

Schulversuchspraktikum

Sommersemester 2014

Klassenstufen 7 & 8



Korrosion und Korrosionsschutz

Auf einen Blick:

In der folgenden Unterrichtseinheit „Korrosion und Korrosionsschutz“ werden Schüler- und Lehrerversuche für die Klassenstufe 7 & 8 vorgestellt. Die Versuche sollen den Korrosionsprozess erfahrbar machen sowie mögliche Schutzmöglichkeiten darlegen. Es handelt sich um farbenreiche Versuche, damit eine deutliche Effektstärke zu sehen ist.

Inhalt

1	Beschreibung des Themas und zugehörige Lernziele.....	1
2	Lehrerversuche	3
2.1	V 1 – Die Korrosionszelle.....	3
2.2	V 2 – Blaue und grüne Kristalle.....	4
3	Schülerversuche.....	5
3.1	V 3 – Korrosion von Eisenwolle.....	5
3.2	V 4 – Das Kupferblech auf der Alufolie	7
3.3	V 5 – Korrosion und Korrosionsschutz anhand von Eisennägeln	8
4	Reflexion des Arbeitsblattes	12
4.1	Erwartungshorizont (Kerncurriculum).....	12
4.2	Erwartungshorizont (Inhaltlich).....	13

1 Beschreibung des Themas und zugehörige Lernziele

Der Begriff Korrosion kommt aus dem mittellateinischen Wort „corrosio“ und bedeutet Zerstörung. Hierbei wird Korrosion als Oxidation von Metallen aufgrund der Einflüsse aus der Umgebung angesehen. Wie stark eine Korrosion auftritt hängt von der Metalleigenschaft sowie vom umgebenden Medium ab. Zu der bekanntesten Korrosion gehört der Rost, welcher durch die Reaktion von einem unedlen Metall (wie zum Beispiel Eisen) mit dem Luftsauerstoff entsteht. Sie kann durch gelöste Ionen wie beispielsweise Natriumchlorid beschleunigt werden. Daher tritt vor allem Rost bei Schiffen auf, da sie ständig mit Meerwasser in Kontakt stehen. Zudem kann an Autos und Fahrradketten Rost festgestellt werden, welcher durch die häufige Anwendung von Auftausalz im Winter begünstigt wird. Daher ist Korrosionsschutz von Wichtigkeit, damit die Korrosion so gering wie möglich gehalten werden kann. Der Schutz kann beispielsweise mit Hilfe einer Opferanode (Schiffahrt) als auch mit einer Lackierung der Gegenstände (Fahrrad, Auto) erfolgen.^{[1],[2],[3]}

Das folgende Thema „Korrosion und Korrosionsschutz“ kann im Kerncurriculum Niedersachsen dem Basiskonzept „Chemische Reaktion“ zugeteilt werden. Hierbei sollen die Schülerinnen und Schüler (SuS) der 7. und 8. Klasse die Bedeutung der chemischen Reaktionen in Bezug auf die Technik und Natur erkennen. Es ist wichtig, dass die Korrosion mitunter als ein natürlicher Prozess angesehen wird. Zusätzlich sollen die SuS erkennen, dass es verschiedene Möglichkeiten zum Korrosionsschutz gibt. In der Unterrichtseinheit werden Redoxreaktionen aufgestellt, wodurch das Thema sehr gut als Wiederholung beziehungsweise Einbindung von Redoxreaktionen genutzt werden kann.^[4]

