

Bleiakkumulator	1
Der Bleiakkumulator	2
Elektrolytisches Kristallwachstum „Bleibaum“	3
Das Daniell Element als Bsp. für ein Galvan. Element	4
Von den Halbzellen zum Daniell Element (=Galvanisches Element)	5
Das Eloxalverfahren	6
Galvanisieren	7
Hofmann'sche Wasserersetzung	8
Herleitung des Leclanché-Elements aus dem Daniell-Element	10
Herleitung des Leclanché Elements aus den Daniell Element	11
Lithiumbatterie	12
Hinführung und Übersicht zur Elektrochemie Arbeitsblatt	13
Metallbäumchen auf Filterpapier	14
Elektrochemie: „Kurzschlüsse“	15
Elektrochemie: „Kurzschlüsse“ Arbeitsblatt	16
Einsatz einer Solarzelle zur Elektrolyse von Wasser	17
Elektrochemische Spannungsreihe	18
Strom aus der Dose - Eine besondere Aluminium / Luft Batterie	19
Elektrolyse von Zinkiodid	20

Bleiakkumulator

Geräte:

2 Bleiplatten, 2 Krokodilklemmen, Becherglas, Kabelmaterial, Voltmeter, Gleichstromquelle, Propeller als Stromabnehmer

Chemikalien:

Schwefelsäure H_2SO_4 (w=30 %) (C, ätzend) (=Akku-/Batteriesäure)

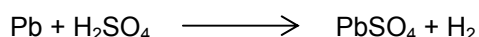
Durchführung:

Ein Becherglas wird zu etwa $\frac{3}{4}$ mit 30%iger Schwefelsäure (=Akku-/Batteriesäure) gefüllt. In die Säure taucht man zwei Bleiplatten, die mit Krokodilklemmen und Verbindungskabeln an eine Gleichspannungsquelle angeschlossen werden (ca. 4,5 V). Die Schwefelsäure wird auf diese Art einer Elektrolyse unterworfen. Nach 3-5 Minuten unterbricht man die Stromzufuhr und verbindet die beiden Bleielektroden mit einem Propeller als Stromabnehmer. Im Entladevorgang kann sich dieser 2-3 Minuten drehen.

Beobachtung:

Eventuell ist bei den Bleielektroden eine Farbänderung auszumachen: im ungeladenen Bleiakku könnte auf den Bleielektroden eine weiße Schicht aus Bleisulfat zu sehen sein, die während des Ladevorgangs bei der Kathode verschwindet, sodass sie grau erscheint, und bei der Anode durch eine braune PbO_2 -Schicht ersetzt würde.

Reaktion beim Eintauchen der Bleielektroden in die Schwefelsäure:



Hinweise:

Beim Ladevorgang ist darauf zu achten, dass sich die Bleiplatten nicht berühren, da es sonst zu einem Kurzschluss kommt. Aufgrund der Gasung beim Ladevorgang könnte Akkusäure herausspritzen. Eine kleine Styroporplatte auf dem Becherglas mit entsprechenden Öffnungen für die Bleielektroden kann dies verhindern.

Entsorgung:

Die Schwefelsäure kann, sofern sie nicht mit Blei verunreinigt wurde, in die Vorratsflasche zurückgeschüttet und wieder verwendet werden.

Literatur:

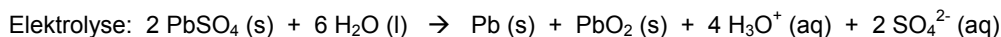
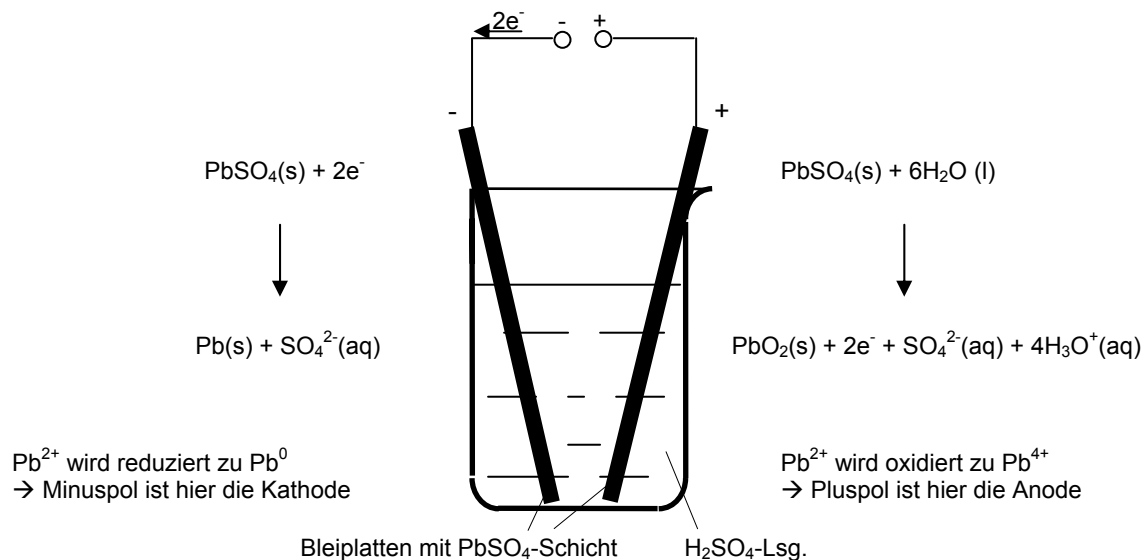
Häusler, K., Rampf, H., Reichelt, R., Experimente für den Chemieunterricht, Oldenburg Verlag, München, 1995

Fischer, W., Deißnerberger, H., C₃ - Stoffe, Reaktionen, Energie, Buchners Verlag, Bamberg, 1988

