

Schulversuchspraktikum

Carl Föst

Sommersemester 2015

Klassenstufen 9 & 10



Einfache Elektrolysen und Leitfähigkeit

Auf einen Blick:

Im Themenbereich Elektrolyse und Leitfähigkeit stehen insbesondere Elektronenübertragungsreaktionen im Vordergrund. Bei der Elektrolyse werden durch Anlegen von elektrischem Strom Redoxreaktionen entgegen dem Redoxgefälle der Reaktionspartner erzwungen. Bei den erzwungenen Redoxreaktionen wird der Stoff, der die Elektronen erhalten hat mittels geeigneter Nachweisverfahren sichtbar gemacht. Anhand dieser visuellen Veränderung können auch technische Anwendungen der Elektrolyse verdeutlicht werden. Weiterhin werden die Fähigkeiten von Stoffen, Elektronen aufzunehmen oder abzugeben sichtbar verdeutlicht.

Inhalt

1	Beschreibung des Themas und zugehörige Lernziele	3
2	Relevanz des Themas für SuS der 9. und 10. Klassenstufe und didaktische Reduktion	4
3	Lehrerversuch –V1.Elektrolyse von Wasser	4
4	Schülerversuch –V2.Elektrolyse von Zinkiodid	6
5	Didaktischer Kommentar zum Schülerarbeitsblatt	9
5.1	Erwartungshorizont (Kerncurriculum).....	10
5.2	Erwartungshorizont (Inhaltlich).....	11

1 Beschreibung des Themas und zugehörige Lernziele

Der Themenbereich einfache Elektrolysen und Leitfähigkeit vertieft den Vorgang der Übertragung von Elektronen zwischen zwei Reaktionspartnern. Dies können Ionen aber auch ungeladene Atome sein. Entscheidend ist, dass bei der Elektrolyse Elektronen nur über eine leitende Ionenlösung (Elektronenweitergabe durch Ionenwanderung) übertragen werden können. Die Leitfähigkeit ist die Fähigkeit eines Stoffgemisches elektrische Ladungen zu transportieren. Je mehr freie Ladungsträger wie z.B. Ionen ein Stoffgemisch hat, desto besser können die Ladungen weitergegeben werden. Das Thema kann in der 9. und 10. Klasse eingeführt werden, da der erweiterte Redoxbegriff bekannt ist. Weiterhin wissen sie um die Eigenschaften von Elektrolyseprodukten (glänzendes Aussehen von Metallen, grünliches Chlorgas, Wasserstoffgas ist positiv bei Knallgasprobe). Die SuS beschreiben, dass durch eine Potentialdifferenz zwischen dem Redoxpotential der beteiligten Ionen bzw. ungeladenen Atome eine Spannung entsteht, die anhand von Messgeräten oder Verbrauchern (Glühbirne oder Motor mit Propeller) nachgewiesen werden kann. Die SuS erläutern, dass durch die Potentialdifferenz zwischen den Redoxpotentialen chemische Energie in elektrische Energie umgewandelt werden kann. Bei den Experimenten zum Galvanischen Element wird verdeutlicht, dass der Elektronenfluss immer von dem Partner mit dem höheren Elektronenabgabevermögen (hohes Reduktionspotential, z.B. unedle Metalle) zu dem mit dem niedrigeren Elektronenabgabevermögen (hohes Oxidationspotential, z.B. edle Metalle) verläuft. Hierbei wenden die SuS die Redoxreihe an, indem sie die Spannung, die bei der Verknüpfung zweier Partner entsteht, als Redoxpotential definieren. Die SuS beschreiben die Reaktionspartner als Redoxpartner. Dies wird anhand der Galvanischen Zelle mit Kupfer-/Zinkelektroden verdeutlicht. Der umgekehrte Vorgang, den die SuS als Elektrolyse kennenlernen, muss entgegen des Redoxpotentials der Partner und somit unter Anlegen einer Spannung geleistet werden. Diese muss mindestens so groß wie das Redoxpotential des Paares, also der freiwilligen Elektronenflussrichtung sein. Die SuS beschreiben anhand dieser Versuchsreihe, dass elektrische Energiezufuhr in chemische Energie umgewandelt werden kann, bzw. chemische Prozesse antreibt. Weiterhin definieren sie korrekt die Pole (Anode, Kathode) an den jeweiligen Aufbauten und erläutern die dort ablaufenden Reaktionen (Elektronenübertragung bei Kathode, Elektronenentzug bei Anode). Sie verstehen elektrolytische Prozesse als erzwungene Übertragungen von Elektronen. Die Versuchsreihe umfasst Lehrerversuche wie die Elektrolyse von Wasser, sowie Schülerversuche zur qualitativen Bestimmung der Leitfähigkeit oder Versuche zur elektrolytischen Metallgewinnung aus Metallsalzlösungen. Bezogen auf das Kerncurriculum spielt insbesondere das Basiskonzept Chemische Reaktion eine wichtige Rolle, wobei die SuS im Bereich Fachwissen Redoxreaktionen als Elektronenübertragungsreaktionen beschreiben. Weiterhin deuten sie chemische Reaktionen anhand von Modellen und führen

