. R. UND PETERS D. G. (1993). *Climbing a potential ladder to understanding concepts in Electrochemistry.* In: Journal of Chemical Education, 70 (9), 708-713

SANGER M. J. UND GREENBOWE T. J. (1997a). *Common Student Misconceptions in Electrochemistry: Galvanic, Electrolytic, and Concentration Cells.* In: Journal of Research in Science Teaching, 34 (4), 377-398

SANGER M. J. UND GREENBOWE T. J. (1997b). *Students' Misconceptions in Electrochemistry: Current Flow in Electrolyte Solutions and the Salt Bridge.* In: Journal of Chemical Education, 74 (7), 819-823

SCHMIDT H.-J. (1990). *Stolpersteine im Chemieunterricht - Empirische Untersuchungen über Schülerfehler beim stöchiometrischen Rechnen.* Frankfurt: Diesterweg-Sauerländer

SCHMIDT H.-J. (1991). *A label as a hidden persuader: chemists' neutralization concept.* In: International Journal of Science Education, 13 (4), 459-471

SCHMIDT H.-J. (1992). *Harte Nüsse im Chemieunterricht - Empirische Untersuchungen über Schülervorstellungen.* Frankfurt: Diesterweg-Sauerländer

SCHMIDT H.-J. (1994a). *Der Oxidationsbegriff in Wissenschaft und Unterricht.* In: Chemie in der Schule, 41, 6-10

SCHMIDT H.-J. (1994b). *Stolpersteine beim Verstehen chemischer Grundlagen.* In: CHEMKON, 1 (4), 189-192

SCHMIDT H.-J. (1997). *Students' Misconceptions - Looking for a Pattern.* In: Science Education, 81 (2), 123-135

SCHMIDT H.-J. UND BEINE M. (1992). *Setting multiple-choice tests.* Education in Chemistry, 29, 19-21

SCHWEDES H. UND DUDECK W.-G. (1993). *Lernen mit der Wasseranalogie - Eine Einführung in die elementare Elektrizitätslehre.* In: Naturwissenschaften im Unterricht - Physik, 4 (16), 16-23

STOCKLMAYER S. M. UND TREAGUST D. M. (1993). *Images of electricity: how do novices and experts model electric current?* A paper presented at the Annual Meeting of the National Association for Research in Science Teaching, Atlanta, April 1993

SUMFLETH E. (1990). *Ein Unterrichtsvorschlag zum Thema Elektrochemie für die Sekundarstufe II.* In: Der Mathematische und Naturwissenschaftliche Unterricht, 43 (1), 31-40

SUMFLETH E. (1992). *Schülervorstellungen im Chemieunterricht.* In: Der Mathematische und Naturwissenschaftliche Unterricht, 45 (7), 410-414

TALLANT D. P. (1993). *A Review of Misconceptions of Electricity and Electrical Circuits.* A paper presented to the Third International Seminar on Misconceptions and Educational Strategies in Science and Mathematics, Ithaca, Cornell University, August 1993

TEICHMANN J. (1982). *Die historische Entwicklung der Begriffskonzepte von Spannung, Stromstärke und Widerstand.* In: Naturwissenschaften im Unterricht - Physik/Chemie, 30 (11), 380-383

TREAGUST D. F. (1988). Development and use of diagnostic tests to evaluate students' misconceptions in science. In: *International Journal of Science Education*, 10 (2), 159-169

WEST A. C. (1986). *Electrochemical Cell Conventions in General Chemistry.* In: *Journal of Chemical Education*, 63 (7), 609-610

8 **Abbildungsverzeichnis**

Abbildung 1: Der Untersuchungszyklus

Abbildung 2: Die Formulierung einer ersten Aufgabenstellung

Abbildung 3: Die Zusammenstellung der Aufgabensätze

Abbildung 4: Schülervorstellungen über den Zusammenhang zwischen Elektronentransfer und Ladung einer Elektrode am Beispiel des Daniell-Elements

Abbildung 5: Darstellung eines geschlossenen Elektronenkreislaufs am Beispiel des Bleiakкумуляtors in einem Fachbuch der Physik (ATKINS 1974, S.291)

Abbildung 6: Entscheidungsprozesse bei der Zuordnung des Begriffs *Kathode* zur Kupferelektrode eines Daniell-Elements

Abbildung 7: Zustandekommen der Spannung eines Daniell-Elements (ELEMENTE CHEMIE II, S.114)

Abbildung 8: Bezeichnung der Pole einer galvanischen Zelle gemäß Perspektive 2)

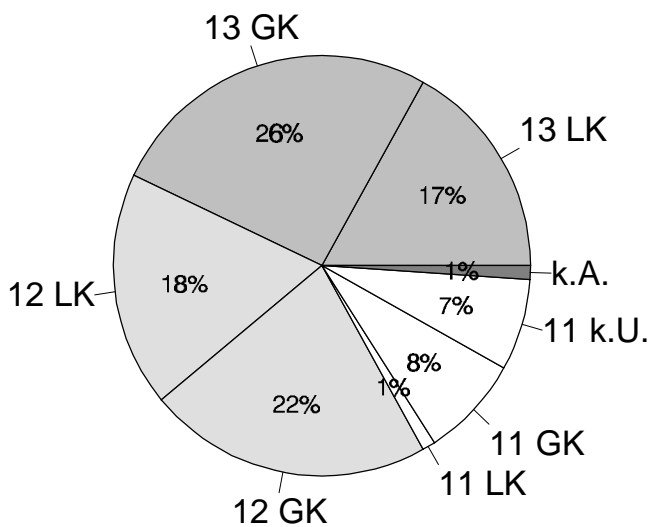
9 Anhang

9.1 Die Schülerkollektive

Projekt 6

(erstes Halbjahr des Schuljahrs 1995/96)

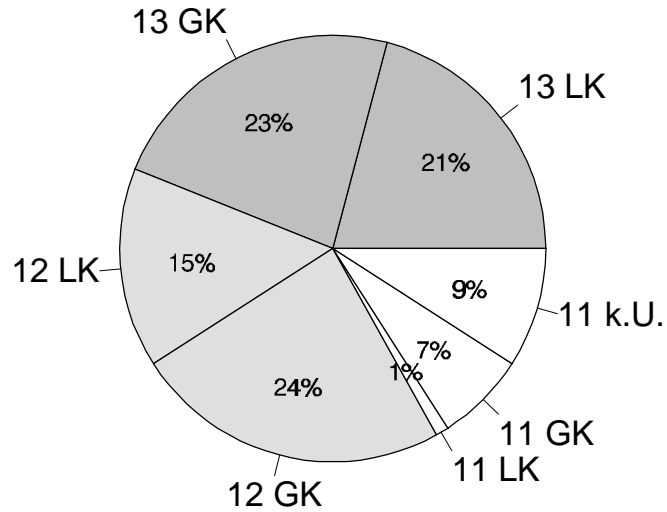
	Gymnasium	Gesamtschule	andere	keine Angabe
Anzahl der Schüler	3674	36	60	4



Projekt 7

(erstes Halbjahr des Schuljahrs 1996/97)

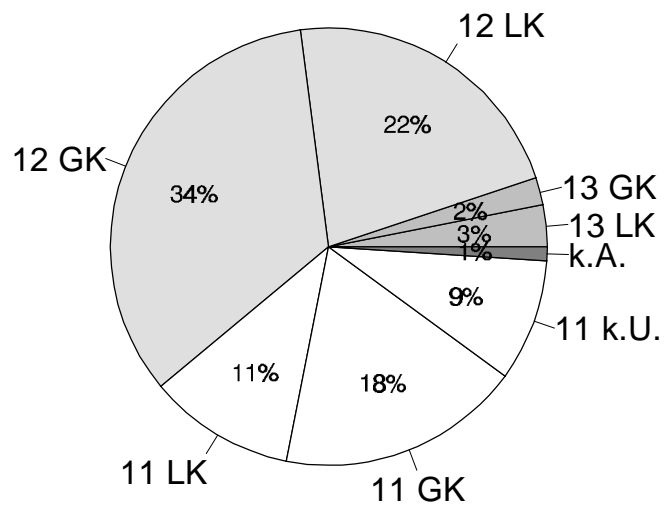
	Gymnasium	Gesamtschule	andere	keine Angabe
Anzahl der Schüler	2870	28	69	2