Der Bleiakkumulator

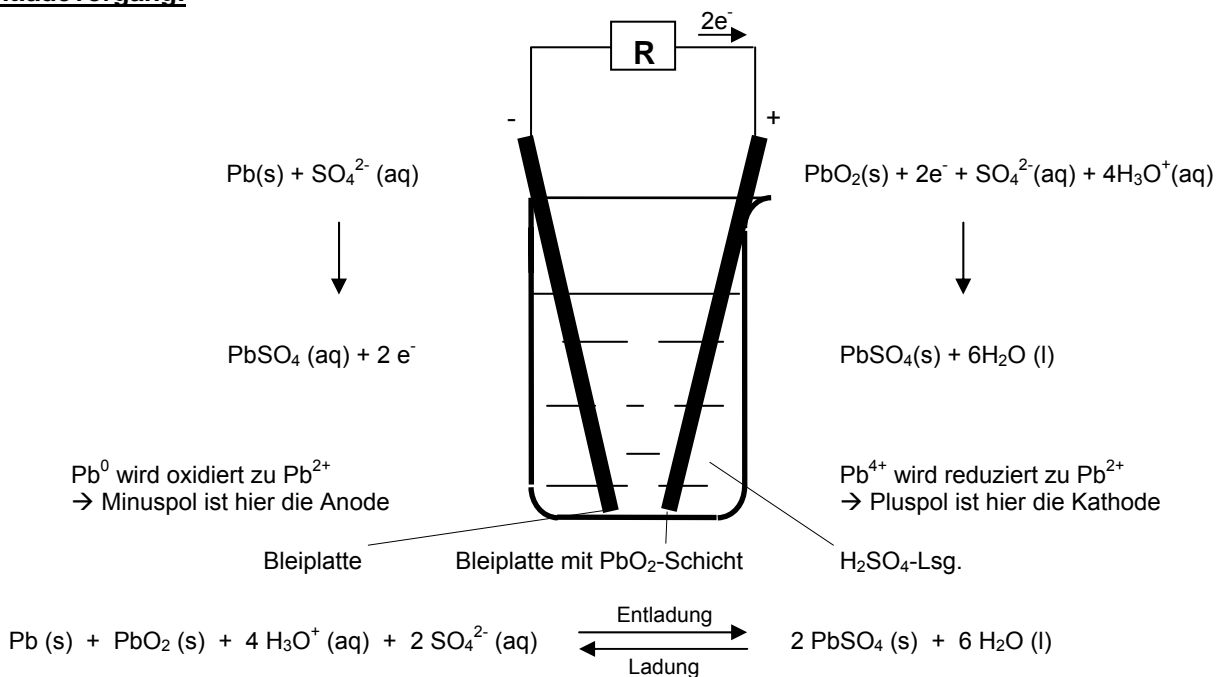
accumulare (lat.) = anhäufen, sammeln

Ladevorgang:



Der Bleiakkumulator ist im geladenen Zustand eine Blei-Bleiodioxid-Zelle.

Entladevorgang:



Sekundärzellen lassen sich wieder aufladen und stehen nach dem Ladevorgang erneut zur Stromlieferung bereit.

Elektrolytisches Kristallwachstum „Bleibaum“

Lernziel:

Die Schüler sollen die Elektrolyse als eine erzwungene Redoxreaktion kennen lernen und die Herstellung von elementarem Blei beschreiben können.

Geräte:

Maey-Gerät (mit Petrischale und Bleielektroden), Spannungsquelle (Stelltrafo), Verbindungskabel, Overheadprojektor, Schutzbrille, (Schutzhandschuhe)

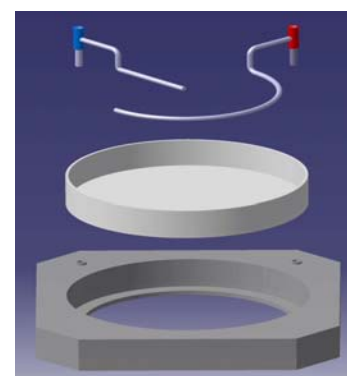
Chemikalien:

Bleinitratlösung PbNO_3 (w=16%, c= 0,5 mol/L, (T, giftig, N, umweltgefährdend) oder Bleiacetatlösung $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ w=5% (T, giftig, N, umweltgefährdend) (jeweils ca. 30 ml)

Durchführung:

Aufbau des *Maey-Gerätes*:

Weißer Kunststoffschale aus chemisch sehr beständigem Material (Polypropylen), in die eine runde Vertiefung zur Aufnahme einer Petrischale angebracht ist. In die Petrischale ragen zwei Bleielektroden. Eine Bleielektrode (Halbkreiselektrode) wird dem Innenrand der Petrischale angepasst, die gerade Elektrode wird mit einer Stufe versehen. Beide Elektroden müssen flach auf dem Boden der Petrischale aufliegen.



Zunächst füllt man die Petrischale des Maey-Gerätes mit der Bleisalzlösung (ca. 30 ml). Die beiden Bleielektroden sollen gut bedeckt sein. Anschließend werden die beiden Elektroden mit einem regelbaren Gleichstromnetzgerät verbunden, hierbei soll die gebogene Elektrode als Pluspol und die gerade Elektrode als Minuspol geschaltet sein.

Beobachtung:

Bereits kurz nach dem Einschalten des Netzgerätes fließt bei kleinen Spannungen ein Strom. Dieser führt an der geraden Elektrode zu einem fächerförmigen Kristallwachstum → Bleibaum.

Mit der 5%igen Bleiacetatlösung wachsen die fächerförmigen, baumartig verzweigten Kristalle sehr schön, wenn eine Spannung von 3,5 V anliegt; bei der Bleinitratlösung erhält man kleine filigrane Kristalle bei einer Spannung von 2,5 V.

Nach etwa 20 Minuten sind die Kristalle bis zum Rand gewachsen.

Hinweise:

Achtung: Beim Experimentieren mit Bleisalzen sind Hautkontakte unbedingt zu vermeiden!

Falls die Spannung zu hoch gewählt wird, ist es möglich, dass sich der Kristallbaum vom Pluspol her wieder auflöst.

