



universität
wien

DIPLOMARBEIT / DIPLOMA THESIS

Titel der Diplomarbeit / Title of the Diploma Thesis

„Diagnose und Analyse von Schülervorstellungen zum
Thema Redox-Reaktionen“

verfasst von / submitted by

Manuel Bernold

angestrebter akademischer Grad / in partial fulfilment of the requirements for the degree of
Magister der Naturwissenschaften (Mag.rer.nat.)

Wien, 2020 / Vienna, 2020

Studienkennzahl lt. Studienblatt /
degree programme code as it appears on
the student record sheet:

A 190 423 406

Studienrichtung lt. Studienblatt /
degree programme as it appears on
the student record sheet:

Lehramtsstudium UniStG
UF Chemie UniStG
UF Mathematik UniStG

Betreut von / Supervisor:

Univ.-Prof. Dr.sc.ed. Katharina Groß

Kurzfassung (Abstract)

Das Ziel dieser Diplomarbeit ist die Feststellung und Bewertung von wissenschaftlich unangebrachten Schülervorstellungen im Chemieunterricht der Sekundarstufe II mit den Schwerpunkten Redoxchemie und elektrochemische Zellen. Die Datenerhebung basierte auf einer Stichprobe mit 42 Schülerinnen und Schülern eines Gymnasiums in Gänserndorf (Österreich). Die methodische Grundlage bildete ein Fragebogen im Multiple-Choice-Format mit alternativen Vorstellungen und offenen Antwortmöglichkeiten. Die Auswertung reflektierte in erster Linie einen Mangel an Grundlagenwissen (Nichtwissen). Es wurden lediglich punktuell Fälle registriert, in denen eine Testperson die richtige Antwort wählte und das in akzeptabler Weise begründen konnte. Die überschaubare Anzahl an verwertbaren Falschantworten war geeignet, gängige und in der Literatur dokumentierte wissenschaftlich nicht haltbare Vorstellungen zu bestätigen. Bei Redoxreaktionen sind das die Vorstellung vom Sauerstoff als bestimmendes Agens, bei elektrochemischen Zellen (Elektrolysezellen und galvanische Elemente) ist es überwiegend ein vorzeitiges Abbrechen des Gedankengangs, weswegen Redoxprozesse nicht vollständig erfasst werden. Unangebrachte Vorstellungen über Elektrolyte und Elektronen als Ladungsträger konnten ebenfalls beobachtet werden. Mit steigender Komplexität der Frage bzw. Problemstellung nahm die Zurückhaltung der Testpersonen zu, was als Proxy für Unsicherheit interpretiert werden kann. Als Konsequenz wurde die sukzessive Verbesserung des Unterrichts im Gymnasium Gänserndorf vorgeschlagen, um die Leistungen im Fach Chemie, speziell im Themengebiet Elektrochemie, zu verbessern. Erst dann können, je nach Vorstellung und Lernfortschritt, zugeschnittene Interventionsmaßnahmen durchgeführt werden, um diskussionswürdige Vorstellungen zu unterbinden. Dafür stellt die Fachliteratur Methoden bereit. Um die Wirksamkeit der Maßnahmen und den Fortschritt des Lehr- und Lernprozesses zu kontrollieren, sollten die Schülerleistungen nach Abschluss des Adaptionsprogramms neu getestet werden. Wenn die so gesammelten Ergebnisse genügend Muster und Tendenzen erkennen lassen und ein Aufwärtstrend nachweisbar ist, würde das einem eigenständigen Ansatz für ein Unterrichtskonzept genügen, das auch an anderen

Schulen der Sekundarstufe II in Österreich mit Erfolg angewendet werden könnte.

This diploma thesis aims at the determination and evaluation of scientifically inappropriate misconceptions of students in the chemistry class of secondary level II with a focus on redox chemistry and electrochemical cells. The data collection was based on a sample of 42 pupils from a high school in Gänserndorf (Austria). The methodological basis was a questionnaire in multiple choice format with misconceptions and an open answer option. The evaluation primarily reflected a lack of basic knowledge (ignorance). Only a few cases where a tested person chose the correct answer and could reasonably justify it were registered. The manageable number of usable wrong answers was suitable to confirm common and scientifically documented ideas that were not tenable. In case of redox reactions, it is the idea of oxygen as the determining agent. In case of electrochemical cells (electrolysis cells and galvanic elements), it is predominantly an early termination of the train of thought, which is the reason why redox processes are not fully recorded. Inappropriate ideas about electrolytes and electrons as charge carriers were observed. With increasing complexity of the question or problem, the reticence of the test subjects increased, which can be interpreted as a proxy for uncertainty. As a consequence, the gradual improvement of teaching at the „Gymnasium Gänserndorf“ was proposed in order to improve performance in chemistry, especially in electrochemistry. Only then, depending on imagination and the progress in learning, tailored intervention measures can be carried out in order to prevent misconceptions. The paedagogical literature provides methods for this. In order to check the effectiveness of the measures and the progress of the teaching and learning process, student performance should be tested again after the adaptation program has been completed. If the results collected in this way revealed enough patterns and tendencies and an upward trend could be demonstrated, this would suffice for an independent approach to a teaching concept that could also be used successfully in other secondary schools in Austria.

Inhalt

Kurzfassung (Abstract).....	I
1. Einleitung.....	1
2. Theoretische Grundlagen	3
2.1 Elektrochemie im Chemieunterricht der Schulen	3
2.2 Alternative Schülervorstellungen in der Elektrochemie	5
2.3 Strategien gegen Schülerfehlvorstellungen in der Elektrochemie	7
3. Zielsetzung und Forschungsfrage	19
4. Untersuchungsplanung und Studiendesign	21
5. Datenerhebung und Auswertung	23
5.1 Stichprobe.....	23
5.2 Auswertung der Antworten.....	24
6. Ergebnisdarstellung.....	25
6.1 Teilnehmerinnen und Teilnehmer der Befragung.....	25
6.2 Vorstellungen zum Experiment „Eintauchen eines Eisennagels in eine Kupfersulfat-Lösung“	25
6.3 Identifikation von Redox-Reaktionen.....	28
6.4 Vorstellungen zum Stromfluss während der Elektrolyse	29
6.5 Vorstellungen zur Produktbildung bei Elektrolysen	31
6.6 Vorstellungen zum Ladungstransport in galvanischen Zellen	33
6.7 Fallübergreifende Ergebnisse	34
7. Diskussion	36
7.1 Allgemeine Bewertung der Fehlvorstellungen.....	36
7.1.1 Bewertung der Fehlvorstellungen im Bereich Redoxreaktionen ...	37
7.1.2 Bewertung der Fehlvorstellungen im Bereich „Elektrolyse und Galvanische Zellen“.....	49
7.1.3 Gesamtbewertung	61

7.2 Implikationen für den Unterricht	61
7.3 Methodische Einschränkungen (Limitationen)	63
8. Konsequenzen	64
9. Zusammenfassung, Fazit und Ausblick.....	66
Quellen.....	V
Abkürzungen	IX
Abbildungen	X
Tabellen	XI
Anhang.....	XII
Begründungen im Fragebogen	XII
Frage I.....	XII
Frage II.....	XIV
Frage III.....	XVI
Frage IV.....	XVIII
Frage V.....	XX
Fragebogen	XXII

1. Einleitung

Schülervorstellungen – auch wissenschaftlich nicht haltbare Vorstellungen – sind gewöhnlich schwer zu erfassen und widerstandsfähig gegenüber Veränderungen. Mehr noch, diskussionswürdige Vorstellungen können die Schülerleistung und Lernfähigkeit im Schulfach Chemie ernsthaft beeinträchtigen und stellen Hürden für die Aneignung wissenschaftlicher Konzepte dar (vgl. Nieswandt 2001, S. 34). Seit den 1980er Jahren werden solche Vorstellungen in der Chemie bei Schülerinnen und Schülern sowie Studentinnen und Studenten in den frühen Semestern systematisch untersucht (vgl. u. a. Ben-Zvi et al. 1987, Marohn 1999, Kind 2004, Schmidt et al. 2007). Art und Anzahl der behandelten Themen sind breit gefächert: chemisches Gleichgewicht, chemische Bindung, Säure-Base-Reaktionen, Gasgesetze, Aufbau der Materie und chemisch-physikalische Zustandsänderungen.

Zu den theoretisch anspruchsvollsten Gebieten zählen jedoch Redoxreaktionen und elektrochemische Zellen (vgl. Tsaparlis 2019: 478). Im ersten Moment könnte der Eindruck entstehen, dass der Elektronentransfer aufgrund von Oxidation und Reduktion wegen seiner Analogie zum Protonentransfer bei Säure-Base-Reaktionen leicht zu verstehen ist und auch die Vorgänge bei Elektrolysen und in galvanischen Elementen wegen der Allgegenwärtigkeit von Elektrizität den jungen Lernenden keine Verständnisprobleme bereiten sollten. Die Erfahrungen im Unterricht und die Gespräche mit Schülerinnen und Schülern sowie Studentinnen und Studenten zeigen aber immer wieder, dass nur wenige von ihnen die grundlegenden Begriffe und Konzepte der Elektrochemie, wie Ionen und Elektrolytlösungen, Leitfähigkeit, Sinn und Zweck elektrochemischer Zellen usw., wirklich verstanden haben und ihr Wissen interdisziplinär oder zur Erklärung von Alltagserfahrungen anwenden können (vgl. z. B. Schmidt et al. 2007 oder Acar/Tarhan 2007). Daher gerieten alternative Vorstellungen in der Elektrochemie bei Schülerinnen und Schülern sowie Studentinnen und Studenten in Anfangssemestern schnell in den Blickpunkt der Chemiedidaktik.

Während bei jungen Lernenden mittlerweile ein reichhaltiges empirisches Erfahrungsmaterial zur Verfügung steht, ist die Ausarbeitung von Gegenstrategien für den Umgang und zur Vermeidung von Präkonzepten¹ bzw. hausgemachten Fehlvorstellungen² im Chemieunterricht noch in der Entwicklung. Außerdem fehlen Hilfen, wie Schülervorstellungen erkannt und in den Unterricht einbezogen werden können.

Die vorliegende Arbeit widmet sich eben diesen Vorstellungen von Schülerinnen und Schülern in einem österreichischen Gymnasium der Sekundarstufe II (8. Klasse, 12. Klassenstufe) in Bezug auf Redoxreaktionen und elektrochemische Zellen. Sie sollen erfasst, analysiert und ausgewertet werden. Der Erfassung liegt ein Fragebogen mit fünf Multiple-Choice-Fragen zugrunde, wobei die falschen Antwortmöglichkeiten jeweils auf einer wissenschaftlich fragwürdigen Vorstellung basieren, die bei ähnlichen Untersuchungen in der Vergangenheit beobachtet wurde. Die Möglichkeit zur schriftlichen Begründung der gewählten Antwort gestattet es, die erfassten Vorstellungen besser zu verstehen und ggf. geeignete Gegenmaßnahmen zu ergreifen.

Diese Arbeit gliedert sich wie folgt: Nach dieser Einleitung wird in einem Grundlagenteil (Abschnitt 2) in die Elektrochemie und in Schülervorstellungen im Chemieunterricht eingeführt und die Literatur über diskussionswürdige Schülervorstellungen zur Redox- und Elektrochemie in der Sekundarstufe II aufgearbeitet und bewertet. Nach Konkretisierung der Zielsetzung (Ableitung der Forschungsfrage, Abschnitt 3), der Vorstellung des Studiendesigns (Abschnitt 4) und Hinweisen zur Datenerhebung und Auswertung (Abschnitt 5) werden die Ergebnisse (Abschnitt 6) mit Hilfe von Abbildungen und Tabellen frei von Wertungen und Vergleichen dargestellt. In der sich anschließenden Diskussion (Abschnitt 7) werden die Ergebnisse bewertet, kategorisiert und mit den Ergebnissen in der Fachliteratur verglichen. Das ist die Grundlage für die Ableitung von Implikationen, die später in einem separaten Teil (Abschnitt 8) zu Konsequenzen verdichtet werden. Den Abschluss bilden eine Zusammenfassung und ein Ausblick (Abschnitt 9).

¹ alternative Vorstellungen, die auf eigenen Beobachtungen und der bisherigen Wissensbasis beruhen (vgl. Barke et al. 2006: 21)

² alternative Vorstellungen in Themenbereichen außerhalb der alltäglichen Welt, die durch Lehrkräfte hervorgerufen werden (vgl. Barke et al. 2018: 33)

2. Theoretische Grundlagen

2.1 Elektrochemie im Chemieunterricht der Schulen

Elektrochemie ist ein besonders wichtiger Zweig in Wissenschaft und Technologie. Sie ist traditioneller Bestandteil der physikalischen Chemie, Teile davon finden sich regelmäßig in einschlägigen Lehrbüchern. Im Chemieunterricht allgemeinbildender höherer Schulen gehören Themen aus der Elektrochemie flächendeckend zum Lehrplan (vgl. Bundesrecht konsolidiert). Zu den im Unterricht vermittelten Inhalten gehören grundlegende Konzepte der Elektrochemie, d. h. Elektrolyte und Ionen, Leitfähigkeit von Elektrolytlösungen sowie Redoxreaktionen. In der Sekundarstufe werden typischerweise erstmals Kenntnisse über elektrochemische Zellen vermittelt. Daraus folgt aus Sicht des Schulunterrichts eine Zweiteilung der Elektrochemie in Ionen-Elektrochemie und Elektroden-Elektrochemie. (vgl. Tsaparlis 2019: 478)

Andere Autoren verstehen Elektrochemie in Zusammenhang mit alternativen Schülervorstellungen als das Studium von chemischen Reaktionen, die elektrischen Strom ergeben, oder von elektrischem Strom für den Ablauf chemischer Reaktionen. Elektrischer Strom bedeutet hier einen Elektronenfluss. Eine elektrochemische Zelle ist ein System, in der Redoxreaktionen elektrische Energie produzieren oder verbrauchen. Galvanische Zellen (galvanische Elemente) sind durch spontan ablaufende Redoxreaktionen und eine daraus folgende Produktion elektrischer Energie gekennzeichnet, während eine Elektrolysezelle elektrischen Strom für chemische Veränderungen verbraucht. (vgl. Schmidt et al. 2007: 259)

Ehe die Schülerinnen und Schüler im Unterricht in das Thema der elektrochemischen Zellen eingeführt werden, müssen ihnen die Grundlagen der Ionen-Elektrochemie bekannt sein. Diese beinhalten grundlegende Aspekte elektrolytischer Systeme: Salzschnmelzen, Elektrolytlösungen (Salzlösungen und Lösungen von Säuren und Basen), Wechselwirkungen zwischen den Ionen sowie zwischen Ionen und Lösungsmittel, Leitfähigkeit von Elektrolyten usw. In der Elektrochemie

der Elektrodenzellen geht es im Unterricht primär um galvanische und elektrolytische Zellen. Die Elektrochemie gilt unter Schülerinnen und Schülern, aber auch unter den Lehrenden, als eines der schwierigsten Lehrplaninhalte in der Sekundarstufe (vgl. Tsaparlis 2019: 478).

Das Gebiet basiert auf überwiegend internationalen Festlegungen mit eindeutigen und vereinfachten Symboldarstellungen elektrochemischer Prozesse (IUPAC-Empfehlungen). In Schulen der Sekundarstufe II stellt nach Meinung belgischer Autoren der uneinheitliche Gebrauch von Definitionen und Symbolen im Physikunterricht zum Thema Elektrizität das häufigste Problem dar, wenngleich diese Auffassung nach fast 20 Jahren überholt sein kann. (vgl. Brandt et al. 2001: 1304)

Erschwerend kommt hinzu, dass sich der Chemieunterricht im Allgemeinen bei Schülerinnen und Schülern geringer Beliebtheit erfreut. Oft erkennen diese die Wichtigkeit und den Nutzen des Fachs für sie selbst und die Bedeutung des Lernens chemischer Konzepte für ihren Lebensweg und die Umwelt nicht. (vgl. Tarkin/Uzuntiryaki-Kondakci 2017: 660)

Angesichts der allgegenwärtigen Umweltprobleme und vor dem Hintergrund der aktuellen Klimadiskussion, an der sich auch Schülerinnen und Schüler beteiligen („Fridays for Future“), kann das für den Chemieunterricht Vorteil und Nachteil zugleich sein: vorteilhaft dahingehend, dass die Jugendlichen den Chemieunterricht besser zu schätzen lernen (insbesondere auf Grundlage der Elektrochemie lassen sich viele Querbezüge zu Umweltthemen und modernen Technologien, wie z. B. Batterietechnik und elektronische Geräte, herstellen), nachteilig allerdings unter dem Aspekt, dass die negativen Vorstellungen von Chemie als „alles, was knallt und stinkt“ und von der Chemieindustrie als Umweltverschmutzer verstärkt werden könnten. Es ist naheliegend, dass das Lehrpersonal im Unterrichtsfach Chemie diese Trends beeinflussen kann.

2.2 Alternative Schülervorstellungen in der Elektrochemie

Noch vor einigen Jahrzehnten wurde bei Unterrichtsplanungen fast selbstverständlich davon ausgegangen, dass Schülerinnen und Schüler keine naturwissenschaftlichen Vorkenntnisse mitbringen und eine „gute“ Unterrichtsvorbereitung lediglich darüber befinden müsste, welche Fachbegriffe in welcher Reihenfolge mit welchen didaktischen Hilfsmitteln im Unterricht einzuführen sind. Fachdidaktische Untersuchungen zeigen aber, dass Lernende zu vielen Themen sehr wohl eigene Vorstellungen mitbringen, die überwiegend nicht mit modernen wissenschaftlichen Vorstellungen kompatibel sind. Die Chemiedidaktik kann diese Situation nicht ignorieren, weswegen empirisch zu ermitteln ist, über welche Sachverhalte diskussionswürdige Vorstellungen seitens der Schülerinnen und Schüler vorliegen und wie der naturwissenschaftliche Unterricht im Sinne einer Korrektur der unerwünschten Vorstellungen einwirken kann, denn diese ziehen negative Folgen nach sich. (vgl. Barke et al. 2018: 12)

Im Chemieunterricht haben die Lernenden besondere Schwierigkeiten mit dem Thema Elektrochemie, und hier vor allem mit der Elektrolyse (vgl. Karamustafaoğlu 2015: 925). Alternative Schülervorstellungen in der Elektrochemie haben beträchtliches Interesse gefunden und werden von Experten auf der Ebene fachlicher Details seit den 1980er Jahren adressiert. In der Didaktik der Chemie ist der Begriff „Fehlvorstellung“ stark umstritten, da solche Vorstellungen per se keinen „Fehler“ beinhaltet. Für diese Arbeit sollen „Fehlvorstellungen“ als begrifflich-gedankliches und aussagenlogisches Wissen aufgefasst werden, das vom allgemein akzeptierten wissenschaftlichen Konsens abweicht (sich davon unterscheidet oder nicht konsistent damit ist) und mit dem beobachtbare, wissenschaftliche Phänomene nicht angemessen erklärbar sind (vgl. Sanger/Greenbowe 1997: 378).

Solche Fehlvorstellungen können die Leistungen und die Lernfähigkeit (Aufnahmevermögen) der Lernenden im Fach Chemie ernsthaft beeinträchtigen und stellen Hürden auf dem Weg zur Aneignung wissenschaftlicher Konzepte dar. Es ist zugleich aber wichtig, dass Schülerfehlvorstellungen durchaus richtige Beobachtungen der Schülerinnen und Schüler zugrunde liegen können und zur Schaffung

einer eigenen, logischen Vorstellungswelt beitragen. (vgl. Acar/Tarhan 2007: 349)

Zu sagen, dass Schülerfehlvorstellungen automatisch als „falsch“ zu bezeichnen sind, wäre daher ungenau. Einige dieser Fehlvorstellungen können durchaus die Erfahrungen und Beobachtungen der Schülerinnen und Schüler erklären, sodass sie ihnen logisch erscheinen und mit ihrem Verständnis der Welt in Einklang sind. Insbesondere die auf diese Art und Weise generierten Fehlvorstellungen können sehr schwer geändert werden. (vgl. Sanger/Greenbowe 1997: 378)

Zur Abgrenzung unterschiedlicher Ursache-Wirkungsbeziehungen wurden die folgenden exakten Bezeichnungen vorgeschlagen:

- Alltags- oder lebensweltliche Vorstellung,
- ursprüngliche (vorwissenschaftliche) Vorstellung,
- Schülervorverständnis oder Präkonzept,
- alternative Vorstellung. (vgl. Barke et al. 2018: 12)

Erwähnung verdient das sog. Präkonzept, das im englischen Schrifttum („preconception“) etwas allgemeiner als „alternatives Rahmenkonzept“ bezeichnet wird. Diese Bezeichnung impliziert nicht zwangsläufig eine Fehlvorstellung, was mit der o. g. Sichtweise, dass den Fehlvorstellungen richtige Beobachtungen zugrunde liegen, kompatibel ist. (vgl. de Jong et al. 1995: 1097)

Die Chemiedidaktik steht vor dem Problem, dass Schülervorstellungen zumeist schwer zu erfassen und widerstandsfähig gegenüber Veränderungen sind (vgl. dazu z. B. Acar/Tarhan 2007: 366, oder Marohn 2008: 75, und Belege darin). Unter anderem ist dies darauf zurückzuführen, dass einige Fehlvorstellungen dem Lernenden durchaus logisch erscheinen (vgl. Sanger/Greenbowe 1997: 378). Das ist ein Hinweis auf Fehlvorstellungen aus richtigen Beobachtungen, wie oben bereits beschrieben. Die Situation wird erschwert durch die Multikausalität von Fehlvorstellungen, denn für diese kommen mehrere potenzielle Ursachen in Frage:

1. die oft anzutreffende Trennung von physikalischen und chemischen Aspekten, d. h. die Behandlung von Physik und Chemie als unterscheidbare und unabhängige Angelegenheiten, wie sie bei der Nutzung

verschiedener Terminologien zur Beschreibung derselben Phänomene zum Ausdruck kommt;

2. nicht adäquates Grundlagenwissen;
3. die unangebrachte Verwendung von Alltagsausdrücken im Chemieunterricht und in chemischen Zusammenhängen;
4. der Gebrauch von Mehrfachdefinitionen und diversen Modellen;
5. der Routinegebrauch von Algorithmen;
6. unpräzise und ungeeignete Formulierungen in Lehrbüchern bei der Erklärung elektrochemischer Konzepte. (vgl. Acar/Tarhan 2007: 367)

In Bezug auf Redoxreaktionen, deren Verständnis Voraussetzung für das Gesamtverstehen der Elektrochemie und elektrochemischer Zellen ist, wurden in den 1990er Jahren oft anzutreffende Unterrichtsprobleme identifiziert, die bei der Einführung neuer Konzepte auftraten. Neben der Ursachensuche ist die Entwicklung von Gegenmaßnahmen zur Beseitigung und Prävention von Fehlvorstellungen in den vergangenen Jahren forciert worden, wie nachfolgend dargestellt werden soll.

2.3 Strategien gegen Schülerfehlvorstellungen in der Elektrochemie

Während die Schülervorstellungen in der Elektrochemie selbst auf größeres Interesse stießen, wurden bislang nur wenige Konzepte und Strategien für den Umgang mit wissenschaftlich nicht haltbaren Vorstellungen auf Sekundarstufenniveau entwickelt. Die meisten davon stammen aus dem nicht-deutschen Sprachraum, sodass Vorsicht bei der Übertragung auf die DACH-Region geboten ist, da die Lehr- und Unterrichtsmethoden in Europa von denen in Nordamerika oder Australien abweichen können, wie in Bezug auf Universitätsgrundkurse festgestellt wurde. (vgl. Sanger/Greenbowe 1997: 378)

Im Hinblick auf die Sekundarstufe II gibt es fünf Beiträge mit sehr unterschiedlichen Inhalten, wie die nachfolgende Tabelle zeigt.