Projekt 8

(zweites Halbjahr des Schuljahrs 1996/97)

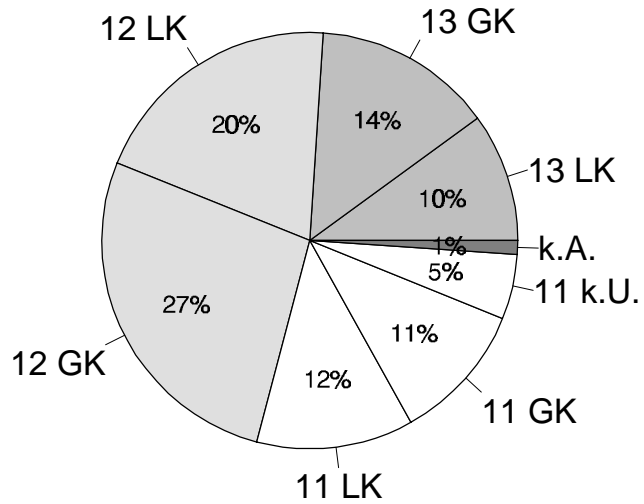
	Gymnasium	Gesamtschule	andere	keine Angabe
Anzahl der Schüler	2989	31	5	7



Projekt 9

(zweites Halbjahr des Schuljahrs 1997/98)

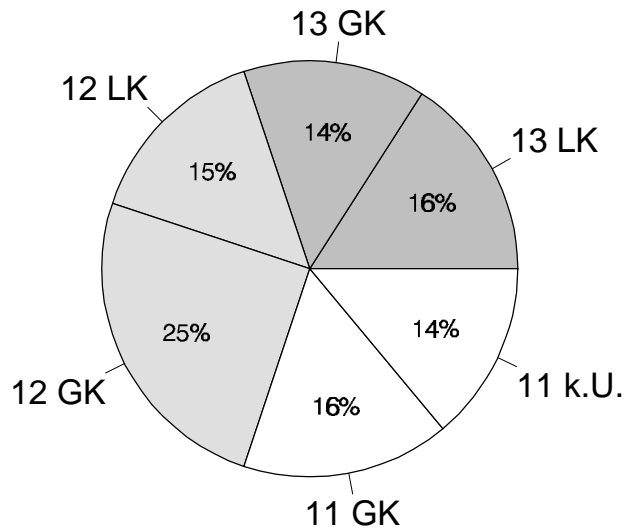
	Gymnasium	Gesamtschule	andere	keine Angabe
Anzahl der Schüler	2890	26	19	1



Projekt 10

(erstes Halbjahr des Schuljahrs 1998/99)

	Gymnasium	Gesamtschule	andere	keine Angabe
Anzahl der Schüler	2990	21	62	0



9.2 Die Dokumentation der entwickelten Aufgaben

Aufgabe 2 (06.618)

Die Abbildung zeigt eine Zelle zur Elektrolyse von Wasser.
Welches Produkt wird dabei an der Kathode (Minuspol) gebildet?

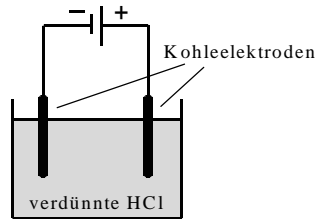
[A] H_2
 [B] H^+
 [C] O_2
 [D] OH^-

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

	[A]*	[B]	[C]	[D]	m.A. ¹²	k.A. ¹³	Anzahl
11	26 %	48 %	4 %	22 %	0 %	0 %	23
12 GK	23 %	51 %	3 %	9 %	3 %	11 %	35
13 GK	36 %	38 %	9 %	13 %	2 %	2 %	45
12 LK	49 %	35 %	0 %	8 %	0 %	8 %	37
13 LK	60 %	30 %	0 %	3 %	3 %	4 %	30
12 u. 13	41 %	39 %	3 %	9 %	2 %	6 %	147
gesamt	38 %	41 %	3 %	10 %	2 %	6 %	170

¹² Die Abkürzung „m.A.“ bedeutet, daß mehrere Antworten angekreuzt wurden.

¹³ Die Abkürzung „k.A.“ steht für „keine Antwort“

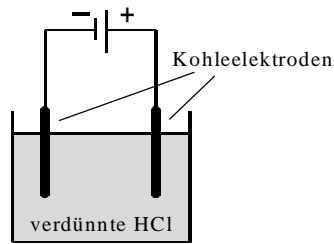
Aufgabe 3 (07.307)

Die Abbildung zeigt eine Zelle zur Elektrolyse von verdünnter Salzsäure. Welches Produkt wird dabei an der Kathode (Minuspol) gebildet?

- [A] H_2
 [B] H^+
 [C] Cl_2
 [D] Cl^-

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

	[A]*	[B]	[C]	[D]	m.A.	k.A.	Anzahl
11	32 %	32 %	5 %	0 %	8 %	23%	22
12 GK	33 %	57 %	5 %	5 %	0 %	0 %	37
13 GK	45 %	43 %	3 %	3 %	3 %	3 %	35
12 LK	53 %	37 %	5 %	0 %	0 %	5 %	19
13 LK	68 %	24 %	3 %	0 %	0 %	5 %	34
12 u. 13	49 %	41 %	4 %	2 %	1 %	3 %	125
gesamt	47 %	39 %	4 %	2 %	2 %	6 %	147

Aufgabe 4 (07.309)

Die Abbildung zeigt eine Zelle zur Elektrolyse von verdünnter Salzsäure. Welche der beiden folgenden Aussagen trifft zu?

- 1) HCl wird durch die Elektrolyse in H^+ - und Cl^- -Ionen gespalten.
- 2) Am Minuspol entsteht H_2 , am Pluspol Cl_2 .

- [A] Nur 1)
 [B] Nur 2)
 [C] 1) und 2)
 [D] Weder 1) noch 2)

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

	[A]	[B]*	[C]	[D]	m.A.	k.A.	Anzahl
11	12 %	18 %	53 %	6 %	0 %	11 %	17
12 GK	30 %	19 %	30 %	0 %	0 %	21 %	37
13 GK	26 %	23 %	45 %	0 %	0 %	6 %	31
12 LK	29 %	7 %	64 %	0 %	0 %	0 %	14
13 LK	10 %	45 %	41 %	4 %	0 %	0 %	29
12 + 13	23 %	25 %	42 %	1 %	0 %	9 %	111
gesamt	22 %	24 %	43 %	2 %	0 %	9 %	128

Aufgabe 6 (08.301)

Welche Teilchen muß eine wäßrige Lösung enthalten, damit sie den elektrischen Strom leitet?

[A] Elektronen

[B] Protonen

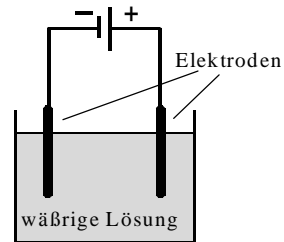
[C] Ionen

[D] Moleküle

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

	[A]	[B]	[C]*	[D]	m.A.	k.A.	Anzahl
11	15 %	5 %	74 %	2 %	0 %	4 %	55
12 GK	22 %	0 %	74 %	2 %	0 %	2 %	46
13 GK	0 %	0 %	100 %	0 %	0 %	0 %	2
12 LK	16 %	0 %	84 %	0 %	0 %	0 %	31
13 LK	50 %	0 %	50 %	0 %	0 %	0 %	2
12 + 13	20 %	0 %	78 %	1 %	0 %	1 %	81
gesamt	18 %	2 %	77 %	1 %	0 %	2 %	136

Aufgabe 7 (08.302)



Welche der folgenden Aussagen beschreibt den Stromfluß in der wäßrigen Lösung?

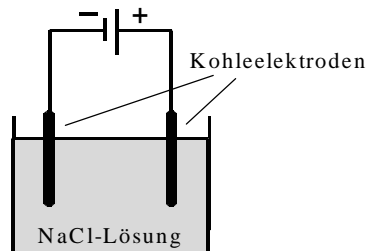
- [A] Elektronen bewegen sich von einer Elektrode zur anderen Elektrode durch die Lösung.
- [B] Ionen nehmen Elektronen an einer Elektrode auf und transportieren diese zur anderen Elektrode durch die Lösung.
- [C] Positive und negative Ionen bewegen sich in entgegengesetzter Richtung durch die Lösung.
- [D] Elektronen werden von einem Ion zum nächsten durch die Lösung weitergereicht.

