

Schulversuchspraktikum

Annika Nüsse

Sommersemester 2016

Klassenstufen 7 & 8



Erweiterter Redoxbegriff (Einführung)

Auf einen Blick:

Dieses Protokoll zeigt Versuche auf, die den erweiterten Redoxbegriff thematisieren. Von einem möglichen Einstieg über den Vergleich von Sauerstoff und Schwefel in Reaktion mit Zink bis hin zur Redoxreihe der Metalle wird ein breites Spektrum abgedeckt. Alle hier aufgeführten Reaktionen bilden klassische Beispiele für Elektronenübertragungsreaktionen ohne die Beteiligung von Sauerstoff, welche problemlos in der Schule eingesetzt werden können (ggf. als Lehrerversuch).

Inhalt

1	Beschreibung des Themas und zugehörige Lernziele.....	2
2	Relevanz des Themas für SuS der und didaktische Reduktion	2
3	Lehrerversuche	3
3.1	V1 – Vergleich von Sauerstoff und Schwefel	3
3.2	V2 – Reaktion von Kaliumpermanganat und Salzsäure.....	6
4	Schülerversuche.....	8
4.1	V1 – Daniell-Element.....	8
4.2	V2 – Redoxreihe	10
5	Didaktischer Kommentar zum Schülerarbeitsblatt	16
5.1	Erwartungshorizont (Kerncurriculum).....	16
5.2	Erwartungshorizont (Inhaltlich).....	17

1 Beschreibung des Themas und zugehörige Lernziele

Der erweiterte Redoxbegriff löst das veraltete klassische Modell, welches die SuS zuvor gelernt haben ab. Sauerstoffübertragungsreaktionen werden zu Elektronenübertragungsreaktionen verallgemeinert. Das Reduktionsmittel nimmt Elektronen auf, wird selbst jedoch oxidiert. Das Oxidationsmittel gibt Elektronen ab und wird dabei reduziert.

Die Thematik ist im Kerncurriculum nicht in den Jahrgängen 7/8 zu finden, da dort die Grundlagen noch zum Großteil fehlen und in dieser Jahrgangsstufe mit der klassischen Definition gearbeitet wird. Für den neunten und zehnten Jahrgang finden sich hingegen unter dem Basiskonzept „Chemische Reaktion“ folgende zu erwerbende Kompetenzen im niedersächsischen Kerncurriculum: Die SuS der neunten und zehnten Jahrgangsstufe...

- ❖ beschreiben Redoxreaktionen als Elektronenübertragungsreaktionen (Fachwissen).
- ❖ führen einfache Experimente zu Redoxreaktionen durch (Erkenntnisgewinnung).
- ❖ teilen chemische Reaktionen nach dem Donator-Akzeptor-Prinzip ein (Erkenntnisgewinnung).
- ❖ wenden die Fachsprache systematisch auf chemische Reaktionen an (Kommunikation).
- ❖ erkennen die Bedeutung von Redoxreaktionen in Alltag und Technik (Bewertung).[1]

Hierbei ist zu erwähnen, dass diese Thematik bei leistungsstarken Klassen bereits am Ende der achten Klasse durchgeführt werden kann. Damit findet der erweiterte Redoxbegriff durchaus seine Berechtigung für die Jahrgänge 7/8. Wichtig ist hierbei vor allem, dass die SuS wissen, dass die alte Definition damit nicht vollständig widerlegt wurde, sondern in der neuen Definition enthalten ist.

Literatur: [1] Niedersächsisches Kultusministerium, *db2.nibis.de/1db/cuvo/datei/kc_gym_nws_07_nib.pdf*, 2007, S.56-57 (zuletzt abgerufen am 27.07.2016 um 12:43 Uhr).

2 Relevanz des Themas für SuS und didaktische Reduktion

Kapitel 1 aufgreifend muss an didaktischer Reduktion die Einführung der Oxidationszahl noch nicht thematisiert werden, da dies erst Thema in der Oberstufe ist. Außerdem werden keine zu komplexen Reaktionen betrachtet, die Abhängigkeiten wie z. B. vom pH-Milieu beinhalten.

Der erweiterte Redoxbegriff besitzt für die SuS eine enorm hohe alltägliche Relevanz, da viele Prozesse, die sie aus ihrer Umwelt kennen Redoxreaktionen sind. Angefangen bei Batterien und Akkumulatoren bis hin zu Korrosionsschutz – sie kommen zwangsläufig täglich damit in Berührung. Mit dieser Lerneinheit erfolgt eine Sensibilisierung der SuS, die chemischen Vorgänge ihrer Umwelt auf Teilchenebene zu erkennen und zu verstehen. Weiterhin bildet sie die essentielle Voraussetzung für spätere komplexere Themengebiete in der Oberstufe.