Die schwarzen, metallischen Bleikristalle sollten nicht mit der Elektrode, die als Pluspol geschaltet ist in Berührung geraten → Kurzschluss-Gefahr!

Entsorgung:

Alle Reaktionsprodukte werden im Schwermetallbehälter entsorgt.

Literatur:

Sonderblatt: Bleibaum (Versuchsbeschreibung und Gebrauchsanweisung des Maey-Gerätes)

Grunwald B., Scharf K.-H., Elemente Chemie, Ausgabe Bayern, Schülerband 10. Schuljahr, 1. Auflage, Ernst Klett Schulbuchverlag GmbH, Stuttgart 1992

Das Daniell Element als Bsp. für ein Galvan. Element

Lernziel:

Aufbau des Daniell Elements, bewusst werden, dass es sich um ein Galvanisches Element handelt

Geräte:

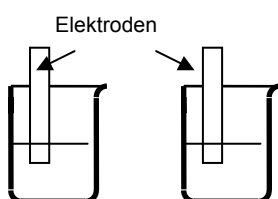
Bechergläser, Zink- und Kupferelektrode, Voltmeter, Kabel, Krokodilklemmen, U-Rohr, Stativ, Klemme, Muffe

Chemikalien:

CuSO_4 -Lsg (1M) (Xn), ZnSO_4 -Lsg (1M) (Xi), Kaliumchloridlösung

Durchführung:

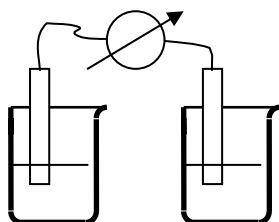
a) Aufbau der Halbzellen



Jeweils in ein Becherglas Zinksulfatlösung bzw. Kupfersulfatlösung geben. In das Becherglas mit Kupfersulfat gibt man die Kupferelektrode, in das mit Zinksulfat die Zinkelektrode.

Beobachtung: Nichts geschieht.

b) Einbau eines Voltmeters



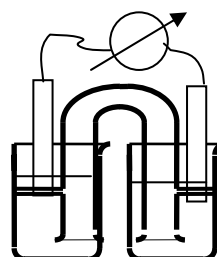
Ein Voltmeter wird angeschlossen und zwar von der Zinkelektrode zum Minuspol und von der Kupferelektrode zum Pluspol.

Beobachtung: Es geschieht wieder nichts.

c) Verbindung mit einem Salzschlüssel

Durchführung:

Das U-Rohr wird am Stativ befestigt, in beide Bechergläser getaucht und mit Kaliumchloridlösung gefüllt.



Beobachtung:

Auf dem Voltmeter wird eine Spannung von ca. 1,1V angezeigt.

Hinweis:

Es ist darauf zu achten, dass die Lösungen wirklich 1 M sind, ansonsten gibt es Abweichungen bei der Spannungsstärke.

Entsorgung:

Die Lösungen werden in den Schwermetallabfall gegeben.

Literatur:

Sonderblatt aus der Chemiedidaktik ohne weitere Literaturangabe

Von den Halbzellen zum Daniell Element (=Galvanisches Element)

Geräte:

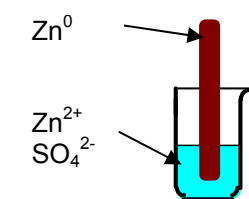
Kleine Bechergläser, Strommessgerät, Kabel, Stromschlüssel

Chemikalien:

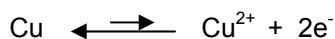
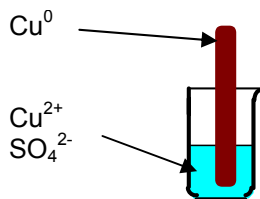
Zn-Elektrode, Kupferblech, Kupfersulfatlösung $c(\text{CuSO}_4) = 1 \text{ mol/L}$ (N, umweltgefährlich), Zinksulfatlösung $c(\text{ZnSO}_4) = 1 \text{ mol/L}$, Kaliumchloridlösung $c(\text{KCl}) = 1 \text{ mol/L}$

Durchführung:

1. Man gibt einen Zinkstab in eine Zinksulfat- und einen Kupferstab in eine Kupfersulfat-Lösung.



Zn lädt sich deutlich negativ auf

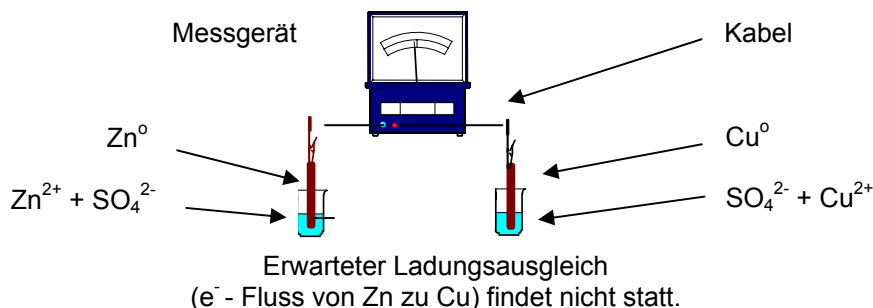


Cu lädt sich weniger negativ auf

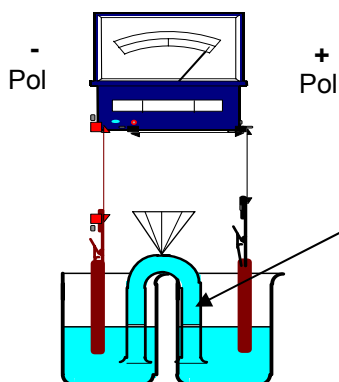
Als Begleit- oder Vorversuch kann die unterschiedliche Lösungstension von Zn und Cu dadurch demonstriert werden, dass man einen Zn-Stab in eine CuSO_4 -Lösung gibt und ein Cu-Blech in eine ZnSO_4 -Lösung. Nur im ersten Fall findet die

Cu-Abscheidung am Zn

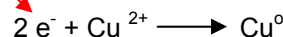
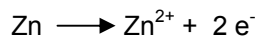
2. Man verbindet die beiden Metallstäbe (Kupfer und Zink) mit einem Messgerät.