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

	[A]	[B]	[C]*	[D]	m.A.	k.A.	Anzahl
11	16 %	36 %	34 %	7 %	2 %	5 %	56
12 GK	6 %	21 %	50 %	15 %	4 %	4 %	48
13 GK	0 %	60 %	20 %	20 %	0 %	0 %	5
12 LK	7 %	14 %	51 %	14 %	7 %	7 %	29
13 LK	0 %	33 %	50 %	17 %	0 %	0 %	6
12 u. 13	6 %	22 %	49 %	15 %	4 %	4 %	88
gesamt	10 %	27 %	43 %	12 %	3 %	5 %	144

erneute Aufnahme von Aufgabe 7 im nächsten Projekt: **Aufgabe 7* (09.111)**

	[A]	[B]	[C]*	[D]	m.A.	k.A.	Anzahl
11	12 %	27 %	51 %	10 %	0 %	0 %	41
12 GK	14 %	30 %	35 %	8 %	2 %	11 %	37
13 GK	14 %	22 %	57 %	0 %	0 %	7 %	14
12 LK	4 %	25 %	59 %	8 %	0 %	4 %	24
13 LK	0 %	0 %	100 %	0 %	0 %	0 %	12
12 u. 13	9 %	23 %	54 %	6 %	1 %	7 %	87
gesamt	10 %	24 %	53 %	7 %	1 %	5 %	128

Aufgabe 8 (09.119)

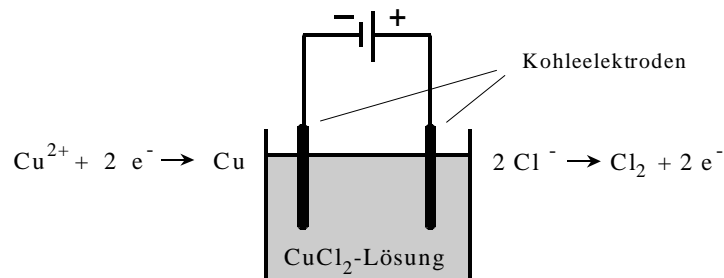
Welche der folgenden Aussagen beschreibt den Stromfluß in der NaCl-Lösung?

- [A] Elektronen bewegen sich von einer Elektrode zur anderen Elektrode durch die Lösung.
- [B] Na^+ -Ionen nehmen Elektronen an einer Elektrode auf und transportieren diese zur anderen Elektrode durch die Lösung.
- [C] Positive und negative Ionen bewegen sich in entgegengesetzter Richtung durch die Lösung.
- [D] Elektronen werden von einem Na^+ -Ion zum nächsten durch die Lösung weitergereicht.

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

	[A]	[B]	[C]*	[D]	m.A.	k.A.	Anzahl
11	14 %	7 %	65 %	14 %	0 %	0 %	28
12 GK	8 %	23 %	52 %	5 %	0 %	12 %	40
13 GK	0 %	24 %	62 %	10 %	0 %	4 %	21
12 LK	14 %	10 %	66 %	10 %	0 %	0 %	21
13 LK	0 %	8 %	84 %	0 %	0 %	8 %	12
12 u. 13	7 %	18 %	62 %	6 %	0 %	7 %	94
gesamt	8 %	16 %	62 %	8 %	0 %	6 %	122

Aufgabe 9 (09.114)



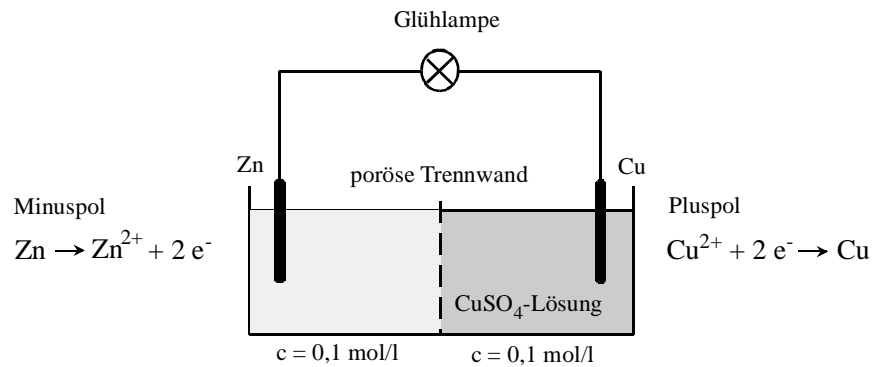
Die Abbildung zeigt eine Elektrolysezelle mit den zugehörigen Elektrodenreaktionen. Welche der folgenden Aussagen beschreibt den Stromfluß in der CuCl₂-Lösung?

- [A] Elektronen bewegen sich von einer Elektrode zur anderen Elektrode durch die Lösung.
- [B] Cu²⁺-Ionen nehmen Elektronen an einer Elektrode auf und transportieren diese zur anderen Elektrode durch die Lösung.
- [C] Positive und negative Ionen bewegen sich in entgegengesetzter Richtung durch die Lösung.
- [D] Elektronen werden von einem Cu²⁺-Ion zum nächsten durch die Lösung weitergereicht.

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

	[A]	[B]	[C]*	[D]	m.A.	k.A.	Anzahl
11	20 %	20 %	44 %	8 %	0 %	8 %	25
12 GK	6 %	14 %	66 %	8 %	0 %	6 %	36
13 GK	12 %	20 %	64 %	0 %	0 %	4 %	25
12 LK	21 %	18 %	50 %	4 %	0 %	7 %	28
13 LK	14 %	14 %	72 %	0 %	0 %	0 %	14
12 u. 13	13 %	16 %	62 %	4 %	0 %	5 %	103
gesamt	14 %	17 %	59 %	5 %	0 %	5 %	128

Aufgabe 10 (08.305)



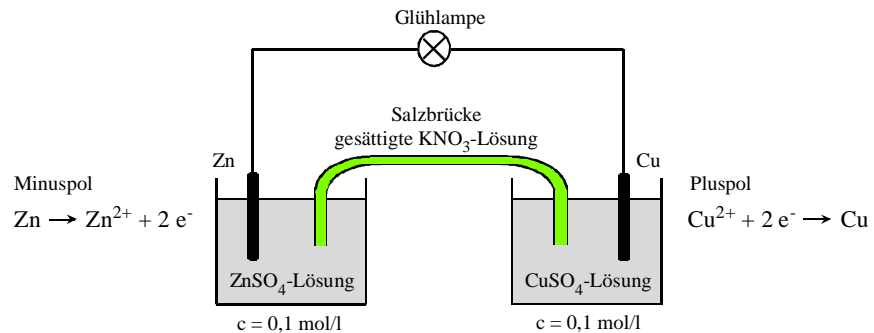
Die Abbildung zeigt eine galvanische Zelle mit den zugehörigen Elektrodenreaktionen. Welche der folgenden Aussagen trifft zu?

- [A] Elektronen bewegen sich von der Zinkhalbzelle zur Kupferhalbzelle durch die poröse Trennwand.
- [B] Elektronen bewegen sich von der Kupferhalbzelle zur Zinkhalbzelle durch die poröse Trennwand.
- [C] Zn²⁺-Ionen bewegen sich von der Zinkhalbzelle zur Kupferhalbzelle durch die poröse Trennwand.
- [D] SO₄²⁻-Ionen bewegen sich von der Zinkhalbzelle zur Kupferhalbzelle durch die poröse Trennwand.

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

	[A]	[B]	[C]*	[D]	m.A.	k.A.	Anzahl
11	40 %	5 %	23 %	16 %	1 %	15 %	75
12 GK	27 %	14 %	18 %	32 %	2 %	7 %	44
13 GK	25 %	25 %	0 %	25 %	0 %	25 %	4
12 LK	12 %	9 %	40 %	21 %	3 %	15 %	33
13 LK	14 %	0 %	58 %	14 %	14 %	0 %	7
12 u. 13	20 %	11 %	29 %	26 %	3 %	11 %	88
gesamt	30 %	9 %	25 %	21 %	2 %	13 %	163

Aufgabe 11 (08.306)



Die Abbildung zeigt eine galvanische Zelle mit den zugehörigen Elektrodenreaktionen. Welche der folgenden Aussagen trifft zu?