einfache Experimente zu Redoxreaktionen durch. Zu erwähnen ist auch der Bezug zur Fachsprache, diese wenden die SuS systematisch auf chemische Reaktionen an.







2 Relevanz des Themas

Das Thema ist sehr geeignet zur Veranschaulichung von Elektronenübertragungsreaktionen, da die oxidierten bzw. reduzierten Spezies gut nachweisbar sind (Entstehung von Metallen und Gasen). Weiterhin ist das Thema generell geeignet, um technische Anwendungen, die in der Lebenswelt der SuS eine Rolle spielen, zu verdeutlichen. Hier sind Akkumulatoren ebenso zu nennen wie Gegenstände aus Metall, die durch Elektrolyse aus Erzen gewonnen werden. Das für das Thema Elektrolyse benötigte Vorwissen beinhaltet Kenntnisse der Redoxreaktionen und der Redoxpotentiale, sowie Kenntnisse zum Aufbau eines Stromkreises. Es muss verstanden sein, dass Elektronenübertragung Grundprinzip elektrischen Stromes ist.

Es wird sich in dieser Versuchsreihe zunächst ausschließlich auf das Verständnis der Redoxvorgänge bei der Elektrolyse konzentriert. Es wird definiert, wo Elektronen abgegeben bzw. aufgenommen werden und welche sichtbaren Folgen diese Übertragung aufweist. Sobald das Grundprinzip der Elektrolyse nach den Versuchen verstanden ist, können einfache Bestimmungen der Zersetzungsspannung vorgenommen werden. Die Nernstgleichung zur Konzentrationsbestimmung für elektrische Vorgänge bleibt außen vor. Dies gilt ebenso für physikalische Zusammenhänge zwischen Widerstand und Spannung. Entscheidend ist hier die Spannung als Größe.

3 Lehrerversuch – Elektrolyse von Wasser

Die Elektrolyse von Wasser zeigt die Zerlegung von Wasser in seine Elemente Wasserstoff und Sauerstoff durch Energiezufuhr. Es entstehen Wasserstoff und Sauerstoff, die in einem Volumenverhältnis von 2:1 nachgewiesen werden können. Der Nachweis der Produkte erfolgt über die Knallgasprobe (Wasserstoff) und die Glimmspanprobe (Sauerstoff). Aufgrund der Gefährlichkeit der Produkte wird dieser Versuch als Lehrerversuch durchgeführt.