3 Lehrerversuche

3.1 V1 – Vergleich von Sauerstoff und Schwefel

Der Versuch dient der Einführung des erweiterten Redoxbegriffs. Im ersten Teil des Versuches verläuft die Reaktion mit Sauerstoff, wie die SuS es bisher kennen. Im zweiten Teil erfahren sie, dass Redoxreaktionen auch ohne die Anwesenheit von Sauerstoff ablaufen können. An Vorwissen müssen die SuS den klassischen Redoxbegriff sicher verwenden können.

Gefahrenstoffe		
Zink	-	-
Schwefel	H: 315	P: 302+352
Zinkoxid	H: 410	P: 273
Zinksulfid	-	-
		

Materialien: Dreifuß, Drahtnetz, Gasbrenner, Waage, Spatel, Reibschale

Chemikalien: Zink, Schwefel

Teil a: Verbrennung von Zink

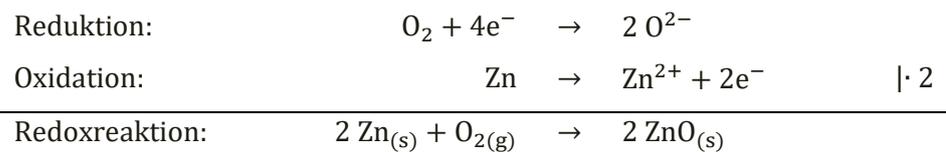
Durchführung: Zink wird in der nicht leuchtenden Brennerflamme erhitzt, bis es brennt.

Beobachtung: Nach einiger Zeit beginnt das Zink mit leuchtender Flamme zu brennen.



Abb. 1 – Reaktion von Zink und Sauerstoff.

Deutung: Zink und der Luftsauerstoff reagieren exotherm zu Zinkoxid. Zink gibt dabei formal je zwei Elektronen ab, Sauerstoff nimmt je zwei Elektronen auf.



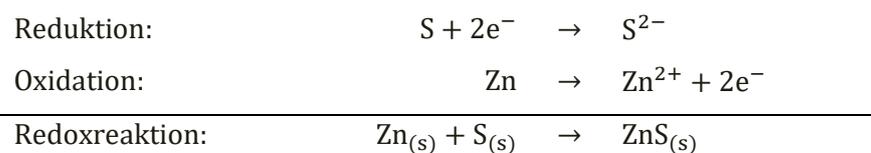
Teil b: Reaktion von Zink und Schwefel

Sicherheitshinweis: Der Versuch ist im Abzug und unter besonderer Vorsicht durchzuführen, da das Gemisch spontan sehr stark reagiert!

Durchführung: 3 g Zink und 1,6 g Schwefel werden vorsichtig in der Reibschale zu einem feinen Gemisch verarbeitet. Anschließend wird es auf ein Drahtnetz gehäuft und mit dem Brenner von unten erhitzt.

Beobachtung: Das Gemisch glüht hell auf, nachdem es kurze Zeit erhitzt wurde.

Deutung: Zink und Schwefel reagieren exotherm zu Zinksulfid. Zink gibt dabei formal zwei Elektronen ab, Schwefel nimmt zwei Elektronen auf.



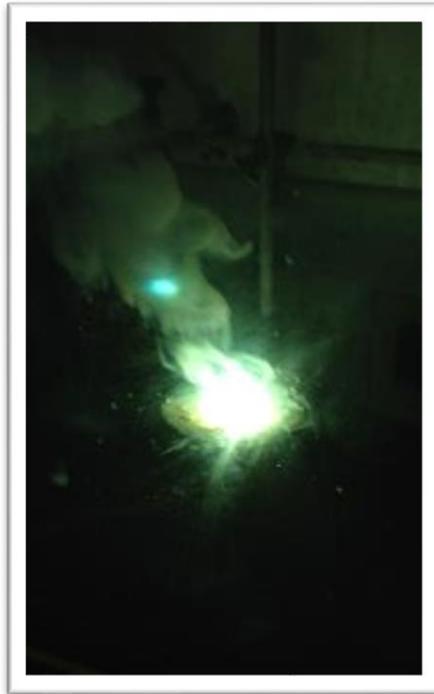


Abb. 2 – Reaktion von Zink und Schwefel.

Entsorgung: Sämtliche Bestandteile des Gemisches werden im Feststoffabfall entsorgt, nachdem sie vollständig reagiert haben.

Literatur:

[2] R. Blume, <http://www.chemieunterricht.de/dc2/schwefel/s-v10.htm>, 14.06.2006, (zuletzt abgerufen am 26.07.2016 um 22:22 Uhr).