Beitrag	Titel oder Thema	Stichprobe	Ergebnisse	Limitationen	Anmerkungen
1. De Jong et al. (1995)	Probleme bei der Unterrichtung von Redoxreaktionen: Handlungen und Konzepte von Chemielehrern	Schüler (11. Klasse, Alter etwa 17 Jahre) aus niederländischen Schulen.	<ul style="list-style-type: none"> wissenschaftliche Expertise der Lehrer als wichtige Quelle für Probleme im Unterricht von Redoxreaktionen geringer Nutzen des klassischen Frontalunterrichts bei Unterbetonung von Merkmalen der neu einzuführenden chemischen Konzepte 	<ul style="list-style-type: none"> Fokussierung mehr auf Lernmethoden denn auf Redoxchemie geringer Fallumfang (nur zwei Lehrer) 	
2. Lee/Fensham (1996)	Allgemeine Strategien zur Lösung von Schulproblemen in Elektrochemie.	43 Schüler (12. Klasse, Alter 16-18 Jahre) aus fünf Schulen (Victoria, Australien). Mündliche und schriftliche Kommunikation der Problemlösungen durch die Schüler.	Entwicklung eines allgemein anwendbaren zweiphasigen Problemlösemodells mit mehreren Stufen	<ul style="list-style-type: none"> Beschränkung auf Redoxreaktionen (kaum Bezug zu elektrochemischen Zellen) kein Direktbezug zu Fehlvorstellungen („Problem“ als Synonym für „Fehlvorstellung“ nur eingeschränkt annehmbar) ggf. kulturelle Unterschiede 	wenige Parallelen zur Datenerhebung für diese Arbeit und zu fachlichen Inhalten
3. Brandt et al. (2001)	Einfluss von Konzeptabbildungen (concept mapping) und Visualisierung auf das Lernverhalten	130 Schüler (ca. 12 Klasse) aus zehn Klassen in drei Schulen	positiver Einfluss von Visualisierung auf das Lernen kein signifikanter Einfluss von Konzeptabbildungen	Fokussierung mehr auf Lernmethoden denn auf Elektrochemie	sehr allgemeine elektrochemische Aspekte, wenig konkrete Bezüge zur vorliegenden Arbeit

Tabelle 1: Konzepte gegen Fehlvorstellungen und für effektiven Unterricht zum Thema Elektrochemie in der Sekundarstufe II (in Anlehnung an und aus dem Englischen nach: Tsaparlis 2019: 482)

4.	Schmidt et al. (2007)	Das Lernen beeinträchtigende Faktoren in der Elektrochemie.	Zufallsstichprobe mit 15.700 Schülern in Deutschland	Fehlvorstellungen in den Bereichen Elektrolyse, Ladungstransport in Elektrolytlösungen, und Elektroden. Empfehlung von Transparenz und bestimmter Gebrauchsmuster im Umgang mit elektrochemischen Konzepten.	· Erkenntnisse über diskrete Fehlvorstellungen ggf. veraltet	· methodisch und inhaltlich für diese Arbeit besonders relevant · Anwendung von Multiple-Choice-Fragen
5.	Acar/Tarhan (2007)	Gruppenlernstrategien in der Elektrochemie zur Beseitigung von Fehlvorstellungen	41 Schüler (11. Klasse, ca. 17 Jahre) ‚wissenschaftlicher Klassen‘. Interviews und Test mit offenen und Multiple-Choice-Fragen.	Breites Spektrum an Fehlvorstellungen identifiziert, mit Fehlvorstellungen in anderen Ländern vergleichbar. Lehrbücher und Lehrer Hauptursachen für Fehlvorstellungen.	· wegen kultureller Unterschiede ggf. Nicht-Übertragbarkeit der Ergebnisse und der Empfehlungen auf die DACH-Region	Anwendung von Multiple-Choice- und offenen Fragen
6.	Tarkin/Uzuntiryaki-Kondakci (2017)	fallbasierter Unterricht in Elektrochemie	113 Schüler (11. Klasse, 47 Jungen und 66 Mädchen) aus drei Schulen	fallbasierter Unterricht erhöht Schülerverständnis, Schülermotivation und Selbstwirksamkeit der Schüler in Bezug auf elektrochemische Konzepte.	· Gefahr von Übersetzungsunschärfen bei der Übertragung vom Türkischen ins Englische · Elektrochemie fachlich etwas im Hintergrund	· mit Cara/Tarhan (2007) vergleichbar (Gruppenarbeit im Unterricht) · Anwendung von Multiple-Choice-Fragen

Fortsetzung Tabelle 1

Eine niederländische Studie (Tabelle 1, Nr. 1) untersuchte Probleme im Unterricht zum Thema Redoxreaktionen, speziell die Handlungen und Konzepte von Chemielehrerinnen und -lehrern. Die Fallstudie mit Schülerinnen und Schülern einer 11. Klasse (somit im Alter von etwa 17 Jahren) und zwei Lehrkräften zeigte, dass die wissenschaftliche Expertise der Lehrpersonen eine wichtige Quelle für Probleme bei Redoxreaktionen sein kann. Ein wesentliches Ergebnis der Studie ist der Nachweis, dass der klassische Frontalunterricht wenig effektiv ist, da er die Entwicklung von Fehlvorstellungen fördert. Erwähnung verdient der konstruktivistische Ansatz zur Aneignung von Wissen (genauer: von neuen Konzepten), bei dem auch Konzepte (Präkonzepte) aufseiten der Schülerinnen und Schüler eine Abänderung erfahren können. Vier diskrete Rahmenbedingungen seien hier erwähnt:

1. Ein neues Konzept muss für die Lernenden unausweichlich erscheinen, indem sie mit den ihnen bis dahin bekannten Konzeptionen nicht zufrieden sind (Beispiel: Schülerinnen und Schüler realisieren, dass ihre bis dahin vorhandenen Konzeptionen im Sinne einer Beschreibung, Erklärung oder Vorhersage neuer Phänomene nicht ausreichen).
2. Ein neues Konzept muss für die Lernenden verständlich sein, d. h. es muss aus ihrer Sicht eine bestimmte Bedeutung (Sinn) und inhärente Kohärenz aufweisen, was durch eine begleitende Terminologie verdeutlicht wird.
3. Ein neues Konzept muss für die Lernenden plausibel sein, d. h. es muss aus ihrer Sicht innerhalb eines bestimmten Kontexts wahr und konsistent mit bestehenden Konzepten innerhalb dieses Kontexts sein.
4. Ein neues Konzept muss für die Lernenden ergiebig sein, indem es aus ihrer Sicht einen gewissen Wert erkennen lässt und suggeriert, dass sein Gebrauch neue Möglichkeiten und Anwendungen eröffnet. (vgl. de Jong et al. 1995: 1098)

Die Gewähr dieser Rahmenbedingungen im Unterricht könnte demnach zur Aufhebung bzw. Korrektur von präkonzeptionellen Fehlvorstellungen führen. Sie wurden in der Studie auf Redoxreaktionen angewendet (Tabelle 2).

Merkmale neuer Konzepte	Unterrichtsprobleme
· Notwendigkeit	Darlegung ungeeigneter Probleme Darbietung überflüssiger oder unnötiger Erklärungen
· Verständlichkeit	verfrühte Formulierung beabsichtigter Ideen Verwendung einer verwirrenden Terminologie
· Glaubwürdigkeit	Unterbetonung der Wichtigkeit von Zusammenhängen Ignorierung alternativer Ideen (Schülerideen)
· Ertrag, Nutzen	minimale Mitteilung über (industrielle) Anwendungen Überbetonung von Expertenmethoden

Tabelle 2: Übersicht über Unterrichtsprobleme in Bezug auf Redoxreaktionen (in Anlehnung an und aus dem Englischen nach: de Jong et al. 1995: 1100)

Es handelt sich um Unterrichtsprobleme, die vor allem bei Frontalunterricht beobachtet wurden, d. h. bei einer Art des Unterrichtens, wie sie zumindest in den 1990er Jahren tägliche Routine im Schulbetrieb war. Typisch für diesen Lehrstil ist die Einführung neuer Konzepte und Methoden durch die Lehrenden mit Hilfe von erläuternden Beispielen aus dem Lehrbuch, wobei den Schülerinnen und Schülern mehrere Fragen zum vermittelten Stoff gestellt werden. Gelegentlich werden auf Nachfrage und Verifizierung abzielende Experimente durchgeführt, die ebenfalls dem Lehrbuch entnommen werden. Ferner beantworten die Schülerinnen und Schüler selbständig zahlreiche Lehrbuchfragen, entweder allein oder in Kleingruppen. Diese Art des Unterrichtens wird also überwiegend von Lehrbuchinhalten bestimmt, die die Richtung und den Unterrichtsablauf vorgeben. (vgl. de Jong et al. 1995: 1100)

Eine australische Studie aus den 1990er Jahren (Tabelle 1, Nr. 2) untersuchte die Nutzung von Problemlösestrategien in der Elektrochemie durch Lehrerinnen und Lehrer sowie Schülerinnen und Schüler der 12. Klassenstufe im Alter von 16 bis 18 Jahren. Aufbauend auf historischen Problemlösungsansätzen (diverse Stufenmodelle aus dem 20. Jahrhundert) und als Folge ihrer Beobachtungen entwickelten die Autoren ein zweiphasiges Modell mit mehreren Stufen („allgemeine

Strategie zur Problemlösung'), welches in der nachfolgenden Tabelle dargestellt ist. (vgl. Lee/Fensham 1996: 543)

Phase 1:	Phase 2:
Translation der Problemstellung	Schritte zur Problemlösung
1a. Erfassung der Problemstellung zur Gänze	2a. Selektion von Information aus der Translation
1b. Übertragung (Translation) von Teilen des Problems zwecks Sinngebung	2b. Abruf von Regeln und Fakten aus dem Gedächtnis
1c. Zielsetzungen: Ziel(e) und Unterziel(e) festlegen	2c. Erreichung der Ziel(e) und Unterziel(e) (durch explizite oder implizite Verbindung der Teilschritte 2a/b)
	2d. Prüfung und Kontrolle der Lösungspfade oder der Antworten

Tabelle 3: Allgemeine Problemlösestrategie für den Unterricht in der Elektrochemie (in Anlehnung an und aus dem Englischen nach: Lee/Fensham 1996: 553)

In Phase 1 geht es um die Verarbeitung von Informationen durch die Schülerinnen und Schüler, in Phase 2 um die eigentliche Lösung des Problems.

Die Empfehlungen für eine schrittweise Problemlösung wirken verallgemeinerbar, d. h. sie könnten auch in anderen Themen zum Chemieunterricht oder gar in anderen Unterrichtsfächern, wie z. B. in der Physik, umgesetzt werden, was allerdings von den Autoren nicht explizit erwähnt wird. Sie reflektieren in der Studie das kleine aber vergleichsweise heterogene Spektrum an chemischen Problemen, dem die Modellentwicklung zugrunde liegt:

1. einfache Deskription von zwei elektrochemischen Halbzellen mit Eisen- und Bleielektroden;
2. die Beschreibung eines Experiments zur vergleichenden Reduktion von Iod, Chlor und Wasser mit Eisenvitriol und einer etwaigen Reaktion mit dem Indikator Kaliumrhodanid (KSCN);
3. Erklärung der Nichtexistenz von Eisen(III)-iodid (FeI_3).

Diese Punkte handeln damit prinzipiell von Redoxreaktionen. Elektrolytische und galvanische Zellen kommen nicht direkt vor (das Problem mit Eisen- und

Bleielektroden ist sehr trivial). Erwähnung verdient der Punkt 2b der Schritte der Problemlösung, d. h. Faktenwissen und Regelkenntnisse sind für eine erfolgreiche Problemlösung offenbar mitentscheidend.

Eine weitere Eigenschaft der Studie, welche die Übertragbarkeit der Ergebnisse auf diese Arbeit verhindert, ist der fehlende Direktbezug zu Schülerfehvorstellungen. Es scheint, als würden „Probleme“ als Synonym für „Fehlvorstellungen“ verwendet werden, doch ist das angesichts der exakten Definition, die oben bereits gegeben wurde, nur bedingt annehmbar.

Eine belgische Studie (Tabelle 1, Nr. 3) untersuchte den Nutzen von „Concept-Mappings“. Es ist eine Methode zur Gesamtabbildung von Einzelkonzepten in der Elektrochemie durch Herstellung von Zusammenhängen zwischen diesen unter Berücksichtigung des Lernverhaltens der Schülerinnen und Schüler, d. h. des Umfangs und der Struktur des Schülerwissens. Für ersteres konnten bei den Schülerinnen und Schülern der dort verwendeten Stichprobe (130 Personen, ca. 13 pro Klasse, ausgewählt aus zehn Klassen in drei Schulen) keine signifikanten Effekte nachgewiesen werden. Dagegen wirkte sich der Einsatz von Visualisierungstechniken (hier: Verwendung zusätzlicher, kolorierter Zeichnungen experimenteller Aufbauten, Ionendarstellungen bei Redoxreaktionen und zum Ladungstransport im Daniell-Element) positiv auf das Lernverhalten aus. Geprüft wurden die elektrochemischen Konzepte Oxidation und Reduktion, Oxidations- und Reduktionsvermögen (Stärke), Ausgleich von Redox-Gleichungen, elektrochemische Zellen, elektromotorische Kraft, Standardpotenziale, sowie die Gleichgewichtskonstante einer Redoxreaktion. (vgl. Brandt et al. 2001: 1304)

Von Interesse ist die Begründung der Autoren für das differenzierte Ergebnis. Während Visualisierungen ganz trivial damit erklärt wurden, dass sie der alltäglichen Lernpraxis nahekommen, wurde der mangelnde Nutzen des Mappings dadurch begründet, dass es sich aus Sicht der Schülerinnen und Schüler um eine neuartige bzw. andersartige Lernmethode handelt. Sie konnten diese Art des Lernens nicht wirklich verstehen, daher verkomplizierte es eher das Lernen, anstatt es zu erleichtern. (vgl. ebd.: 1304)

Eine deutsche Studie (Tabelle 1, Nr. 4) widmete sich der Identifizierung und Analyse von Schülerproblemen in Einführungskursen zur Elektrochemie. Dafür

wurden vier elektrochemische Bereiche im Multiple-Choice-Format schriftlich geprüft, nämlich Elektrolyte, Ladungstransport in Elektrolytlösungen, Anode und Kathode sowie Minus- und Pluspol. Es kristallisierten sich insbesondere folgende Fehlvorstellungen bzw. Bereiche, die besonders von Fehlvorstellungen betroffen sind, heraus:

1. bei der Elektrolyse bewirkt der elektrische Strom die Bildung von Ionen;
2. elektrischer Ladungstransport in Elektrolytlösungen durch Elektronen;
3. die Kathode als Minuspol und die Anode als Pluspol;
4. Plus- und Minuspol als Ladungsträger. (vgl. Schmidt et al. 2007: 277)

Als bestimmende Faktoren für die Verständnisprobleme bei den Schülerinnen und Schülern wurden hier zum einen die Botschaft, die an einen bestimmten Begriff gekoppelt ist (z. B. Elektrolyse, positive/negative Pole), zum anderen uneindeutige, irreführende Analogien (z. B. Wasserzyklus) sowie der Transfer von physikalischen Begriffen (z. B. Kathode) angeführt. Gleichwohl merkten die Autoren an derselben Stelle an, dass die Schülerinnen und Schüler gut in der Lage seien, alternative Deutungen der Konzepte in den geprüften elektrochemischen Bereichen zu entwickeln. Als Folge davon wurde mehr Transparenz im Unterricht vorgeschlagen, d. h. den Schülerinnen und Schülern alternative Konzepte explizit zu verdeutlichen (was in Einklang mit der Literatur stünde), wodurch ihnen die Möglichkeit gewährt werden sollte, die Faktoren zu verstehen, die ihr Verständnis der Elektrochemie behindern. (vgl. Schmidt et al. 2007: 279)

Eine zweite Strategie, die die Autoren für die Lehre in der Elektrochemie empfehlen, ist die strikte Vermeidung zweideutiger Begriffe im Unterricht. Ausgehend von der Überlegung, dass ein (elektrochemisches) Konzept aus zwei Dimensionen besteht, d. h. aus Bezeichnung (Label) und Inhalt, besteht grundsätzlich die Gefahr von Fehlinterpretationen, wenn ein Konzept beim richtigen Namen genannt wird, aber alternative Interpretationen möglich sind. (vgl. ebd.)

Musterbeispiele sind die Bezeichnungen Pluspol und Minuspol, womit die Autoren älteren Ansichten folgen (vgl. Studie von Ogude/Bradley 1996). Zur Vermeidung von Mehrdeutigkeit im Umgang mit elektrochemischen Begriffen empfehlen sie eine Lehrstrategie, bei der der Inhalt zweideutiger Begriffe schrittweise aufgeschlüsselt wird. Erst wenn die Schülerinnen und Schüler mit dem

konzeptionellen Inhalt vertraut sind, wird im zweiten Schritt der Begriff eingeführt. So sollte beispielsweise die Elektrochemie solange wie möglich ohne Verweis auf die Bezeichnungen Plus- und Minuspol unterrichtet werden. Auch bei der Einführung anderer Standardbezeichnungen bzw. Konzepte wie „Oxidation“ und „Reduktion“ sollten die Konzeptbezeichnungen vermieden oder erst im späteren Verlauf eingeführt werden, wobei die Schülerinnen und Schüler hier auch mit alternativen Konzepten zu konfrontieren sind. Aus diesen Implikationen für die Lehre folgt die Nützlichkeit der in der Studie verwendeten Multiple-Choice-Fragen. (vgl. Schmidt et al. 2007: 279)

Eine türkische Studie (Tabelle 1, Nr. 5) untersuchte den Nutzen kooperativen Lernens (aktives Lernen in Schülergruppen) auf die Behebung von Fehlvorstellungen in der Klassenstufe 11. Grundlage war ein Test mit acht offenen Fragen und zwölf Multiple-Choice-Aufgaben zu wichtigen Aspekten von Fehlvorstellungen in der Elektrochemie, nämlich: Reaktionen in elektrochemischen Zellen, Wesen des elektrischen Stroms, Identifizierung von Elektroden und deren Merkmalen, Funktion von Salzbrücken, Funktionen von Metallstangen, Funktion von Spannungsmessern, Zellpotenziale, Halbzelle und Standardwasserstoffelektrode, sowie Elektrolyse. (vgl. Acar/Tarhan 2007: 365)

Kooperatives Lernen führt den Autoren nach dazu, dass die Schülerinnen und Schüler auf höherem Niveau denken, durch den Prozess der Gruppenarbeit ein besseres Verständnis entwickeln und ihr Wissen ausbauen. Der konstruktivistische Ansatz für das kollektive Lernen sah ein breit gefächertes Spektrum an Aktivitäten vor: Computeranimationen, Brainstorming, Experimente, Beispielbesprechungen aus dem Alltag und Illustrationen/Abbildungen zur Förderung der Aneignung neuer Konzepte und zur Differenzierung von Fehlvorstellungen. Die Lernenden wurden ermutigt selbst zu denken und ihre Gedanken zu teilen, während die Lehrkraft Feedback im Laufe des Lernprozesses gab. Die Befragung der Schülerinnen und Schüler zeigte, dass vor allem Computeranimationen ihre Aufmerksamkeit weckten und halfen, chemische Konzepte zu verstehen bzw. sich daran zu erinnern. Mit einer Kontrollgruppe wurde der übliche lehrerzentrierte Unterricht (Frontalunterricht) durchgeführt. Der „konstruktivistische“ Unterrichtsansatz des Gruppenlernens bewirkte eine signifikant bessere Aneignung wissenschaftlicher Konzepte aufseiten der Schülerinnen und Schüler. Die Ergebnisse

der Kontrollgruppe zeigten, dass der konventionelle Frontalunterricht weniger geeignet ist, Fehlvorstellungen zu beheben, obwohl die Schülerinnen und Schüler dort das zweite Mal mit dem Thema Elektrochemie konfrontiert wurden. Die Autoren weisen darauf hin, dass die pure Wiederholung des Lernstoffs nur punktuell zu Verbesserungen führt, d. h. nur wenige Schülerinnen und Schüler mit der Materie sicherer werden. Als wesentliche Ursachen für die Bildung von Fehlvorstellungen identifizierten die Autoren Lehrbücher (aufgrund irreführender Angaben und uneffektiver Illustrationen in türkischen Lehrbüchern) und das Lehrpersonal (aufgrund des Mangels an Wissen und Motivation). (vgl. ebd.)

Die Idee des Gruppenlernens wurde zehn Jahre später unter modernen Rahmenbedingungen wieder aufgegriffen. Eine neuere türkische Studie (Tabelle 1, Nr. 6) vergleicht den Nutzen eines fallbasierten Unterrichts mit der konventionellen Einführung in den Unterrichtsstoff („*case-based instruction*“ vs. „*traditional instruction*“) zur Verbesserung des Schülerverständnisses hinsichtlich elektrochemischer Konzepte und zur Steigerung von Motivation, Aufgeschlossenheit und Selbstwirksamkeit der Schülerinnen und Schüler in Bezug auf den Chemieunterricht. Die Stichprobe umfasste 113 Jugendliche der 11. Klassenstufe (47 Buben und 66 Mädchen) aus drei Schulen. Der statistische Vergleich von Fall- und Kontrollgruppen indizierte einen deutlichen Nutzen des fallbasierten Unterrichts in diesen Belangen. Die Schülerinnen und Schüler bestätigten direkt, dass eine fallbasierte Einführung in die Chemiethemata ihr Interesse und Freude erhöht. Das Konzept „Fallbasiertheit“ ist relativ trivial, es werden Beispielfälle zur Einführung eines Themas besprochen. Allerdings hängt die Lehr- und Lernmethode von der Klassengröße und der zur Verfügung stehenden Zeit ab. Wenn möglich sollten Kleingruppen gebildet werden. (vgl. Tarkin/Uzuntiryaki-Kondakci 2017: 661)

Der Beitrag kann daher in Zusammenhang mit der älteren türkischen Studie über den Nutzen von Gruppenarbeit im Unterricht studiert werden (s. o.). Motivation für die Autoren der Studie war die Erkenntnis, dass sich Lernende durch Involvement in eine realistische und gesellschaftliche Lernumgebung Wissen besser aneignen als im klassischen Frontalunterricht durch die Lehrperson. Im Kontext dieses „Konstruktivismus“ wurden zahlreiche Unterrichtsstrategien entworfen, wobei der fallbasierte Ansatz, der ursprünglich aus der Ausbildung für Rechts- und Wirtschaftsberufe stammt, nach Angaben der Autoren in der

naturwissenschaftlichen Ausbildung relativ neu war. Umgekehrt bedeutet das einen Mangel an Wissen über die Eignung des fallbasierten Unterrichts, insbesondere im Chemieunterricht. Eine Besonderheit dieser Studie besteht darin, dass neben dem Verständnis elektrochemischer Konzepte die Einstellung gegenüber dem Chemieunterricht, die intrinsische Motivation, die Relevanz des Lernens von Chemie, die Selbstwirksamkeit für kognitive Skills und die Selbstwirksamkeit für das Chemielaboratorium als gleichwertige Untersuchungsgegenstände erforscht wurden. Auch wenn lediglich für die ersten drei Angelegenheiten signifikante Unterschiede zwischen Fall- und Kontrollgruppen gefunden wurden, tritt das fachliche Verständnis elektrochemischer Konzepte in der Studie dadurch in den Hintergrund. Schülerfehlvorstellungen wurden praktisch nicht behandelt, obwohl das fachliche Wissen mit Multiple-Choice-Fragen getestet wurde. (vgl. Tarkin/Uzuntiryaki-Kondakci 2017: 659)

Von Interesse sind dagegen die Ursachen für die Effektivität fallbasierten Unterrichts für das Schülerverständnis in der Elektrochemie. Einer etablierten Argumentation nach führt aktive Eingebundenheit (physisches, emotionales oder mentales Involvement) von Schülerinnen und Schülern bzw. Studentinnen und Studenten in einen Lernprozess zu einem tieferen Verständnis von Konzepten. Zudem wird das Verstandene, verglichen mit passiv erlebten Erfahrungen, länger festgehalten. Eine aktive Lernumgebung, die auf einem „konstruktivistischen Ansatz“ basiert, hat stets einen kritischen Einfluss auf sinnvolles Lernen. In der Studie beobachteten Autoren, dass der fallbasierte Ansatz für eine aktive Lernatmosphäre sorgte, bei der die Schülerkleingruppen in die Betrachtung und Lösung realer Probleme einbezogen wurde. Gleichwohl wird trotz Fragmentierung der Klasse in Kleingruppen gruppenübergreifend (d. h. die gesamte Klasse erfassend) in das Problem durch den Lehrenden eingeführt (daher die exaktere Bezeichnung „fallbasierte Einführung“), wodurch die Schülerinnen und Schüler ermutigt werden, über das Problem nachzudenken und eigene Ideen zu entwickeln. In der Vergleichsgruppe mit konventioneller Wissensvermittlung durch den Lehrenden (passive Eingebundenheit der Schülerinnen und Schüler in den Lernprozess) ist das nicht oder signifikant weniger der Fall. Die in der Studie ausgewählten Fälle reflektierten Alltagssituationen, die den Lernenden Einblick in die Rolle der Chemie im menschlichen Leben gaben und so deren Bedeutung aus Sicht

der Lernenden erhöhten. Die Schülerinnen und Schüler betonten in einer nachträglichen Befragung den Nutzen von Materialien zur Visualisierung, vor allem von Experimenten und Alltagsbeispielen, die ihnen halfen, Querbezüge zur Realität herzustellen, im Gegensatz zum simplen Auswendiglernen. (vgl. ebd.: 672)

In der Gesamtschau liegen nur vereinzelt systematische (also strategisch brauchbare) Konzepte gegen Schülerfehlvorstellungen in der Elektrochemie vor. Zudem zeigen die Beiträge eine gewisse Divergenz und Fragmentierung der Ansätze und Themen. Es sind nicht alle Ergebnisse uneingeschränkt für die vorliegende Arbeit verwendbar, vor allem aufgrund des abweichenden kulturellen Rahmens (insbesondere Studien Nr. 5 und 6), unterschiedlicher Datenerhebung (vielfach Kombination der Datenerhebungsmethoden, vor allem von mündlichen und schriftlichen Methoden, um die Vorteile beider Entitäten ausschöpfen zu können (vgl. Schmidt 1997: 124)) und Prüfmethode und Unschärfe in der Verwendung von Begriffen und der damit fehlenden Klarheit bei der Deutung von Zusammenhängen. Am ehesten ist die Studie Nr. 4 für diese Arbeit verwendbar. Die wissenschaftliche Untersuchung des Lehr- und Lernverhaltens zeigt ähnliche Züge wie die klassische Managementforschung mit dem Status einer „praktisch orientierten Sozialwissenschaft“ mit allen damit verbundenen Konsequenzen: ein eher niedriges Niveau an Kontrolle, Unstetigkeit bei der Problemsignifikanz und Problemformulierung, ferner diffuse und vielfältige Standards bei der Problembewertung. (vgl. Tranfield et al. 2003: 211)

Daher sind die hier aufgeführten Literaturbeiträge nur bedingt mit standardisierten Verfahren bewertbar und einem Vergleich untereinander zugänglich. Eine Folge davon ist, dass die Variablen, die den Schülerfehlvorstellungen zugrunde liegen, und die kausalen Zusammenhänge (Unterscheidung von abhängiger und unabhängiger Variable) nur schwer oder nicht zu entnehmen sind. Die Autoren der Studien gehen nur selten explizit auf die Zusammenhänge ein. Wie auch bei der Diskussion um quantitative und qualitative Datenerhebungsverfahren (siehe dazu als Beispiel die inhaltsanalytische Kategorienbildung), kann hier von Definitionsproblemen und von einer Spannweite an Forschungen gesprochen werden. (vgl. Marohn 2008: 75)

3. Zielsetzung und Forschungsfrage

Die theoretischen Grundlagen von Schülerfehlvorstellungen und von didaktischen Präkonzepten bei Schülerinnen und Schülern über Redoxreaktionen und Elektrochemie bauen vor allem auf empirischen Untersuchungen mit Schülerinnen und Schülern aus dem deutschen und US-amerikanischen Raum auf. Über die Situation in Österreich ist diesbezüglich wenig bekannt. Es liegt nahe, dass die Ergebnisse aus der Bundesrepublik Deutschland auf Österreich wegen der geographischen, sprachlichen und kulturellen Verwandtschaft übertragbar sind, allerdings unterscheiden sich nicht nur die nationalen Bildungssysteme voneinander, sondern es sind auch Abweichungen aufgrund der föderalen Strukturen innerhalb der Bundesrepublik Deutschland zu erwarten, denn die Schul- und Bildungspolitik und die Inhalte der örtlichen Curricula fallen von Region zu Region unterschiedlich aus. Außerdem ist eine Vielzahl der in der Fachliteratur dokumentierten empirischen Ergebnisse veraltet, wenngleich die meisten auch heute noch gültig sein mögen.