In den folgenden Experimenten werden die Korrosion und der Korrosionsschutz von verschiedenen Metallen behandelt. In den Versuchen V1, V2, V3 und V4 wird die Oxidation unterschiedlicher Metalle (Eisen, Kupfer, Aluminium) thematisiert, wobei Sauerstoff reduziert wird. Im Versuch V1 erfolgt die Korrosion eines Eisenblechs mit Hilfe eines Kupferblechs. Bei Versuch V2 wird Kupfer korrodiert. Der Versuch zeigt sehr gut, dass Sauerstoff aus der Luft entscheidend für die Reaktion ist, da lediglich an der Berührungsstelle von Luft und Lösung Kristalle auftreten. Der Versuch V3 zeigt, dass angefeuchtete Eisenwolle innerhalb von wenigen Stunden korrodieren kann. Ferner wird in dem Versuch V4 Aluminium mit Hilfe von Kupfer und Natriumhydroxid zur Korrosion gebracht. Abschließend wird in dem Versuch V5 sowohl auf die Korrosion von Eisen mit Hilfe von Kupfer als auch auf den Korrosionsschutz durch das Verzinken, das Lackieren oder das Anwenden einer Opferanode eingegangen.

Literatur:

[1] Bibliographisches Institut GmbH, <http://www.duden.de/rechtschreibung/Korrosion>, 2013 (Zuletzt abgerufen am 13.08.2014 um 22:09 Uhr).

[2] V. Schubert, G. Reininger,
http://www.chemgapedia.de/vsengine/vlu/vsc/de/ch/11/aac/vorlesung/kap_11/vlus/korrosion.vlu.html, o. J. (Zuletzt abgerufen am 13.08.2014 um 22:12 Uhr).


[3] C. E. Mortimer, U. Müller, Chemie- Das Basiswissen der Chemie, Thieme, 9. Auflage, 2007, S. 202.

[4] Niedersächsisches Kultusministerium (Hrsg.),
http://db2.nibis.de/1db/cuvo/datei/kc_gym_nws_07_nib.pdf, 2007 (Zuletzt abgerufen am 13.08.2014 um 22:30 Uhr).

2 Lehrerversuche

2.1 V 1 – Die Korrosionszelle

Bei dem Versuch wird ein Lokalelement mit Hilfe von einem Kupfer- und Eisenblech hergestellt. Es wird gezeigt, dass Eisen korrodiert und gelöster Sauerstoff reduziert wird. Anhand von Kaliumhexacyanidoferrat (III)- und Phenolphthalein-Lösung werden die entstandenen Eisenionen als auch die Hydroxidionen nachgewiesen. Daher wäre es hilfreich, wenn die Schülerinnen und Schüler auf Vorwissen über die genannten Indikatoren zurückgreifen können, damit eine spätere Deutung des Versuchs erleichtert wird.

Gefahrenstoffe		
Kaliumhexacyanidoferrat (III)	-	-
Phenolphthalein-Lösung	H226	-
Natriumchlorid	-	-
		

Materialien: U-Rohr, Pipette, Pipettenhütchen, Spatel, Kabel, Schmirgelpapier, Stativ, Muffe, Metallstange

Chemikalien: Kupferblech, Eisenblech, Kaliumhexacyanidoferrat (III) ($K_3[Fe(CN)_6]$), Phenolphthalein-Lösung (0,1 %), Natriumchlorid (NaCl), demineralisiertes Wasser

Durchführung: Ein Spatellöffel Natriumchlorid sowie eine Spatelspitze Kaliumhexacyanidoferrat (III) werden in 100 mL Wasser gelöst und 10 Tropfen Phenolphthalein-Lösung hinzu gegeben. Mit Hilfe des Schmirgelpapiers werden die Bleche gereinigt und mit dem Kabel verbunden. Die wässrige Lösung wird in das U-Rohr gefüllt und in jede Öffnung wird ein Blech getaucht.



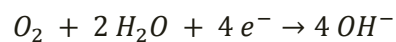
Beobachtung: Die Umgebung um das Kupferblech färbt sich nach ungefähr 20 Minuten violett, um das Eisenblech tritt rasch ein blauer Niederschlag auf.

Abbildung 1: links ist das Eisenblech, rechts befindet sich das Kupferblech.

Deutung: An dem Eisenblech tritt eine Korrosion auf, wodurch Fe^{2+} -Ionen freigesetzt werden, welche mit dem Kaliumhexacyanidoferrat (III) einen blauen Niederschlag bilden.