Um den SuS klarzumachen, dass bei den hier ähnlich ablaufenden Reaktionen nicht dasselbe Reaktionsprodukt entsteht (da Teil b auch in sauerstoffhaltiger Atmosphäre abläuft), sollte man als Anschlussversuch z.B. beide Produkte mit Salzsäure reagieren lassen. So bildet sich mit dem Zinksulfid deutlich wahrnehmbarer Schwefelwasserstoff, was mit Zinkoxid nicht zu beobachten ist.

Es bietet sich an im Folgenden weitere Versuche durchzuführen, welche Redoxreaktionen ohne die Anwesenheit von Sauerstoff darstellen.

3.2 V2 – Reaktion von Kaliumpermanganat und Salzsäure

Der Versuch stellt eine Elektronenübertragungsreaktion dar, an welcher kein Sauerstoff beteiligt ist. Zur Erklärung des Experiments wird an Vorwissen der SuS der erweiterte Redoxbegriff benötigt.

Gefahrenstoffe		
Kaliumpermanganat	H: 272-302-314-410	P:220-273-280-305+351+338-310-501.1
Salzsäure	H: 315	P: 302+352
Wasser	-	-
Chlor	H: 270-330-315-319-335-400-280	P: 260-220-280-273-304+340-305+351+338-332+313-302+352-315-405
Kaliumchlorid	-	-
Manganchlorid	H: 301-411	P: 273-309+310
		

Materialien: Stativ, Reagenzglas, Pipette, Becherglas

Chemikalien: Kaliumpermanganat, konzentrierte Salzsäure, Wasser, Chlor, Kaliumchlorid, Manganchlorid

Sicherheitshinweis: Der Versuch ist unter dem Abzug durchzuführen, da Chlorgas entsteht!

Durchführung: Es wird eine konzentrierte Kaliumpermanganat-Lösung angesetzt und wenige Zentimeter in das Reagenzglas gefüllt. Über eine Pipette wird konzentrierte Salzsäure hinzu getropft.

Beobachtung: Die Lösung entfärbt sich und es ist ein leichter Chlorgeruch wahrnehmbar.

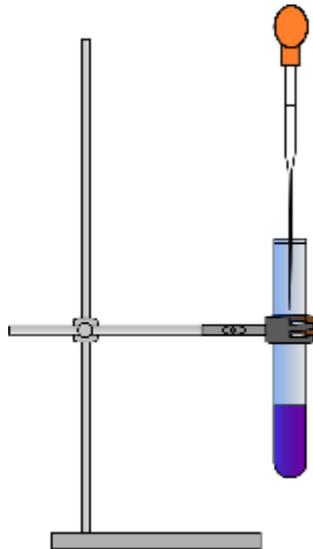
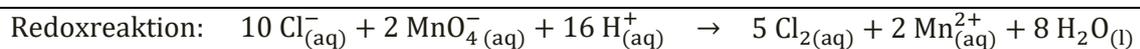
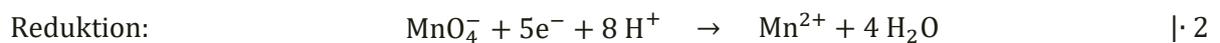
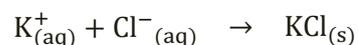
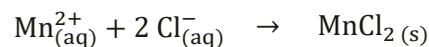


Abb. 3 – Aufbau der Reaktion von Kaliumpermanganat-Lösung mit konzentrierter Salzsäure.

Deutung: Die Chlorid-Ionen werden zu gasförmigem Chlor oxidiert, geben als Elektronen ab. Die Permanganat-Ionen nehmen hingegen Elektronen auf und werden zu Mangan(II)-Ionen reduziert.



Weiterhin kann es zu Nebenreaktionen kommen, wobei die Kalium- und Mangan-Ionen mit den überschüssigen Chloridionen zu Kaliumchlorid und Manganchlorid reagieren können.



Diese Nebenreaktionen würde ich allerdings nicht mit den SuS diskutieren, da das zu weit führt und von der eigentlichen Thematik ablenkt.

Entsorgung: Das Gemisch wird im Schwermetallbehälter entsorgt.

Literatur:

[3] K.-U. Jagemann, <http://www.jagemann-net.de/chemie/chemie11/redoxreaktionen/redoxreaktionen.php>, 2009-2011, (zuletzt abgerufen am 27.07.2016 um 08:29 Uhr).

Um diesen Versuch durchzuführen, bedarf es eines Reaktionspartners, der Permanganat-Ionen zu Mangan(II)-Ionen reduzieren vermag. Hierbei wurde sich der Chlorid-Ionen bedient, woraus eine geringe Menge Chlorgas resultiert. Da der Versuch unter dem Abzug durchgeführt wird, wird die Gefährdung der SuS minimiert. Alternativen wären z.B. Bromwasserstoff gewesen, was jedoch ein größeres gesundheitliches Risiko darstellt.