Gefahrenstoffe								
Schwefelsäure			H: 290, 314			P: 280, 301+330+331, 309, 310, 305+351+338		
Wasserstoff			H: 220-280			P: 210-377-381-403		
Sauerstoff			H: 270-280			P: 244-220-370+376-403		
								

Materialien: 2 pneumatische Wannen, U-Rohr, 2 Kohleelektroden im Stopfen, Spannungsquelle, Kabel, 2 Krokodilklemmen, 2 Stative, 2 Klemmen zum Befestigen des Rohrs, 2 x 50 mL Messzylinder

Chemikalien: Wasser, Schwefelsäure (Wasserstoff und Sauerstoff entstehen erst durch die Reaktion)

Durchführung: Das U-Rohr wird zwischen die Stative eingespannt. Es wird anschließend mit Wasser gefüllt und die Stopfen mit den Kohleelektroden werden aufgesetzt. Die Zuläufe der Schenkel werden jeweils mit 2 pneumatischen Wannen verbunden. In diese werden mit Wasser gefüllte Messzylinder mit der Öffnung nach unten gehalten. Die Kohleelektroden werden mit der Spannungsquelle verbunden und als Anode (+-Pol) und Kathode (-Pol) geschaltet. Durch die Krokodilklemmen werden sie mit den Kohleelektroden verbunden.

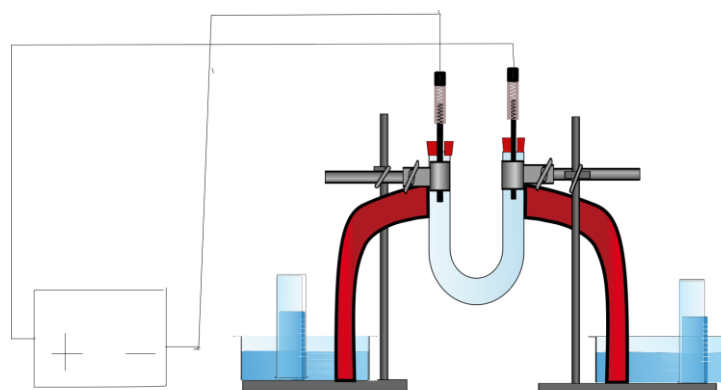


Abbildung 2: Aufbau eines Elektrolyseapparates zur Zersetzung von Wasser

Beobachtung: Im Verlauf der Reaktion wird das Wasser in den Messzylindern verdrängt. Das Gasvolumen in dem Zylinder, dessen pneumatische Wanne auf der Anodenseite liegt, ist etwa halb so groß wie das Gasvolumen auf der Kathodenseite.

Deutung: Anode/Oxidation: $6 \text{H}_2\text{O}_{(l)} \longrightarrow \text{O}_{2(g)} + 4 \text{OH}^-_{(aq)} + 4 \text{e}^-$

Kathode/Reduktion: $4 \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + 4 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{H}_{2(g)} + 4 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$

Redoxreaktion: $2 \text{H}_2\text{O}_{(l)} \longrightarrow 2 \text{H}_{2(g)} + \text{O}_2$






Auf der Kathodenseite (Minuspol) ist Wasserstoff durch Reduktion von Oxoniumionen entstanden. Der Wasserstoffanteil ist etwa doppelt so hoch wie der Sauerstoffanteil. Dies entspricht der tatsächlichen Zusammensetzung des Wassers.

Entsorgung: Das Wasser wird in den Säure-Base-Abfall gegeben.

Literatur: Blume, www.chemieunterricht.de/dc2/echemie/h2o-elek.htm, 2001, aufgerufen am 08.08.2015

4 Schülerversuch – Elektrolyse einer Zinkiodidlösung

Der Versuch Elektrolyse einer Zinkiodidlösung verdeutlicht das Prinzip der Elektrolyse auf effektvolle Weise. Hier ist eine Elektrolyse mit einem Nachweisverfahren gekoppelt. Der Versuch kann als Schülerversuch durchgeführt werden.