An dem Kupferblech wird gelöster Sauerstoff reduziert und reagiert mit Wasser, wodurch Hydroxid-Ionen entstehen. Die Hydroxid-Ionen haben zur Folge, dass sich der Indikator Phenolphthalein violett färbt.



Gesamtgleichung: $2 Fe + O_2 + 2 H_2O \rightarrow 2 Fe^{2+} + 4 OH^{-}$

Entsorgung: Die Lösung sollte dem anorganischen Abfallbehälter zugeführt werden.

Literatur: H. Schmidkunz, W. Rentsch, Chemische Freihandversuche, Bd. 1, Aulis, 2011, S. 130.

H. Keune, H. Böhnag (Hrsg.), Chemische Schulexperimente, Bd. 3, Volk und Wissen, 1. Auflage, 2002, S. 221 f.

Der Versuch könnte themenübergreifend gleichzeitig für die Unterrichtseinheiten „Korrosion“ als auch „Redoxreaktionen“ genutzt werden. Auf Grund der Färbungen der Lösungen an beiden Blechen sind die Reaktionen gut sichtbar. Falls kein U-Rohr vorhanden ist kann auch ein großes Becherglas genutzt werden. Jedoch könnte die klare Trennung der entstehenden Farbveränderungen vermindert sein.

2.2 V 2 – Blaue und grüne Kristalle

Das Kupferblech wird in eine Ammoniumsulfat-Lösung getaucht. An der Berührungsstelle von Luft und Lösung entsteht ein blauer Feststoff. Falls die Berührungsstelle nicht vorhanden ist, tritt keine Reaktion auf.

Gefahrenstoffe								
Ammoniumsulfat			-	-				
								

Materialien: 2 Petrischale, Lupe, Becherglas (250 mL)

Chemikalien: Ammoniumsulfat $((NH_4)_2SO_4)$, 2 Kupferbleche, demineralisiertes Wasser

Durchführung: Es wird eine 10%ige Ammoniumsulfat-Lösung benötigt. Dafür wird auf 100 mL Wasser 10 g Ammoniumsulfat gelöst. Anschließend wird etwa eine Daumenbreite der Lösung in die beiden Petrischale überführt. Das eine Kupferblech wird vollständig in die Lösung getaucht. Das zweite Kupferblech wird nur zum Teil in die Lösung getaucht, sodass der andere Teil mit der Luft in Berührung steht. Die Beobachtung wird umgehend sowie am folgenden Tag notiert.

Beobachtung: Bei dem Kupferblech ohne Berührung mit der Luft konnten keine blauen Kristalle festgestellt werden.

Bei dem Kupferblech mit Luftkontakt bildeten sich nach einiger Zeit blaue Schlieren. Nach einem Tag haben sich blau/grüne Kristalle an der Berührungsstelle von Luft und Lösung gebildet.



Deutung: Die blauen Kristalle entstehen, weil das Kupfer oxidiert worden ist. Daher kann von einer Kupferkorrosion gesprochen werden.

Abbildung 2: blau/grüne Kristalle auf dem Kupferblech an der Berührungsstelle Luft/Lösung

Für Lehrpersonen: $3 \text{Cu}_{(s)} + 2 \text{NH}_4\text{SO}_4_{(aq)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{CuSO}_4 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2_{(s)} + 2 \text{NH}_3_{(g)}$

Entsorgung: Die Flüssigkeit muss in den Schwermetall-Abfallbehälter überführt werden.

Literatur: H. Schmidkunz, W. Rentsch, Chemische Freihandversuche, Bd. 2, Aulis, 2011, S. 260.

Der Versuch eignet sich als Lehrerdemonstrationsversuch, da die blauen Kristalle erst nach einem Tag auftreten. Daher wäre ein vorheriges Ansetzen ratsam, damit in der Unterrichtsstunde mit der Auswertung des Versuches begonnen werden kann. Zusätzlich sollte eine Reduktion des Fachwissens bei der Reaktionsgleichung für die Bildung des Kristalles vorgenommen werden. Es sollte lediglich auf die Kupferkorrosion durch Sauerstoff eingegangen werden.