- [A] Elektronen bewegen sich von der Zinkhalbzelle zur Kupferhalbzelle durch die Salzbrücke.
- [B] Elektronen bewegen sich von der Kupferhalbzelle zur Zinkhalbzelle durch die Salzbrücke.
- [C] K^+ - und NO_3^- -Ionen bewegen sich aus der Salzbrücke in die beiden Halbzellen.
- [D] SO_4^{2-} -Ionen bewegen sich von der Zinkhalbzelle zur Kupferhalbzelle durch die Salzbrücke.

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

	[A]	[B]	[C]*	[D]	m.A.	k.A.	Anzahl
11	39 %	3 %	13 %	15 %	3 %	27 %	61
12 GK	40 %	6 %	27 %	18 %	5 %	4 %	55
13 GK	60 %	0 %	20 %	0 %	0 %	20 %	5
12 LK	33 %	5 %	29 %	21 %	2 %	10 %	42
13 LK	29 %	14 %	43 %	14 %	0 %	0 %	7
12 u. 13	38 %	6 %	28 %	17 %	4 %	7 %	109
gesamt	38 %	5 %	23 %	17 %	4 %	13 %	170

Aufgabe 12 (06.611)

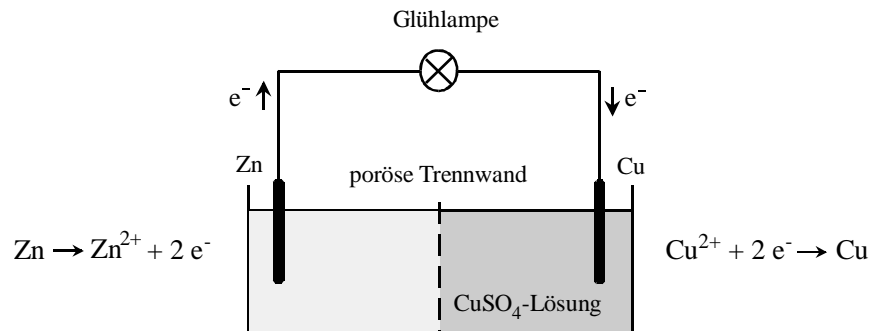
Welche der folgenden Aussagen trifft für elektrochemische Zellen (Elektrolysezellen und galvanische Zellen) zu?

- [A] Die Kathode bezeichnet stets den Minuspol der Zelle.
- [B] Als Kathode wird die Elektrode bezeichnet, an der die Reduktion (Elektronenaufnahme) stattfindet.
- [C] Als Kathode wird die Elektrode bezeichnet, an der die Oxidation (Elektronenabgabe) stattfindet.
- [D] Die Kathode wird für die Elektrolysezelle und die galvanische Zelle genau umgekehrt definiert.

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

	[A]	[B]*	[C]	[D]	m.A.	k.A.	Anzahl
11	23 %	12 %	18 %	3 %	26 %	18 %	34
12 GK	10 %	21 %	13 %	13 %	27 %	16 %	48
13 GK	3 %	39 %	17 %	7 %	32 %	2 %	41
12 LK	6 %	24 %	15 %	6 %	34 %	15 %	33
13 LK	0 %	33 %	11 %	16 %	35 %	5 %	37
12 u. 13	5 %	29 %	14 %	11 %	31 %	10 %	159
gesamt	8 %	26 %	14 %	10 %	31 %	11 %	193

Aufgabe 13 (09.116)



Die Abbildung zeigt eine galvanische Zelle mit den zugehörigen Elektrodenreaktionen. Welche der folgenden Aussagen trifft zu?

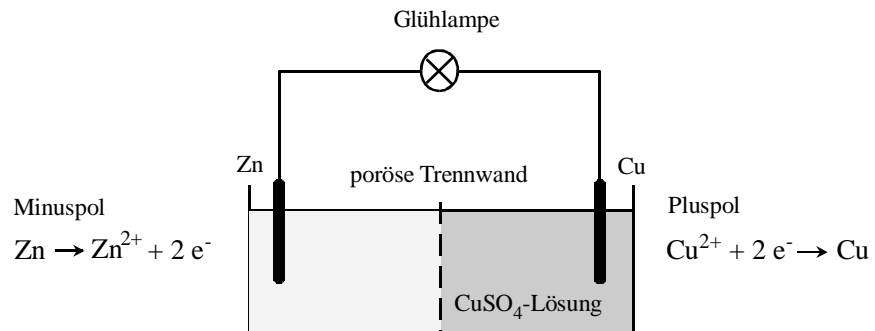
Den Vorgang an der **Kupferelektrode** bezeichnet man als

- [A] **Elektronenabgabe (Oxidation)**, da die Kupferelektrode Elektronen an Cu²⁺-Ionen abgibt.
- [B] **Elektronenabgabe (Reduktion)**, da die Kupferelektrode Elektronen an Cu²⁺-Ionen abgibt.
- [C] **Elektronenaufnahme (Oxidation)**, da Cu²⁺-Ionen Elektronen von der Kupferelektrode aufnehmen.
- [D] **Elektronenaufnahme (Reduktion)**, da Cu²⁺-Ionen Elektronen von der Kupferelektrode aufnehmen.

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

	[A]	[B]	[C]	[D]*	m.A.	k.A.	Anzahl
11	16 %	8 %	13 %	47 %	2 %	14 %	49
12 GK	6 %	16 %	26 %	39 %	3 %	10 %	31
13 GK	27 %	0 %	9 %	64 %	0 %	0 %	11
12 LK	14 %	11 %	18 %	57 %	0 %	0 %	28
13 LK	0 %	10 %	10 %	80 %	0 %	0 %	10
12 u. 13	11 %	11 %	18 %	53 %	2 %	5 %	80
gesamt	13 %	10 %	16 %	51 %	2 %	8 %	129

Aufgabe 14 (06.607)



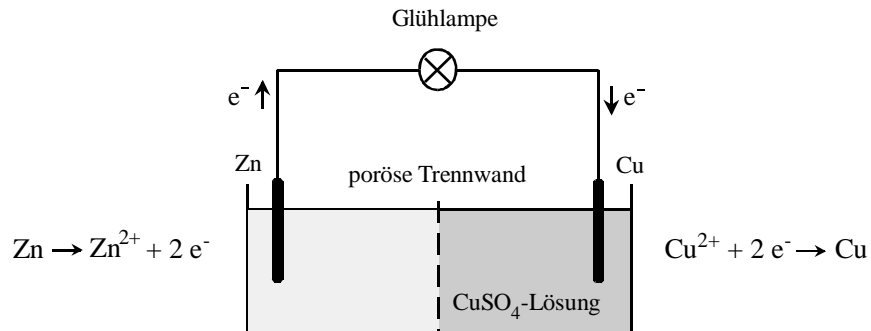
Die Abbildung zeigt eine galvanische Zelle mit den zugehörigen Elektrodenreaktionen. Bei welcher Elektrode handelt es sich um die Kathode?

- [A] Zn-Elektrode
 [B] Cu-Elektrode

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

	[A]	[B]*	k.A.	Anzahl
11	58 %	32 %	10 %	31
12 GK	38 %	44 %	18 %	55
13 GK	48 %	52 %	0 %	46
12 LK	45 %	45 %	10 %	40
13 LK	46 %	54 %	0 %	35
12 u. 13	44 %	48 %	8 %	176
gesamt	46 %	46 %	8 %	207

Aufgabe 15 (09.117)



Die Abbildung zeigt eine galvanische Zelle mit den zugehörigen Elektrodenreaktionen. Welche der folgenden Aussagen trifft zu?