3. Nun verbindet man die beiden Lösungen mit Hilfe eines Stromschlüssels, der mit einer 1 m Kaliumchlorid-Lösung gefüllt wurde. Der Stromkreis ist geschlossen.



Elektronenwanderung:



gemessene Spannung: $U = 1.11 \text{ V}$

Man kann eine Spannung von ca. **1.11 V** messen.

Das Eloxalverfahren

Lernziel:

Das Eloxalverfahren mit seinen Anwendungen und Vorteilen kennen lernen und wissen, dass dieses Verfahren nur mit Aluminium funktioniert

Geräte:

Bechergläser, Labornetzteil, Amperemeter, Kabelverbindungen, Krokodklemmen, Stativmaterial, mehrere Aluminiumblechstreifen, 1 Bleiblechstreifen, Schmirgelpapier, Heizplatte

Chemikalien:

Schwefelsäure konz., dest. Wasser, wasserlösliche Farbstoffe (Alizarin S, Eriochromschwarz, Cochenilleläuse, ...)

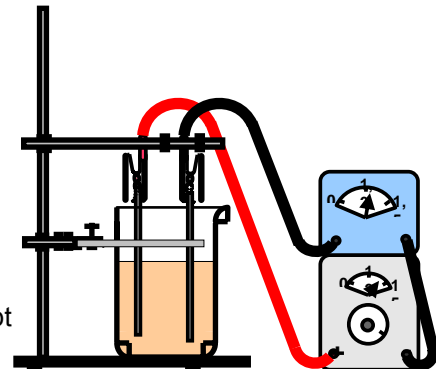
Durchführung:

a) Eloxieren von Aluminium:

Mittels Krokodklemmen und Stativ wird das **Aluminiumblech** als Anode und das **Bleiblech** als Kathode in eine Lösung von **27ml H₂SO₄ konz. in 300ml dest. Wasser** in ein hohes Becherglas gehängt. Dabei darauf achten, dass die Krokodklemmen nicht in die Säure tauchen. Bei ca. 40 [mA/cm² Al] wird für 5-20 Minuten elektrolysiert.

Beobachtung:

Beim Anlegen der Spannung treten an der Blei-Kathode sofort H₂-Bläschen auf, die nach oben steigen. Am Alu-Blech kann keine Gasentwicklung beobachtet werden. Die dort entstehenden Sauerstoffatome sind „in statu nascendi“ (lat.: „im Zustand des Geborenwerdens“) so aggressiv, dass sie das Aluminium angreifen und zu Al₂O₃ oxidieren noch bevor sie sich zu O₂ verbinden können. Die entstandene Oxidschicht ist härter als das Ausgangsmaterial: schleift man das Blech mit Sandpapier an, so sind deutliche Kratzer auf dem unbehandelten Teil zusehen; der eloxierte Teil bleibt nahezu unversehrt.



Tipp:

Nicht zu nahe an den Versuchsaufbau während des Eloxierens kommen, da die Säure teilweise verdampft und Atemwege und Augen reizen kann!

Das **Elektrische Oxidieren** von **Aluminium** funktioniert mit keinem anderen Metall. Nur Aluminium ist reaktiv genug. An der Luft oxidiert es sofort und wird nur durch den Effekt der Passivierung durch die hauchdünne Oxidschicht am kompletten Oxidieren gehindert.

An der Bleielektrode entsteht auch zuerst Wasserstoff in statu nascendi, der ebenfalls sehr reaktiv ist. Nur ist Blei gegenüber diesen Teilchen passiviert, sodass sich molekularer Wasserstoff bilden kann.

Die Säure verbraucht sich beim Versuch kaum, und kann für das nächste Mal aufbewahrt werden.

b) Färben von eloxiertem Aluminium:

Frisch eloxiertes Aluminium kann mit wasserlöslichen Farbstoffen gefärbt werden, da die Poren der Oxidschicht noch offen sind. In einem **Becherglas** wird der gewünschte **Farbstoff** mit **Wasser** vermischt und auf einer **Heizplatte** auf ca. 60-90° C erwärmt. Das abgespülte eloxierte Alublech wird in die Farblösung getaucht und verbleibt bis zur gewünschten Farbtiefe darin. Anschließend nur mit klarem Wasser nachspülen.

Beobachtung:

Der Farbstoff lässt sich durch Wischen nicht mehr lösen; er ist fest eingeschlossen in die Poren des Oxids, die sich durch die Temperatur der Farblösung verschlossen haben.

Entsorgung:

Säure kann wieder verwendet werden. Pflanzliche oder tierische Farben können über die Kanalisation, andere Farben gemäß Vorschriften entsorgt werden.

Literatur:

Häusler K. Rampf H. Reichelt R. (1991) Experimente für den Chemieunterricht, Oldenburg Verlag

06.03.2005

VersucheElektrochemie.doc

Galvanisieren

Geräte:

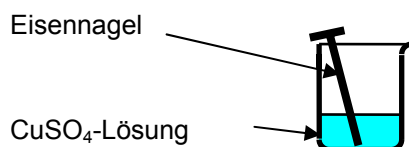
Bechergläser, Gleichspannungsquelle, Krokodilklemmen, Kabel,

Chemikalien:

Kupfersulfat-Lösung CuSO_4 -Lsg. ca. $c=1\text{ mol/L}$ (Xn, mindergiftig), Eisen(II)-sulfat FeSO_4 , Ammoniumchlorid NH_4Cl , dest. H_2O , Fe-Blech, Fe-Nagel, Cu-Blech

Durchführung 1:

Man taucht einen Eisennagel in eine Kupfersulfat-Lösung.