3 Schülerversuche

3.1 V 3 – Korrosion von Eisenwolle

Die Eisenwolle wird mit Wasser und Luftsauerstoff in Verbindung gebracht. Innerhalb von wenigen Stunden kann eine Korrosion des Eisens beobachtet werden.

Gefahrenstoffe



Materialien: Uhrglas

Chemikalien: Eisenwolle, demineralisiertes Wasser

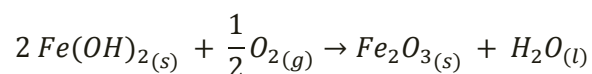
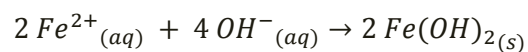
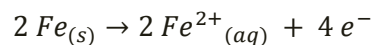
Durchführung: Die Eisenwolle wird auf ein Uhrglas gelegt und mit 5-10 Tropfen demineralisierten Wassers beträufelt. Die Beobachtung wird sofort, nach 30 Minuten und am nächsten Tag protokolliert.

Beobachtung: Die Eisenwolle wirkt nass. Nach etwa 30 Minuten können leichte rostbraune Stellen festgestellt werden. Nach einem Tag sind starke rostbraune Verfärbungen vorhanden.



Deutung: Die rostbraune Verfärbung zeigt eine deutliche Korrosion des Eisens.

Abbildung 3:
korrodierte Eisenwolle
(nach einem Tag).



Entsorgung: Die Eisenwolle kann dem Feststoffbehälter zugeführt werden.

Literatur: -

Der Versuch kann sehr gut als Einführung in das Thema Korrosion genutzt werden. Hierbei können die SuS zunächst die Gleichung der Oxidation von Eisen aufstellen. Vertiefend kann im Weiteren auf die Rostbildung eingegangen werden.

Falls eine beschleunigte Korrosion wünschenswert ist, kann in dem Wasser Natriumchlorid gelöst werden.

3.2 V 4 – Das Kupferblech auf der Alufolie

Das Kupferblech bildet mit der Aluminiumfolie ein Lokalelement, wodurch das Aluminium oxidiert wird. Zusätzlich entsteht Wasserstoff, welcher in Form von einer Gasentwicklung beobachtet werden kann. Für den Versuch sollten die Schülerinnen und Schüler auf das Vorwissen der Redoxreaktionen zurückgreifen können.

Gefahrenstoffe								
Verdünnte Natronlauge			-			-		
								

Materialien: Pappkarton, Pipette, Pipettenhütchen

Chemikalien: Aluminiumfolie (10 x 10 cm), Kupferrohr, verdünnte Natronlauge

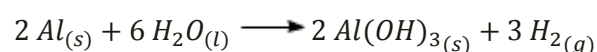
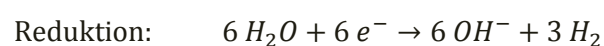
Durchführung: Auf den beiden Pappkartons werden jeweils Aluminiumfolien ausgelegt. Anschließend werden sie mit Hilfe einer Pipette mit verdünnter Natronlauge benetzt. Auf eines der beiden Aluminiumfolien wird ein Kupferrohr gestellt. Das Kupferrohr wird nach etwa 20 Minuten entfernt.



Abbildung 4: Kupferblech auf der Alufolie mit Natriumhydroxid.

Beobachtung: Bei Kontakt der beiden Metalle steigen Gasblasen auf. Das Aluminium fängt an sich aufzulösen und es bildet sich ein weißer Niederschlag. Die Stellen des Kupferblechs, welche mit der Lösung in Kontakt standen, sind stark glänzend. Die zweite Aluminiumfolie ohne Kupferrohr zeigt keine Reaktion.