Gefahrenstoffe								
Zinkiodid			H: 315, 319			P: 302+352, 305+351+338		
Stärke			H: -			P: -		
Dest. Wasser			H: -			P: -		
								

Materialien: U-Rohr, Glaswolle, 2 Kohleelektroden im Stopfen, Spannungsquelle, Stativ, Kabelverbindungen, Multimessgerät, Pinzette.

Chemikalien: Zinkiodidlösung (0,1 mol/L), Stärke, dest. Wasser.

Durchführung: In das U- Rohr wird Glaswolle in die Krümmung eingesetzt. Das U-Rohr wird senkrecht in das Stativ eingespannt. Dann wird die 0.1 M Zinkiodidlösung in das U-Rohr gefüllt. Es wird eine Stärkelösung frisch hergestellt und ein wenig davon in das U-Rohr gegeben. In jeden Schenkel des U-Rohres wird eine Kohleelektrode gebracht, die wenige cm in die Zinkiodidlösung taucht. Es wird eine Gleichspannung von 10 V eingestellt. Der eingestellte Wert wird mit einem Multimeter kontrolliert.

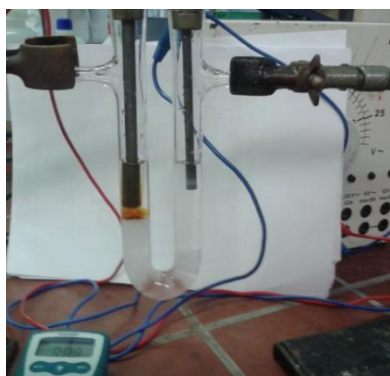


Abb.3: Elektrolyse von Zinkiodid.

Beobachtung: An der Anode tritt eine sichtbare Farbänderung von klar zu braun auf. An der Kathode ist ein metallischer Überzug zu beobachten.

Deutung: Oxidation: $2 I_{(aq)} \longrightarrow I_{2(aq)} + 2 e^{-}$

Reduktion: $Zn^{2+}_{(aq)} + 2 e^{-} \longrightarrow Zn_{(s)}$

Redoxreaktion: $ZnI_{2(aq)} \longrightarrow Zn_{(s)} + I_{2(aq)}$

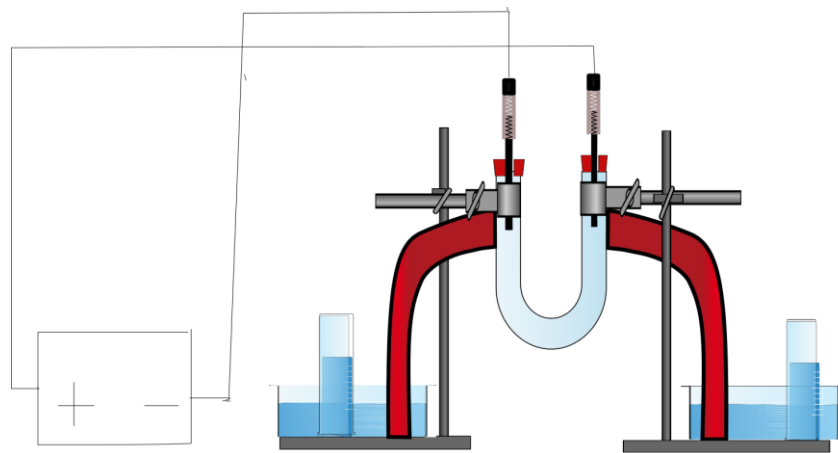
An der Anode findet die Elektronenabgabe statt. Die Elektronenaufnahme erfolgt an der Kathode. Die Braunfärbung tritt auf, da das gebildete Iod mit der Stärke eine braun-blaue Färbung ergibt (Iod-Stärke-Nachweis).

Entsorgung: Das Iodwasser wird zuerst mit Thiosulfatlösung versetzt. Anschließend kann es in den Abfluss gegeben werden.