4 Schülerversuche

4.1 V1 – Daniell-Element

Das klassische Experiment nach Daniell beschreibt eine Elektronenübertragungsreaktion. Bei Einführung in die Elektrochemie in der Oberstufe kann somit ein Rückbezug genommen werden. An Vorwissen sollten die SuS bereits die Elemente Zink und Kupfer erarbeitet haben, wie z.B. deren Eigenschaften.

Gefahrenstoffe		
Zinksulfat-Hexahydrat	H: 302-318-410	P: 280-273-305+351+338-310-313
Kupfersulfat-Pentahydrat	H: 302-319-315-410	P: 273-302+352-305+351+338
Kaliumnitrat	H: 272	P: 210-221
Wasser	-	-
Kupfer	-	-
		

Materialien: 2 Bechergläser (250 mL), Zinkelektrode, Kupferelektrode, Multimeter, Kabelverbindungen, Filterpapierstreifen

Chemikalien: Zinksulfat-Hexahydrat, Kupfersulfat-Pentahydrat, Kaliumnitrat, Wasser

Durchführung: Es werden 0,1 M Kupfersulfat- und Zinksulfat-Lösungen zu je 100 mL angesetzt. In einer 1 M Kaliumnitrat-Lösung wird ein Filterpapierstreifen ge-

tränkt, welcher im Folgenden als Salzbrücke dient. Der weitere Aufbau entspricht der untenstehenden Abbildung. Während des Reaktionsverlaufs wird die Potentialdifferenz gemessen.

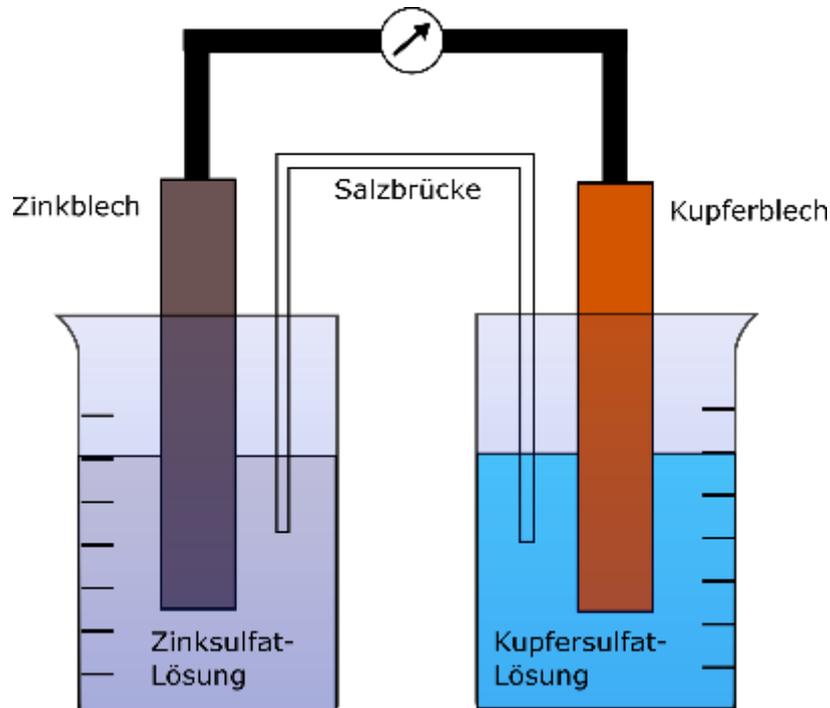
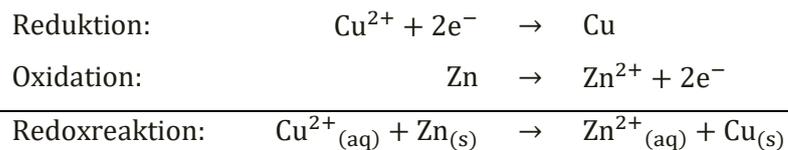


Abb. 4 – Schematischer Aufbau des Daniell-Elements.

Beobachtung: Nach Einstellen des Gleichstroms wird am Multimeter eine Spannung von 1,097 V gemessen.

Deutung: Die Salzbrücke generiert den Ionen- und Elektronenfluss zwischen den beiden Halbzellen. Ohne sie wäre der Stromkreis nicht geschlossen und es wäre keine Potentialdifferenz messbar.

Es verläuft eine Redoxreaktion, wobei die Zinkelektrode als Reduktionsmittel dient und folglich oxidiert wird. Als Oxidationsmittel fungiert in diesem Fall die Kupfersulfat-Lösung, wobei die Kupferionen reduziert werden.



Entsorgung: Die Lösungen werden im Schwermetallbehälter entsorgt.