Deutung: Auf Grund der Natronlauge wird die schützende Oxidschicht auf der Aluminiumfolie zersetzt, wodurch zwischen dem Kupferrohr und dem Aluminium ein Lokalelement auftreten kann. Da hierbei Wasserstoff frei wird, kann eine Gasentwicklung beobachtet werden.



Die Aluminiumfolie ohne Kupfer kann kein Lokalelement ausbilden, wodurch keine Reaktion stattfinden kann.

Entsorgung: Die Aluminiumfolien sollten in dem anorganischen Abfallbehälter entsorgt werden.


Literatur: H. Schmidkunz, W. Rentsch, Chemische Freihandversuche, Bd. 1, Aulis, 2011, S. 127.

H. Keune, H. Böhlhag (Hrsg.), Chemische Schulexperimente, Bd. 3, Volk und Wissen, 1. Auflage, 2002, S. 222 f.

Der Versuch zeigt eine deutliche Gasbildung an Wasserstoff, wodurch eine Erweiterung des Versuchs erfolgen könnte. Das Gas könnte mit einem umgedrehten Reagenzglas mit Hilfe eines Trichters aufgefangen und eine Knallgasprobe durchgeführt werden.

3.3 V 5 – Korrosion und Korrosionsschutz anhand von Eisennägeln

Bei dem Versuch werden mehrere Eisennägel unterschiedlich behandelt, wodurch diverse Korrosionsereignisse auftreten bzw. ausbleiben. Das Beschleunigen der Korrosion wird mit Hilfe eines Kupferdrahtes um den Nagel durchgeführt. Als möglicher Korrosionsschutz werden eine Opferanode (hier Magnesium), ein Lackanstrich und ein verzinkter sowie verkupferter Nagel untersucht.

Gefahrenstoffe		
Kaliumhexacyanidoferrat (III)	-	-
Phenolphthalein-Lösung	H226	-
Natriumchlorid	-	-
		

Materialien: 6 Reagenzgläser, Reagenzglasständer

Chemikalien: 6 Eisennägel (ein verzinkter), Kupferdraht, Lack, Magnesiumband, Kaliumhexacyanidoferrat (III) ($K_3[Fe(CN)_6]$), Phenolphthalein-Lösung (0,1%), Natriumchlorid (NaCl), demineralisiertes Wasser

Durchführung: Ein Spatellöffel Natriumchlorid und eine Spatelspitze Kaliumhexacyanidoferrat (III) werden in 100 mL Wasser gelöst und Phenolphthalein-Lösung hinzu gegeben. Mit Hilfe des Schmirgelpapiers

werden die Eisennägel gereinigt und mit Aceton entfettet. Die wässrige Lösung wird jeweils zweifingerhoch in die Reagenzgläser gefüllt. Anschließend werden sechs verschiedene Reaktionsansätze durchgeführt. Pro Reagenzglas wird ein anderer Nagel verwendet. Die zu verwendenden Nägel sind: Eisennagel mit Kupferdraht umwickelt, Eisennagel, verzinkter Eisennagel, lackierter Eisennagel, Eisennagel mit Magnesiumband umwickelt und verkupferter Eisennagel.

Beobachtung:

Eisennagel mit Kupferdraht	Es bildet sich sehr schnell ein blauer Niederschlag + später violette Färbung
Eisennagel	Schnell bildet sich ein blauer Niederschlag
Verzinkter Eisennagel	Keine Veränderung
Lackierter Eisennagel	Es tritt rasch an einigen Stellen ein blauer Niederschlag auf
Eisennagel mit Magnesiumband	Spät tritt ein leichter blauer Niederschlag auf + sehr schnell eine violett Färbung
Verkupferter Eisennagel	Schnell bildet sich ein leichter blauer Niederschlag