In dieser Arbeit sollen aktuelle Fehlvorstellungen von Schülerinnen und Schülern aus Österreich in Bezug auf Redoxreaktionen nachgewiesen und analysiert werden. Methodische Grundlage dieser Arbeit ist eine empirische Datenerhebung durch Befragung von Schülerinnen und Schülern der 8. Klassen (12. Schulstufe) mit einem Fragebogen, bestehend aus fünf Multiple-Choice-Aufgaben und offenen Begründungen. Die zur Auswahl stehenden Antworten greifen oft vorkommende Schülervorstellungen auf, die in anderen Untersuchungen festgestellt wurden und daher im Unterricht sowohl als Lern- als auch als Diagnoseinstrument verwendbar sind. (vgl. Marohn 2008: 75)

Die Auswertung und eingehende Analyse der erhobenen Daten in Kombination mit einer umfassenden Recherche in der fachdidaktischen Literatur soll helfen, Hinweise für Lehrende auszuarbeiten, wie sie mit diesen Fehlvorstellungen optimal umgehen können bzw. wie mit fehlleitenden Präkonzepten präventiv umgegangen werden kann. Der Vergleich der Ergebnisse empirischer Studien anderer Autoren liefert Lücken und Verbesserungspotenziale, denn die Wahrscheinlichkeit ist grundsätzlich groß, dass eine Lehrende bzw. ein Lehrender oft

vorkommende Schülervorstellungen auch bei ihren bzw. seinen eigenen Gruppen wiederfindet. (vgl. ebd.)

In diesem Fall können geeignete Maßnahmen zur Verbesserung der Situation, d. h. Prävention oder Minimierung von Fehlvorstellungen, aus der Literatur entnommen und für die eigenen Zwecke geringfügig angepasst werden. Andere Schülervorstellungen im Allgemeinen und Fehlvorstellungen im Speziellen, die bislang nicht oder in einer nicht genügenden Weise dokumentiert wurden, bieten die Möglichkeit zum Aufspüren neuer Trends und zur Ausarbeitung neuer geeigneter didaktischer Maßnahmen. Vor diesem Hintergrund kann die Zielsetzung auf folgende Fragen verdichtet werden:

1. Welche Fehlvorstellungen liegen bei den Schülerinnen und Schülern der 8. Klassen im Konrad-Lorenz-Gymnasium Gänserndorf vor?
2. Inwiefern gibt es Übereinstimmungen zwischen den aufgedeckten Fehlvorstellungen und den üblichen in der Fachliteratur dokumentierten Fehlvorstellungen, die in anderen Bildungseinrichtungen gesammelt wurden, sowie deren Ursachen?

Im Anschluss an die Beantwortung dieser Fragen soll in der vorliegenden Arbeit festgestellt werden, welche Gegenmaßnahmen (Strategien) zur Behebung oder Prävention der aufgedeckten Fehlvorstellungen aus der Fachliteratur entnommen werden können und ob diese mit der spezifischen Situation in Gänserndorf kompatibel sind oder an die Situation angepasst (adaptiert) werden müssen. Des Weiteren soll untersucht werden, ob die Ergebnisse der Datenerhebung und der Diskussion vielleicht sogar Impulse für die Ausarbeitung einer eigenständigen neuen Gegenstrategie für den Umgang mit Fehlvorstellungen liefern.

Auf diese Weise gelingt eine systematische Studie über wissenschaftlich unangemessene Vorstellungen zur Elektrochemie bei Schülerinnen und Schülern des Konrad-Lorenz-Gymnasiums Gänserndorf.

4. Untersuchungsplanung und Studiendesign

Für die Identifizierung und Analyse von Schülerfehlvorstellungen stehen verschiedene Datenerhebungsmethoden zur Verfügung: Direkte (mündliche) Interviews, schriftliche Befragungen mit Papier und Stift (einschließlich Multiple-Choice-Aufgaben und offener Fragen), Konzeptkarten und Wortassoziiierungstests. Diese Erhebungsmethoden werden in der Praxis oft kombiniert, wie die Auswertung der Literaturkonzepte zur Bekämpfung von Schülerfehlvorstellungen, die oben bereits angeführt wurde, bestätigt. (vgl. Schmidt 1997: 124)

Für die empirische Datenerhebung wird in dieser Arbeit eine schriftliche Befragung von Schülerinnen und Schülern gewählt. Sie hat im Vergleich zu anderen empirischen Erhebungsinstrumenten (Beobachtungen, Inhaltsanalysen, o. ä.) verschiedene Vorteile, insbesondere die relativ niedrigen Kosten aufgrund des begrenzten personellen und materiellen Einsatzes. Die zu befragenden Schülerinnen und Schüler können zudem bei schriftlichen Befragungen ihre Antworten besser durchdenken, außerdem werden störende Einflüsse durch den direkten Interviewpartner bzw. durch Lehrerinnen und Lehrer, wie z. B. manipulierende Einflussnahme durch Persönlichkeitsmerkmale o. ä., minimiert. Dazu kommt die Aussicht durch die Auswertung der Antworten einen umfangreichen Datensatz mit verschlüsselten Informationen und Wissen zu erhalten, das implizit an die befragten Personen gebunden ist und auf anderem Wege nur schwer zu extrahieren ist. Allgemeine Nachteile schriftlicher Befragungen, wie z. B. Hilfe bei Rückfragen und Verständnisproblemen seitens der zu befragenden Schülerinnen und Schüler, können durch ein sorgfältiges Design des Fragebogens und die Anwesenheit der Lehrkraft minimiert werden.

Aufmachung und Struktur des Fragebogens, z. B. die Anordnung der Fragen und Antwortmuster, sind kritisch für den Erfolg einer schriftlichen Befragung (vgl. Diekmann 2012: Kapitel X). Faktische Grundlage des Fragebogens für diese Arbeit sind fünf Fragen mit einem Multiple-Choice-Antwortmuster mit jeweils vier Antwortmöglichkeiten. Für den Fragebogen dieser Arbeit wurde auf etablierte Fragen und Antworten aus der Fachliteratur zurückgegriffen:

- Frage I zur Erklärung von makroskopischen Phänomenen auf mikroskopischer Ebene am Beispiel der Ausfällung von Metall durch Auflösen eines Eisennagels in einer Kupfersulfat-Lösung unter Bildung eines rotbraunen Belags; (vgl. Barke et al. 2018: 39)
- Frage II zur Definition des Redoxbegriffs anhand der Identifizierung von Redoxreaktionen; (vgl. Stein 2016: 40)
- Frage III zum Ladungstransport in Elektrolyten bei Elektrolysen am Beispiel der Elektrolyse einer Kupferchlorid-Lösung; (vgl. Marohn 1999: 202)
- Frage IV zur Elektrolyse und Zerlegung in Ionen am Beispiel einer Zelle zur Elektrolyse von verdünnter Salzsäure; (vgl. ebd.: 196)
- Frage V zum Ladungstransport in einer galvanischen Zelle am Beispiel einer Zelle mit Elektrodenreaktionen. (vgl. ebd.: 204)

Jede falsche Antwortmöglichkeit beruht auf einer Fehlvorstellung und/oder einem Präkonzept, das bei vorangehenden ähnlichen Untersuchungen bereits aufgetreten war. Um die Fehlvorstellungen genauer verstehen und ggf. diagnostizieren zu können, wird den zu befragenden Schülerinnen und Schülern neben den vorgegebenen Multiple-Choice-Antworten die Möglichkeit zur schriftlichen Begründung ihrer Antworten gegeben (offene Antwortmöglichkeiten). Weitere offenen Fragen wurden nicht einbezogen, da die Auswertung offener Antworten die zeitaufwändige Entwicklung eines Kategoriensystems und Kodierung der Inhalte erfordert (Stichwort: Inhaltsanalyse). (vgl. Diekmann 2012: 589)

5. Datenerhebung und Auswertung

5.1 Stichprobe

An der schriftlichen Befragung nahmen als Testpersonen Schülerinnen und Schüler der 8. Klassen (12. Schulstufe) des Konrad-Lorenz-Gymnasiums in Gänserndorf (Niederösterreich, ca. 20 km nordöstlich von Wien gelegen) teil. In diesem Jahrgang besuchten dort 58 Schülerinnen und Schüler die 8. Klassen, davon waren 32 weiblich (55,2 %) und 26 männlich (44,8 %). Den Teilnehmerinnen und Teilnehmern wurde für die Bearbeitung des Fragebogens keine zeitliche Vorgabe gestellt, im Durchschnitt wurden 21 Minuten für die Beantwortung aller Fragen benötigt. Die Aufgaben wurden im Verlauf einer Schulstunde bearbeitet, Hilfsmittel waren nicht gestattet.

Zudem wurden die Lernenden nicht durch gezielte Wiederholungen auf die Aufgabeninhalte vorbereitet. Gleichwohl wurden eine Woche vor der Befragung die wichtigsten Punkte über Redoxreaktionen (Definition, Aufstellung von Redox-Gleichungen) im Zuge der Verbrennung von Kohlenwasserstoffen wiederholt und aufgegriffen, eine Wiederholung elektrochemischer Grundlagen fand zu diesem Zeitpunkt allerdings nicht statt, da im vorangegangenen Schuljahr 2018/19 die Kapitel „Redoxreaktionen“ sowie „Elektrochemie“ Teil des Unterrichts waren. Erwähnenswert für diese Untersuchungsgruppe ist, dass alle Schülerinnen und Schüler von derselben Lehrerin unterrichtet wurden. Es ist daher davon auszugehen, dass alle Testpersonen dieselben Voraussetzungen (von schulischer Seite) hatten.

Für ein genaueres Verständnis des Antwortverhaltens wurden die Schülerinnen und Schüler gebeten, ihre Antwortauswahl zu begründen. Die Rahmenbedingungen entsprechen somit denen der Studie von Marohn aus dem Jahr 2008.

5.2 Auswertung der Antworten

Für die quantitative Auswertung der Antworten wurden Methoden der deskriptiven und vergleichenden Statistik verwendet. Die Datenverarbeitung erfolgte mit Microsoft Excel 2016. Die „klassischen“ statistischen Parameter, wie z. B. Mittelwerte oder Standardabweichungen, konnten hier nicht bestimmt werden, da es sich um nominale Daten handelt (Testperson hat die Antwort ausgewählt oder nicht). Die qualitative Auswertung der offenen Antworten folgte inhaltsanalytischen Empfehlungen zur Kategorienbildung. (vgl. Atteslander 2000: 211)

6. Ergebnisdarstellung

6.1 Teilnehmerinnen und Teilnehmer der Befragung

Im Befragungszeitraum (21. bis 25. Oktober 2019) waren 42 von 58 Schülerinnen und Schüler im Unterricht anwesend. Die Teilnehmerquote betrug dementsprechend $\frac{42}{58} = 0,724$ (72,4 %). Für einen zweiten Befragungszeitraum, in dem auch die am Anfang nicht anwesenden Personen befragt werden hätten sollen, wurde keine Genehmigung seitens der Lehrkraft erteilt.

6.2 Vorstellungen zum Experiment „Eintauchen eines Eisennagels in eine Kupfersulfat-Lösung“

Bei der Frage I („Ein Eisennagel wird in eine Kupfersulfat-Lösung getaucht, es bildet sich ein rotbrauner Belag. Wie könnte man das erklären?“) entschieden sich acht Schülerinnen und Schüler der Stichprobe (19,0 %) für die richtige Antwort b (die richtige Antwort ist in den grafischen Darstellungen mit einem Asterisk * markiert). Bei Anlegen strenger Maßstäbe (Auswahl einer anderen Antwort als lb oder Ankreuzen von zwei oder mehr Antworten) wählten 29 Schülerinnen und Schüler (69,0 %) eine falsche Antwort. Die übrigen fünf Schülerinnen und Schüler (11,9 %) kreuzten nichts an und wurden unter dem Symbol (–) zusammengefasst (Abbildung 1).

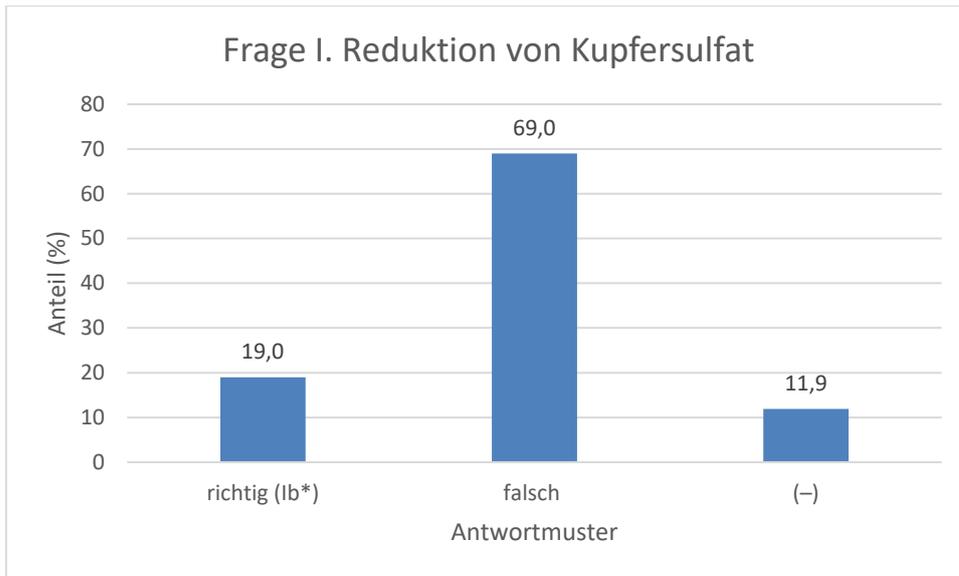


Abbildung 1: Frage I – Anteile der Testpersonen am Antwortmuster (Eigene Abbildung)

Die Aufschlüsselung der Antworten liefert ein detaillierteres Bild (Abbildung 2): sechs Schülerinnen und Schüler (14,3 %) wählten Antwort a, für die Antworten b und c entschieden sich jeweils acht Schülerinnen und Schüler (jeweils 19,0 %), Antwort d wählten elf Schülerinnen und Schüler (26,2 %) und die übrigen neun (21,5 %), die entweder keine Antwort oder zwei oder mehr Antworten ankreuzten, wurden aus der Stichprobe entfernt und unter dem Symbol (-) zusammengefasst.

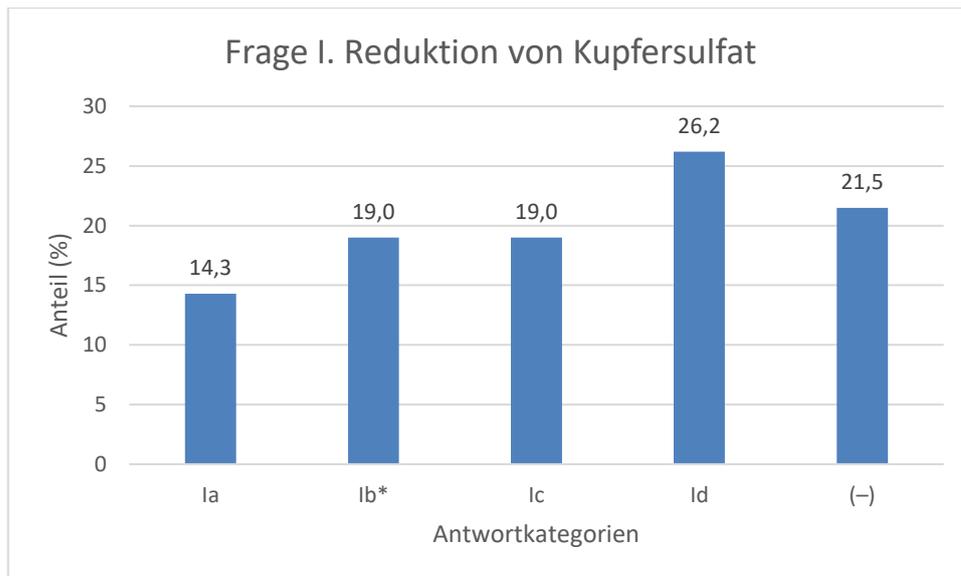


Abbildung 2: Frage I – Anteile der Testpersonen geordnet nach Antwortkategorien (Eigene Abbildung)

Die Ergebnisse der offenen Begründungen (siehe Anhang) liefern ein fragmentiertes Bild: 10 der 42 Befragten (23,8 %) gaben keine Begründung an. Der überwiegende Teil der Antworten (30 von 42, 71,4 %) war entweder falsch oder nicht verwertbar. Damit blieben zwei richtige Begründungen übrig, die aufgrund der Verwendung des Atombegriffs in der Antwort und der eindeutigen Zuordnung der Redoxspezies verständlich und akzeptabel sind (Fälle Nr. 13 und 37).

Weitere Muster innerhalb der offenen Antworten zeigten, dass einige Schülerinnen und Schüler Argumente lieferten, die, obwohl diese unter Anlegung strenger Maßstäbe nicht richtig sind, Ansätze für eine tiefere Diskussion bieten. In zwei Fällen (Nr. 34 und 35) wurde die Bildung eines rotbraunen Belags mit Rost in Zusammenhang gebracht. In zwei weiteren Fällen (Nr. 10 und 28) wurde mit der Elektronegativität argumentiert. In allen vier Fällen wurde jedoch im Vorfeld nicht die richtige Antwort gewählt.

6.3 Identifikation von Redox-Reaktionen

Frage II („Welche der Folgenden Reaktionen sind Redoxreaktionen?“) war die einzige Frage, bei der zwei der vier Antworten als richtig zu identifizieren waren. Zwölf Schülerinnen und Schüler der Stichprobe (28,6 %) entschieden sich für die richtigen Antworten a und d (die richtige Antwortkombination ist in den grafischen Darstellungen mit einem Asterisk * markiert). Jeweils zwei Schülerinnen und Schüler (jeweils 4,8 %) kreuzten als einzige Antwort eine der beiden richtigen Lösungen an. Die Mehrzahl der Testpersonen (22 Schülerinnen und Schüler oder 52,4 %) gaben eine falsche Antwort bzw. eine falsche Antwortkombination. Die übrigen vier Schülerinnen und Schüler (9,5 %) kreuzten nichts an (Abbildung 3).

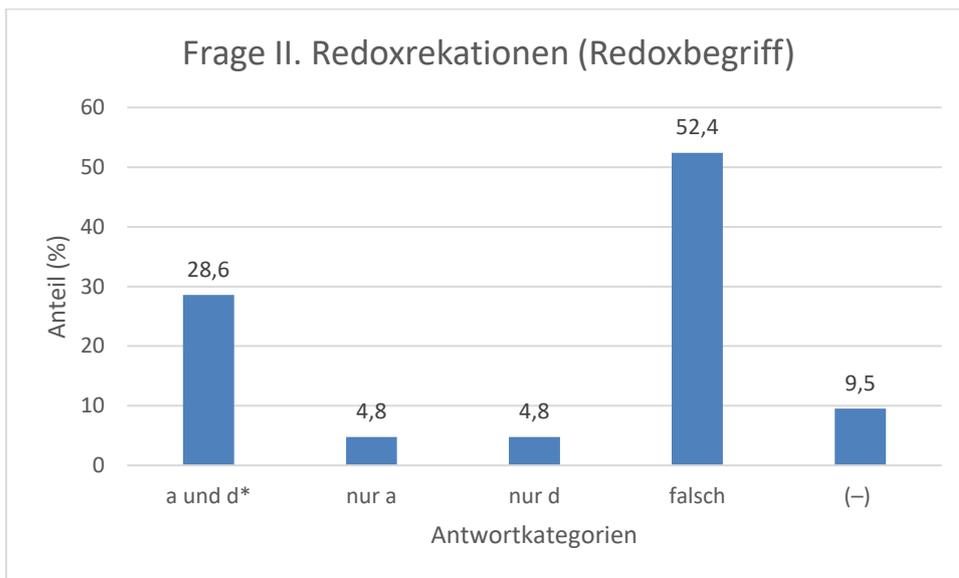


Abbildung 3: Frage II – Anteile der Testpersonen geordnet nach Antwortkategorien (Eigene Abbildung)

Die Ergebnisse der offenen Begründungen (siehe Anhang) liefern ein fragmentiertes Bild: 9 der 42 Befragten (21,4 %) gaben keine Begründung an. Mit einer Ausnahme (Nr. 34) begründeten diejenigen, welche die beiden richtigen Antworten wählten, ihre Entscheidung mit einer Änderung der Oxidationszahlen. Ein Grenzfall ist Nr. 33, wo ersatzweise mit der Ladung argumentiert wurde. Auch zahlreiche andere Befragte mit nur einer richtigen Antwort argumentierten mit

dem Ladungsbegriff (Nr. 15, 16, 29, 33) oder mit Oxidationszahlen. Auffallend bei den anderen Begründungen war der Verweis auf die Massenerhaltung. Zwei Testpersonen nannten explizit den Massenerhaltungssatz (Nr. 25, 26). Die Begründungen bieten keine Ansätze für die Kodierung von Fehlvorstellungen, wenn themenspezifische Antwortkategorien (Fehlfestlegungen von Oxidationszahlen, Identifizierung von Redoxreaktionen mittels Oxidationszahlen) zugrunde gelegt werden. (vgl. Garnett/Treagust 1992)

6.4 Vorstellungen zum Stromfluss während der Elektrolyse

Bei Frage III („Die Abbildung zeigt eine Elektrolyse-Reaktion mit den zugehörigen Elektroden-Reaktionen. Welche der folgenden Aussagen beschreibt den Stromfluss in der Kupferchlorid-Lösung?“) wählten sechs Schülerinnen und Schüler der Stichprobe (14,3 %) die richtige Antwort c (die richtige Antwort ist in den grafischen Darstellungen mit einem Asterisk * markiert). Unter strengen Maßstäben (Auswahl einer anderen Antwort als IIIc oder Ankreuzen von zwei oder mehr Antworten) wählten 29 Schülerinnen und Schüler (69,1 %) eine falsche Antwort. Die übrigen sieben Schülerinnen und Schüler (16,7 %) kreuzten nichts an und wurden unter dem Symbol (-) zusammengefasst (Abbildung 4).