Literatur:

[4] Uni Göttingen, Praktikumsskript zum Anorganisch-Chemischen Praktikum für Lehramtskandidaten, 2013, S. 72.

Alternativ können andere Halbzellen verwendet werden, damit eine Verallgemeinerung vorgenommen werden kann.

Da der Themenblock Elektrochemie erst in der Oberstufe vorgesehen ist, sollten didaktische Reduktionen in Hinblick auf das Galvanische Element allgemein vorgenommen werden. Zum einen muss nicht tiefgehender thematisiert werden, dass der Versuch das Funktionsprinzip einer Batterie darstellt, zum anderen sollten Plus- und Minuspol in Form der Elektroden (also Beschreibung als Anode und Kathode) unberücksichtigt bleiben und vielmehr der Blick auf die redoxchemischen Vorgänge gelegt werden.

4.2 V2 - Redoxreihe

Der Versuch führt den SuS vor Augen, dass sich nicht jedes Metall von jeder Metallsalz-Lösung oxidieren lässt, sondern dass es viel mehr eine experimentell zu ermittelnde Gesetzmäßigkeit dahintersteckt. An Vorwissen benötigen die SuS die Definition des erweiterten Redoxbegriffs.

Gefahrenstoffe		
Zink	-	-
Eisen	H: 228	P: 370+378b
Kupfer	-	-
Silber	-	-
Zinksulfat-Heptahydrat	H: 302-318-410	P: 280-273-305+351+338-313
Eisensulfat-Heptahydrat	H: 302-319-315	P: 302+352-305+351+338
Kupfersulfat-Pentahydrat	H: 302-319-315-410	P: 273-302+352-305+351+338
Silbernitrat-Lösung	H: 272-314-410	P: 210-221-273-280-305+351+338-308+310
Zinknitrat-Hexahydrat-Lösung	H: 272-302-315-319-335-410	P: 273-302+352-305+351+338
Eisennitrat-Hexahydrat-Lösung	Keine Einträge bei GESTIS	Keine Einträge bei GESTIS
Kupfernitratt-Hexahydrat-Lösung	H: 272-302-315-319-410	P: 210-273-302+352-305+351+338-301+312-280
		

4 Schülerversuche

Materialien: 16 Bechergläser (50 mL)/16 Reagenzgläser

Chemikalien: je vier Zink-, Eisen-, Kupfer-, Silberbleche, Zinksulfat-Heptahydrat, Eisensulfat-Heptahydrat, Kupfersulfat-Pentahydrat, Silbernitrat

Durchführung: In je vier Bechergläser wird Zinksulfat-, Eisensulfat-, Kupfersulfat- bzw. Silbernitratlösung gefüllt. Die Metallbleche werden so auf die Bechergläser verteilt, dass jedes Metall mit jeder Metallionen-Lösung einmal kombiniert wird.

Beobachtung: Von links nach rechts sind die Bechergläser jeweils mit Silbernitrat-Lösung, Kupfersulfat-Pentahydrat-Lösung, Eisensulfat-Heptahydrat-Lösung und Zinksulfat-Heptahydrat-Lösung befüllt.



Abb. 5: Silberelektroden in den entsprechenden Lösungen (s.o.).

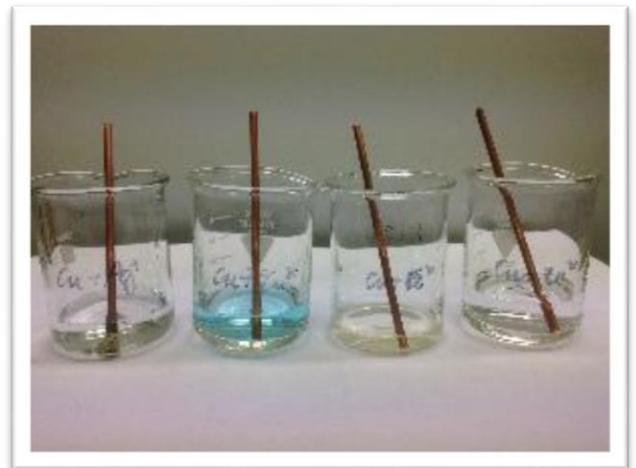


Abb. 6: Kupferbleche in den entsprechenden Lösungen (s.o.).



Abb. 7: Eisennägel in den entsprechenden Lösungen (s.o.).