Eisennagel
mit
Kupferdraht

Eisennagel

Verzinkter
Eisennagel

Lackierter
Eisennagel

Eisennagel
mit
Magnesiumb

Verkupferter
Eisennagel

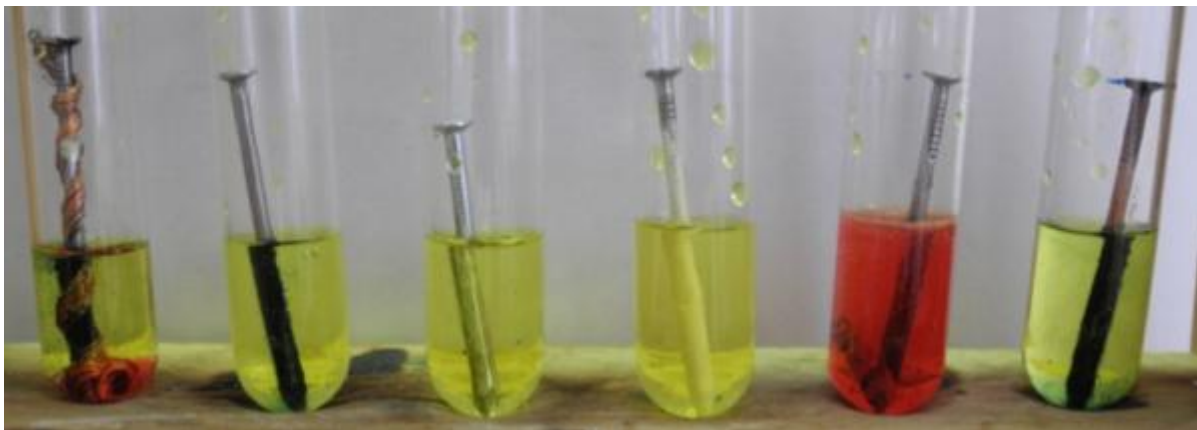
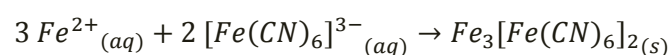


Abbildung 5: Eisennägel mit verschiedenen Umgebungseinflüssen.

Deutung:

Sobald ein blauer Niederschlag aufgetreten ist, wurde Eisen oxidiert und reagiert mit Kaliumhexacyanidoferrat (III) unter Bildung eines blauen Niederschlags.



Bei dem **Eisennagel mit Kupferdraht** hat sich sehr schnell ein blauer Niederschlag gebildet, da es mit Kupfer in Verbindung steht und somit ein

Lokalelement entstanden ist. Der Eisennagel bildet schnell einen blauen Niederschlag,

Der **Eisennagel** zeigt einen blauen Niederschlag, da aufgrund des gelösten Sauerstoffs eine Oxidation des Eisens stattfinden kann.

Der **verzinkte Eisennagel** zeigt keine Veränderung, da der Korrosionsschutz intakt war und somit keine Oxidation stattfinden konnte.

Der **lackierte Eisennagel** zeigt nur an einigen Stellen einen blauen Niederschlag. Somit war der Korrosionsschutz nur an manchen Stellen intakt und es fand nur punktuell eine Oxidation des Eisens statt.

Der **Eisennagel mit Magnesiumband** umwickelt zeigt zunächst keinen blauen Niederschlag, Lediglich eine starke violette Färbung tritt auf, da das Magnesium oxidiert wird. Das Magnesium kann mit Kaliumhexacyanidoferrat (III) keinen blauen Niederschlag bilden, wodurch ausschließlich die Reduktion des Sauerstoffes mit Hilfe der Phenolphthalein-Lösung angezeigt wird.

Der **verkupferte Eisennagel** zeigt ebenfalls einen blauen Niederschlag, da die Kupferschicht nicht geschlossen war und daher auch hier, wie bei dem Eisennagel mit Kupferdraht, ein Lokalelement vorlag.

Entsorgung: Die Lösung sollte dem anorganischen Abfallbehälter zugeführt werden. Die Nägel können wiederverwendet werden.

Literatur: K. Adam, http://chids.online.uni-marburg.de/dachs/expvotr/740Korrosion_Adam.pdf, 2007 (Zuletzt abgerufen am 12.08.2014 um 19:58 Uhr).