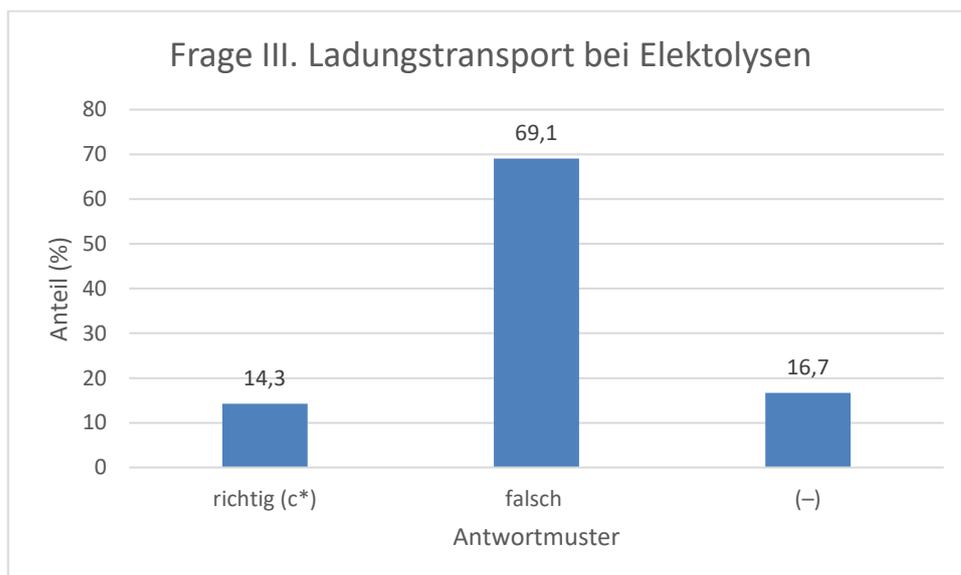


Abbildung 4: Frage III – Anteile der Testpersonen am Antwortmuster (Eigene Abbildung)

Die Aufschlüsselung der Antworten liefert folgendes detailliertes Bild (Abbildung 5): zehn Schülerinnen und Schüler (23,8 %) wählten Antwort a, 15 (35,7 %) Antwort b, sechs (14,3 %) die richtige Antwort c, zwei (4,8 %) Antwort d. Die übrigen neun Schülerinnen und Schüler (21,5 %) kreuzten entweder keine Antwort oder zwei oder mehr Antworten an.

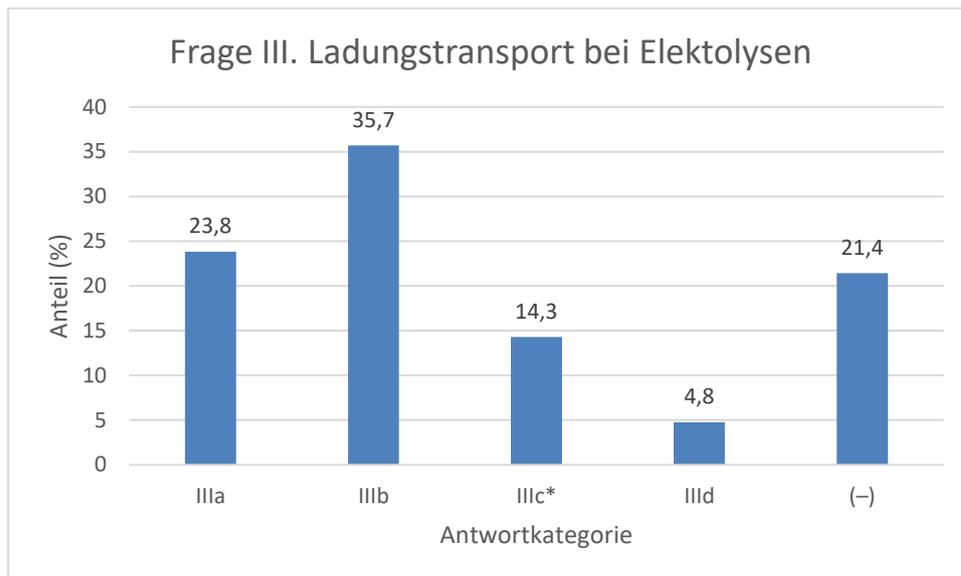


Abbildung 5: Frage III – Anteile der Testpersonen geordnet nach Antwortkategorien (Eigene Abbildung)

Die Ergebnisse der offenen Begründungen (siehe Anhang) zeigen, dass die Mehrzahl der sechs Schülerinnen und Schüler (Anteil 14,3 %) mit richtig angekreuzter Antwortalternative (Fälle Nr. 1, 3, 12, 13, 27, 29) auf elektrostatische Aspekte verweist. Eine Begründung (Nr. 27) war nicht eindeutig bzw. nicht verwertbar, in einem Fall (Nr. 29) wurde eine Art Ausschlussverfahren genutzt. 14 der 42 Befragten (33,3 %) gaben keine Begründung an. Bei der inkorrekten Antwort b, die von mehr als einem Drittel der Befragten als richtig angesehen wurde, gaben fünf Personen eine Begründung (Nr. 2, 10, 22, 36, 42), die anderen zehn gaben sehr vage oder nicht verwertbare Antworten (Beispiele: Nr. 15, 40) oder wiederholten bzw. paraphrasierten den Wortlaut von Antwort b (Beispiel: Nr. 16). Die Begründungen zu anderen Antworten lieferten keine verwertbaren Informationen, mit Ausnahme von zwei Fällen (Nr. 17, 34), in denen die Befragten

Probleme damit hatten, dass sich zwei Spezies (entgegengesetzt) durch die Lösung bewegen können.

6.5 Vorstellungen zur Produktbildung bei Elektrolysen

Bei Frage IV („Die Abbildung zeigt eine Zelle zur Elektrolyse von verdünnter Salzsäure. Welches Produkt wird dabei an der Kathode (Minuspol) gebildet?“) wählten vier Schülerinnen und Schüler der Stichprobe (9,5 %) die richtige Antwort a (die richtige Antwort ist in den grafischen Darstellungen mit einem Asterisk * markiert). Unter strengen Maßstäben, d. h. bei Auswahl einer anderen Antwort als IVa oder Ankreuzen von zwei oder mehr Antworten, wählten 32 Schülerinnen und Schüler (76,2 %) eine falsche Antwort. Die übrigen sechs Schülerinnen und Schüler (14,3 %) kreuzten nichts an und wurden unter dem Symbol (–) zusammengefasst (Abbildung 6).

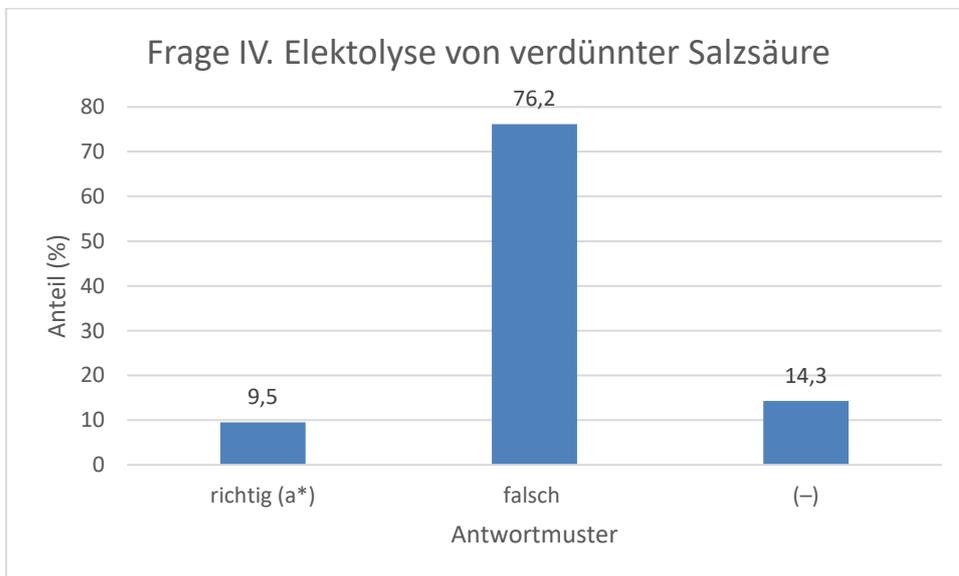


Abbildung 6: Frage IV – Anteile der Testpersonen am Antwortmuster (Eigene Abbildung)

Die Aufschlüsselung der Antworten liefert folgendes detailliertes Bild (Abbildung 7): vier Schülerinnen und Schüler (9,5 %) wählten die richtige Antwort a, 14

(33,3 %) Antwort b, einer (2,4 %) Antwort c, 15 (35,7 %) Antwort d. Die übrigen acht Schülerinnen und Schüler (19,1 %) kreuzten entweder keine Antwort oder zwei oder mehr Antworten an.

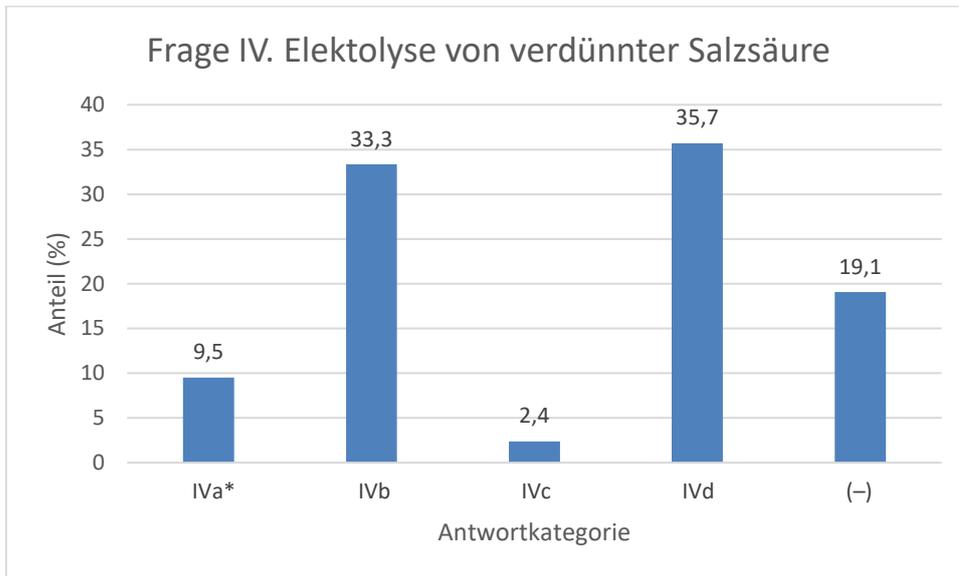


Abbildung 7: Frage IV – Anteile der Testpersonen geordnet nach Antwortkategorien (Eigene Abbildung)

Von den vier Testpersonen, welche die richtige Antwort wählten, gaben nur zwei eine akzeptable Begründung für ihre Entscheidung an (Fälle Nr. 12 und Nr. 38). In Bezug auf die beiden oft gewählten Falschantworten stellte sich folgendes Muster heraus: Von den 14 Testpersonen, die die Antwort b wählten, argumentierten sieben (Nr. 1, 3, 4, 16, 19, 23, 25) ausschließlich elektrostatisch, d. h. beschränkten sich darauf, dass Protonen von der Kathode angezogen werden. Ein nachfolgender Elektronentransfer wird in keinem dieser Fälle erwähnt. Andere Begründungen von Antwort b lieferten keine weiteren erkennbaren Muster oder Häufungen von Merkmalen. Im Falle der anderen oft gewählten inkorrekten Antwort d gab es zwei Befragte (Nr. 17, 32), die offensichtlich Kathode und Anode bzw. Plus- und Minuspol verwechselten. Die anderen offenen Begründungen waren nicht verwertbar.

6.6 Vorstellungen zum Ladungstransport in galvanischen Zellen

Bei Frage V („Die Abbildung zeigt eine galvanische Zelle mit den zugehörigen Elektrodenreaktionen. Welche der folgenden Aussagen trifft zu?“) entschieden sich fünf Schülerinnen und Schüler der Stichprobe (11,9 %) für die richtige Antwort c (die richtige Antwort ist in den grafischen Darstellungen mit einem Asterisk * markiert). Bei Anlegen strenger Maßstäbe (Auswahl einer anderen Antwort als Vc oder Ankreuzen von zwei oder mehr Antworten) wählten 31 Schülerinnen und Schüler (73,8 %) eine falsche Antwort. Die übrigen sechs Schülerinnen und Schüler (14,3 %) kreuzten nichts an und wurden unter dem Symbol (–) zusammengefasst (Abbildung 8).

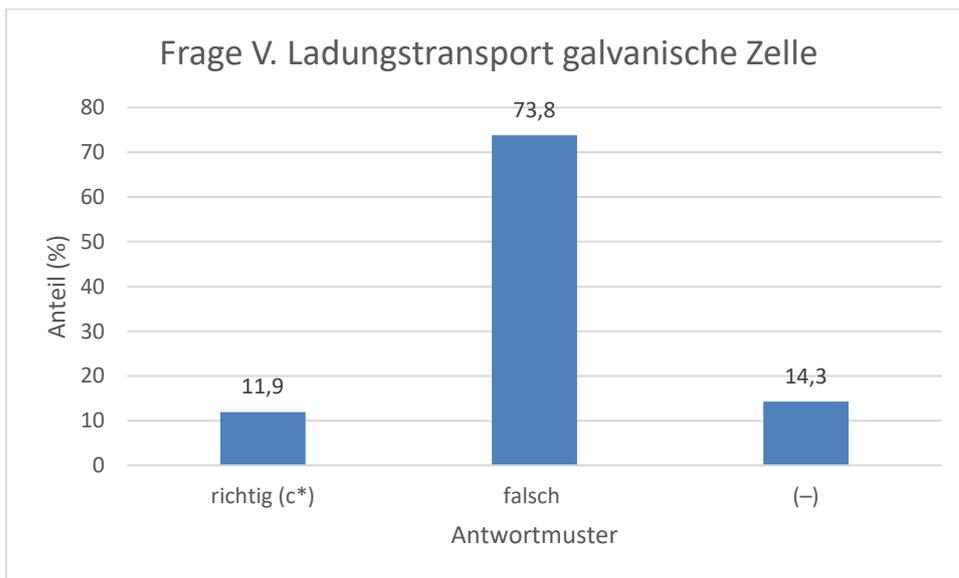


Abbildung 8: Frage V – Anteile der Testpersonen am Antwortmuster (Eigene Abbildung)

Die Aufschlüsselung der Antworten liefert ein detaillierteres Bild (Abbildung 9): 14 Schülerinnen und Schüler (33,3 %) wählten Antwort a, neun (21,4 %) Antwort b, fünf (11,9 %) Antwort c, und sieben Schülerinnen und Schüler (16,7 %) wählten Antwort d. Die übrigen sieben Schülerinnen und Schüler (16,7 %) kreuzten keine Antwort bzw. zwei oder mehr Antworten an und wurden unter dem Symbol (–) zusammengefasst.

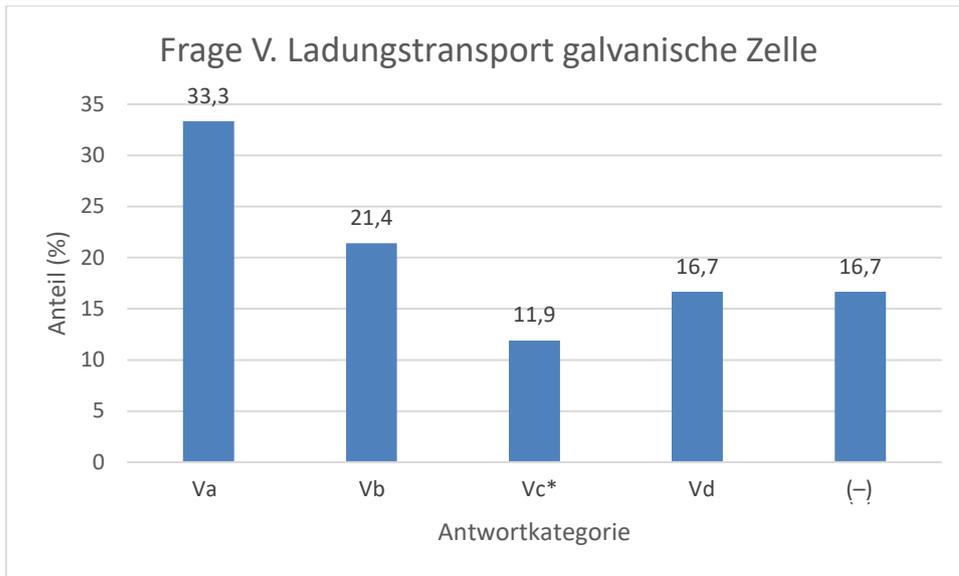


Abbildung 9: Frage V – Anteile der Testpersonen geordnet nach Antwortkategorien (Eigene Abbildung)

Von den fünf richtigen Antwortgebern machten nur zwei von der Möglichkeit Gebrauch, ihre Entscheidung zu begründen (Fälle Nr. 14, 24), wobei nur einer (Nr. 14) eine vollauf befriedigende Argumentation lieferte. Insgesamt 15 Testpersonen (35,7 %) gaben keine Begründung an. Von den übrigen Begründungen verdienen diejenigen Erwähnung, die das Wortpaar Plus- und Minuspol verwendeten (Nr. 15, 17, 27, 41).

6.7 Fallübergreifende Ergebnisse

Der Vergleich der Antworten zu den einzelnen Fragen indiziert, dass lediglich eine Minderheit die richtigen Antworten wählte (Abbildung 10). Im Falle der gut vergleichbaren Fragen I, III, IV und V, bei denen jeweils nur eine Antwort richtig ist, schwankt der Anteil korrekter Antworten zwischen 9,5 Prozent (Frage IV) und 19,0 Prozent (Frage I), d. h. selbst im besten Fall entschieden sich weniger als ein Fünftel der Testpersonen für die richtige Antwort.

Bei den Fragen IV und V ist der Anteil richtiger Antworten mit etwa zehn Prozent am geringsten, umgekehrt ist hier der Anteil falscher Antworten mit jeweils 71,4 Prozent am höchsten, d. h. fast drei Viertel wussten die Antworten nicht.

Bei Frage II, bei der die richtige Antwortkombination aus zwei von vier zur Auswahl stehenden Möglichkeiten zu identifizieren ist, steigt der Anteil korrekter Antworten (Auswahl der beiden richtigen Antworten) auf 28,6 Prozent. Wird der Anteil derer hinzugenommen, die eine einzige der zwei richtigen Antworten wählten, steigt der Anteil richtiger bzw. teilrichtiger Antworten auf 38,1 Prozent oder 16 Testpersonen. Der deutlich höhere Anteil an richtigen Antworten bei dieser Frage könnte damit begründet werden, dass die Grundzüge von Redoxreaktionen in den Unterrichtsstunden vor der Befragung, wie bereits oben erwähnt, wiederholt wurden. Für diese Frage war außerdem kein Wissen aus dem Bereich der Elektrochemie nötig, um sie richtig zu beantworten.

Der Anteil fehlender Antworten (kein Ankreuzen vorgegebener Antwortmöglichkeiten) schwankt bei den Fragen I, III, IV und V um 20 Prozent, bei Frage II fällt er mit 9,5 Prozent am niedrigsten aus. Auch dieser Umstand kann mit der vorangegangenen Wiederholung im Unterricht begründet werden.

Die Abbildung 10 zeigt außerdem, dass der Anteil richtiger Antworten bei den die Elektrolyse und galvanische Zellen betreffenden Fragen III, IV und V durchwegs niedriger ist als bei den Fragen I und II, die eher Grundlagen betreffen.

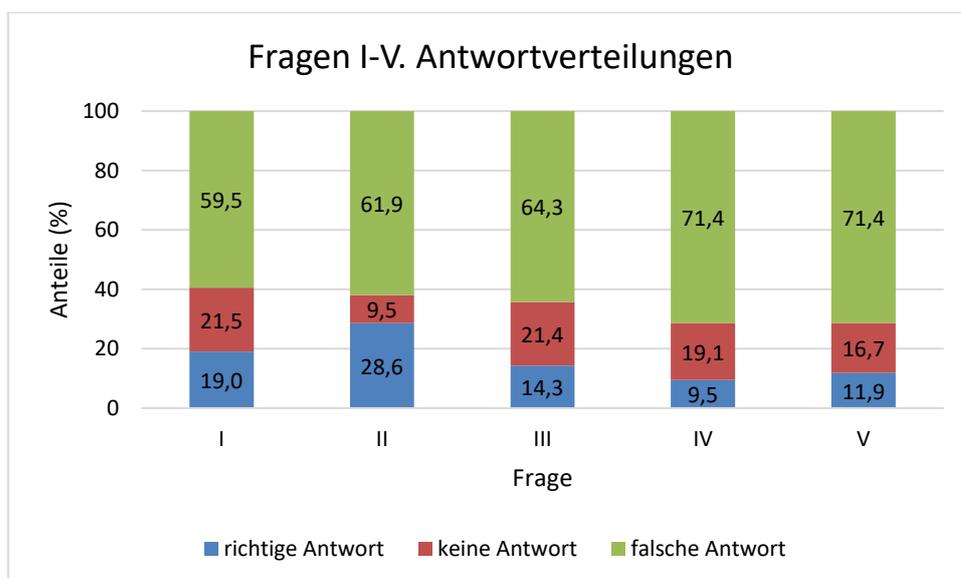


Abbildung 10: Fragen I bis V – Vergleich der Antwortmuster (Eigene Abbildung)

7. Diskussion

7.1 Allgemeine Bewertung der Fehlvorstellungen

Die Ergebnisse der Untersuchung indizieren beträchtliche Fehlvorstellungen bei österreichischen Jugendlichen aus der 12. Klassenstufe in den Bereichen Redoxreaktionen und Elektrochemie, die auf einen strukturellen Wissensmangel zurückzuführen sind. Bei jeder der fünf Fragen entschied sich weniger als ein Drittel der Befragungsteilnehmer für die richtige Antwort. Bei komplexeren Sachverhalten (hier: Fragen zur Elektrolyse, d. h. das Verstehen der Abläufe in elektrochemischen Zellen) sank der Anteil sogar auf unter ein Sechstel. Der niedrigste Anteil korrekter Antworten (und zugleich mit dem höchsten Anteil falscher Antworten von jeweils knapp über 70 %) wurde bei den Fragen IV und V registriert.

Die Ergebnisse sind wegen der für die Datenerhebung gewählten Methode nicht verallgemeinerbar (siehe dazu weiter unten), sodass sich die Bewertung auf die Stichprobenteilnehmer beschränkt. Zudem fehlt eine Vergleichs- und Kontrollgruppe.

Eine für den Unterricht wichtige Implikation ist die Beobachtung, dass bei parallel arbeitenden Lerngruppen der Wettbewerbsgedanke hinsichtlich der Problemlösung erhöht wird. Da dadurch abweichende Ergebnisse möglich sind, könnte das die Unsicherheit der Schlussfolgerungen aus den Ergebnissen zur vorliegenden Stichprobe erhöhen. (vgl. Niaz/Chaçon 2003: 132)

Wegen der Zweiteilung der Elektrochemie in zwei Hauptteile, nämlich Ionen-Elektrochemie und Elektrodenelektrochemie, werden die Antworten auf die Fragen I-II und III-V zweckmäßig separat diskutiert. (vgl. Tsaparlis 2019: 478)

7.1.1 Bewertung der Fehlvorstellungen im Bereich Redoxreaktionen

Allgemeine Einschätzung

Frage I thematisiert ein sehr bekanntes, einfaches Experiment im Chemieunterricht. Unter diesen Gesichtspunkten ist es jedoch überraschend, dass nur eine Minderheit von acht Befragten die richtige Antwort b wählte. Von diesen wiederum konnten nur zwei ihre Auswahl korrekt begründen, bei den anderen liegen „Zufallstreffer“ nahe. Das Verständnis von Redoxreaktionen bildet die Grundlage für eine richtige Beantwortung von Frage I. Vielleicht wäre es daher geeigneter gewesen, den Schülerinnen und Schülern Frage II vor Frage I zu stellen.

Dass der Anteil richtiger Antworten bei Frage I im Vergleich zu Frage II signifikant niedriger ausfiel (19,0 Prozent gegenüber 28,6 Prozent), ist ebenfalls überraschend. Es werden einfache Grundlagen abgefragt, die Unsicherheit aufseiten der Schülerinnen und Schüler bei Frage I wurde aber offensichtlich erhöht. Dies wird durch den höheren Anteil an Nichtbeantwortung von 21,5 Prozent gegenüber 9,5 Prozent bei Frage II angedeutet. Erwähnung verdient, dass bei Frage I der Anteil richtiger Antworten mit 19 Prozent sechs Prozentpunkte niedriger ist als der statistisch erwartbare Wert von 25 Prozent bei willkürlicher Auswahl.