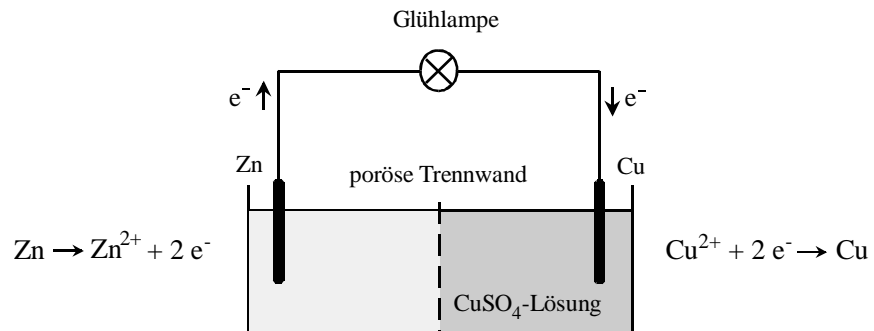
Die **Kathode** ist

- [A] die Elektrode, an der positive Ionen Elektronen aufnehmen (Reduktionsvorgang). Sie ist der Minuspol der Zelle.
- [B] die Elektrode, an der positive Ionen Elektronen aufnehmen (Reduktionsvorgang). Sie ist der Pluspol der Zelle.
- [C] die Elektrode, von der Elektronen an den äußeren Leiterdraht abgegeben werden (Oxidationsvorgang). Sie ist der Minuspol der Zelle.
- [D] die Elektrode, von der Elektronen an den äußeren Leiterdraht abgegeben werden (Oxidationsvorgang). Sie ist der Pluspol der Zelle.

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

	[A]	[B]*	[C]	[D]	m.A.	k.A.	Anzahl
11	39 %	22 %	17 %	7 %	0 %	15 %	41
12 GK	18 %	44 %	26 %	8 %	2 %	2 %	39
13 GK	35 %	41 %	18 %	6 %	0 %	0 %	17
12 LK	36 %	46 %	14 %	0 %	4 %	0 %	28
13 LK	8 %	42 %	34 %	8 %	0 %	8 %	12
12 u. 13	25 %	44 %	22 %	5 %	2 %	2 %	96
gesamt	30 %	37 %	20 %	6 %	1 %	6 %	137

Aufgabe 16 (09.118)



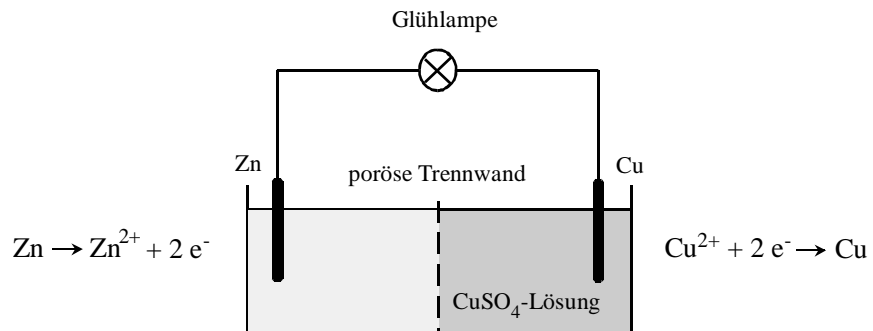
Die Abbildung zeigt eine galvanische Zelle mit den zugehörigen Elektrodenreaktionen. Welche der folgenden Aussagen trifft zu?

Die **Kathode** ist

- [A] die Elektrode, zu der sich die Kationen (positive Ionen) hinbewegen. Sie ist der Minuspol der Zelle.
- [B] die Elektrode, zu der sich die Kationen (positive Ionen) hinbewegen. Sie ist der Pluspol der Zelle.
- [C] die Elektrode, von der sich die Kationen (positive Ionen) wegbewegen. Sie ist der Minuspol der Zelle.
- [D] die Elektrode, von der sich die Kationen (positive Ionen) wegbewegen. Sie ist der Pluspol der Zelle.

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

	[A]	[B]*	[C]	[D]	m.A.	k.A.	Anzahl
11	49 %	5 %	10 %	27 %	2 %	7 %	41
12 GK	46 %	17 %	14 %	17 %	0 %	6 %	35
13 GK	55 %	17 %	17 %	11 %	0 %	0 %	18
12 LK	59 %	15 %	4 %	19 %	3 %	0 %	27
13 LK	50 %	30 %	10 %	10 %	0 %	0 %	10
12 u. 13	52 %	18 %	11 %	16 %	1 %	2 %	90
gesamt	51 %	14 %	11 %	19 %	1 %	4 %	131

Aufgabe 17 (08.311)

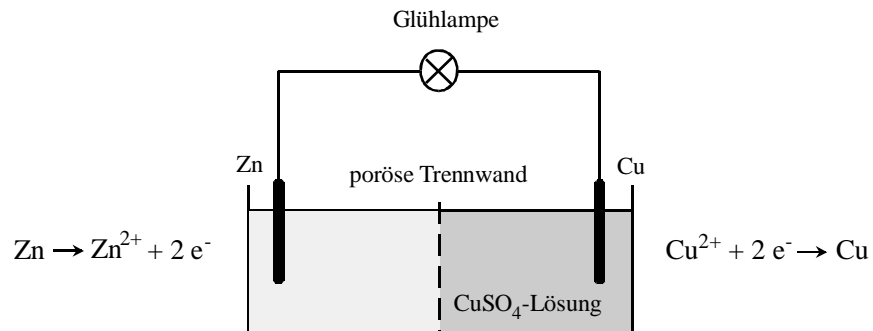
Die Abbildung zeigt eine galvanische Zelle mit den zugehörigen Elektrodenreaktionen. Bei welcher Elektrode handelt es sich um den **Minuspol**?

- [A] Zn-Elektrode
[B] Cu-Elektrode

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

	[A]*	[B]	k.A.	Anzahl
11	51 %	29 %	20 %	59
12 GK	59 %	32 %	9 %	54
13 GK	75 %	25 %	0 %	4
12 LK	76 %	21 %	3 %	34
13 LK	80 %	0 %	20 %	5
12 u. 13	67 %	26 %	7 %	97
gesamt	61 %	27 %	12 %	156

Aufgabe 18 (08.310)

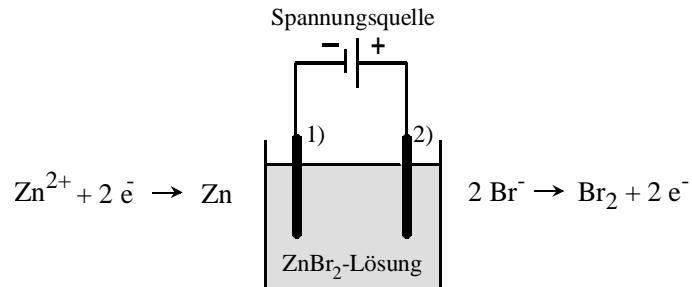


Die Abbildung zeigt eine galvanische Zelle mit den zugehörigen Elektrodenreaktionen. Bei welcher Elektrode handelt es sich um den **Pluspol**?

- [A] Zn-Elektrode
[B] Cu-Elektrode

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

	[A]	[B]*	k.A.	Anzahl
11	22 %	61 %	17 %	69
12 GK	34 %	57 %	9 %	56
13 GK	25 %	75 %	0 %	4
12 LK	7 %	83 %	10 %	29
13 LK	33 %	67 %	0 %	3
12 u. 13	25 %	67 %	8 %	92
gesamt	24 %	64 %	12 %	161

Aufgabe 19 (08.312)

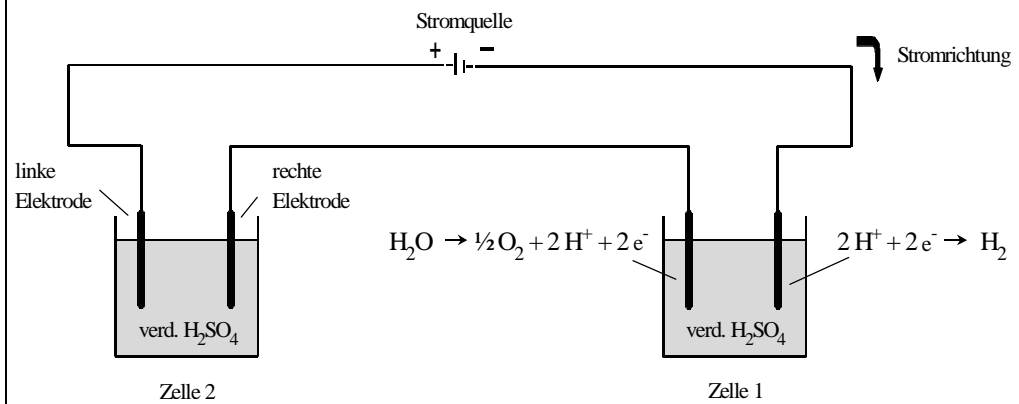
Die Abbildung zeigt eine Elektrolysezelle mit den zugehörigen Elektrodenreaktionen. Bei welcher Elektrode handelt es sich um den **Minuspol**?