R. Blume, D. Wiechoczek, <http://www.chemieunterricht.de/dc2/auto/a-v-ks06.htm>, 2012 (Zuletzt abgerufen am 12.08.2014 um 20:07 Uhr).

H. Keune, H. Böhlhag (Hrsg.), Chemische Schulexperimente, Bd. 3, Volk und Wissen, 1. Auflage, 2002, S. 221.

Es wäre ratsam nur einige Reaktionsansätze zu verwenden, damit die Arbeitsbelastung gering gehalten wird und die Übersicht für die SuS erhalten bleibt.

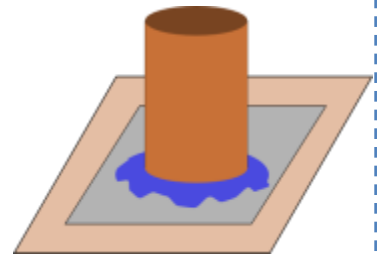
Eine weitere Möglichkeit wäre, die Versuche gruppenweise aufzuteilen mit abschließendem Vergleich der Ergebnisse und entsprechender Bewertung.

Das Kupferblech auf der Aluminiumfolie

Materialien: Pappkarton, Pipette, Pipettenhütchen

Chemikalien: Aluminiumfolie (10 x 10 cm), Kupferrohr, verdünnte Natronlauge

Durchführung: Auf den Pappkartons werden jeweils die Aluminiumfolien ausgelegt. Anschließend werden sie mit Hilfe einer Pipette mit verdünnter Natronlauge benetzt. Auf eines der beiden Aluminiumfolien wird ein Kupferrohr gestellt. Das Kupferrohr wird nach etwa 20 Minuten entfernt.



Beobachtung:

Aufgabe 1 – (Gruppenarbeit) Entwerft einen möglichen Aufbau, um das entstehende Gas bei dem Versuch aufzufangen.

Aufgabe 2 – (Gruppenarbeit) Führt den oben angegebenen Versuch mit Ergänzung eures Gasfängers durch (vorher Rücksprache mit der Lehrperson halten). Notiere deine Beobachtung. Überprüfe, um welches Gas es sich handeln könnte.

Aufgabe 3 – (Gruppenarbeit) Stellt die Redoxreaktion in Kurzschreibweise auf. Falls ihr Hilfe benötigt, könnt ihr am Lehrerpult Kärtchen finden, die euch weiterhelfen.

Julia arbeitet in einem Restaurant und muss einmal in der Woche das Silberbesteck polieren, da das Besteck nach kurzer Zeit seinen silbernen Glanz verliert. Das heißt, sie muss mithilfe einer Poliercreme das Silberbesteck säubern. Die Arbeit ist sehr anstrengend und zeitaufwendig. Daher fragt sich Julia, ob es eventuell eine andere Methode gibt, um das Silberbesteck wieder zum Glänzen zu bringen? Kannst du ihr weiterhelfen?

Aufgabe 4 – (Gruppenarbeit) Plant einen Versuch, damit das Silberbesteck wieder zum Glänzen gebracht werden kann. Begründet eure Antwort mit Hilfe der Redoxreaktion.

Aufgabe 5 – Stellt euren geplanten Versuch der Klasse vor.

4 Didaktischer Kommentar zum Arbeitsblatt

Das Arbeitsblatt dient als Einstieg in das Thema Korrosion. Zunächst müssen die SuS überlegen, wie sie bei gegebenem Versuchsaufbau das entstehende Gas auffangen und überprüfen können. Nach der Versuchsdurchführung, sollen die Beobachtungen protokolliert werden. Auf Grund der vorliegenden Fakten sollen die SuS die Redoxreaktion formulieren. Als Leistungsdifferenzierung können Hilfekärtchen eingesetzt werden. Die Sicherung des Ergebnisses sollte mit Hilfe der Lehrperson an der Tafel erfolgen. Abschließend wird ein Problem dargestellt, wo die SuS ihr Wissen aus dem vorherigen Versuch anwenden sollen.