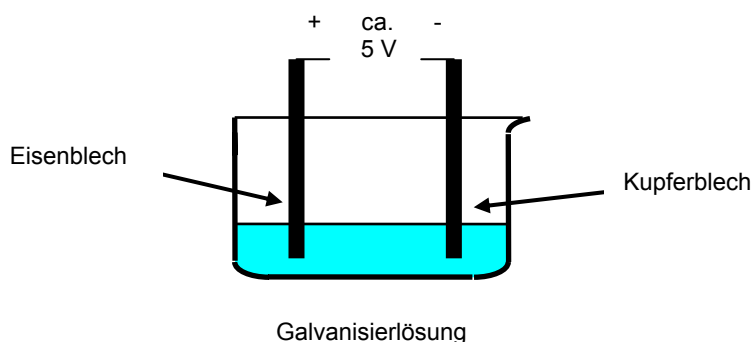
Beobachtung:

Auf dem Eisennagel scheidet sich Kupfer ab.

Durchführung 2:

Man bereitet sich eine Galvanisier-Lösung, indem man 20 g Eisen(II)-sulfat und 10 g Ammoniumchlorid in ca. 100 ml dest. Wasser löst. Als positive Elektrode benutzt man ein Eisenblech, als negative Elektrode dient das Kupferblech, das gut gereinigt sein muss (mit Schmirgelpapier säubern).

Man legt eine Gleichspannung von ca. 5 V an. Es empfiehlt sich, während des Galvanisierens das Kupferblech leicht hin und her zu bewegen.



Beobachtung:

Hofmann'sche Wasserzersetzung

Lernziel:

Umkehr der Knallgasreaktion; Möglichkeit, Wasserstoff zu gewinnen; in welchem Verhältnis entstehen die Produkte

Geräte:

zweischenkliges U- Rohr mit Platinelektroden (Hofmannscher Apparat), Spannungsquelle, Kabel, Bunsenbrenner, Reagenzglas, Glimmspan, Kittel, Schutzbrille

Chemikalien:

Schwefelsäure $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,5 \text{ mol/L}$ (Xi, reizend)

Durchführung:

Der Hofmannsche Apparat wird vollständig mit verdünnter Schwefelsäure gefüllt, die Hähne geschlossen und eine Spannung von ca. 10V angelegt; eine heftige Gasbildung setzt ein, an der Anode (+) entsteht Sauerstoff, an der Kathode (-) Wasserstoff. Wenn etwa 30ml Wasserstoff entstanden sind, wird die Spannung zurückgefahren, die Stromquelle entfernt und sowohl die Knallgas- als auch die Glimmspanprobe durchgeführt.

Beobachtung:

An beiden Schenkeln heftige Gasentwicklung, an der Kathode stärker; hier entsteht die doppelte Gasmenge. Das Gas an der Kathode ergibt eine positive Knallgas-, das Gas an der Anode eine positive Glimmspanprobe.

Entsorgung:

Die Schwefelsäure kann in das Vorratsgefäß gegeben und für den nächsten Versuch wieder verwendet werden.

Literatur:

Häusler K. Rampf H. Reichelt R. (1991) Experimente für den Chemieunterricht, Oldenburg Verlag
Fischer, Deissenberger (1988) C3 Stoffe, Reaktionen, Energie

Herleitung des Leclanché-Elements aus dem Daniell-Element

Problemstellung: Entwickle aus dem wenig handlichen Daniell-Element eine günstige und „tragbare“ Taschenlampenbatterie.

Geräte:

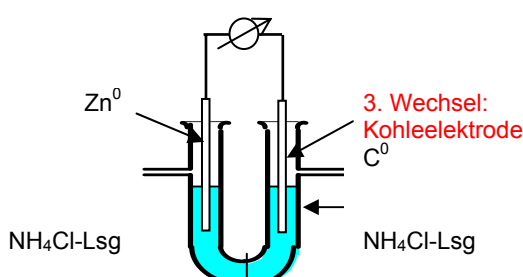
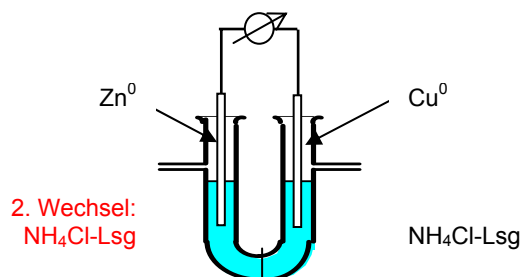
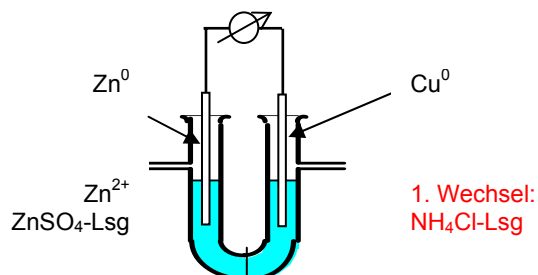
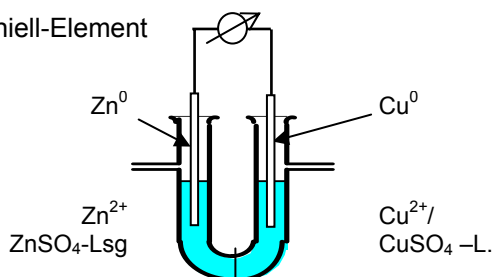
U-Rohr mit Fritte, Volt-Meter (Messbereich: $U=1 - 3 \text{ V}$), Kabel, Krokodil-Klemmen

Chemikalien:

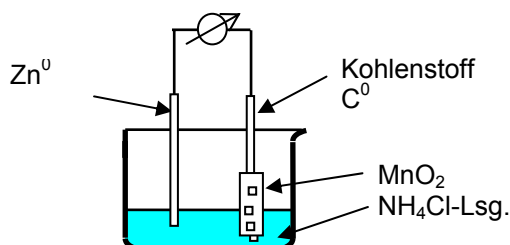
Zinksulfat-Lösung ZnSO_4 ($c = 1 \text{ mol/L}$) (Xi , reizend), Kupfersulfat-Lösung CuSO_4 ($c = 1 \text{ mol/L}$) (Xn , mindergiftig), Ammoniumchlorid-Lösung NH_4Cl ($c = 1 \text{ mol/L}$)