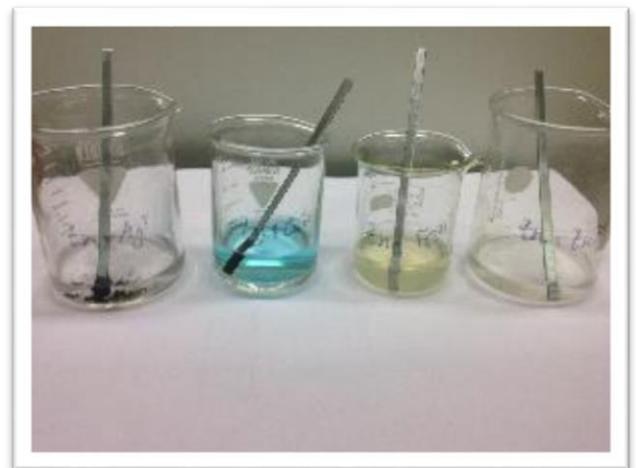


Abb. 8: Zinkbleche in den entsprechenden Lösungen (s.o.).

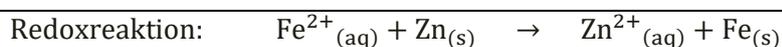
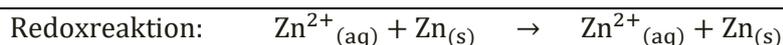
Abbildung 5 entsprechend ist keine Veränderung an den Silberelektroden sichtbar. Auf dem Kupferblech, welches in die Silbernitrat-Lösung gestellt ist, ist ein gräulich-schwarzer Überzug sichtbar (Abb. 6). Ebenso ist auf dem Eisennagel, welcher sich in der Kupfersulfat-Lösung befindet, ein rötlicher Überzug zu erkennen (Abb. 7). Auf den Zinkblechen in Silbernitrat- und Kupfersulfat-Lösung bildet sich jeweils ein schwarzer Überzug (Abb. 8). Alle anderen Kombinationen lassen keine Reaktion erkennen.

Deutung: Bei dem Überzug auf dem Kupferblech in Silbernitrat-Lösung handelt es sich um elementares Silber. Dass dieses sich nicht glänzend abscheidet, liegt daran, dass fein verteilte Metalle schwarz sind. An dem Eisennagel in Kupfersulfat-Lösung scheidet sich elementares Kupfer ab. Die Überzüge der Zinkbleche sind dementsprechend ebenso Silber bzw. Kupfer.

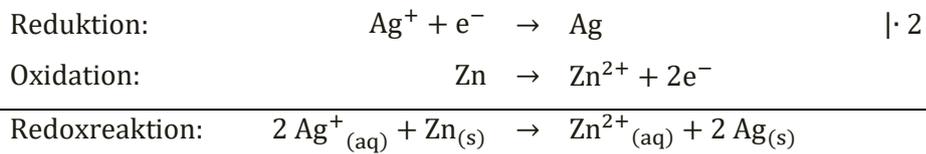
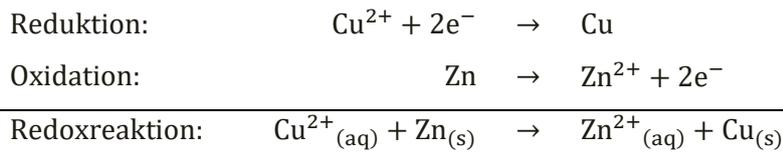
Die SuS sollen mithilfe dieses Versuches eine Redoxreihe der Metalle aufstellen. Zu erwarten wären folgende Ergebnisse gewesen:

	Zink	Eisen	Kupfer	Silber
Zinksulfat-Lösung	-	-	-	-
Eisensulfat-Lösung	+	-	-	-
Kupfersulfat-Lösung	+	+	-	-
Silbernitrat-Lösung	+	+	+	-

Zink-Atome können in allen Fällen Elektronen abgeben - außer in der Zinkionen-Lösung bzw. ist dort keine Reaktion sichtbar (siehe Reaktionsgleichung). Zink ist in dieser Reihe das unedelste Metall, es gibt am leichtesten Elektronen an Elektronenakzeptoren ab. Die ausbleibende Reaktion mit der Eisensulfat-Lösung liegt evtl. an einer nicht lange genug anhaltenden Wartezeit oder bereits einem Altern der Eisensulfat-Lösung.

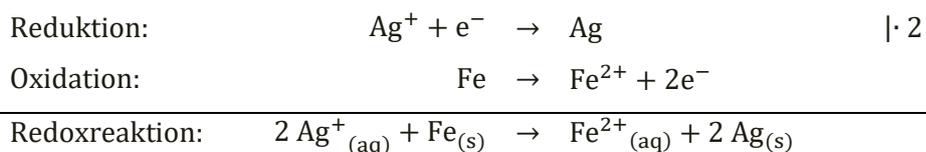
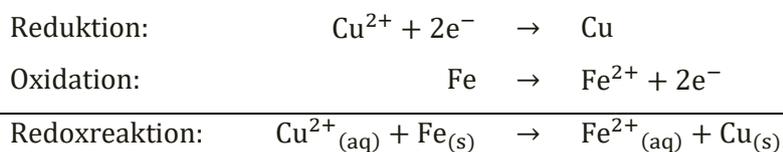
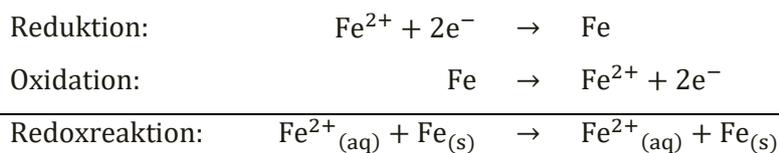