Literatur: T.Seilnacht, www.seilnacht.com/Chemie/ch_zni.htm, 2009, aufgerufen am 13.8.2015

Arbeitsblatt zum Thema Elektrolyse

Bei der Elektrolyse einer Lösung von Anionen und Kationen werden durch das Anlegen einer Spannung Elektronen von einem Anion auf ein Kation übertragen. Dies geschieht entgegen des Redoxgefälles. Es ist der Umkehrprozess des Galvanischen Elements, bei dem Elektronen mit dem Redoxgefälle und ohne eine äußere Spannung von einem Partner auf den anderen übertragen werden. Eines der in der Lösung enthaltenen Ionen wird reduziert, das andere wird oxidiert. Die Elektrolyse hat viele industrielle Anwendungen, eine davon ist die Metallgewinnung aus Erzen. Im Folgenden ist der Aufbau zur Elektrolyse von Wasser dargestellt:



1. Beschreibe mit eigenen Worten die Reaktionen, die bei der Elektrolyse von Wasser ablaufen.. Nenne Verfahren zum Nachweis der Produkte.
2. Stelle die Reaktionen (Oxidation und Reduktion) auf, die bei der Elektrolyse einer Kupferchloridlösung (CuCl_2) zu erwarten sind und beschreibe die Produkte.
3. Bei der Elektrolyse einer NaCl Lösung werden nicht Natrium und Chlorgas erhalten, sondern Wasserstoff und Chlorgas. Stelle Vermutungen auf, warum dies der Fall ist.

5 Didaktischer Kommentar zum Schülerarbeitsblatt

Mit dem Arbeitsblatt sollen die Grundprinzipien der Elektrolyse verstanden werden. Es wird hier davon ausgegangen, dass die Elektrolyse als Umkehrprozess der Galvanischen Zelle gerade eingeführt wurde. Die SuS sind in der Lage, Redoxgleichungen korrekt aufzustellen und erläutern, dass Elektronenübertragungsreaktionen zwischen zwei Partnern vom Partner mit dem niedrigeren Oxidationspotential zum Partner mit dem höheren Oxidationspotential freiwillig erfolgen. Die SuS beschreiben den Begriff Redoxpaar und nennen die beteiligten Partner, wobei die Elektronen vom Partner mit dem niedrigeren Redoxpotential zum Partner mit dem höheren Redoxpotential verlaufen. Durch die Einführung der Elektrolyse erläutern die SuS, dass für den umgekehrten Prozess, also der Elektronenübertragung vom höheren zum niedrigeren Redoxpotential, Energie nötig ist, um die Elektronen in diese Richtung zu zwingen. Die erste Aufgabe verlangt die generelle Beschreibung der Vorgänge eines kürzlich gelernten Elektrolyseprozesses. Es geht um das grundlegende Verständnis der Reaktionen und der Orte, an denen diese im Elektrolyseaufbau stattfinden. Die Fachbegriffe Anode und Kathode sollen korrekt benannt und die dort stattfindenden Reaktionen beschrieben werden. Weiterhin wird das Aufstellen von Redoxgleichungen vertieft und die Gesamtgleichung einer Elektrolyse formuliert. Weiterhin wiederholen die SuS ihnen bekannte Nachweise der entstehenden Produkte.

In der zweiten Aufgabe wird eine Verbindung gegeben, anhand derer die SuS einen Elektrolyseprozess eigenständig formulieren sollen. Sie wenden das erlernte Wissen eigenständig an. Zudem werden Kenntnisse über die bei der Elektrolyse erhaltenen Stoffe wie elementares Kupfer oder Chlorgas abgerufen.