Die Frage II war vergleichsweise leicht zu beantworten, wie der höhere Anteil richtiger Antworten im Vergleich zu anderen Fragen zeigt. Zugleich wurde hier der niedrigste Anteil an Unentschlossenheit (Anteil der Antwortverweigerer: 9,5 %) registriert. Auffallend ist trotz zweier richtiger Antworten (bei insgesamt vier zur Bewertung stehenden Beispielreaktionen) der hohe Anteil an Teilnehmerinnen und Teilnehmer, die die beiden Antworten bei Frage II gewählt haben. Trotz einer Antwortkombination entschieden sich 28,6 Prozent der Schülerinnen und Schüler für die richtige Antwort. Das formal herausragende Ergebnis kann mit der relativen Einfachheit der Gesamtaufgabe erklärt werden, denn bei den Beispielreaktionen mussten lediglich mögliche Änderungen von Oxidationszahlen der beteiligten Ionen bzw. Atome überprüft werden. Ein weiterer möglicher Erklärungsansatz könnte, wie bereits oben erwähnt, die vorangegangene Wiederholung der

Grundlagen von Redoxreaktionen, also auch der Umgang mit Oxidationszahlen, sein. Aus diesen Gründen ist der Anteil richtiger Antworten dennoch auffallend niedrig, denn weniger als jeder dritte Jugendliche der Testgruppe ist in der Lage, eine Redoxreaktion sicher zu identifizieren, was als Voraussetzung für den relativ breiten Themenkomplex der Redox- und Elektrochemie angesehen werden kann. Es kann daher von einem strukturellen Problem gesprochen werden. Paare von benachbarten Fällen, die sehr ähnliche Begründungen formulierten (bei Frage I Nr. 34, 35; bei Frage II Nr. 25,26 und Nr. 33, 34), weisen auf „Schummellei“ (Abschreiben) hin.

Wegen der Uneindeutigkeit der offenen Antworten bei Frage I und wegen nur vereinzelt richtiger Begründungen dort wurde auf eine Kategorienbildung verzichtet. Ansätze für Kategorien liefern die Urheber von Frage I, indem sie die einseitige und ungenügende Fokussierung der Schülerinnen und Schüler auf den Sauerstoff als zentrales Element in Redoxreaktionen betonen und nur wenige die Bedeutung des Elektronentransfers, dem eigentlichen Wesen einer Redoxreaktion, erkennen. Die Autoren der Frage I nehmen also als Ansatzpunkt die „bekannte“ Reaktion mit Kupfersulfat und metallischem Eisen zur Identifizierung von strukturellen Wissenslücken bei fortgeschrittenen Schülerinnen und Schüler und sogar Studentinnen und Studenten (!). Dies bedeutet, dass, auch bei Kenntnis des „erweiterten Redoxbegriffs“ und bei Kenntnissen über die „Elektronenübertragung“, Lernende oft nicht sachgerecht mit Eisen-Atomen Fe^0 , die unter Elektronenabgabe zu Eisen-(II)-Ionen Fe^{2+} oxidieren, und hydratisierten Kupfer-(II)-Ionen Cu^{2+} , die unter Elektronenaufnahme zu Kupfer-Atomen Cu^0 reduziert werden, argumentieren, was eine erwartbare, korrekte Begründung darstellen würde. (vgl. Barke et al. 2018: 296)

In der vorliegenden Arbeit sind korrekte Begründungen sogar die Ausnahme, denn nur zwei der 42 Befragten konnten ihre richtige Antwort in einer derartigen Weise begründen (Fälle Nr. 13 und 37). Die falschen Begründungen, die von den Urhebern von Frage I bei ihrer eigenen Untersuchung beobachtet wurden, folgten zwei verschiedenen Mustern. Einerseits konzeptualisierten die Lernenden entweder die in Reinform direkt greifbaren Substanzen Eisen und Kupfersulfat („Eisen wird oxidiert und Kupfersulfat reduziert“), andererseits versuchten sie auf historische Definitionen der Redoxchemie zurückzugreifen, bei denen die

Übertragung von Sauerstoff im Mittelpunkt steht („Eisen [nimmt sich Sauerstoff] aus dem [Kupfersulfat und wird oxidiert]“; „es werden Elektronen abgegeben und Sauerstoff aufgenommen“). Die Autoren sehen in der konventionellen Sauerstoff-Definition, wegen deren Attraktivität und Verständlichkeit, die Ursache dafür, dass der „erklärungsmächtigere“ Elektronentransfer verdrängt wird. (vgl. ebd.)

Auch an anderer Stelle wurde darauf hingewiesen, dass der Ausdruck „Redoxreaktion“ von Schülerinnen und Schülern gerne mit der Übertragung von Sauerstoff gleichgesetzt wird. (vgl. Marohn 2008: 79)

Angesichts dieser Konstellation würde sich als logische Konsequenz die Verwendung von sauerstofffreien Gegenionen (z. B. CuCl_2 anstatt CuSO_4) zur Erklärung der Zusammenhänge im Chemieunterricht anbieten. Das würde einem „radikalen“ Ansatz entsprechen, der den Verzicht auf die historische Redoxdefinition von Lavoisier aus dem späten 18. Jahrhundert postuliert. Demnach sollte in Zusammenhang mit Verbrennungsreaktionen die Bezeichnung „Oxidation“ vermieden und eher neutral oder gar nicht von Metalloxiden und Oxidbildung gesprochen werden. Dieselben Autoren empfehlen zur Einführung des Redoxbegriffs im Unterricht bekanntere Redoxreaktionen zu verwenden, wie z. B. $\text{CuO} + \text{Fe} \rightarrow \text{Cu} + \text{FeO}$. (vgl. Barke et al. 2018: 29)

Allerdings kann die große Anzahl der übrigen Begründungen der vorliegenden Arbeit gar nicht in eine eindeutige Kategorie „Schwerpunkt Sauerstoff“ eingeordnet werden, weil die Schülerinnen und Schüler hier nicht explizit mit der Aufnahme oder Abgabe von Sauerstoff argumentierten. Stattdessen kristallisierten sich andere Muster heraus, bei denen jeweils zwei Befragte mit der Bildung von Rost argumentierten oder die Reaktion mit der abweichenden Elektronegativität der Elemente Eisen und Kupfer begründeten.

Weitere Informationen für einen Vergleich des Antwortverhaltens zu Frage I liefert eine südafrikanische Studie, bei der ein ähnliches Experiment (Daniell-Element ohne Zellausrüstung: metallischer Zinkstab in einer wässrigen Kupfersulfatlösung der Konzentration $1,0 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$) zur Erklärung von Fehlvorstellungen thematisiert wurde. Ein Unterschied zu dieser Studie besteht darin, dass kein Multiple-Choice-Fragenformat verwendet wurde, sondern die Befragten vor die Behauptung gestellt wurden, dass keine Redoxreaktion stattfinden würde, weil

Redoxreaktionen nur in elektrochemischen Zellen ablaufen (schriftliche Frage vom Typ Aussage und Begründung, engl.: „*Assertion-Reason-Type*“). Dort stimmte eine deutliche Mehrheit der Befragten (> 75 %) der falschen Behauptung zu. (vgl. Ogude/Bradley 1996: 1147)

Sie erkannten nicht, dass Redoxreaktionen auch spontan in Bechergläsern oder Reagenzgläsern ablaufen können (es war Frage, bei der eine elektrochemische Zelle mit Elektroden aus Kupfer und Eisen in einer Kupfersulfatlösung im Mittelpunkt stand) (vgl. Tarkin/Uzuntiryaki-Kondakci 2017: 675).

Aus Experimenten wie diesen schlossen die Autoren, dass ein Mangel an Wissen über die Bestandteile elektrochemischer Zellen zu Fehlvorstellungen führen kann (vgl. Ogude/Bradley 1996: 1148).

Angesichts des hohen Anteils an Falschantworten kann hier, wenn die Schülerinnen und Schüler der in dieser Arbeit vorliegenden Stichprobe das Experiment des Eisennagels in Kupfersulfatlösung zuvor nie gesehen hatten, argumentiert werden, dass ein hoher Teil von ihnen Redoxreaktionen automatisch mit elektrochemischen Zellen in Verbindung bringt und keinen spontanen Ablauf erwartet.

Ist das Gegenteil der Fall, d. h. wenn die befragten Schülerinnen und Schüler das Experiment bereits kannten oder erlebt haben, kommt als Begründung für das schlechte Ergebnis ein ungenügender Lehrstil in Frage. Niederländische Autoren beschreiben eine Situation, in welcher der Lehrende das Experiment vorführte und anschließend die Beobachtungen selbst erklärte, indem er seine eigene Beobachtung wiedergab, gefolgt von eigener Interpretation und eigenen Schlussfolgerungen. (vgl. De Jong et al. 1995: 1102)

Dieser Art der Unterrichtsführung, gepaart mit dem Unvermögen, das beobachtete Phänomen mit elektrischem Strom in Zusammenhang zu bringen, erwies sich als wenig hilfreich für Schülerinnen und Schüler, das Konzept des Elektronentransfers zu akzeptieren (vgl. Gilbert et al. 2003: 322).

Aus didaktischer Sicht handelt es sich hierbei um ein Lehrproblem in Bezug auf die Verständlichkeit neu einzuführender chemischer Konzepte. Dies ist eines von mehreren gängigen Lehrproblemen in der Redoxchemie, die im klassischen Frontalunterricht auftreten können (vgl. Tabelle 2). Konkret besteht hier die

empirisch belegbare Gefahr, dass die Beobachtungen der Schülerinnen und Schüler von der Lehrperson zurückgewiesen oder sogar bestimmt werden. Unterschiede zwischen Schülerbeobachtung und Lehrerbeobachtung werden nicht diskutiert und Schülerinnen und Schüler erhalten nicht die Möglichkeit, die beobachteten Phänomene in Bezug auf die (Halb-) Reaktionen zu interpretieren. Aus Sicht der Lernenden verursacht ein solcher Unterrichtsstil Schwierigkeiten bei der Wahrnehmung der erklärten Abläufe, vor allem beim Einordnen des Metalls als reduzierendes Reagenz. (vgl. De Jong et al. 1995: 1100)

Implikationen

Vor dem oben gezeichneten Hintergrund kann die Lösung des Problems weit komplexer und vielschichtiger sein, als von Barke und dessen Co-Autoren angenommen wird, denn es kommt eine Vielzahl allgemeiner Ursachen für Schülerfehlvorstellungen in der Elektrochemie in Frage (vgl. Kapitel 2.2). Das strukturelle Unvermögen der für diese Arbeit befragten Schülerinnen und Schüler, den in Frage I thematisierten Redoxvorgang, der im Unterricht einfach experimentell nachvollzogen und leicht reproduziert werden kann, treffend zu verstehen und beschreiben zu können, kann andere Ursachen haben als nur etwa den impulsiven Hang zu klassischen Vorstellungen über Redoxreaktionen. Neben allgemeinen Ursachen, wie z. B. die individuelle Sprechweise des oder der Lehrenden, die Fehlvorstellungen bei Schülerinnen und Schüler auslösen oder zumindest fördern können, werden im Folgenden die für die Fragen I und II betreffenden fachlichen Details besprochen. So kann eine wässrige Kupfersulfat-Lösung oder die Auflösung von Kupfersulfat in Wasser unterschiedliche Vorstellungen und Assoziationen bei Schülerinnen und Schülern hervorrufen, was das Verständnis von Redoxvorgängen zusätzlich beeinflusst. Diese beiden Angelegenheiten werden auch bei Barke und Co-Autoren an anderer Stelle behandelt (s. u.), jedoch ohne Bezug zu der von ihnen ebenso genutzten Frage I zur Analyse von Fehlvorstellungen.

Eine dritte, für Frage I spezifischere Angelegenheit, ist die Möglichkeit mehrerer Oxidationszustände von Eisen und Kupfer ($\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}$, $\text{Cu}^+/\text{Cu}^{2+}$), sofern die Lernenden das „schon einmal gehört“ haben. Dies ist beim Redoxpaar $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}$ wahrscheinlich der Fall, da es standardmäßig auch in „abgespeckten“ Tabellen zur Spannungsreihe in Nachschlagewerken, so auch im von der Versuchsgruppe verwendeten Schulbuch, zu finden ist und Eisensalze wie FeCl_2 und FeCl_3 als Standardchemikalien oft im experimentellen Chemieunterricht zu finden sind (vgl. Magyar et al. 2015: 189).

Schülervorstellungen werden auch durch andere Unterrichtsfächer und durch Alltagserfahrungen geprägt, weswegen Vorstellungen jedweder Art a priori selbst bei besonders guter Vermittlung fachlicher Konzepte nicht zu verhindern sind. Schülervorstellungen, die nicht mit dem übereinstimmen, was im Chemieunterricht vermittelt wird, sind aber nicht zwingend ein Merkmal schlechten Unterrichts, daher dürften Fehlvorstellungen nicht allein den Lehr- und Lernbedingungen anzulasten sein. (vgl. Marohn 2008: 75 & 79)

Stattdessen sollten ungenaue oder gar falsche Formulierungen in Lehrbüchern als Quelle für Fehlvorstellungen geprüft werden, was auch mehrere angesehene Autorinnen und Autoren fordern, wie z. B. Acar/Tarhana oder Karamustafaoğlu (vgl. Acar/Tarhana 2007: 367, oder Karamustafaoğlu 2015: 925).

Unabhängig davon bedingt die Divergenz des persönlichen Erlebens und Erfahrens von Kindern und Jugendlichen eine gewisse Heterogenität von Schülergruppen (und damit auch der Stichprobe in dieser Arbeit). Diese Umstände erschweren die Einzelarbeit mit Schülerinnen und Schülern für Lehrerinnen und Lehrer, die notwendig ist, um sich einen Überblick über konkrete Vorstellungen und Schwierigkeiten in einer Schülergruppe zu verschaffen. Zum einen kann später in Kleingruppen eine zielgruppengenaue Wissensvermittlung angegangen werden, zum anderen wird es den Schülerinnen und Schülern ermöglicht sich ihren eigenen Vorstellungen erstmals bewusst zu werden. Wenn dies passiert, so erfordert das zwangsläufig eine Begründung und darüber hinaus die Möglichkeit, andere Konzepte argumentativ zu widerlegen. (vgl. Marohn 2008: 75)

Die o. g. möglichen Ursachen bieten zahlreiche Ansatzpunkte, um Fehlvorstellungen zu minimieren oder zu verhüten, daher wird im Folgenden näher darauf eingegangen.

Der erste Aspekt, der individuelle Sprachgebrauch Lehrender im Chemieunterricht, bezieht sich auf den „Laborjargon“, der bei Redoxreaktionen und Säure-Base-Reaktionen gleichermaßen verbreitet ist. Das Phänomen bezeichnet im engeren Sinne eine Unschärfe bei der verbalen Formulierung chemischer Reaktionen durch Lehrende. Als Ursache für diese Art der Ungenauigkeit kommen u. a. die inhärente Mehrdeutigkeit in naturwissenschaftlichen Lehrgebieten (als Beispiele können der Welle-Teilchen-Dualismus von Elektronen oder das überholte (aber immer noch in Einführungsveranstaltungen verwendete) Bohrsche Atommodell mit der Fehlvorstellung von „um den Atomkern kreisenden Elektronen“ angegeben werden), aber auch die Nachlässigkeit der Lehrenden im täglichen Sprachgebrauch, in Frage. (vgl. Barke et al. 2018: 318)

Die Formulierung der vorgegeben Antworten zu Frage I kann sich vor diesem Hintergrund als nachteilig erweisen, denn wenn die falschen Antworten c („Die Kupfer-Teilchen lagern sich an der Oberfläche des Nagels ab.“) und d („Kupfer verlässt das Kupfersulfat und setzt sich auf dem Nagel ab.“) als unscharfe Formulierungen die Exaktheit mindern, nicht aber den Wahrheitsgehalt (denn die Bildung eines Kupferbelags ist Realität und experimentell beobachtbar), dann würde der Anteil korrekter Antworten auf 64,3 Prozent steigen (wegen $8 + 8 + 11 = 27$ Personen).

Eine niederländische Untersuchung aus den 1990er Jahren zeigte, dass Schwierigkeiten der Lehrenden, den Elektronentransfer zu erklären, auch das Verständnis des Elektronentransferkonzepts (s. o.) aufseiten der Schülerinnen und Schüler behinderte. Am experimentellen Beispiel der Auflösung eines Eisennagels in einer Kupfersulfat-Lösung führte die Mitteilung der eigenen Beobachtung durch die Lehrkraft, anstatt die Schülerinnen und Schüler nach ihren eigenen Beobachtungen zu fragen und diese ihre Beobachtung in eigene Worte zu fassen, gefolgt von eigenen Interpretationen und Schlussfolgerungen, nicht dazu, dass die Lernenden die Idee vom Elektronentransfer akzeptierten. (vgl. Gilbert et al. 2003: 322 & De Jong et al. 1995)

Der Vorschlag der Urheber von Frage I dazu ist, im „Anfangsunterricht“ den Redoxbegriff wegzulassen und bekannte Reaktionen von Metalloxid und Metall (ein offensichtliches Beispiel einer Redoxreaktion) wie $\text{CuO} + \text{Fe} \rightarrow \text{Cu} + \text{FeO}$ lediglich dadurch zu erklären, dass Kupferoxid reduziert und gleichzeitig Eisen oxidiert wird, denn eine Oxidation ist immer automatisch an eine Reduktion gekoppelt. (vgl. Barke et al. 2018: 296)

Das entspricht der empfohlenen Lernstrategie, den Inhalt von mehrdeutigen Fachbegriffen sukzessive aufzuschlüsseln, ohne ihn explizit zu erwähnen, solange die Lernenden mit dem konzeptionellen Inhalt noch nicht vertraut sind. Erst bei der Vorstellung alternativer Konzepte, die zu Missverständnissen führen könnten, wird der Begriff namentlich genannt, um den Schülerinnen und Schülern dessen Eigenständigkeit und Originalität gegenüber dem „neuen“ Alternativkonzept klar zu machen. (vgl. Schmidt et al. 2007)

Neben dem Elektronentransfer bietet der Teilchenbegriff Ansätze für Korrekturen. Die Vorstellung von Kupfer als „Teilchen“ kann ebenfalls zu einer verzerrten Wahrnehmung der Realität führen, wie am Beispiel der Auflösung eines Kupfersulfat-Kristalls gezeigt wurde. In einer Befragung von Jugendlichen zwischen 13 und 15 Jahren (7. bis 9. Klassen) in Deutschland wurden dazu überwiegend Antworten gegeben, bei denen fälschlicherweise „nicht vorgebildete Teilchen“, die entstehen oder wieder verschwinden, angenommen wurden („Kontinuumshypothese“). Demgegenüber kreuzten nur wenige Schülerinnen und Schüler Vorstellungen zu vorgebildeten Teilchen an und argumentierten konsequent mit dem Teilchenkonzept bei Lösungs- und Kristallisationsprozessen sowie bei Aggregatzustandsänderungen. Barke und dessen Co-Autoren empfehlen angesichts dieser Ergebnisse, im Unterricht konsequent mit dem Teilchenmodell zu arbeiten und es wiederholt an unterschiedlichen Beispielen zu vertiefen, um die Vorstellung von Teilchen erfolgreich zu vermitteln. (vgl. Barke et al. 2018: 28)

Eklatante Fehlvorstellungen über Lösungs- und Mischprozesse bei Schülerinnen und Schülern der Sekundarstufe II deutscher Gymnasien wurden auch am Beispiel molekularer Substanzen (anstelle von salzartigen Verbindungen oder Salzhydraten) festgestellt, wo ein Zerfall von Ethanol in seine Atome oder molekulare Fragmente („ C_2H_4 “ und „ H_2O “ als Folge von Dehydratisierung) beim Auflösen in

Benzin angenommen wurde und bei Aufkonzentrieren der Lösung diese Fragmente „zusammen genommen wieder die ursprünglichen Moleküle“ bilden. (Barke et al. 2018: 30)

Durch das Hernehen anderer Ereignisse und die Vermengung mit anderen experimentellen Beobachtungen kann aber auch eine gewisse Willkür der Jugendlichen bei ihrer Argumentation angenommen werden. Dies beseitigt natürlich nicht die Feststellung, dass es den befragten Schülerinnen und Schülern im Rahmen dieser Arbeit ebenso überwiegend an Sicherheit fehlt wie bei den von Barke und dessen Co-Autoren beschriebenen Erfahrungen.

Die Möglichkeit eines dritten, in Frage I nicht explizit angegebenen Oxidationszustandes (Fe^{3+} , ferner Cu^+), kann eine weitere Quelle für Unsicherheit bei der Findung der korrekten Antwort sein. Dabei kann das Wechselspiel des bekannten Redoxpaares $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}$ gut zur Erklärung des Redoxbegriffs im Chemieunterricht verwendet werden. Möglicherweise wussten einige Schülerinnen und Schüler aus der Stichprobe nicht, dass metallisches Kupfer rotfarben ist („kupferrot“) und wurden durch den Hinweis eines „rotbraunen Belags“ in Frage I verunsichert, was Falschantworten oder Zurückhaltung bzw. Nichtankreuzen provozierte. Außerdem hat Rost – eine Varietät einer Eisen-Sauerstoff-Verbindung – ebenfalls eine rotbraune Farbe, was die Interpretationsmöglichkeiten aus Sicht der Befragungsteilnehmer ebenfalls erhöhte.

Das wäre eine weitere Erklärung für den „Einbruch“ des Anteils richtiger Antworten im Vergleich zur Frage II, die ebenfalls Grundlagen betrifft (s. o. und Abbildung 10). Allerdings scheint es sich hier eher um Nichtwissen zu handeln anstelle einer systemischen Fehlvorstellung, die aus ungeeigneten Präkonzepten oder sonstigen Ursachen (s. o.) resultiert.

Das könnte auch bedeuten, dass spezielle Unterrichtskonzepte aus der Fachliteratur zur Beseitigung dieser „einfachen“ Lücken nicht notwendig sind. Stattdessen sind den Schülerinnen und Schülern eher die Besonderheiten der Stoffwelt nahezubringen, vor allem solche, die im Alltag präsent sind, wie z. B. die abweichende Farbe bestimmter, in der Öffentlichkeit sehr bekannter Metalle („goldgelbes“ Gold, rote Kupferkabel) oder anorganischer Verbindungen wie Rost

(rotbraun) an Gegenständen aus Eisen oder die Bildung von Sulfiden an Silberbesteck (schwarzbraunes AgS).

Es liegt die Vermutung nahe, dass abstraktere Redoxreaktionen, wie sie z. B. bei Elektrolysen oder in galvanischen Zellen ablaufen, sehr schwer oder gar nicht zu verstehen sind, wenn vertraute Erfahrungen und Phänomene aus dem Alltag der Schülerinnen und Schüler von diesen nicht erklärt werden können. Bei der Besprechung des Hintergrundes solcher Alltagserfahrungen dürften erzählerische Elemente helfen, vor allem dann, wenn es um breitere Zusammenhänge geht. Am Beispiel des Redoxpaares $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}$ soll dies nun verdeutlicht werden.

Eisen ist als vierthäufigstes Element der Erdkruste ubiquitär verbreitet und in praktisch jedem natürlichen Gestein nachweisbar. Der Eisentransport in der Natur wird von der relativ guten Löslichkeit von Fe^{2+} in Wasser bestimmt, während Fe^{3+} bei neutralen pH-Werten im wässrigen Milieu weitgehend unlöslich ist, auch in Anwesenheit von Sauerstoffspuren. (vgl. Bekker et al. 2010: 468)

Gelangen eisen(II)-haltige Minerale in sauerstoffhaltige Oberflächengewässer, werden sie aufgrund von Wasseraufnahme instabil und gehen durch Oxidation von Fe^{2+} zu Fe^{3+} in „Nadeleisenerz“, ein hydroxydhaltiges Eisenerz der Formel $\text{FeO}(\text{OH})$, über (vgl. von Gehlen/Harder 1956: 136).

In Meerwasser mit niedrigem Sauerstoffgehalt und in Flüssen mit wenig organischer Substanz ist Eisen daher kaum mobilisierbar. Diese natürlichen, makroskopisch wahrnehmbaren Vorgänge bedingen eine auch für Jugendliche plausible Vorstellung von Eisen(III)-Oxid und „reduzierten“ wässrigen Eisen(II)-Lösungen (beim Auflösen des Eisennagels in wässriger Kupfersulfat-Lösung muss also leicht lösliches Fe^{2+} entstehen und nicht schwerlösliches Fe^{3+}), die zur Unterscheidung des Redoxpaares $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}$ beiträgt. Dies bedeutet, dass die plastische Vorführung natürlicher Phänomene das Verständnis und Vorstellungsvermögen der Lernenden mit hoher Wahrscheinlichkeit fördern dürfte.

In ähnlicher Weise lassen sich weitere Beispiele natürlicher Vorgänge, die im Chemieunterricht transparent dargelegt werden können, gewinnbringend verwenden, sodass die Sicherheit vieler Schülerinnen und Schüler im Umgang mit chemischen Phänomenen erhöht, Fehlvorstellungen minimiert und zugleich die

oft unbegründeten Ängste vor dem Fach Chemie genommen werden. Dabei liefert die Fachliteratur „Blaupausen“, die die Stoffwelt und ihr redoxchemisches Verhalten im Unterricht auch auf klassisch-experimentelle Weise verdeutlichen können. Als Beispiel sei hier das Reduktionsvermögen von Eisen(II)-sulfat gegenüber Halogenen (Cl_2 vs. I_2) erwähnt. (vgl. Lee/Fensham 1996)

Zwischenfazit

Aus der Diskussion der elektrochemischen Grundlagen können erste vorläufige Fakten und Schlüsse festgehalten werden.