Durchführung:

Daniell-Element



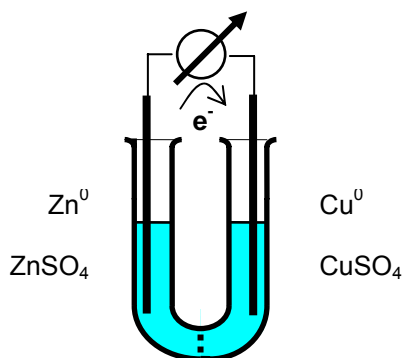
Nun kann das tatsächliche Leclanché – Element mit MnO_2 – “Puppe” aufgebaut werden:



Entsorgung:

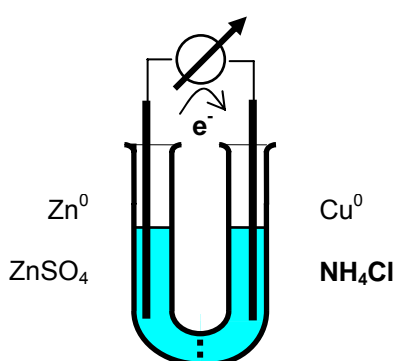
Zinksulfat- und Kupfersulfat-Lösungen werden zum Schwermetallsalzabfall gegeben.

Herleitung des Leclanché Elements aus den Daniell Element



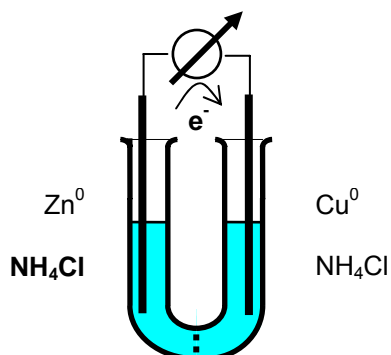
Gemessene Spannung:

$U =$



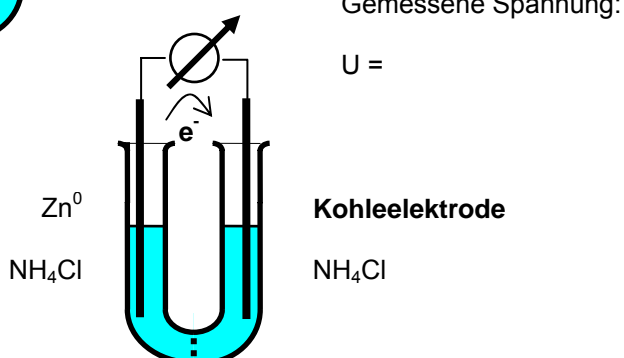
Gemessene Spannung:

$U =$



Gemessene Spannung:

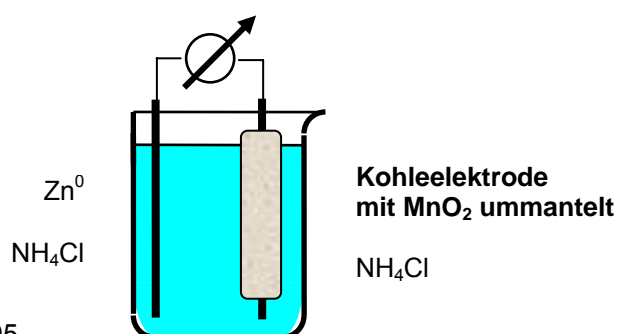
$U =$



Gemessene Spannung:

$U =$

Leclanché-Element mit MnO_2 -Puppe



Gemessene Spannung:

$U =$

Lithiumbatterie

Geräte:

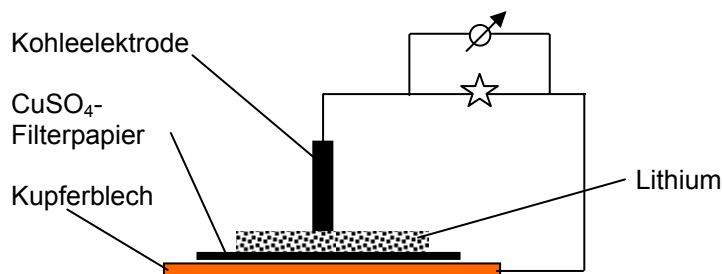
Filterpapier, Krokodilklemmen, Kabel, leicht laufender Kleinmotor, Messer, Schmirgelpapier, Graphitelektroden

Chemikalien:

Lithium Li (F, leichtentzündlich, C, ätzend), Kupfersulfatlösung CuSO_4 (Xn, gesundheitsschädlich, N, umweltgefährlich), Ethanol (F, leichtentzündlich)

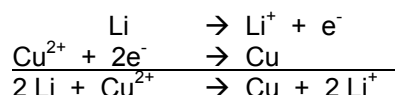
Durchführung:

Man schneidet jeweils ein 4 x 8 cm großes Stück Kupfer bzw. Filterpapier aus. Die Kohleelektroden werden an einem Ende plan geschliffen. Ein Stück Lithium von der Größe eines Eurostücks wird abgeschnitten. Auf das Kupferblech legt man das in Kupfersulfatlösung getränkte Filterpapier. Darauf gibt man das frisch abgeschnittene, abgetupfte Lithiumstück. Das Lithium wird mit der Kohleelektrode auf das Filterpapier gedrückt. Kupferblech und Kohleelektrode werden mit dem Motor zu einem Stromkreis geschaltet.



Beobachtung:

Der Motor beginnt zu laufen. Man kann eine Potentialdifferenz von bis zu 3,38 V messen. ($\text{Li}/\text{Li}^+ = -3,045 \text{ V}$, $\text{Cu}/\text{Cu}^{2+} = +0,337 \text{ V}$). Wichtig ist es eine ausreichend große Reaktionsfläche zu schaffen, damit eine genügend große Stromstärke erreicht wird.