- [A] Elektrode 1)
 [B] Elektrode 2)

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

	[A]*	[B]	k.A.	Anzahl
11	58 %	31 %	11 %	45
12 GK	56 %	37 %	7 %	43
13 GK	100 %	0 %	0 %	2
12 LK	70 %	30 %	0 %	27
13 LK	0 %	100 %	0 %	4
12 u. 13	59 %	37 %	4 %	76
gesamt	58 %	35 %	7 %	121

Aufgabe 20 (06.602)

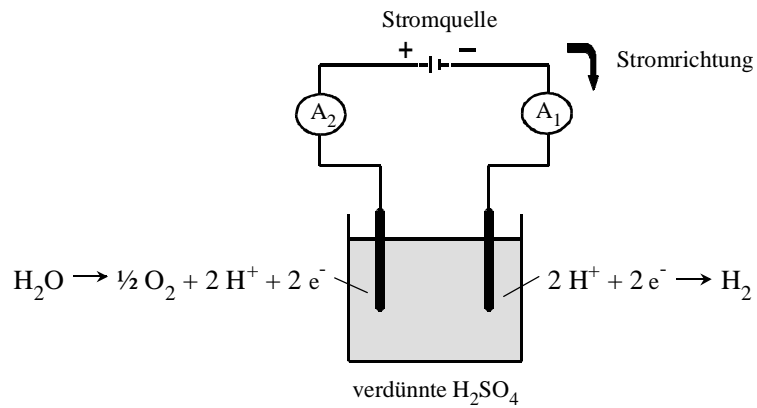


Zwei völlig gleiche elektrochemische Zellen werden wie oben abgebildet hintereinandergeschaltet. Welche Aussage kann man über Zelle 2 treffen?

- [A] Genau wie in Zelle 1 wird an der linken Elektrode Sauerstoff gebildet, an der rechten Elektrode Wasserstoff.
- [B] Genau wie in Zelle 1 wird an der linken Elektrode Sauerstoff gebildet, an der rechten Elektrode Wasserstoff, die Reaktionen verlaufen jedoch schwächer.
- [C] Umgekehrt zu Zelle 1 wird an der linken Elektrode Wasserstoff gebildet, an der rechten Elektrode Sauerstoff.
- [D] In Zelle 2 finden keine chemischen Reaktionen statt.

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

	[A]*	[B]	[C]	[D]	m.A.	k.A.	Anzahl
11	26 %	26 %	17 %	0 %	5 %	26 %	42
12 GK	35 %	29 %	10 %	2 %	0 %	24 %	51
13 GK	39 %	21 %	17 %	2 %	0 %	21 %	48
12 LK	41 %	14 %	14 %	0 %	0 %	31 %	29
13 LK	58 %	13 %	13 %	3 %	3 %	10 %	31
12 u. 13	42 %	21 %	13 %	2 %	1 %	21 %	159
gesamt	40 %	22 %	14 %	1 %	1 %	22 %	201

Aufgabe 21 (06.601)

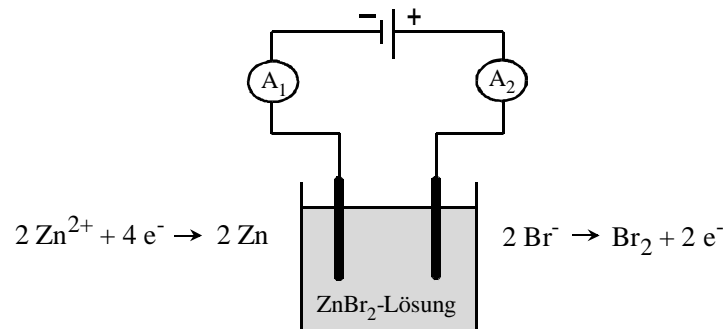
Die Abbildung zeigt eine Elektrolysezelle mit den zugehörigen Elektrodenreaktionen, bei der zwei Amperemeter (Stromstärkemeßgeräte) in den Stromkreis eingebaut sind. Welche Aussage trifft zu?

- [A] Die in A₁ angezeigte Stromstärke ist größer als die in A₂.
- [B] Die angezeigten Stromstärken sind gleich groß.
- [C] Die in A₁ angezeigte Stromstärke ist kleiner als die in A₂.
- [D] Man kann keine Aussage machen.

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

	[A]	[B]*	[C]	[D]	m.A.	k.A.	Anzahl
11	14 %	28 %	6 %	3 %	6 %	43 %	35
12 GK	20 %	36 %	6 %	6 %	0 %	32 %	31
13 GK	7 %	65 %	12 %	14 %	0 %	2 %	43
12 LK	5 %	63 %	9 %	5 %	2 %	16 %	43
13 LK	6 %	76 %	0 %	12 %	0 %	6 %	34
12 u. 13	9 %	61 %	7 %	9 %	1 %	13 %	151
gesamt	10 %	55 %	7 %	8 %	1%	19 %	186

Aufgabe 22 (07.320)

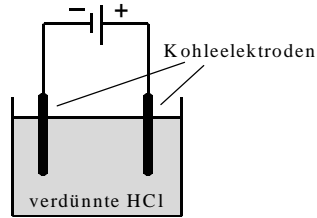


Die Abbildung zeigt eine Elektrolysezelle mit den zugehörigen Elektrodenreaktionen, bei der zwei Amperemeter (Stromstärkemeßgeräte) in den Stromkreis eingebaut sind. Welche Aussage trifft zu?

- [A] Die in A₁ angezeigte Stromstärke ist kleiner als die in A₂.
- [B] Die angezeigten Stromstärken sind gleich groß.
- [C] Die in A₁ angezeigte Stromstärke ist größer als die in A₂.

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

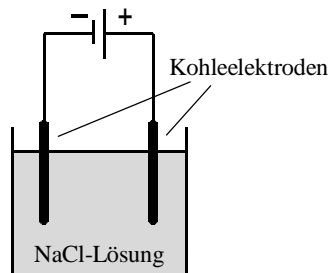
	[A]	[B]*	[C]	m.A.	k.A.	Anzahl
11	10 %	20 %	40 %	0 %	30 %	20
12 GK	4 %	44 %	30 %	0 %	22 %	27
13 GK	15 %	44 %	26 %	4 %	11 %	27
12 LK	23 %	53 %	12 %	0 %	12 %	17
13 LK	3 %	67 %	15 %	0 %	15 %	34
12 u. 13	10 %	53 %	21 %	1 %	15 %	105
gesamt	9 %	49 %	24 %	1 %	17 %	125

Aufgabe 23 (07.306)

Die Abbildung zeigt eine Zelle zur Elektrolyse von verdünnter Salzsäure. Welches Produkt wird dabei an der Kathode (Minuspol) gebildet?

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

	H ₂ *	H ⁺	Cl ₂ bzw. Cl	Cl ⁻	übrige	k.A.	Anzahl
gesamt	53 %	21 %	3 %	3 %	8 %	12 %	178

Aufgabe 24 (07.308)

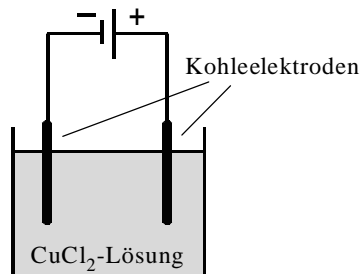
Die Abbildung zeigt eine Zelle zur Elektrolyse einer wässrigen Natriumchlorid-Lösung.

Welches Produkt wird dabei an der Anode (Pluspol) gebildet?