Zum einen sind Schülerfehlvorstellungen in der Redoxchemie multikausaler Natur, d. h. es kommen mehrere Ursachen in Frage. Am wahrscheinlichsten sind das Festhalten an althergebrachten, für ein Gesamtverständnis nicht ausreichenden Vorstellungen über Redoxreaktionen (Sauerstoff) sowie ungenaue und/oder nachlässige Formulierungen durch Lehrende oder in Lehrbüchern. Allerdings sind es auch die dem menschlichen Verstand schwer zugänglichen, abstrakten Vorgänge auf Mikroebene (atomare, molekulare oder generell auf Teilchenebene), sowie die zulässige und nicht vermeidbare Nutzung naturwissenschaftlicher Modelle, deren Kernaussagen miteinander in Konflikt stehen können (z. B. das Bohrsche Atommodell mit kreisenden Elektronen vs. Wellencharakter von Elektronen). Mehrfach-Redoxzustände (z. B. $\text{Cu}^+/\text{Cu}^{2+}$ oder $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}$), die eine gewisse Unübersichtlichkeit bedingen, sowie nicht zuletzt das Nichtwissen über chemische Vorgänge und Eigenschaften vertrauter Stoffe im täglichen Leben, zählen ebenfalls zu den Gründen für Fehlvorstellungen.

Die Tatsache, dass die für diese Arbeit befragten Schülerinnen und Schüler fast ausnahmslos das Eisennagel-Experiment in einer Kupfersulfat-Lösung nicht richtig verstehen, deutet auf fehlendes Grundlagenwissen hin. Vor diesem Hintergrund ist das Multiple-Choice Fragenformat trotz der inhärenten Schwächen besonders geeignet.

Nichtwissen ist aber von Fehlvorstellungen zu unterscheiden. Zur Behebung des Nichtwissens wird die Lehrperson nicht umhinkommen, die Lerninhalte zu wiederholen. Dabei kann er oder sie aber nur messbare Erfolge haben (wie z. B. durch einen neuerlichen Test nachgewiesen werden kann), wenn didaktische Empfehlungen (vgl. Tabelle 3) berücksichtigt werden, denn der konventionelle Frontalunterricht unter Anlehnung an Lehrbuchinhalte (vgl. Tabelle 2) ist dafür wenig geeignet.

Zu prüfen wäre dagegen der fallbasierte Unterricht, also z. B. das Eisennagel-Experiment und andere einfache Schülerversuche (um Redoxreaktionen als Eckpfeiler der Elektrochemie verständlich zu machen), die exakte Erklärung der Zusammenhänge, ehe der Oberbegriff fällt, sowie die Nutzung von Visualisierungen.

Die Kenntnis der Ursachen liefert zudem weitere, eher allgemeinere Impulse für deren Beseitigung: Betonung des Elektronentransfers als universelle Erklärung für Redoxreaktionen anstelle der Beschränkung auf den Sauerstoff, Exaktheit in der Wortwahl, die Visualisierung chemischer Vorgänge auf Mikroebene (z. B. mit Kalottenmodellen oder Kugeln), das „erzählerische“ Nahebringen natürlicher Phänomene (z. B. Wechsel von Oxidationsstufen in der Natur) für den Ausbau von Faktenwissen und zum Verständnis der Zusammenhänge. Diese Maßnahmen sollten zuerst geprüft werden, ehe im Unterricht systematisch auf spezielle didaktische Konzepte zurückgegriffen wird.

Als unumstößlich kann das wiederholte Nahebringen und Erklären von Alltagsphänomenen angesehen werden. Wer nicht versteht, warum Gegenstände aus Eisen rosten, warum Silberbesteck bei mangelnder Pflege dunkle Stellen zeigt, wie Elektrizität zustande kommt, usw., wird mit hoher Wahrscheinlichkeit auch besondere Mühe haben, die Abläufe in elektrochemischen Zellen zu verstehen. (Zur Pflege von Silberbesteck für die Erklärung redoxchemischer Vorgänge im Unterricht vgl. Tarkin/Uzuntiryaki-Kondakci 2017: 666)

Die Lehrerin oder der Lehrer steht hier vor der Aufgabe, die wahren Ursachen von Fehlvorstellungen zu identifizieren und die von gemeinsamen Ursachen betroffenen Schülerinnen und Schüler in homogene Gruppen einzuteilen, um zielgruppengerechte didaktische Maßnahmen anwenden zu können.

Des Weiteren sollte zwischen Präkonzepten, ungeeigneten didaktischen Konzepten (z. B. Frontalunterricht mit passiver Teilnahme der Schülerinnen und Schüler und eventuell daraus resultierenden hausgemachten Fehlvorstellungen) und Schülernichtwissen unterschieden werden. Allerdings ist der Zusammenhang zwischen den drei Entitäten nicht eindeutig. Ist eine bestimmte Fehlvorstellung, wie z. B. die einseitige Betonung von Sauerstoff bei Redoxreaktionen, das Ergebnis eines Präkonzepts oder von Nichtwissen bezüglich des Elektronentransfers zwischen Atomen bzw. Ionen? Die Antwort auf derartige Fragen dürfte von der konkreten Situation abhängen.

So zeigte eine empirische Untersuchung, dass Faktenwissen und Regelkenntnisse für eine erfolgreiche Problemlösung in der Elektrochemie entscheidend sind (vgl. Tabelle 3 und Lee/Fensham 1996: 553). Ein Hinweis auf Nichtwissen als Ursache für Fehlvorstellungen (anstelle fehlerhafter oder ungeeigneter didaktischer Konzepte, die im früheren Chemieunterricht angewendet wurden) dürfte Zurückhaltung bei der Antwortfindung während Leistungskontrollen bzw. Tests (Nichtankreuzen) sein, allerdings ist das als Einzelhinweis wenig zuverlässig und muss mit weiteren Belegen abgesichert werden.

7.1.2 Bewertung der Fehlvorstellungen im Bereich „Elektrolyse und Galvanische Zellen“

Wenn das Verstehen von Redoxreaktionen Voraussetzung für das Verstehen elektrochemischer Zellen ist, so ist der Leistungsabfall von Fragenkomplex I-II zu Fragenkomplex III-V (Abbildung 10) verständlich. Der besonders niedrige Anteil richtiger Antworten in diesem Lehr- und Lernbereich im Vergleich zu den Fragen I und II kann mit dem abstrakten Charakter von Elektrolysen erklärt werden. Interessanterweise war in einer südafrikanischen Studie der Anteil Lernender mit Fehlvorstellungen über die Elektrolyse im ersten Studienjahr einer Universität mit 80 Prozent noch höher als es in der hier vorliegenden Studie der Fall ist, wenngleich die Datenerhebung dieser Studie von der in dieser Arbeit abweicht. Bei Ogude/Bradley werden die Elektrolyse einer Kupferchlorid-Lösung und die

galvanische Zelle mit Kaliumnitrat-Brücke, die hier in den Fragen III und V behandelt wurden, im Detail besprochen. (vgl. Karamustafaoğlu 2015: 925)

Bei Frage III, zum Thema Transport elektrischer Ladungen in Elektrolytlösungen, wurden im Vergleich zu den Fragen IV und V die besten Ergebnisse erzielt. Es zeigt sich hier ein relativ höherer Anteil richtiger Antworten, zugleich war jedoch auch der Anteil jener Schülerinnen und Schüler erhöht, der keine Antwort gab (vgl. Abbildung 10). Der Vergleich mit den Ergebnissen der Referenzstudie von Schmidt et. al. aus dem Jahr 2007 (Tabelle 1) zeigt deutliche Unterschiede.

Die Anteile der 11. Klassenstufe in Deutschland, die vom Alter her mit den hier vorliegenden Ergebnissen am besten vergleichbar sind, weichen ausgerechnet in Bezug auf die richtige Antwort c deutlich ab. Entschieden sich dort 44 Prozent der Schülerinnen und Schüler für Antwort c, so waren es in der hier befragten Stichprobe lediglich 14,3 Prozent. Stattdessen dominierte Antwort b mit mehr als einem Drittel der Antworten, während es in der Referenzstudie ein Fünftel der Schülerinnen und Schüler war.

Antwort d („Elektronen werden von einem Cu^{2+} -Ion zum nächsten durch die Lösung weiter gereicht“) spielt hier wie dort eine deutlich nachgeordnete Rolle. Auffallend ist auch die Zurückhaltung der Schülerinnen und Schüler in der hier befragten Stichprobe: Mehr als ein Fünftel gab keine Antwort.

Der Vergleich der deutschen Referenzwerte untereinander indiziert, dass beim Wechsel vom gymnasialen Grundkurs zum Leistungskurs der Anteil richtiger Antworten nicht automatisch zunimmt (Leistungskurs 57 Prozent im Vergleich zu 66 Prozent im Grundkurs). Eindeutiger ist dagegen der Leistungssprung zwischen Schülerinnen und Schülern, die am Einführungsunterricht zum Thema Elektrochemie teilnahmen, im Vergleich zum Leistungskurs mit älteren Schülerinnen und Schülern. Dieser Leistungssprung zwischen Einführungs- und Grundkurs ist ein allgemeiner Trend, im Vergleich Grundkurs zu Leistungskurs war der Sprung in allen geprüften Bereichen weniger eindeutig und wie in diesem Fall sogar fallend. (vgl. Schmidt et al. 2007: 270)

Daraus könnte der Schluss gezogen werden, dass die erstmalige Wiederholung des Lehrstoffs im Unterricht mehr bewirkt als jede weitere Wiederholung.

	12. Klassen- stufe (8. Klasse) Österreich N=42	11. Klassen- stufe NRW N=25	12.-13. Klassen- stufe NRW N=61 (Grundkurs)	12.-13. Klassen- stufe NRW N=42 (Leistungskurs)
a.	23,8	20	8	19
b.	35,7	20	16	17
c.*	14,3	44	66	57
d.	4,8	8	5	2
(-)	21,4	8	5	5

Tabelle 4: Frage III – Vergleich der Antworten mit Literaturwerten (Angaben in %) (Eigene Darstellung)

Hinsichtlich der offenen Begründungen, bei denen richtige Antworten überwiegend elektrostatisch erklärt werden, lassen sich wegen des vagen Antwortverhaltens nur wenige Fehlvorstellungen bei den Befragten ableiten. In der Gesamtheit kann die Meinung der Autoren der Referenzstudie geteilt werden, dass der Ladungstransport ein mehrdeutiges Phänomen ist und deswegen mit Begriffsbezeichnungen im Unterricht sorgsam umgegangen werden sollte. Insofern gilt das auch für die Fragen IV und V (s. u.).

In der Referenzstudie war die Frage III zur Kupferchlorid-Lösung als Ergänzung einer Frage über die Elektrolyse reinen Wassers gedacht, bei der keine Aussagen über den Elektrolyten gemacht wurden und die offenen Begründungen der Schülerinnen und Schüler keinen Hinweis darauf gaben, dass sie die Frage nicht verstanden hätten. Frage III stellt mehr Details in Form der Halbreaktionen und die explizite Nennung möglicher Elektrolyten bereit. Beide Multiple-Choice-Fragen wurden von den Urhebern so charakterisiert, dass sie die Kriterien für eine „gute“ Multiple-Choice-Frage erfüllen würden. (vgl. Schmidt et al. 2007: 267 & 273)

Die Elektrolyse einer wässrigen Kupferchlorid-Lösung wurde in der Literatur aber bereits früher zur Bewertung von Schülerfehlvorstellungen herangezogen. Dort wurde gefunden, dass die meisten Schülerinnen und Schüler bzw. auch Studentinnen und Studenten meinen, dass freie Elektronen in Lösung (und nicht Ionen) in einer Zelle mit Graphitelektroden in einer wässrigen Kupferchlorid-Lösung für den elektrischen Strom verantwortlich wären. Lediglich ein Student einer Hochschule aus dem ersten akademischen Jahr konnte aus Sicht der Autoren eine befriedigende Begründung liefern, d. h. elektrischer Strom durch Ionen in Lösung und durch Elektronen im Elektrodendraht. (vgl. Ogude/Bradley 1994: 30)

Auch in der Stichprobe für diese Arbeit gingen nicht wenige davon aus, dass Elektronen für den Ladungstransport in Lösung verantwortlich sind (Fälle Nr. 6, 8, 16, 20, 24, 37, 38), doch zeichnet sich hier eher das Gesamtbild absoluten Nichtwissens ab.

Die Autoren der o. g. Studie führen diese Fehlvorstellung auf unscharfe Formulierungen und sogar falsche Abbildungen in Standardlehrbüchern zurück, allerdings handelt es sich dort um englische Formulierungen, wie z. B. "continuity of current in a cell" oder "continuity of the circuit", also auf einen steten Stromdurchfluss bezogen, der nicht explizit auf eine Flüssigkeit als Medium für den Ladungstransport durch Ionen hinweist. Fortgeschrittene Schülerinnen und Schüler sowie Chemikerinnen und Chemiker wissen natürlich, was damit gemeint ist. Für Lernende, die zum ersten Mal mit dem Ladungstransport in Zellen konfrontiert werden, kann dies jedoch eine Quelle für die Ausbildung von Fehlvorstellungen sein. Schülerinnen und Schüler werden in die Elektrizität vor der Elektrochemie eingeführt, d. h. sie sind zur Zeit des Chemieunterrichts über Redoxvorgänge, Elektrolysen und galvanische Elemente mit der Leitung des elektrischen Stroms in Metallen, aber nicht in Lösungen, informiert. Diese gehorcht anderen Gesetzen. Bei Begriffen wie „Schaltkreis“ in Verbindung mit elektrischem Strom denken sie bei dem Versuch, den Vorgang in einer elektrochemischen Zelle zu erklären, an einen in sich geschlossenen Zyklus aus wandernden Elektronen. In der genannten Studie wurde das von den Schülern sogar nachgezeichnet. (vgl. Ogude/Bradley 1994: 30)

Im Physik- oder Technikunterricht wird elektrischer Strom oft mit Schaltkreisen in Verbindung gebracht, sogar bei Verwendung von Batterien. Es scheint so als würden Schülerinnen und Schüler das im Physik- oder Technikunterricht Gelernte auf die Erklärung von elektrochemischen Zellen im Detail ausweiten wollen. (vgl. ebd.) In der Stichprobe für diese Arbeit begründete z. B. eine Testperson (Fall Nr. 39) seine (falsche) Antwort damit, dass er das „im Rahmen des Physikunterrichts gelernt habe“.

Die Autoren der Vergleichsstudie nutzten später das Beispiel der Elektrolyse einer Kupferchlorid-Lösung zum Nachweis von Fehlvorstellungen hinsichtlich des Elektrodenmaterials (Verwechslung von Kathode und Anode, von positiver und negativer Elektrode und wie das zu Fehldeutungen von Elektrodenereignissen führt) und zum Nachweis einer anderen gängigen Fehlvorstellung, nach der während der Elektrolyse der elektrische Strom den Elektrolyten in positive und negative Ionen spaltet. In der Stichprobe für die vorliegende Arbeit wurden derartige Angelegenheiten in den Begründungen aber nicht thematisiert. (vgl. Ogude/Bradley 1994: 1146)

Die Frage IV zur Elektrolyse von verdünnter Salzsäure liefert Antworten, die teilweise deutlich von den Ergebnissen abweichen, die mit exakt derselben Frage bei deutschen Schülerinnen und Schülern der Jahrgangsstufen 11 und 12/13 (gymnasialer Grund- und Leistungskurs Chemie) vor etwa 20 Jahren erhalten wurden (Tabelle 5). Da nicht bekannt war, ob ihnen eher die Bezeichnung „Kathode“ oder der Terminus „Minuspol“ geläufig war, wurden hier wie dort beide Begriffe verwendet. Variationen anderer zentraler Aspekte der Frage (Beispiel: Ersatz von „verdünnter Salzsäure“ durch „wässrige HCl-Lösung“ oder „ $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ “) bewirkten keine Abweichung im Untersuchungsergebnis der früheren Studie. (vgl. Marohn 2008: 77)

Neben dem Stichprobenumfang (in der Originalarbeit wurden mehrere Tausend Schülerinnen und Schüler befragt, sodass die Zahlen dort statistisch zuverlässiger sind) weicht der Befragungskontext geringfügig ab. Die Frage wurde im Original als Anfangsaufgabe gewählt, „um einen ersten Einblick in Schülervorstellungen zur Elektrolyse“ zu erlangen und weil die Elektrolyse von verdünnter Salzsäure vielen Schülerinnen und Schülern aus dem Unterricht vertraut ist. Die vier

Auswahlmöglichkeiten entsprechen offenen Antworten, die rund 200 Schülerinnen und Schüler in einem Pretest auf dieselbe Fragestellung gaben, bei der keine Multiple-Choice-Antworten vorgegeben waren (vgl. ebd.: 76)

Die Befragten der Klassen 12 und 13 hatten, wie auch bei den für diese Arbeit befragten Schülerinnen und Schüler, das Thema Elektrochemie zum Zeitpunkt der Befragung bereits im Unterricht behandelt. (vgl. Schmidt et al. 2007: 270)

* = richtige Antwort (-) = keine Antwort		12. Klassenstufe Österreich N=42	11. Klassen- stufe NRW N=22	12.-13. Klassen- stufe NRW
a.*	H ₂	9,5	32	49,0
b.	H ⁺	33,3	32	41,0
c.	Cl ₂	2,4	5	4,0
d.	Cl ⁻	35,7	0	2,0
(-)		19,1	31	4,0

Tabelle 5: Frage IV – Vergleich der Antworten mit Literaturwerten (Angaben in %) (Eigene Darstellung)

Der Vergleich mit den Literaturwerten zeigt einen deutlichen Kontrast bei den Antworten „H₂“ und „Cl⁻“ einerseits und ein ähnliches Anteilsniveau bei den Antworten „H⁺“ und „Cl₂“ (Tabelle 5). Dies dürfte auf strukturelle Unterschiede in der Unterrichtung elektrochemischer Aspekte zurückzuführen sein. Auffallend ist auch die hohe Zurückhaltung (keine Antwort angekreuzt), die in der Referenzstudie in der 11. Klassenstufe mit 31 Prozent noch höher ausfiel als in der für diese Arbeit verwendete Stichprobe. In der 12. und 13. Klassenstufe lag sie dagegen sowohl bei Schülerinnen und Schülern im Grundkurs als auch bei jenen im Leistungskurs im einstelligen Prozentbereich. (vgl. Schmidt et al. 2007: 270)

Der hohe Anteil an Schülerinnen und Schülern, die sich für die falsche Antwort „H⁺“ entschieden, wurde in der Originalarbeit von Marohn damit erklärt, dass die Elektrolyse „offensichtlich als Spaltung des Elektrolyten in Ionen interpretiert“ wird und mit der Spaltung und Anlagerung der Ionen an die Zellenpole der Vorgang der Elektrolyse aus Schülersicht „erschöpft“ sei, die meisten Schülerinnen und Schüler ihren Gedankengang also frühzeitig abbrachen. (vgl. Marohn 2008: 76)

Das ist auch in der Stichprobe der vorliegenden Arbeit der Fall, denn von den 14 Testpersonen begründeten sieben ihre Antwort b damit, dass „H⁺ angezogen“ werden. Der kennzeichnende Schlüsselaspekt einer Elektrolyse, d. h. die erzwungene Redoxreaktion als Folge einer angelegten Spannung, wurde von den Schülerinnen und Schülern nicht beschrieben.

Sogar in einer Studie mit fortgeschrittenen Schülerinnen und Schülern bzw. Studentinnen und Studenten aus dem angelsächsischen Sprachraum (Pre-College und College) wurde beobachtet, dass die gängige Fehlvorstellung darin bestand, dass während der Elektrolyse der Elektrolyt durch den elektrischen Strom in positive und negative Ionen aufgebrochen wird. (vgl. Ogude/Bradley 1996: 1146, zitiert nach Karamustafaoğlu 2015: 925)

Das ist in den für die vorliegende Arbeit registrierten Begründungen ebenfalls der Fall, d. h. unabhängig von der Auswahl einer Antwort wird überwiegend mit „Ionen“, „Ladungen“ oder „Wanderung“ begrifflich argumentiert. Lediglich ein Schüler bediente sich explizit eines Redoxvorgangs (Fall 21: „Der Wasserstoff wird reduziert → Cl⁻“), jedoch auch zur Begründung einer unzutreffenden Antwort „Cl⁻“, die hier, anders als in der Originalarbeit, in unverhältnismäßig hohem Anteil gewählt wurde. Bei denjenigen, die sich für die inkorrekte Antwort „H⁺“ entschieden, indizieren die wenigen verwertbaren Begründungen ebenfalls eine einseitige Fokussierung der Schülerinnen und Schüler auf die Spaltung des Elektrolyten in Ionen und lassen die für Elektrolysen zentralen Redoxvorgänge außer Acht, d. h. der Gedankengang wird vorzeitig abgebrochen, wie einige Beispiele zeigen:

- „HCl wird aufgespalten [in H⁺ und Cl⁻], [H⁺] wird angezogen“ (Fall Nr. 3)
- „[H⁺] ist positiv geladen und kann dadurch vom Minuspol angezogen werden, weil + und – sich anziehen“ (Fall Nr. 16)
- „weil die Kathode ein entgegengesetztes Element anzieht und dieses sich in der Kathode festsetzt“ (Fall Nr. 19)
- „H⁺ ist positiv → + und – zieht sich an“ (Fall Nr. 23)
- „da [H⁺] positiv ist und die Kathode positiv ist“ (Fall Nr. 25)
- „weil [H⁺] positiv ist“ (Fall Nr. 33)

Neben der Spaltung in Ionen sind die Begründungen in auffälliger Weise von elektrostatischen Vorstellungen beherrscht. Es muss jedoch erwähnt werden, dass sogar akademisch ausgebildete Chemikerinnen und Chemiker eine Vorliebe für elektrostatische Modelle haben, was zu den jahrelangen Fehlvorstellungen über die kovalente Bindung beigetragen hat. (vgl. Riedel 1998: 21)

Von den lediglich vier befragten Schülerinnen und Schülern, die sich für die korrekte Antwort „H₂“ entschieden, gaben nur zwei eine Begründung an. Dies erlaubt die Vermutung, dass die zwei anderen die richtige Antwort geraten haben könnten, also zufällig wählten. Als akzeptabel können gelten:

- „weil H⁺ von Kathode angezogen wird und durch e⁻ wieder neutral geladen ist“ (Fall Nr. 12)
- „H⁺Cl⁻ → H⁺ und Cl⁻ [...] H geht zur Kathode; H⁺ + 1e⁻ → H; H und H → H₂“ (Nr. 38)

Gleichwohl fehlt beiden Begründungen die explizite Erwähnung von „Reduktion“ oder „reduzierend“. Die letzte Begründung ist in Einklang mit der Beobachtung in der Arbeit von Marohn, wonach ein großer Teil der Schülerinnen und Schüler mit der richtigen Antwort „H₂“ ebenfalls davon ausgeht, dass bei der Elektrolyse zuerst Ionen gebildet werden. (vgl. Marohn 2008: 77)

Die Frage V behandelt ein Beispiel für ein galvanisches Element. Die Vorstellung, dass Ionen von Elektroden entgegengesetzter Ladung angezogen werden, entwickelt sich besonders dann zu einem Problem, wenn statt elektrolytischer Zellen galvanische Zellen erklärt werden sollen. In diesem Zusammenhang muss betont werden, dass die Elektronenbewegung in beiden Halbzellen eines realen

galvanischen Elements in Wahrheit nicht von den Elektrodenladungen verursacht wird, denn die Elektroden sind weder an eine Batteriezelle noch an einen Generator angeschlossen. Stattdessen liefert das galvanische Element selbst Elektrizität. Folglich wandern die Ionen aufgrund von Elektronentransferreaktionen, die an den Elektroden ablaufen und die elektrische Neutralität aufrechterhalten (Ladungsausgleich). (vgl. Ogude/Bradley 1996: 1147)

Diese Umstände sind offenbar Hauptursache für die Entwicklung von Fehlvorstellungen und/oder Missverständnissen bei Schülerinnen und Schülern hinsichtlich der Rollen und scharfen Abgrenzung zwischen Anode und Kathode oder Plus- und Minuspol, offenbar weil nicht eindeutig definiert ist, woher die Elektronen kommen und gehen. Ogude und Bradley identifizierten eine inkonsistente Terminologie, wie etwa die Anode als die „positive Elektrode in galvanischen Zellen und die negative Elektrode in elektrolytischen Zellen“, als eines von zwei Hauptproblemgebieten, neben dem Mangel an exaktem Wissen über die einzelnen Komponenten einer elektrochemischen Zelle. (vgl. ebd.: 1148)

Schmidt und dessen Co-Autoren konkretisierten dies am Beispiel des Daniell-Elements dahingehend, dass Elektronen an der Zinkelektrode als Folge einer Oxidation resultieren. Da Elektronen nicht frei existent sind, sondern zeitgleich transferiert werden müssen (via Metalldraht), werden sie an der Kupferkathode „verbraucht“ (Reduktion). (vgl. Schmidt et al. 2007: 260)

Folglich gilt sowohl für galvanische als auch für elektrolytische Zellen:

- Die Anode ist die Elektrode, an der die Oxidation stattfindet.
- Elektronen werden an der Anode „produziert“ und fließen durch den Draht zur Kathode.
- Anionen wandern in Lösung zur Anode und Kationen zur Kathode.