Lithium wird in Knopfzellen zum Bau sehr kleiner und leistungsfähiger Batterien verwendet.

Entsorgung:

Lithiumabfälle lässt man mit Ethanol abreagieren, Kupfersulfatlösung in den Schwermetallabfall.

Technisches:

Lithium-Ion-Batterie (resp. LiO, resp. Swing-Batterie) Akkumulatortyp, der eine hohe gravimetrische und volumetrische Energiedichte aufweist. Die Zellspannung (Leerlaufspannung) ist abhängig von der Elektrodenpaarung und hat z.B. bei der Kombination $\text{Li}_2\text{MnO}_2 / \text{C}$ einen Wert von 3 V oder 4 V, je nach Art des verwendeten Braunsteins. Dadurch empfiehlt sich dieses System für Anwendungen wie Mobiltelefone, Videokameras oder als Grossbatterie für Elektrofahrzeuge. Die Anode besteht aus Graphit. Beim Aufladen wird Lithium aus dem Li_2MnO_2 in Ionenform in ein Kohlenstoffgitter der Negativen eingelagert und beim entladen wieder abgegeben. Die Li-Ionen "swingen" praktisch zwischen den Elektroden hin und her. Deshalb wird die Li-Ionen-Batterie auch oft als Swing-Batterie bezeichnet. (<http://www.portable.varta.com/de/knowhow>)

Literatur:

Häusler K, Rampf H., Reichelt R. Experimente für den Chemieunterricht, Oldenbourg, 1995

Hinführung und Übersicht zur Elektrochemie Arbeitsblatt

Metalle und Nichtmetalle in Wasser und Nachweis der Ionen in wässriger Lösung

Geräte:

5 kleine Bechergläser, 5 Pipetten

Chemikalien:

Magnesiumband Mg (F), Kupferblech Cu, Silberblech Ag, Chlor-Wasser Cl_2 (T), Iod I_2 (Xn) in Wasser, Bromthymolblau, Natriumchlorid-Lösung NaCl, Silbernitrat-Lösung AgNO_3 (C), Bleinitrat $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ (O,T)

Durchführung:

Die jeweiligen Metalle und Nichtmetalle gibt man in dest. Wasser, wobei die Metalle mehrere Stunden (über Nacht) im Wasser sein sollten.

Magnesium-
Band
in dest. Wasser



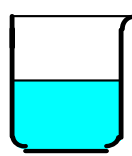
Kupfer-
Blech
in dest. Wasser



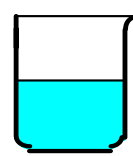
Silber-
Blech
in dest. Wasser



Chlor
in dest. Wasser



Iod
in dest. Wasser

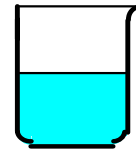
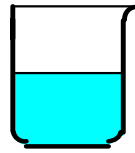
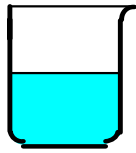
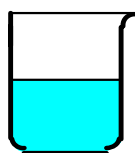
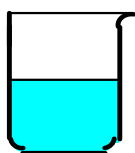


Was könnte passiert sein?

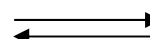
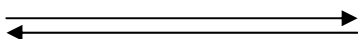
Versuche deine Vermutung zu beweisen

--	--	--	--	--

Trage die entstandenen Ionen ein und formuliere eine allgemeine Reaktionsgleichung



Theorie:



Entsorgung: Silbernitrat – und Bleinitrat-Lösungen gibt man in den Schwermetallbehälter.

Literatur:

Rossa E.; Anton M.; Blume R.; Friedrich H.; Graf E.; Hauschild G.; Kadow B.; Kramer M.; Schleinitz K.-D.; Schönemann H. ;(2001) Die Fundgrube für den Chemie–Unterricht in der Sekundarstufe I, Cornelsen

06.03.2005

VersucheElektrochemie.doc

Metallbäumchen auf Filterpapier

Geräte:

1 Petrischale, passende Rundfilter, Bleistiftmine als Elektrode, Eisendraht (z.B: Blumendraht 0,5 mm) Pinzette, Krokodilklemmen, Gleichspannungsquelle (0-20 V)

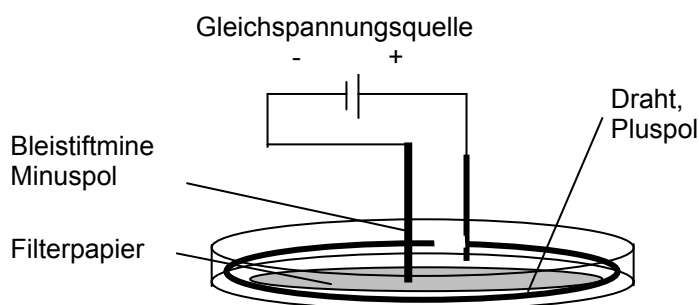
Chemikalien:

Elektrolyt-Lösungen: Kupfersulfat-Lösung $c(\text{CuSO}_4) = 1 \text{ mol/L}$ (Xn, gesundheitsschädlich, N, umweltgefährlich)
Zinksulfat-Lösung $c(\text{ZnSO}_4) = 1 \text{ mol/L}$
Silbernitrat-Lösung $c(\text{AgNO}_3) = 0,1 \text{ mol/L}$ solange mit Ammoniak versetzen bis sich der Niederschlag gerade aufgelöst hat.

Durchführung:

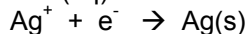
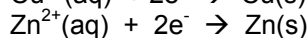
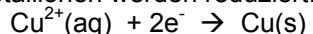
Das Filterpapier wird in die Petrischale gelegt. Der Draht wird zu einem Ring zusammengebogen und am inneren Rand der Petrischale mit den Krokodilklemmen festgeklemmt. Das überstehende Ende wird mit dem Pluspol der Gleichspannungsquelle verbunden. Die Bleistiftmine wird mit dem Minuspol verbunden und auf dem Filterpapier aufgesetzt.