- [A] Na
- [B] Na^+
- [C] Cl_2
- [D] Cl^-

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

	[A]	[B]	[C]*	[D]	m.A.	k.A.	Anzahl
11	0 %	6 %	35 %	41 %	6 %	12 %	17
12 GK	7 %	10 %	28 %	55 %	0 %	0 %	29
13 GK	0 %	11 %	33 %	50 %	3 %	3 %	30
12 LK	0 %	6 %	38 %	44 %	6 %	6 %	18
13 LK	4 %	0 %	70 %	22 %	0 %	4 %	23
12 u. 13	3 %	7 %	41 %	44 %	2 %	3 %	100
gesamt	2 %	7 %	41 %	43 %	2 %	5 %	117

Aufgabe 25 (07.310)

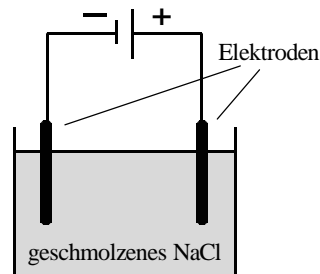
Die Abbildung zeigt eine Zelle zur Elektrolyse einer wässrigen Kupferchlorid-Lösung. Welche der beiden folgenden Aussagen trifft zu?

- 1) CuCl_2 wird durch die Elektrolyse in Cu^{2+} - und Cl^- -Ionen gespalten.
- 2) Am Minuspol entsteht Cu, am Pluspol Cl_2 .

- [A] Nur 1)
 [B] Nur 2)
 [C] 1) und 2)
 [D] Weder 1) noch 2)

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

	[A]	[B]*	[C]	[D]	m.A.	k.A.	Anzahl
11	0 %	40 %	54 %	3 %	0 %	3 %	30
12 GK	15 %	20 %	46 %	0 %	4 %	15 %	26
13 GK	17 %	12 %	63 %	0 %	4 %	4 %	24
12 LK	4 %	30 %	57 %	0 %	0 %	9 %	23
13 LK	10 %	48 %	42 %	0 %	0 %	0 %	29
12 u. 13	12 %	28 %	51 %	0 %	2 %	7 %	102
gesamt	9 %	32 %	50 %	1 %	2 %	6 %	132

Aufgabe 26 (07.311)

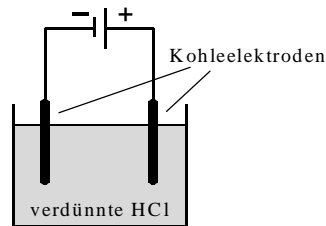
Die Abbildung zeigt eine Zelle zur Elektrolyse von geschmolzenem Natriumchlorid. Welche der beiden folgenden Aussagen trifft zu?

- 1) NaCl wird durch die Elektrolyse in Na^+ - und Cl^- -Ionen gespalten.
- 2) Am Minuspol entsteht Na, am Pluspol Cl_2 .

- [A] Nur 1)
 [B] Nur 2)
 [C] 1) und 2)
 [D] Weder 1) noch 2)

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

	[A]	[B]*	[C]	[D]	m.A.	k.A.	Anzahl
11	20 %	20 %	50 %	7 %	0 %	3 %	30
12 GK	6 %	19 %	63 %	3 %	0 %	9 %	32
13 GK	19 %	22 %	52 %	0 %	0 %	7 %	27
12 LK	15 %	54 %	31 %	0 %	0 %	0 %	13
13 LK	16 %	19 %	58 %	7 %	0 %	0 %	31
12 u. 13	14 %	24 %	54 %	3 %	0 %	5 %	103
gesamt	16 %	24 %	53 %	3 %	0 %	4 %	133

Aufgabe 27 (10.218)

Die Abbildung zeigt eine Zelle zur Elektrolyse von verdünnter Salzsäure. Welche der folgenden Aussagen beschreibt korrekt die Bildung von Wasserstoff (H_2) am Minuspol?

- [A] Verdünnte HCl enthält H^+ - und Cl^- -Ionen. Zwei H^+ -Ionen verbinden sich am Minuspol zu H_2 .
- [B] HCl wird durch die Elektrolyse in H^+ - und Cl^- -Ionen gespalten. Zwei H^+ -Ionen verbinden sich am Minuspol zu H_2 .
- [C] Verdünnte HCl enthält H^+ - und Cl^- -Ionen. Zwei H^+ -Ionen nehmen am Minuspol je ein Elektron auf und verbinden sich zu H_2 .
- [D] HCl wird durch die Elektrolyse in H^+ - und Cl^- -Ionen gespalten. Zwei H^+ -Ionen nehmen am Minuspol je ein Elektron auf und verbinden sich zu H_2 .

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

	[A]	[B]	[C]*	[D]	m.A.	k.A.	Anzahl
11	6 %	9 %	38 %	42 %	0 %	5 %	53
12 GK	3 %	7 %	38 %	42 %	7 %	3 %	29
13 GK	0 %	5 %	40 %	40 %	10 %	5 %	20
12 LK	8 %	8 %	60 %	16 %	0 %	8 %	25
13 LK	0 %	0 %	78 %	18 %	4 %	0 %	23
12 u. 13	3 %	5 %	54 %	29 %	5 %	4 %	97
gesamt	4 %	7 %	47 %	34 %	3 %	5 %	150

Aufgabe 28 (06.513)

Festes Natriumchlorid (NaCl) wird in ein System von freien Ionen verwandelt, wenn

- 1) Strom hindurchgeleitet wird.
- 2) es über den Schmelzpunkt hinaus erhitzt wird.
- 3) es in Wasser gelöst wird.

Welche der oben genannten Aussagen treffen zu ?

- [A] 1, 2 und 3
 [B] 1 und 2
 [C] 1 und 3
 [D] 2 und 3

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

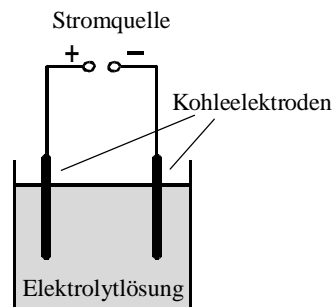
	[A]	[B]	[C]	[D]*	m.A.	k.A.	Anzahl
11	7 %	13 %	27 %	46 %	0 %	7 %	45
12 GK	6 %	6 %	33 %	42 %	0 %	13 %	48
13 GK	9 %	7 %	16 %	63 %	0 %	5 %	57
12 LK	13 %	6 %	26 %	52 %	0 %	3 %	31
13 LK	8 %	5 %	20 %	67 %	0 %	0 %	40
12 u. 13	9 %	6 %	23 %	56 %	0 %	6 %	176
gesamt	8 %	8 %	25 %	53 %	0 %	6 %	221

Aufgabe 29 (06.505)

Welche Teilchen muß eine wäßrige Lösung enthalten, damit sie den elektrischen Strom leitet?

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

	Elektronen	Protonen	Ionen	Elektronen und Ionen	übrige	k.A.	Anzahl
gesamt	17 %	0 %	57 %	4 %	5 %	17 %	203

Aufgabe 30 (06.501)

Welche der folgenden Aussagen trifft für den Stromfluß in einer beliebigen Elektrolytlösung zu?

- [A] In einer Elektrolytlösung fließen nur Elektronen.
- [B] In einer Elektrolytlösung fließen nur Protonen.
- [C] In einer Elektrolytlösung fließen sowohl Elektronen als auch Protonen.
- [D] In einer Elektrolytlösung fließen Ionen.

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

	[A]	[B]	[C]	[D]*	m.A.	k.A.	Anzahl
11	23 %	0 %	14 %	41 %	4 %	18 %	22
12 GK	15 %	3 %	3 %	76 %	0 %	3 %	39
13 GK	16 %	0 %	2 %	78 %	0 %	4 %	46
12 LK	15 %	0 %	5 %	70 %	8 %	2 %	40
13 LK	11 %	0 %	0 %	86 %	3 %	0 %	29
12 u. 13	14 %	1 %	3 %	76 %	3 %	3 %	154
gesamt	15 %	1 %	4 %	73 %	3 %	4 %	176

Aufgabe 31 (06.511)

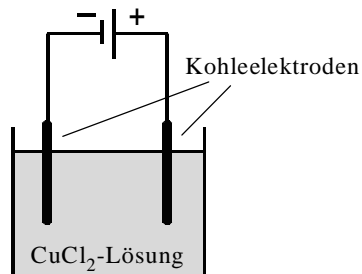
Durch einen Kupferdraht fließt ein elektrischer Strom.

Wie läßt sich dieser Stromfluß beschreiben?