Dagegen muss bei Verwendung des anderen komplementären Begriffspaares, Plus- und Minuspol, streng zwischen beiden Zelltypen differenziert werden. Zinkatome neigen eher dazu, Ionen zu bilden, als Kupferatome. In der galvanischen Zelle, wie z. B. im Daniell-Element, ist die Zinkelektrode daher der Minuspol und die Kupferelektrode der Pluspol. Dies ist auch dann so, wenn keine Reaktion stattfindet. In Lösung wandern die negativ geladenen Anionen zum

Minuspol, die positiv geladenen Kationen zum Pluspol. Schließlich fließen die Elektronen im Daniell-Element vom Minuspol durch den Metalldraht zum Pluspol.

In einer elektrolytischen Zelle, wo die Reaktion umgekehrt abläuft (Reduktion von Zinkionen und Oxidation von Kupfer), ist der Minuspol ebenfalls die Zinkelektrode, aber zugleich mit der Batterie verbunden. Zudem findet am Minuspol hier nun die Reduktion statt (anstelle der Oxidation im galvanischen Element, s. o.). In Lösung wandern die negativ geladenen Anionen hier nun zum Pluspol, die positiv geladenen Kationen zum Minuspol und Elektronen fließen vom Pluspol durch den Draht zum Minuspol. (vgl. ebd.)

Gegenüber der Referenzstudie von Schmidt und dessen Co-Autoren enthält die galvanische Zelle hier eine Salzbrücke, während dort die beiden Halbzellen durch ein Diaphragma getrennt waren. Davon war die richtige Antwort c, die den Ladungsausgleich anspricht, betroffen (vgl. Tabelle 6). Während sich bei der für diese Arbeit durchgeführten Befragung Kalium- und Nitrationen aus der Salzbrücke in die beiden Halbzellen bewegen müssen, um die Neutralität zu gewähren, wandern in der Referenzstudie Zinkionen durch das Zelldiaphragma, somit ohne Salzbrücke. (vgl. Schmidt et al. 2007: 267)

Prinzipiell wird damit in beiden Fällen auf den Ladungsausgleich durch Ionen als richtige Antwort abgezielt, doch der Austausch des Diaphragmas gegen eine Salzbrücke könnte die Aufgabe aus Sicht der Schülerinnen und Schüler als Folge einer Zunahme der Ionensorten und einer weiteren Elektrolytlösung verkomplizieren.

* = richtige Antwort (-) = keine Antwort ** = abweichende Antwort im Original (Diaphragma)	12. Klassenstufe Österreich N=42	11. Klassenstufe NRW N=75	12.-13. Klassenstufe NRW N=48 (Grundkurs)	12.-13. Klassenstufe NRW N=40 (Leistungskurs)
a.	33,3	40	25	13
b.	21,4	5	15	8
c.*	11,9	(23)**	(19)**	(43)**
d.	16,7	16	31	19
(-)	16,7	16	10	17

Tabelle 6: Frage V – Vergleich der Antworten mit Literaturwerten (Angaben in %) (Eigene Darstellung)

Wie der Vergleich mit der nahe liegenden 11. Klassenstufe aus der deutschen Referenzstudie (Tabelle 6) zeigt, werden die Antworten in der Stichprobe für diese Arbeit tatsächlich gleichmäßiger gestreut als das bei den Fragen III und IV der Fall war (s. o.).

In einer anderen Studie, bei der ein Daniell-Element mit Salzbrücke verwendet wurde, aber andere Antworten zur Auswahl standen (dort stand nicht der Ladungsausgleich an sich, sondern mehr die Bewegung der Elektronen und Ionen im Mittelpunkt) wurde dieser Umstand ebenfalls beobachtet und dahingehend interpretiert, dass unter den befragten Testpersonen eine weitverbreitete Unsicherheit über die mikroskopischen Abläufe bestand. (vgl. Ogude/Bradley 1994: 32)

Das kann durchaus auf das Ergebnis übertragen werden. Mehr noch, nur eine Minderheit derer, die sich für eine Antwort entschieden, optierte für die richtige Antwort c, wobei diese wiederum, bis auf eine Ausnahme (Fall Nr. 14), ihre Wahl nicht akzeptabel oder gar nicht begründen konnte. Stattdessen entschieden sich 23 der insgesamt 42 Schülerinnen und Schüler, und damit mehr als die Hälfte,

für die inkorrekten Antworten a und b, bei denen von einem Elektronentransport über die Salzbrücke, also durch eine wässrige Lösung, ausgegangen wird.

Auch in der anderen Studie mit Salzbrücke wurde registriert, dass die meisten Schülerinnen und Schüler sowie Studentinnen und Studenten von Elektronen in Lösung ausgingen (vgl. Ogude/Bradley 1994: 32).

Inkorrekte Begründungen indizieren, dass die Existenz einer Salzbrücke und damit einer zusätzlichen Elektrolytlösung im System (höhere Anzahl der möglichen Zellprozesse) die Verunsicherung unter jenen Schülerinnen und Schülern erhöhte, bei denen entweder Elektronen oder Sulfationen den Weg über die Salzbrücke nehmen (Fälle. Nr. 23, 27, 41).

Salzbrücken als Unsicherheit stiftende Elemente werden von Ogude und Bradley als mögliche Quellen für Fehlvorstellungen thematisiert. Demnach resultieren die Missverständnisse zum Zweck der Salzbrücke und zur Elektroneutralität aus dem Mangel an expliziten Informationen in Lehrbüchern. Viele Bücher geben lediglich, wenn überhaupt, eine oberflächliche Beschreibung der Salzbrücke an. Auch der Stromkreisbegriff (s. o.) verursacht Fehlvorstellungen bei galvanischen Elementen. (vgl. Ogude/Bradley 1994: 33)

Die beiden Vergleichsstudien sind Primärquelle für Implikationen zur Unterrichtsgestaltung zum Thema Elektrochemie. Nach Schmidt und dessen Co-Autoren (vgl. dazu die näheren Erläuterungen im Theorieteil) erhöht sich die Transparenz durch explizite Verdeutlichung alternativer chemischer bzw. physikalischer Konzepte und durch einen strategischen Gebrauch von zweideutigen Begriffen im Unterricht. Ogude und Bradley regen ebenfalls zu mehr Transparenz an, um Quellen für potenzielle Missverständnisse zu minimieren, wie an einigen Stellen zu lesen ist: "Teachers [...] should deal with misconceptions explicitly and spend time making specific mention of possible areas of confusion" (Ogude/Bradley 1994: 33). In diesem Zusammenhang empfehlen sie eine Lehrmethode, bei der die Zelle in ihrer Gesamtheit verstanden wird. Indirekt wird auf die Auswahl geeigneter Lehrbücher, d. h. Lehrmittel mit exakten Formulierungen, geachtet.

Zudem gilt der Mangel an exaktem Wissen über die Bestandteile einer elektrochemischen Zelle als wesentliche Ursache für die Entwicklung von

Fehlvorstellungen. Eine formale Beschreibung, was Voltmeter, Amperemeter, Salzbrücken, usw. in einer galvanischen oder elektrolytischen Zelle genau bewirken, kann das Problem lindern. (vgl. Ogude/Bradley 1996: 1148)

7.1.3 Gesamtbewertung

Die Auswertung der Befragung zeigt, dass bei den Schülerinnen und Schülern der untersuchten Stichprobe überwiegend Nichtwissen (und daher nicht so sehr Fehlvorstellungen) über elektrochemische Zellen vorherrscht. In nur wenigen Ausnahmen, also punktuell, kann von Sicherheit im Umgang mit dem Thema gesprochen werden, wenn die richtige Antwort und zugleich eine richtige Begründung formuliert wurde. Dennoch können einige in der Literatur dokumentierte Fehlvorstellungen bestätigt werden: freie Elektronen in Lösung als Ursache für den Ladungstransport (anstelle von Ionen), Unvollständigkeit der zu erklärenden Gesamtabläufe in der Zelle, und ein wenig exakter Umgang mit Fachbegriffen (Zellbestandteile, Elektrolyte usw.).

7.2 Implikationen für den Unterricht

Die Fachliteratur stellt bereits mehrere allgemeine Empfehlungen für den Unterricht zum Thema Elektrochemie bereit:

- Die Art und Weise der Einführung in die Elektrochemie im Unterricht spielt eine wichtige Rolle in der Förderung des Schülerverständnisses im Fach Chemie aufgrund der Schwierigkeit, die (elektro-)chemischen Konzepte zu verstehen. (vgl. Tarkin/Uzuntiryaki-Kondakci 2017: 660)
- Lehramtsanwärter sollten die elektrochemischen Konzepte mit ihrer Alltagserfahrung in Verbindung bringen, koppeln und diese unmissverständlich den Lernenden vermitteln können. (vgl. Karamustafaoğlu 2015: 924)

- Verwendung einer eindeutigen fachlichen Terminologie, und zwar sowohl in der verbalen Vermittlung des Wissens als auch durch sorgfältige Auswahl des Lehrmaterials (insbesondere Lehrbücher). (vgl. ebd.)
- Differenzierung zwischen Nichtwissen und Fehlvorstellungen. So führt ein Mangel an Wissen über Sinn und Funktion der einzelnen Bestandteile einer elektrochemischen Zelle zu Fehlvorstellungen. (vgl. Ogude/Bradley 1996: 1148)
- Je nach Thema bzw. Konzept ist eine holistische Sichtweise zu betonen, d. h. die sonst übliche scharfe Trennung zwischen Physik und Chemie sollte aufgehoben werden. (vgl. ebd.)

Diese allgemeinen Hinweise sollten zuerst beherzigt werden, ehe spezielle Maßnahmen, wie z. B. Unterrichtskonzepte oder Lernstrategien, verwendet werden. Es muss nun zwischen allgemein verwendbaren Maßnahmen und spezifischen, d. h. auf die Stichprobe oder die Schülerschaft im Konrad-Lorenz-Gymnasium Gänserndorf zugeschnittenen Maßnahmen unterschieden werden, denn es sei noch einmal betont, dass die anhand der für diese Studie vorliegenden Stichprobe abgeleiteten Schlussfolgerungen nicht verallgemeinerbar sind. Im vorliegenden konkreten Fall müssen die genauen Ursachen identifiziert werden, um zielführende Gegenmaßnahmen zur Beseitigung und Prävention der Fehlvorstellungen bei Schülerinnen und Schülern ergreifen zu können. Wenn das nicht gelingt oder Zweifel bestehen, sollte wenigstens die Anwendung von Maßnahmen geprüft werden, die aus einem vergleichbaren Kontext resultieren (vgl. Tabellen 2 und 3) und bei denen vor allem Mängel in der Formulierung und Übertragung von Informationen durch die Lehrperson oder durch Lehrbücher im Vordergrund stehen. Optimale Transparenz im Unterricht, Konzeptinhalte vor der expliziten Bezeichnung eines mehrdeutigen Konzepts erschöpfend zu erklären (Bezeichnungen sollten erst bei der Vorstellung alternativer Konzepte genannt werden), und ein ausgereiftes Schülerverständnis hinsichtlich der Faktoren, die ihr Verständnis elektrochemischer Zusammenhänge behindern, sollten vorrangige Ziele sein.

Die Erörterung in dieser Arbeit zeigt, dass zunächst zwischen Fehlvorstellungen und Nichtwissen unterschieden werden sollte. In der hier untersuchten Stichprobe verfügt der Großteil der befragten Schülerinnen und Schüler über zu wenig

Wissen über die Materie. Gleichwohl konnten aus dem Befragungsmuster der Multiple-Choice-Fragen ausreichend Indizien für manifestierte Fehlvorstellung gefunden werden. Durch Abgleich mit der Fachliteratur können entsprechende Gegenmaßnahmen rasch postuliert werden.

7.3 Methodische Einschränkungen (Limitationen)

Die Auswertung ist zwar angesichts verschiedener inhärenter Probleme des Datensatzes eingeschränkt, jedoch in der Gesamtschau erfolgreich. Problemmerkmale des Datensatzes sind zum einen der geringe Umfang der Stichprobe. $N = 42$ Personen liegt im Grenzbereich des empfohlenen Mindestumfangs von $N = 30-50$, der für eine repräsentative Stichprobe und die Anwendung der meisten statistischen Tests und Schätzverfahren erforderlich ist. (vgl. Raab-Steiner/Benesch 2010: 20)

Zum anderen kann die Verwendung eines Multiple-Choice-Antwortformats als Problem aufgefasst werden. In Zusammenhang mit deskriptiver Statistik ist zu beachten, dass die damit gewonnen Ergebnisse und Aussagen ausschließlich auf die untersuchte Stichprobe bezogen sind und eine Verallgemeinerung oder Übertragung auf eine übergeordnete Masse nicht zulässig ist. (vgl. Schwarze 2009: 21)

Multiple-Choice-Aufgaben bieten den Vorteil eines geringen Zeitaufwands für die Auswertung, wenn es um die Diagnose von Schülervorstellungen geht. Dem steht die Wahrscheinlichkeit von „Zufallstreffern“ gegenüber, d. h. richtige Antworten, die zufällig angekreuzt wurden. Einen Hinweis darauf gibt die Art und Weise der schriftlich formulierten Begründungen oder Interviews. Trotz der Nachteile sind Multiple-Choice-Aufgaben für den Nachweis von Fehlvorstellungen in der Elektrochemie auch bei den hier verwendeten Originalarbeiten verbreitet. (vgl. Marohn 2008: 79)

8. Konsequenzen

Die Konsequenzen zielen auf eine schrittweise Verbesserung des Unterrichts im Gymnasium Gänserndorf ab mit dem Ziel, die Schülerleistungen im Fach Chemie im Allgemeinen und im Themengebiet Elektrochemie im Speziellen zu verbessern. Im ersten Schritt gilt es unbedingt Wissenslücken zu beseitigen, denn die Ergebnisse der Datenerhebung bestätigen in erster Linie, dass Schülerinnen und Schüler nur vereinzelt Redoxreaktionen und elektrochemische Konzepte verstanden haben und das auch zum Ausdruck bringen können. Dafür wird man nicht umhinkommen, von Grund auf neu zu beginnen. Allerdings sollten hier bereits die allgemeinen Empfehlungen zur Prävention bzw. Beseitigung von Schülerfehlvorstellungen beachtet werden. Im weiteren Verlauf könnten die Schülerinnen und Schüler je nach Fehlvorstellung und Lernfortschritt in Gruppen eingeteilt und spezielle Gegenkonzepte, die an einer diskreten Fehlvorstellung ansetzen, ausprobiert werden:

- Fallbasierter Unterricht. Diese Variante dürfte besonders bei der Einführung in ein neues Thema/Konzept geeignet sein.
- Visualisierungen (z. B. computergestützt, um das Interesse zu wecken), fallbasierter Unterricht oder Problemlösungen in Gruppen. Derartige Möglichkeiten könnten bei der Vertiefung eines Themas bzw. Konzepts geeignet sein, in welche bereits eingeführt wurde.
- Anwendung von besonderen Algorithmen zur Problemlösung. Diese Möglichkeit erscheint ebenfalls zur Vertiefung eines Themas bzw. Konzepts geeignet zu sein, in welches bereits eingeführt wurde.

Die einzelnen der Fachliteratur entnommen Gegenmaßnahmen bzw. -strategien sind demnach je nach Lehr- und Lernphase unterschiedlich geeignet.

Die Schülerleistungen sollten nach Abschluss der Maßnahmen erneut getestet werden (am besten in zeitlichem Abstand, z. B. nach einigen Wochen), um den Lehr- und Lernfortschritt im Gymnasium Gänserndorf zu prüfen und die Entwicklung und/oder Korrektur von Fehlvorstellungen im zeitlichen Verlauf zu registrieren. Wenn die gesammelten Ergebnisse genügend Muster und Tendenzen

erkennen lassen und ein Aufwärtstrend zu verzeichnen ist, sollte das für einen eigenständigen Ansatz zur Ausarbeitung eines Unterrichtskonzepts genügen, das auch an anderen Schulen der Sekundarstufe II in Österreich mit Erfolg implementierbar ist.

9. Zusammenfassung, Fazit und Ausblick

Das Ziel dieser Diplomarbeit war die Feststellung und Bewertung von Schülerfehlvorstellungen im Chemieunterricht der Sekundarstufe II mit den Schwerpunkten Redoxchemie und elektrochemische Zellen. Die Datenerhebung basierte auf einer Stichprobe mit 42 Schülerinnen und Schülern eines Gymnasiums in Gänserndorf (Österreich).

Methodische Grundlage war ein Fragebogen im Multiple-Choice-Format mit Antwortmöglichkeiten, die neben der richtigen Auswahl diverse Fehlvorstellungen, d. h. gängige oder erwartbare, wissenschaftlich nicht haltbare Schülervorstellungen, thematisierten. Ein offener Antwortteil für die schriftlich-verbale Begründung der gewählten Antworten gestattete tiefere Einblicke in Denkmuster der Schülerinnen und Schüler und in das Zustandekommen dieser Antworten.

Die Auswertung reflektierte in erster Linie einen Mangel an Grundlagenwissen (Nichtwissen) anstatt Fehlvorstellungen unter den Schülerinnen und Schülern der Stichprobe. Es wurden lediglich punktuell Fälle registriert, in denen eine Testperson die richtige Antwort wählte und das auch in akzeptabler Weise begründen konnte. Die überschaubare Anzahl an verwertbaren Falschantworten war jedoch geeignet, gängige, in der Literatur dokumentierte Fehlvorstellungen zu bestätigen. Bei Redoxreaktionen waren das die ungenügende Vorstellung vom Sauerstoff als bestimmendes Agens anstatt des universell anwendbaren und erklärungsmächtigeren Elektronentransfers. Bei elektrochemischen Zellen (Elektrolysezellen und galvanischen Elemente) waren es ein vorzeitiges Abbrechen des Gedankengangs, wegen dem Redoxprozesse nicht vollständig erfasst werden, und Fehlvorstellungen über Elektrolyte und Elektronen als Ladungsträger. Mit steigender Komplexität der Frage bzw. Problemstellung nahm auch die Zurückhaltung der Testpersonen zu, was an steigenden Anteilen von Nicht-Antworten festgemacht wurde und als Proxy für Unsicherheit interpretiert wurde. Als Konsequenz wurde die sukzessive Verbesserung des Unterrichts im Gymnasium Gänserndorf vorgeschlagen, um die Schülerleistungen im Fach Chemie, speziell im Themengebiet Elektrochemie, zu verbessern. Dafür muss zuerst das Grundlagenwissen verbessert werden, indem Basiskenntnisse unter Anwendung

besonderer Lehr- bzw. Unterrichtsmethoden vermittelt werden. Erst wenn Wissenslücken geschlossen sind, können je nach Fehlvorstellung und Lernfortschritt zugeschnittene Gegenmaßnahmen angewendet werden, um Fehlvorstellungen zu unterbinden. Dafür stellt die Fachliteratur Methoden bereit, wie z. B. den fallbasierten Unterricht zur Einführung neuer Themen bzw. elektrochemischer Konzepte, die Nutzung computergestützter Visualisierungen, Problemlösungen in Gruppen, oder individuelle und spezielle Algorithmen zur Problemlösung. Um die Wirksamkeit der Maßnahmen und den Fortschritt des Lehr- und Lernprozesses zu kontrollieren, sollten die Leistungen der Lernenden nach Abschluss des Adaptionsprogramms neu getestet werden. Wenn die so gesammelten Ergebnisse genügend Muster und Tendenzen erkennen lassen und ein Aufwärtstrend nachweisbar ist, würde das einem eigenständigen Ansatz für ein Unterrichtskonzept genügen, das auch an anderen Schulen der Sekundarstufe II in Österreich mit Erfolg angewendet werden kann.

Quellen

Acar, Burcin; Tarhan, Leman (2007). Effect of Cooperative Learning Strategies on Students' Understanding of Concepts in Electrochemistry. *International Journal of Science and Mathematics Education*, 5, 349-373.

Atteslander, Peter (2000). *Methoden der empirischen Sozialforschung*. 9. Auflage, Verlag Walter de Gruyter, Berlin.

Barke, Hans-Dieter (2006): *Chemiedidaktik. Diagnose und Korrektur von Schülervorstellungen*. Springer Verlag, Berlin/Heidelberg.

Barke, Hans-Dieter; Harsch, Günther; Kröger, Simone; Marohn, Annette (2018). *Chemiedidaktik kompakt. Lernprozesse in Theorie und Praxis*. 3. Auflage, Verlag Springer Spektrum.

Bekker, Andrey; Slack, John F.; Planavsky, Noah; Krapež, Bryan; Hofmann, Axel; Kronhauser, Kurt O.; Rouxel, Olivier J. (2010). Iron Formation: The Sedimentary Product of a Complex Interplay among Mantle, Tectonic, Oceanic, and Biospheric Processes. *Economic Geology*, 105, 467-508.

Ben-Zvi, R., Eylon, B. S. & Silberstein, J. (1987). Students' visualization of a chemical reaction. *Education in Chemistry*, 24(4), 117-120.

Brandt, Ludo; Elen, Jan; Hellemans, Jacqueline; Heerman, Luc; Couwenberg, Ina; Volckaert, Liesbeth; Morisse, Heidi (2001). The impact of concept mapping and visualization on the learning of secondary school chemistry students. *International Journal of Science Education*, 23(12), 1303-1313.

Bundesrecht konsolidiert: gesamte Rechtsvorschrift für Lehrpläne – allgemeinbildende höhere Schulen idF vom 14.01.2020 (BGBl Nr. 88/1985) zuletzt geändert durch BGBl II Nr. 395/2019. Anlage A: Lehrplan der allgemeinbildenden höheren Schulen. Sechster Teil: Lehrpläne der einzelnen Unterrichtsgegenstände. 2. Oberstufe. Online verfügbar: <https://www.ris.bka.gv.at/GeltendeFassung.wxe?Abfrage=Bundesnormen&Gesetzesnummer=10008568> [Stand: 14.01.2020].

De Jong, Onno; Acampo, Jeannine; Verdonk, Adri (1995). Problems in Teaching the Topic of Redox Reactions: Actions and Conceptions of Chemistry Teachers. *Journal of Research in Science Teaching*, 32(10), 1097-1110.

Diekmann, Andreas (2012). *Empirische Sozialforschung*. 6. Auflage, Rowohlt Taschenbuchverlag, Reinbek bei Hamburg.

Garnett, Pamela J.; Treagust, David F. (1992). Conceptual Difficulties Experienced by Senior High School Students of Electrochemistry: Electric Circuits and Oxidation-Reduction Equations. *Journal of Research in Science Teaching*, 29(2), 121-142.

Gilbert, John K.; De Jong, Onno; Justi, Rosária; Treagust, David F.; Van Driel, Jan H. (2003). *Chemical Education: Towards Research-based Practice*. Kluwer Academic Publishers, New York/Boston/Dordrecht/London/Moscow.

Karamustafaoğlu, Sevilay (2015). Understanding Electrochemistry Concepts using the Predict-Observe-Explain Strategy. *Eurasia Journal of Mathematics, Science & Technology Education*, 11(5), 923-936.

Kind, Vanessa (2004). *Beyond Appearances: Students' Misconceptions About Basic Chemical Ideas*. 2nd Edition, Royal Society of Chemistry, London.

Lee, Kam-Wah Lucille; Fensham, Peter J. (1996). A general strategy for solving high school electrochemistry problems. *International Journal of Science Education*, 18(5), 543-555.

Marohn, Annette (1999). *Falschvorstellungen von Schülern in der Elektrochemie - eine empirische Untersuchung*. Dissertation, Universität Dortmund.

Magyar, Roderich; Liebhart, Wolfgang; Jelinek, Gabriela (2015). Elemente. ÖBV, Wien.

Marohn, Annette (2008). Ionenbildung durch Strom? Eine an Schülervorstellungen orientierte und chemiegeschichtlich motivierte Unterrichtskonzeption. CHEMKON, 15(2), 75-84.

Niaz, Mansoor; Chaçon, Eleazar (2003). A Conceptual Change Teaching Strategy to Facilitate High School Students' Understanding of Electrochemistry. Journal of Science Education and Technology, 12(2), 129-134.

Nieswandt, M. (2001). Von Alltagsvorstellungen zu wissenschaftlichen Konzepten: Lernwege von Schülerinnen und Schülern im einführenden Chemieunterricht. Zeitschrift für Didaktik der Naturwissenschaften, 7, 33-52.

Ogude, A. N.; Bradley, J. D. (1994). Ionic conduction and electrical neutrality in operating electrochemical cells. Journal of Chemical Education, 71, 29-34.

Ogude, N. A.; Bradley, J. D. (1996). Electrode process and aspects relating to cell EMF, current, and cell components in operating electrochemical cell. Journal of Chemical Education, 73, 1145-1149.

Raab-Steiner, Elisabeth; Benesch, Michael (2010). Der Fragebogen. Verlag facultas, Wien.

Riedel, Erwin (Hrsg.) (1998). Moderne Anorganische Chemie. Verlag Walter de Gruyter, Berlin, New York.

Sanger, Michael J.; Greenbowe, Thomas J. (1997). Common Student Misconceptions in Electrochemistry: Galvanic, Electrolytic, and Concentration Cells. Journal of Research in Science Teaching, 34(4), 377-398.