Die dritte und letzte der drei Aufgaben gibt ein Phänomen vor, dass bisher im Unterricht noch nicht behandelt wurde. Hier sollen die SuS Vermutungen aufstellen, weshalb keine direkte Elektronenübertragung von einem Reaktionspartner auf den anderen vollzogen wird, sondern neben einem zu erwartenden Produkt ein anderes entsteht. Hier sollen die SuS anhand ihrer Kenntnisse über Redoxpotentiale erkennen, dass zwischen mehreren möglichen Reaktionen immer diejenige zu beobachten ist, für deren Ablaufen die geringste Spannung benötigt wird. Hier wird auch der Grundstein für die mathematischen Berechnungen zum Ablauf von Elektrolysen gelegt. Hierbei spielt die Zersetzungsspannung eine wichtige Rolle, die etwas größer sein muss als die Energiedifferenz zwischen den beiden Partnern.

Hiermit verbunden sind die technischen Anwendungen der Elektrolyse, wo vor allen Dingen die Metallgewinnung, sowie Akkumulatoren zu nennen sind. In Bezug auf das Kerncurriculum spielt insbesondere das Basiskonzept Chemische Reaktion eine wichtige Rolle, wobei die SuS im Bereich Fachwissen Redoxreaktionen als Elektronenübertragungsreaktionen beschreiben. Weiterhin deuten sie chemische Reaktionen anhand von Modellen.

5.1 Erwartungshorizont (Kerncurriculum)

Die drei Anforderungsbereiche beschreiben die verschiedenen kognitiven Fähigkeiten der SuS zur Lösung zum Lösen verschiedener Aufgaben. Anforderungsbereich I verlangt die Reproduktion des gelernten Stoffs ohne dies auf einen konkreten Kontext anzuwenden. In Aufgabentypen des Anforderungsbereichs II soll das Erlernte auf konkrete Beispiele angewendet werden, ohne jedoch neuartige Probleme damit zu lösen, wie es Aufgaben des Anforderungsbereiches III erfordern.

Aufgabe I: Basiskonzept Chemische Reaktion. Hier liegt Anforderungsbereich I vor. Es sollen anhand eines bereits besprochenen Elektrolyseaufbaus die dort ablaufenden Vorgänge wiedergegeben werden. Für den Bereich Fachwissen gilt hier, dass die SuS Redoxreaktionen als Elektronenübertragungsreaktionen beschreiben.

Aufgabe II: Diese Aufgabe entspricht dem Anforderungsbereich II. Die SuS wenden das erlernte Prinzip auf ein konkretes Beispiel an. Sie formulieren Vorstellungen über Produkte und Edukte bei den Reaktionstypen (Erkenntnisgewinnung).

Aufgabe III: Diese Aufgabe entspricht dem Anforderungsbereich III. Die SuS werden mit einem Phänomen konfrontiert, welches sie mit ihren Kenntnissen über die Potentiale der Atome, Elektronen aufzunehmen bzw, abzugeben eigenständig lösen sollen. Sie sollen hierbei eine Hypothese aufstellen.

5.2 Erwartungshorizont (Inhaltlich)

Aufgabe 1: In der ersten Aufgabe beschreiben die SuS zunächst die Pole Anode und Kathode. Hierbei stellt die Kathode den Minuspol dar, an dem ein Elektronenüberschuss entsteht. An der Anode, dem Pluspol herrscht ein Elektronenmangel. An der Kathode werden Oxoniumionen zu Wasserstoffmolekülen reduziert und an der Anode werden OH⁻ Ionen zu Sauerstoffmolekülen oxidiert.

Aufgabe 2: Die Elektrolyse von Kupferchlorid ergibt:

Oxidation: $2 \text{Cl}^-_{(\text{aq})} \longrightarrow \text{Cl}_{2(\text{g})} + 2 \text{e}^-$. Es entsteht gelbliches Chlorgas an der Anode.

Reduktion: $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}_{(\text{s})}$. Es entsteht metallisches braunes Kupfer an der Kathode

Aufgabe 3: Aufgrund der höheren Elektronenaufnahmefähigkeit von Wasserstoff werden durch die Elektrolyse die Elektronen auf die Oxoniumionen anstatt auf die Natriumionen übertragen.