- [A] als Fluß von Kupferionen
- [B] als Fluß von Protonen
- [C] als Fluß von Elektronen
- [D] als entgegengerichteter Fluß von Elektronen und Protonen

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

	[A]	[B]	[C]*	[D]	m.A.	k.A.	Anzahl
11	15%	2%	67%	7%	2%	7%	41
12 GK	6%	0%	74%	11%	0%	9%	47
13 GK	5%	0%	82%	0%	3%	10%	38
12 LK	3%	0%	79%	3%	3%	12%	34
13 LK	0%	0%	87%	4%	9%	0%	23
12 u. 13	4%	0%	80%	5%	3%	8%	142
gesamt	7%	1%	76%	5%	3%	8%	183

Aufgabe 32 (09.112)

Welche der folgenden Aussagen beschreibt den Stromfluß in der Kupferchlorid-Lösung?

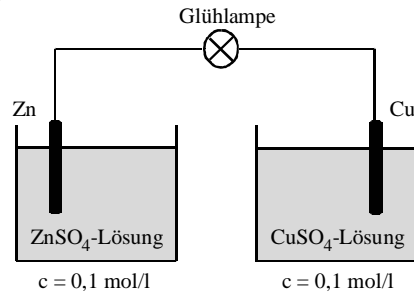
- [A] Elektronen bewegen sich von einer Elektrode zur anderen Elektrode durch die Lösung.
- [B] Cu^{2+} -Ionen nehmen Elektronen an einer Elektrode auf und transportieren diese zur anderen Elektrode durch die Lösung.
- [C] Cu^{2+} - und Cl^- -Ionen bewegen sich in entgegengesetzter Richtung durch die Lösung.
- [D] Elektronen werden von einem Cu^{2+} -Ion zum nächsten durch die Lösung weitergereicht.

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

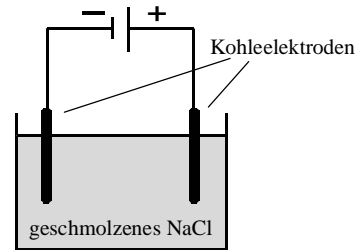
	[A]	[B]	[C]*	[D]	m.A.	k.A.	Anzahl
11	11 %	13 %	55 %	11 %	2 %	8 %	38
12 GK	9 %	13 %	60 %	9 %	0 %	9 %	46
13 GK	5 %	10 %	75 %	5 %	0 %	5 %	20
12 LK	9 %	17 %	68 %	6 %	0 %	0 %	35
13 LK	6 %	0 %	82 %	0 %	0 %	12 %	17
12 u. 13	8 %	12 %	68 %	6 %	0 %	6 %	118
gesamt	9 %	12 %	65 %	7 %	1 %	6 %	156

Aufgabe 33 (07.305)

1)



2)

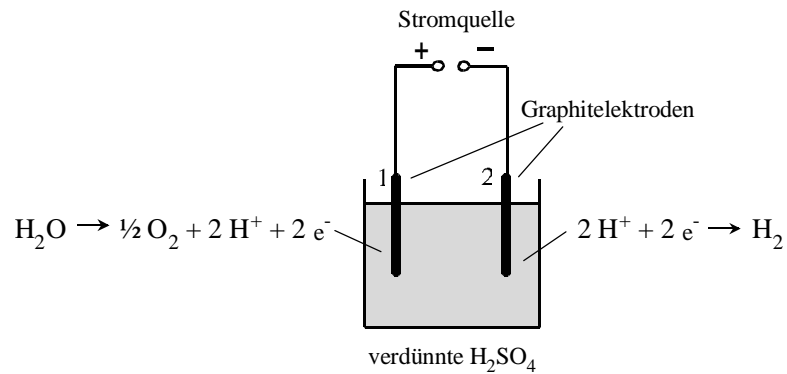


In welcher der oben abgebildeten Zellen fließt ein Strom?

- [A] Nur in 1)
 [B] Nur in 2)
 [C] In 1) und in 2)
 [D] Weder in 1) noch in 2)

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

	[A]	[B]*	[C]	[D]	m.A.	k.A.	Anzahl
11	5 %	63 %	18 %	0 %	0 %	14 %	22
12 GK	21 %	41 %	21 %	7 %	0 %	10 %	29
13 GK	25 %	22 %	25 %	14 %	0 %	14 %	28
12 LK	22 %	44 %	6 %	17 %	0 %	11 %	18
13 LK	14 %	51 %	17 %	6 %	3 %	9 %	35
12 u. 13	20 %	40 %	18 %	10 %	1 %	11 %	110
gesamt	17 %	44 %	18 %	8 %	1 %	12 %	132

Aufgabe 34 (06.606)

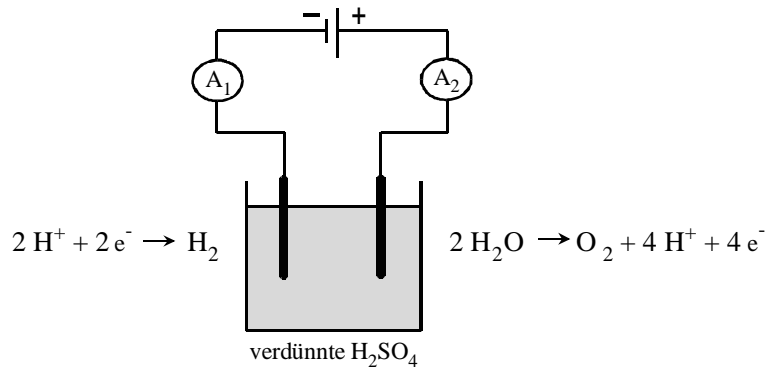
Die Abbildung zeigt eine Elektrolysezelle mit den zugehörigen Elektrodenreaktionen. Bei welcher Elektrode handelt es sich um die Kathode?

- [A] Elektrode 1
[B] Elektrode 2

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

	[A]	[B]*	k.A.	Anzahl
11	28 %	64 %	8 %	25
12 GK	40 %	55 %	5 %	38
13 GK	25 %	72 %	3 %	36
12 LK	28 %	64 %	8 %	25
13 LK	12 %	85 %	3 %	33
12 u. 13	27 %	69 %	4 %	132
gesamt	27 %	68 %	5 %	157

Aufgabe 35 (07.319)



Die Abbildung zeigt eine Elektrolysezelle mit den zugehörigen Elektrodenreaktionen, bei der zwei Amperemeter (Stromstärkemeßgeräte) in den Stromkreis eingebaut sind. Welche Aussage trifft zu?

- [A] Die in A_1 angezeigte Stromstärke ist kleiner als die in A_2 .
- [B] Die angezeigten Stromstärken sind gleich groß.
- [C] Die in A_1 angezeigte Stromstärke ist größer als die in A_2 .

Bitte begründen Sie Ihre Antwort ausführlich.

	[A]	[B]*	[C]	k.A.	Anzahl
11	26 %	39 %	9 %	26 %	23
12 GK	18 %	36 %	14 %	32 %	28
13 GK	33 %	47 %	10 %	10 %	30
12 LK	18 %	58 %	6 %	18 %	17
13 LK	27 %	30 %	13 %	30 %	23
12 u. 13	25 %	42 %	11 %	22 %	98
gesamt	25 %	41 %	11 %	23 %	121

Lebenslauf

Persönliche Daten

Name: Annette Marohn geb. Imhof
Geburtsdatum: 18.07.1968
Geburtsort: Biedenkopf
Eltern: Brigitte Imhof geb. Demtröder
Ernst Imhof
Familienstand: verheiratet mit Ingo Marohn
Staatsangehörigkeit: deutsch

Schul- und Studienabschlüsse

Mai 1987: Abitur am städt. Gymnasium Bad Laasphe
Juni 1994: 1. Staatsexamen für das Lehramt der Sekundarstufen II und I in den Fächern Chemie und Musik an der Universität Dortmund

Weiterer Werdegang

1995 - 1998: wissenschaftliche Angestellte im Fachbereich Chemie der Universität Dortmund
August 1999: Promotion im Fachbereich Chemie der Universität Dortmund
seit Februar 1999: Studienreferendarin für das Lehramt der Sekundarstufen II und I am Studien-seminar Wuppertal

Wülfrath, im August 1999