Schmidt, Hans-Jürgen (1997). Students' Misconceptions – Looking for a Pattern. Science Education, 81(2), 123-135.

Schmidt, Hans-Jürgen; Marohn, Annette; Harrison, Allan G. (2007). Factors That Prevent Learning in Electrochemistry. Journal of Research in Science Teaching, 44(2), 258-283.

Schwarze, Jochen (2009). Grundlagen der Statistik. Band 1: Beschreibende Verfahren. 11. Auflage, Verlag Neue Wirtschafts-Briefe, Herne.

Stein, Melanie (2016). Ergänzung eines bestehenden Erhebungsinstruments zum Umgang von Lehrkräften mit „Fehlvorstellungen“ von Schülern, in: Zentrum für Lehrerbildung der Universität Kassel (Hrsg.), Reihe Studium und Forschung, Band 25. Kassel University Press GmbH, Kassel.

Tarkin, Aysegul; Uzuntiryaki-Kondakci, Esen (2017). Implementation of case-based instruction on electrochemistry at the 11th grade level. Chemistry Education Research and Practice, 18, 659-681.

Tranfield, David; Denyer, David; Smart, Palminder (2003). Towards a Methodology for Developing Evidence-Informed Management Knowledge by Means of Systematic Review. British Journal of Management, 14, 207-222.

Tsaparlis, Georgios (2019). Teaching and Learning Electrochemistry. Israel Journal of Chemistry, 59, 478-492.

von Gehlen, Kurt; Harder, Herrmann (1956). Zur Genese der kretazischen Eisenerze von Auerbach (Oberpfalz). Heidelberger Beiträge zur Mineralogie und Petrographie, Bd. 5, S. 118-138.

Abkürzungen

A. d. V.	Anmerkung des Verfassers
bzw.	beziehungsweise
d. h.	das heißt
dt.	deutsch
ebd.	ebenda
engl.	englisch
ggf.	gegebenenfalls
Hrsg.	Herausgeber
i. d. R.	in der Regel
i. H. v.	in Höhe von
k. A.	keine Angabe(n)
lt.	laut
N. N.	Nomen Nominandum
NRW	Nordrhein-Westfalen
s.	siehe
S.	Seite
s. o.	siehe oben
sog.	sogenannte(-r/-s)
s. u.	siehe unten
o. ä.	oder ähnliche(r)/(s)
u. a.	und andere / unter anderem
u. ä.	und ähnliche(r)/(s)
usw.	und so weiter
vgl.	vergleiche
vs.	versus
z. B.	zum Beispiel
z. T.	zum Teil

Abbildungen

Abbildung 1: Frage I – Anteile der Testpersonen am Antwortmuster	26
Abbildung 2: Frage I – Anteile der Testpersonen geordnet nach Antwortkategorien	27
Abbildung 3: Frage II – Anteile der Testpersonen geordnet nach Antwortkategorien	28
Abbildung 4: Frage III – Anteile der Testpersonen am Antwortmuster	29
Abbildung 5: Frage III – Anteile der Testpersonen geordnet nach Antwortkategorien	30
Abbildung 6: Frage IV – Anteile der Testpersonen am Antwortmuster.....	31
Abbildung 7: Frage IV – Anteile der Testpersonen geordnet nach Antwortkategorien	32
Abbildung 8: Frage V – Anteile der Testpersonen am Antwortmuster.....	33
Abbildung 9: Frage V – Anteile der Testpersonen geordnet nach Antwortkategorien	34
Abbildung 10: Fragen I bis V – Vergleich der Antwortmuster	35

Tabellen

Tabelle 1: Konzepte gegen Fehlvorstellungen und für effektiven Unterricht zum Thema Elektrochemie in der Sekundarstufe II	8
Tabelle 2: Übersicht über Unterrichtsprobleme in Bezug auf Redoxreaktionen	11
Tabelle 3: Allgemeine Problemlösestrategie für den Unterricht in Elektrochemie	12
Tabelle 4: Frage III – Vergleich der Antworten mit Literaturwerten	51
Tabelle 5: Frage IV – Vergleich der Antworten mit Literaturwerten	54
Tabelle 6: Frage V – Vergleich der Antworten mit Literaturwerten	59

Anhang

Begründungen im Fragebogen

Frage I

- 1) Ich bin lost bitte letzte Seite lesen
- 2) $Fe^0 + Cu^{+II}SO_4^{-II} \rightarrow Cu + FeSO_4$
- 3) –
- 4) Durch das Eisen im Nagel
- 5) –
- 6) a) Sulfat kann nicht einfach reduziert werden; b) Cu^{2+} - Ionen werden nicht reduziert
d) Ein Stoff kann eine Verbindung nicht einfach „verlassen“
- 7) –
- 8) Redox-Reaktion mit dem Eisen
- 9) –
- 10) d) weil Kupfer eine höhere EN hat und es sich am Nagel absetzt
- 11) –
- 12) –
- 13) Das Sulfat bindet sich an das Eisen & dabei entstehen Cu-Atome und Eisensulfat. Dieses Kupfer setzt sich dann ab, weil es in keiner Bindung ist.
 $Fe_2 + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu^0$
- 14) Kupfer ist 2+ und Eisen ein wenig negativ → wird von Eisen angezogen
- 15) a,b, nicht, weil ein Stoff nicht weniger werden kann
- 16) Stoffe können nicht reduziert werden, sie dürfen ihre Menge nicht verändern (→ nicht a und b). gewisse Teilchen können sich jedoch von einem Stoff lösen und ablagern
- 17) nicht a), weil Stoffe nicht weniger werden können
nicht b), weil ----- || -----
nicht c), weil sich nichts ablagern kann
- 18) Eine Redoxreaktion benötigt mehr Variablen und die Kupfersulfat-Lösung sich absetzt. $Fe^0 + (Cu^{+II}SO_4^{-II}) \rightarrow CuSO_4 + Fe^{+II}$
- 19) Weil bei einer Redox-Reaktion sich die Stoffe „verschieben“ können, und dadurch das Kupfer sich absetzt.

- 20) weil Eisen sich in Kupfersulfat nicht löst
- 21)–
- 22)–
- 23) Durch das Eintauchen des Nagels in Kupfersulfat-Lösung spalten sich die zwei Elemente und Kupfer setzt sich auf dem Nagel ab.
- 24) d → freiwillig ablaufende Reaktion
die farbgebenden Kupferteilchen lösen sich und setzen sich am Nagel ab
- 25) Kupfer ist unedler als Eisen
- 26)–
- 27) Der Kupfer will mit dem Eisen reagieren → lagert sich außen ab und wird rot
- 28) weil Kupfersulfat eine höhere EN hat.
- 29) Wissen nicht vorhanden, Zufallsprinzip nach „klingt eher richtig“
b scheint wahrscheinlich, weil die Eisennagel Elektronen liefert → $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$
- 30) Ich weiß es nicht, aber c klingt am logischsten
- 31) $\text{Fe} \text{ Cu}^{2+}$
d) konnte ich ausschließen
c) ist viel zu einfach erklärt
a) ist im Grunde das gleiche wie b)
- 32) Die Antworten a und d sind höchstwahrscheinlich die gleichen. Und da es nicht logisch mit dem Zusammenhang der Fragestellung ist, Kreuze b. und c. werden durchs Raten ausgewählt.
- 33) $\text{Fe}^0 \text{ Cu}^{+II} \text{ S}^{+VI} \text{ O}_4^{-II} + \text{H}_2^{+II} \text{ O}^{-II} \rightarrow \text{Fe} + \text{Cu}^{+II} \text{ O}^{-II} + \text{H}_2^{+I} \text{ S}^{+VI} \text{ O}_4$
logisch
- 34) CuSO_4
Es wird zu Rost
- 35) Rost
- 36)–
- 37) $\text{Fe} \text{ SO}_4^{2-}$
Eisenatome geben e^- an Kupfer
durch Redoxreaktion entsteht reines Kupfer
- 38) Das hört sich für mich am chemischsten an.
- 39) hört sich am logischsten an

- 40) c & d hören sich unwissenschaftlich an, a verstehe ich am meisten.
 41) wär logisch
 wenn in der Kupfersulfat-Lösung das Kupfer reduziert wird muss es sich
 am Nagel anlagern.
 42) Bro ich hab keine Ahnung hab geraten hört sich am logischsten an

Frage II

- 1) a u. d weil sich die Oxidationszahlen ändern
- 2) a u. d weil sich die Oxidationszahlen ändern, bei b. und c. bleiben die Oxidationszahlen gleich.
- 3) Ladungen ändern sich
- 4) weil sich die Oxidationszahlen ändern
- 5) Weil sich die Oxidationszahlen verändern (Fe & C)
- 6) Weils so ist!
- 7) –
- 8) weil sich die Oxidationszahlen ändern
- 9) –
- 10)–
- 11) Bei b. und c. ändern sich die Oxidationszahlen nicht → keine Redox-Reaktion
- 12) a & d weil sich Oxidationszahlen verändern
- 13) a & d weil sich die Oxidationszahlen nach der Reaktion von den Oxz. nach der Reaktion unterscheiden.
- 14)–
- 15) a, c, d, weil sich die Ladungen ändern
- 16) Die Summe der Stoffe auf der rechten Seite muss gleich groß sein wie die Summe der Stoffe auf der linken Seite
 nicht b, weil sich die Ladung der Stoffe verändert
- 17) Nicht b), weil auf der rechten Seite Ladungen vorkommen
- 18)–
- 19) a) weil eine Reduktion und eine Oxidation stattfindet
 b) weil keine ----- || -----

- c) weil keine ----- || -----
d) weil eine ----- || -----
- 20) auf beiden Seiten müssen dieselben Stoffe vorhanden sein
- 21) b) der Wasserstoff wandert nach der Redox-Reaktion zu Ammoniak →
wird zu Ammonium
Chlor fehlt somit der Wasserstoff → Cl⁻
- 22)–
- 23) Es gibt eine Reduktion und eine Oxidation
- 24) alle stimmen, wenn man nachrechnet
es wird jeweils immer reduziert und oxidiert
- 25) Der Massenerhaltungssatz ist überall erfüllt
- 26) Wegen des Massenerhaltungssatzes
- 27) weil nichts über bleibt
- 28) weil ein neuer Stoff entsteht
- 29) d) weil aus einem neutralen Kohlenstoffatom ein positiv geladenes wird
(C⁰ → C^{+IV})
a) weil vom neutralen Magnesiumatom ein positiv geladenes wird (Mg⁰
→ Mg^{+II})
in b und c ändert sich die Ladung nicht
- 30) b) weil sich die Ladung ändert und vor & nach dem Pfeil das selbe steht
- 31) es muss auf beiden Seiten mengenmäßig das gleiche stehen
bei b.) HCl + 1e⁻ → Cl⁻
 NH₃ – 1e⁻ → NH₄⁺
d ist einfach auf beiden Seiten komplett gleich, nur anders angeschrie-
ben & bei a) auch & bei c)
- 32) Antwort b. ergibt Sinn. Alles andere ist raten.
- 33) Weil sich nur bei a & d Ladungsverschiebungen auftreten
- 34) muss sich am Ende von Anzahl d. Stoffe wieder ausgleichen (darf nur
vielfaches sein)
- 35)–
- 36)–
- 37) a, c & d da sich die Stoffe auf jeder Seite der Gleichung auszugleichen
haben
- 38) Weil in diesen Reaktionen Sauerstoff vorkommt

39) Ausschlussprinzip

40) Die ersten drei, weil das 3 C komisch ausgeschaut hat.

41) weil $H + H_3 \rightarrow H_4 \Rightarrow NH_4^+$ hat ein e^- weniger frei darum +

$N \rightarrow N$

$HCl \rightarrow Cl$ und – weil ein e^- frei ist $\rightarrow Cl^-$

42)–

Frage III

- 1) ja weil sich eben Cu^{2+} zum negativen Pol geht u. Cl^- zum positiven Pol geht deshalb gegenrichtung
 e^- laufen oben und nicht durch die Flüssigkeit
- 2) –
- 3) Elektroden haben versch. Ladungen, Cu und Cl auch \rightarrow werden dementsprechend angezogen
- 4) Die anderen Antwortmöglichkeiten machen keinen Sinn.
- 5) –
- 6) a) In diesem Fall werden die Elektronen durch Cu^{2+} -Ionen transportiert
c) Sie bewegen sich in dieselbe Richtung
d) Ein Elektron „bindet“ sich ein EIN Cu^{2+} -Ion
- 7) –
- 8) Metall ist üblicherweise leitend, vor allem Cu ist ein guter Leiter
da das Wasser das Kupferchlorid löst können die Kupfer-Ionen die Elektronen weiterreichen innerhalb der Lösung
- 9) –
- 10) b)
- 11)–
- 12) Weil die Kationen und Anionen von Anode & Kathode angezogen werden
- 13) Weil die Kationen zu der Kathode & die Anionen zu der Anode bewegt werden. Und diese beiden Elektroden entgegengesetzt liegen.
- 14) Von + nach – durch die Lösung & dann durch den Draht von – zu +
- 15) v) Cu ist positiv geladen und zieht daher die e^- an

- 16) + und – ziehen sich an → Cu^{2+} -Ionen können Elektronen aufnehmen und durch die Lösung können diese transportiert werden
- 17) nicht c), weil sich nicht beide Stoffe durch die Lösung bewegen
nicht d), weil e^- nicht „weiter gereicht“ werden
nicht b), weil Ionen keine e^- „annehmen“
- 18) Dadurch entsteht eine Spannung und Strom fließt
- 19) weil die Kupfer Ionen dann „der Strom“ sind
- 20) fließende Elektronen beschreiben den Stromfluss. da Cu^{2+} positiv ist, nimmt es Elektronen auf
- 21)–
- 22)–
- 23) klingt irgendwie logisch
- 24) a) e^- gehen immer von – zu +
- 25)–
- 26)–
- 27) auf der rechten Seite steht 2Cl^- und auf der linken Seite Cu^{2+}
- 28) b) weil Cu^{2+} transportiert wird und die e^- in der Lösung abgegeben
- 29) a nicht, weil sich die elektronen nicht frei bewegen dürfen
b nicht, weil die thermische Bewegung zu groß wäre
c oder d kommen in Frage, c scheint logischer für mich
- 30) Ich weiß es nicht, aber A klingt am logischsten
- 31)–
- 32) a. → die Antwort wäre zu einfach
b. → Ist am sinnvollsten
- 33)–
- 34) a) nicht weil e^- nicht frei bewegen
b) thermische Bewegung wäre zu groß
c) nicht entgegengesetzt
- 35)–
- 36)–
- 37) die e^- werden vom Metall zum Nichtmetall geleitet
- 38) Cu^{2+} ist positiv, Elektronen negativ, also nehmen die Cu^{2+} -Ionen die e^- auf, warum es zur anderen Elektrode transportiert wird weiß ich aber nicht

- 39) weil ich dass im Rahmen des Physikunterrichts gelernt habe
- 40) B weil ich mich daran erinnern kann, das etwas von einer zur anderen Elektrode transportiert wird.
- 41) idk
- 42) –

Frage IV

- 1) weil Cl zieht e^- stärker an sich als H deshalb ist H δ^+ und geht zum Minuspol
 Cl^- geht zur Anode weil es partiell negativ ist
 Cl_2 und H_2 machen keinen Sinn
- 2) –
- 3) HCl wird aufgespaltet $\rightarrow H^+ + Cl^-$
wird angezogen
- 4) Kathode zieht positive an. Minus zieht + an
- 5) –
- 6) a) weil es H^+ und nicht H_2 ist
c) weil es H und nicht Cl ist
a) weil der Stoff ein + haben muss um von der Kathode – angezogen werden zu können
- 7) –
- 8) negatives zieht positives an. die Kathode nimmt sich das Elektron vom schwächeren Stoff
- 9) –
- 10) a)
- 11) d)
- 12) weil H^+ von Kathode angezogen wird und durch e^- wieder neutral geladen ist
- 13) Kation
 $H^+ | Cl^- || + C \rightarrow$
- 14) –
- 15) Cl^- ist als einziger Stoff hier negativ geladen, der Rest ist positiv oder nicht geladen

- 16) H^+ ist positiv geladen und kann dadurch vom Minuspol angezogen werden, weil + und – sich anziehen
- 17) Minuspol: Cl^-
- 18)–
- 19) weil die Kathode ein entgegengesetztes Element anzieht und dieses sich in der Kathode festsetzt
- 20) da Cl eine höhere Elektronegativität als Wasser hat
- 21) Der Wasserstoff wird reduziert $\rightarrow Cl^-$
- 22) Weil Salzsäure als Wasserstoff H & Chlor Cl besteht
- 23) H^+ ist positiv $\rightarrow +$ und – zieht sich an
- 24) weil es neg. ist
- 25) da H^+ positiv ist und die Kathode positiv ist
- 26)–
- 27) Es spaltet sich die HCl zu H^+ und Cl^-
- 28) $2 HCl \rightleftharpoons H_2Cl_2$
 e^- wird abgegeben $\rightarrow H^+$ bleibt über, da Cl negativ geladen ist
- 29) b oder c kommt in Frage. Am Minuspol entsteht Cl_2
- 30) d weil H das Cl^- auflöst
- 31) Kathode = Minus zieht keine e^- an, stoßt sie wenn dann ab $\rightarrow HCl$ wird positiv
 a) kanns nicht sein, d) auch nicht
- 32) Bei einer Kathode werden Elektronen dazugegeben und bei der andern abgegeben. Oder?
- 33) weil H^+ positiv ist
- 34)–
- 35)–
- 36)–
- 37) Cl^- da ein H-Atom abgegeben wird
- 38) $H^+Cl^- \rightarrow H^+$ und Cl^-
 H geht zur Kathode; $H^+ + 1e^- \rightarrow H$; H und $H \rightarrow H_2$
- 39) Weil es immer ein Stoff mit + oder – ist, der sich an der Kathode bildet \rightarrow weil H^+ immer in der Lösung bleibt
- 40) B weil + immer – anzieht

41) H aus der Lösung wandert ab

aus HCl wird Cl⁻

42)–

Frage V

1) Sorry ich war letztes Jahr für ein Semester in Amerika (Auslandssemester) und weiß deshalb nicht was das für eine Zelle ist, nicht weil ich dumm bin. Ich möchte das Ergebnis nicht verfälschen

2) –

3) –

4) Kupferhalbzelle möchte mehr e⁻ haben & aufnehmen.

5) –

6) b) umgekehrt

c) bewegen sich nicht

d) nein

7) –

8) weil sich die Sulfat-Ionen an die Kupferanode haften und die Lösung in der Kupferzelle einen Konzentrationsabfall der Sulfat-Ionen aufweist

9) Meiner Meinung nach sollte man das Einstiegsniveau an Unis senken, weil an allg. bildenden Schulen (nach dem derzeitigen System) im Chemieunterricht bestimmte Themenbereiche nur grob angerissen werden. Lehrplan zu umfassend!

10)–

11)–

12)–

13)–

14) e⁻ können nicht durch die Salzbrücke weil die Lampe ja leuchten soll. die e⁻ müssen also von Zn zu Cu gehen, jedoch über den Draht & durch die Lampe

15) a) weil die Zinkhalbzelle am Minuspol sitzt → e⁻ bewegen sich zum Plus-Pol; Zink ist unedler als Kupfer → gibt e⁻ an Kupfer ab

16) Menge der Elektronen muss sich ausgleichen

- 17) nicht b), weil vom Minuspol zum Pluspol
 nicht c), weil Lösung in Salzbrücke bleibt
 nicht d), weil e^- sich bewegen
- 18) Da so eine Spannung entsteht.
- 19) Weil die Elektronen mit Hilfe von SO_4^{2-} Ionen sich bewegen und Sulfat sich löst
- 20) Da Kupfer eine höhere Elektronegativität als Zink besitzt
- 21)–
- 22)–
- 23) Elektr. bewegen sich v. Zinkhalbzelle zu Kupferhalbzelle durch Salzbrücke u. Elektronen von der $CuSO_4$ -Lösung vom Pluspol zur Glühlampe.
- 24) bei beiden Polen sind jeweils $2 e^-$
- 25) Zn gibt e^- ab und Cu nimmt e^- auf. Da e^- über einen Leiter fließen müssen fließen sie vom Zn zum Cu.
- 26)–
- 27) die Elektronen bewegen sich vom Plus zum Minuspol, also gehen die Elektronen in gleicher Weise weiter über die Salzbrücke von d. Zinkhalbzelle zur Kupferhalbzelle.
- 28) a) Da Zinn eine geringere EN hat und es deshalb bei Zinn startet, weiterfließt durch die Glühlampe in die Cu Halbzelle, dann durch die Salzbrücke
- 29) d) weil ich das noch von der Schule weiß
- 30) Ich weiß es nicht, aber A klingt sehr logisch
- 31)–
- 32) Ich habe keine Ahnung. Einfach geraten.
- 33) ist logisch
- 34) c nicht weil fließend
- 35)–
- 36)–
- 37) Kupfer ist edler als Zink
- 38) Ich habe keine Ahnung
 Fun fact: Ich will in Chemie maturieren
- 39) Ausschlussverfahren
- 40) A. Ich habe geraten

41) durch den Konzentrationsausgleich müssen negativ geladene SO_4 -Ionen über die Salzbrücke in die Lösung mit CuSO_4 wandern, weil sich das Cu an den Pluspol bindet und das ganze positiv geladen wird → Ausgleich mit negativen Ionen

$\text{Cu}^{2+} \rightarrow$ ausgleich mit $\text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{Cu}$ und SO_4

42)–

Fragebogen

Frage 1:

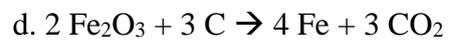
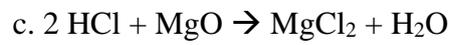
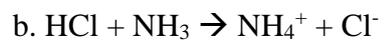
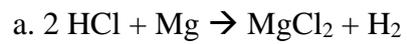
Ein Eisennagel wird in Kupfersulfat-Lösung getaucht, es bildet sich ein rotbrauner Belag. Wie könnte man das erklären?

- a. Kupfersulfat wird reduziert, es setzt sich Kupfer auf dem Nagel ab.
- b. Cu^{2+} -Ionen werden zu Cu-Atomen reduziert, Kupfer bildet sich.
- c. Die Kupfer-Teilchen lagern sich an der Oberfläche des Nagels ab.
- d. Kupfer verlässt das Kupfersulfat und setzt sich auf dem Nagel ab.

Begründung(en):

Frage 2:

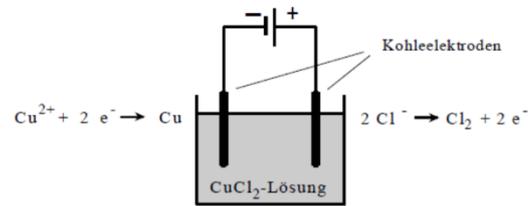
Welche der folgenden Reaktionen sind Redox-Reaktionen?



Begründung(en):

Frage 3:

Die Abbildung zeigt eine Elektrolyse-Reaktion mit den zugehörigen Elektroden-Reaktionen. Welche der folgenden Aussagen beschreibt den Stromfluss in der Kupferchlorid-Lösung?



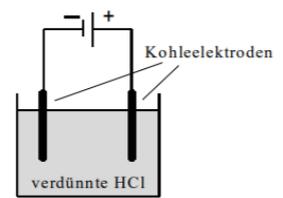
- Elektronen bewegen sich von einer Elektrode zur anderen Elektrode durch die Lösung.
- Cu^{2+} -Ionen nehmen Elektronen an einer Elektrode auf und transportieren diese zur anderen Elektrode durch die Lösung.
- Cu^{2+} und Cl^- -Ionen bewegen sich in entgegengesetzter Richtung durch die Lösung
- Elektronen werden von einem Cu^{2+} -Ion zum nächsten durch die Lösung weiter gereicht.

Begründung(en):

Frage 4:

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

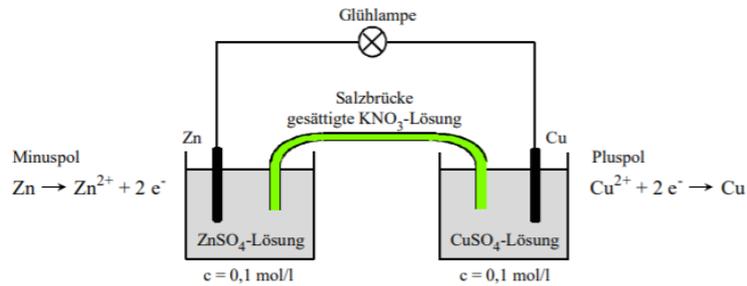
- a. H_2
- b. H^+
- c. Cl_2
- d. Cl^-



Begründung(en):

Frage 5:

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



- Elektronen bewegen sich von der Zinkhalbzelle zur Kupferhalbzelle durch die Salzbrücke.
- Elektronen bewegen sich von der Kupferhalbzelle zur Zinkhalbzelle durch die Salzbrücke.
- K^+ - und NO_3^- -Ionen bewegen sich aus der Salzbrücke in die beiden Halbzellen.
- SO_4^{2-} -Ionen bewegen sich von der Zinkhalbzelle zur Kupferhalbzelle durch die Salzbrücke.

Begründung(en):