4 Schülerversuche

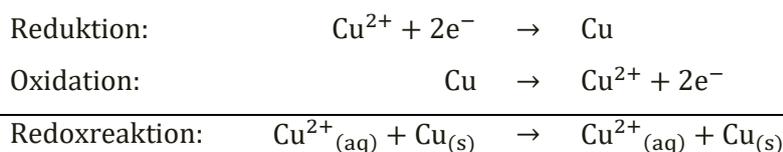


Eisen-Atome sollten Elektronen an Kupfer- bzw. Silberionen abgeben. Die ausbleibende Reaktion mit der Silbernitrat-Lösung liegt evtl. am nicht ausreichenden Schmirgeln des Eisen-Nagels.

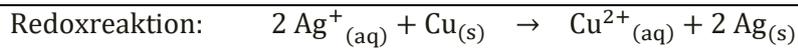
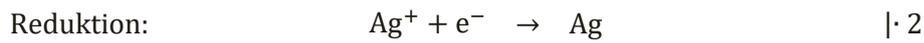
Es zeigt sich, dass Eisen ebenfalls sehr unedel, jedoch nicht unedler als Zink ist, da dieses Elektronen an die Eisenionen abgibt.



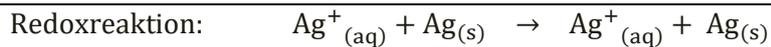
Kupfer-Atome geben ihre Elektronen lediglich an die Silberionen ab. Somit ist Kupfer edler als Zink und Eisen.



4 Schülerversuche



Silber ist hier das edelste Metall, denn es reagiert mit keiner der Metallionen-Lösungen.



Es ergibt sich also eine Reihe der betrachteten Metalle von unedel zu edel über Zink, Eisen, Kupfer und Silber.

Entsorgung: Die Lösungen sind im Schwermetall-Abfall zu entsorgen.

Literatur:

[5] U. Helmich, <http://www.u-helmich.de/che/Q1/inhaltsfeld-3-ec/1-Redoxreihe/seiteEC-1-3.html>, 14.12.2014, (zuletzt abgerufen am 26.07.2016 um 23:47 Uhr).

Wenn der Versuch keine eindeutigen Ergebnisse liefert bzw. ebenso wie hier einige Reaktionen nicht ablaufen, sollte eine Fehleranalyse durchgeführt werden. Ergänzt werden kann dies um Videos und Bilder, die eine unverkennbare Reaktion dokumentieren.

Arbeitsblatt

Aufgabe 1: Definiere den erweiterten Redoxbegriff.

Führe in diesem Kontext den folgenden Versuch durch:

Gruppenversuch – Untersuchung von Metallen

Durchführung: Je vier Reagenzgläser werden mit Zinksulfat-, Eisensulfat-, Kupfersulfat- bzw. Silbernitratlösung gefüllt. Hierbei benutzt jede Gruppe nur eine der vier Lösungen, sodass jede Lösung verteilt ist. Anschließend wird jedes Metall in die entsprechende Lösung gegeben. Die Beobachtungen (über einen längeren Zeitraum) werden in der folgenden Tabelle dokumentiert und mit den anderen Gruppen zusammengetragen.

Beobachtung:

	Kupfer	Silber	Zink	Eisen
Kupfersulfat-Lösung				
Silbernitrat-Lösung				
Zinksulfat-Lösung				
Eisensulfat-Lösung				

Deutung: _____

Aufgabe 2: Metalle, die ein Bestreben haben Elektronen abzugeben werden als *unedel* bezeichnet, solche die die Tendenz besitzen Elektronen aufzunehmen, nennt man *edel*.

Recherchiere im Internet, welche Metalle besonders edel und welche unedel sind. Erläutere die Tendenzen und ordne die im Versuch verwendeten Metalle zu.

Aufgabe 3: Bewerte die Aussage „Zinn kann Elektronen an Blei abgeben“. Gehe hierbei auch auf die Begriffe Oxidationsmittel und Reduktionsmittel ein.

5 Didaktischer Kommentar zum Schülerarbeitsblatt

Das Arbeitsblatt greift den Schülerversuch 2 auf. Die SuS sollen hierbei die Reaktionen von Metallen und Metallsalz-Lösungen untersuchen und anhand des Reaktionsverhaltens dahinterstehende Gesetzmäßigkeiten erkennen.