Für das Arbeitsblatt wäre es hilfreich, wenn die SuS Vorwissen zu dem Thema Redoxreaktionen haben, damit das Aufstellen von Reaktionsgleichungen erleichtert ist.

4.1 Erwartungshorizont (Kerncurriculum)

Fachwissen (FW):	„Die SuS erstellen Reaktionsgleichungen durch Anwendung der Kenntnisse über die Erhaltung der Atome und die Bildung konstanter Atomzahlverhältnisse in Verbindung.“ ^[1]
Erkenntnisgewinnung (EG):	„Die SuS planen Überprüfungsexperimente und führen sie unter Beachtung von Sicherheitsaspekten durch.“ ^[1] „Die SuS wenden Nachweisreaktionen an.“ ^[1] „Die SuS führen qualitative und quantitative einfache Experimente durch und protokollieren diese.“ ^[1]
Kommunikation (KK):	„Die SuS präsentieren ihre Arbeit als Team.“ ^[1] „Die SuS argumentieren fachlich korrekt und folgerichtig über ihre Versuche.“ ^[1]
Bewertung (BW):	„Die SuS erkennen die Bedeutung chemischer Reaktionen für Natur und Technik.“ ^[1]

Für die Förderung des Anforderungsbereich I (Wiedergeben und beschreiben) ist der Versuch und seine Dokumentation vorgesehen. Der Anforderungsbereich II (Anwenden und strukturieren) soll vor allen mit den Aufgaben 1, 2 und 3 gefördert werden. Hierbei sollen die SuS beispielsweise ein einfaches Experiment planen und durchführen. Mit Hilfe der Aufgaben 4 und 5 soll der Anforderungsbereich III (Transferieren und verknüpfen) hauptsächlich gefördert werden. Es muss ein Transfer der Versuchsdurchführung auf einen anderen Sachverhalt durchgeführt werden.

4.2 Erwartungshorizont (Inhaltlich)

Aufgabe 1 – Mit Hilfe eines Trichters an dem ein Schlauch befestigt ist, kann das Gas aufgefangen werden.

Aufgabe 2 – Bei Kontakt der beiden Metalle steigen Gasblasen auf. Die Knallgasprobe ist positiv. Das Aluminium fängt an sich aufzulösen und es bildet sich ein weißer Niederschlag. Die Stellen des Kupferblechs, welche mit der Lösung in Kontakt standen, sind stark glänzend. Die zweite Aluminiumfolie ohne Kupferrohr zeigt keine Reaktion.

Aufgabe 3 – Oxidation: $2 Al \rightarrow 2 Al^{3+} + 6 e^{-}$

Reduktion: $6 H_2O + 6 e^{-} \rightarrow 3 H_2 + 6 OH^{-}$

Insgesamt: $2 Al_{(s)} + 6 H_2O_{(l)} \longrightarrow 2 Al^{3+}_{(aq)} + 6 OH^{-}_{(aq)} + 3 H_{2(g)}$

$2 Al_{(s)} + 6 H_2O_{(l)} \longrightarrow 2 Al(OH)_{3(s)} + 3 H_{2(g)}$

Aufgabe 4 – Anstelle des Kupferblechs wird das Silberbesteck genommen. Zudem sollte ein Gefäß verwendet werden, damit das Silberbesteck mit der Flüssigkeit bedeckt werden kann.

Aufgabe 5 – Die SuS stellen als Team ihre Ergebnisse der Klasse vor. Hierbei sollten sie fachlich korrekt und folgerichtig ihren Versuch vorstellen.

Literatur: [1] Niedersächsisches Kultusministerium (Hrsg.),

http://db2.nibis.de/1db/cuvo/datei/kc_gym_nws_07_nib.pdf, 2007 (Zuletzt abgerufen am 13.08.2014 um 22:30 Uhr).