5.1 Erwartungshorizont (Kerncurriculum)

Aufgabe 1

Fachwissen: Die SuS beschreiben Redoxreaktionen als Elektronenübertragungsreaktionen.

Kommunikation: Die SuS beschreiben die zuvor gelernte Definition unter Anwendung der Fachsprache.

→ AFB I, da lediglich bestehendes Wissen zielgerichtet abgeprüft wird

Erkenntnisgewinnung: Die SuS führen einfache Experimente zu Redoxreaktionen durch und präsentieren ihre Arbeit zu ausgewählten chemischen Reaktionen

→ AFB II, da Wissen angewendet werden muss

Aufgabe 2

Kommunikation: Internet-Recherche

Fachwissen: Die SuS beschreiben den neuen Sachverhalt (edel/unedel) und die Tendenzen entlang des Periodensystems.

→ AFB II, da die SuS eine eigenständige Recherche betreiben und die Ergebnisse mit dem bisherigen Kenntnisstand einordnen müssen

Aufgabe 3

Bewertung: Die SuS prüfen Darstellungen hinsichtlich ihrer fachlichen Richtigkeit.

→ AFB III, da eine Bewertung der Aussage vorgenommen werden muss. Neben dem abgeprüften fachlichen Verständnis, wird vor allem der korrekte Umgang mit der Fachsprache geübt (Stoff-Teilchen-Konzept).

5.2 Erwartungshorizont (Inhaltlich)

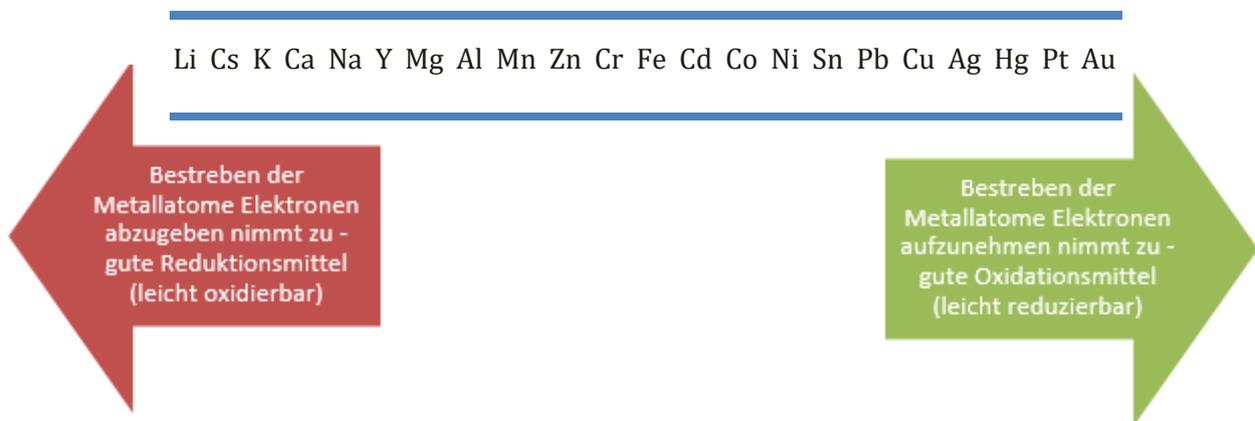
Aufgabe 1

Eine Redoxreaktion ist eine Elektronenübertragungsreaktion. Das Reduktionsmittel nimmt Elektronen auf, wird selbst jedoch oxidiert. Das Oxidationsmittel gibt Elektronen ab und wird dabei reduziert.

Ergebnis des Versuchs entsprechend Schülerversuch 2.

Aufgabe 2

Die SuS werden etwa eine Reihung wie die folgende aufstellen:



Hierbei ist zu erläutern, dass die unedlen Metalle, welche ein großes Bestreben besitzen Elektronen abzugeben, auf der linken Seite stehen. Im Verlauf nach rechts nimmt werden die Metalle immer edler.

Die Einordnung der Metalle aus dem obigen Versuch ist die folgende: Zink < Eisen < Kupfer < Silber.

Aufgabe 3

Blei-Atome sind entsprechend der Abbildung aus Aufgabe 2 rechts von Zinn, sind also edler. Das bedeutet, dass Blei das Zinn zu oxidieren vermag. Hierbei muss genau auf die Teilchenebene geachtet werden. Zinn kann keine Elektronen an das Blei abgeben, sondern vielmehr an die Bleiionen. Diese werden reduziert zu Blei. Als Oxidationsmittel fungieren in diesem Fall also die Bleiionen, Reduktionsmittel ist das Zinn.