Man gibt nun soviel Elektrolyt-Lösung zu, bis sie 1-2 mm über dem Filterpapier steht. Man elektrolysiert mit einer Spannung von 10 V bis die Metallbäumchen knapp vor dem Filterpapierrand stehen. Nach dem Abschalten der Spannungsquelle löst man vorsichtig die Bleistiftmine und den Draht ab und saugt die Elektrolytflüssigkeit mit einer Pipette ab.

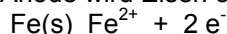


Theorie:

Metallbäumchen scheiden sich von der Bleistiftmine ausgehend auf dem Filterpapier ab. Die entsprechenden Metallionen werden reduziert.



An der Anode wird Eisen oxidiert.



In der ammoniakalischen Lösung fällt Eisenhydroxid $\text{Fe}(\text{OH})_2$ aus.

An der unregelmäßigen Oberfläche scheiden sich die Metalle ungleichmäßig ab. Es wachsen erste Ausläufer. Bei der ungeordneten Bewegung der Metallionen ist es wahrscheinlicher sie lagern sich an einem Auswuchs an, als an einer Lücke. Es entstehen tiefe „Fjorde“. Das Modell beruht auf dem DLA-Modell für diffusionskontrollierte Systeme

Entsorgung:

Die Metallsalzlösungen gibt man in den Schwermetallabfall.

Literatur:

Höltkemeier D., Oetken M.: Fraktale für die Pinwand, Chemkon 9 2002 /4, S. 197-198

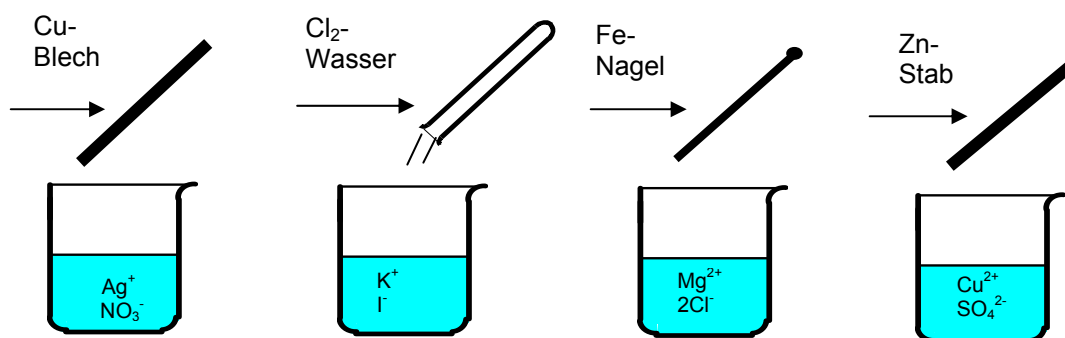
Elektrochemie: „Kurzschlüsse“

Geräte: 4 Bechergläser

Chemikalien:

Silbernitrat-Lösung (ca. 1%ig), Kaliumiodid-Lösung, Magnesiumchlorid-Lösung, Kupfersulfat-Lösung (Xn gesundheitsschädlich, N umweltgefährlich), Kupfer-Blech, Chlorwasser (Xn, gesundheitsschädlich), Eisen-nagel, Zink-Stab

Durchführung:



Man taucht ein Kupfer-Blech in eine Silbernitrat-Lösung, gibt Chlor-Wasser in eine Kaliumiodid-Lösung, einen Eisen-Nagel in eine Magnesiumchlorid-Lösung und einen Zink-Stab in eine Kupfersulfat-Lösung.

Beobachtung:

Auf dem Kupfer-Blech scheidet sich Silber ab, das Chlor-Wasser wird entfärbt, und die Iodfarbe tritt auf, auf dem Zink-Stab scheidet sich Kupfer ab und am Eisennagel passiert nichts.

Theorie:

Bei der Kombination von unterschiedlichen Metall - Atomen mit unterschiedlichen Metall - Kationen bzw. Nichtmetall - Anionen mit Nichtmetall - Molekülen (-Atomen) stellen sich die jeweils möglichen Redox - Gleichgewichte ein.

Dies wird deutlich sichtbar, wenn man Metall - Kationen mit hohem Abscheidungsdruck (leichte Reduzierbarkeit) mit Metall - Atomen mit hohem Lösungsdruck (leichte Oxidierbarkeit) kombiniert.

Bei Nichtmetall - Molekülen (-Atomen) und Nichtmetall - Anionen gilt dies analog.

Entsorgung:

Silbernitrat-Lösungen und Kupfersulfat-Lösungen gibt man in den Abfallbehälter für Schwermetallsalze. Die anderen Lösungen werden über den Ausguss entsorgt.

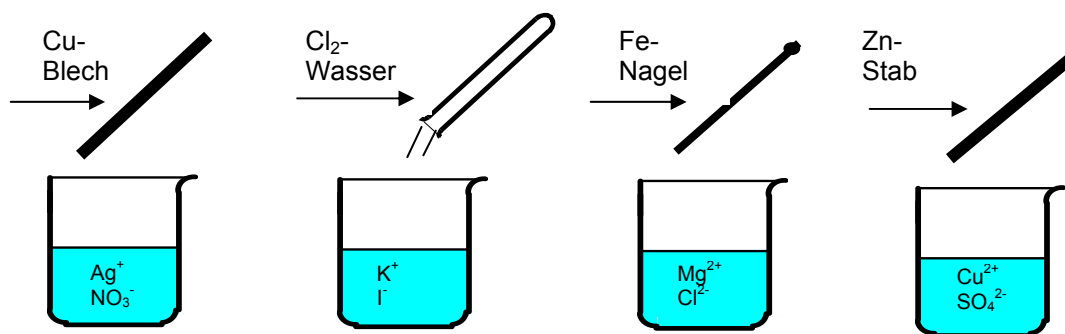
Elektrochemie: „Kurzschlüsse“ Arbeitsblatt

Geräte: 4 Bechergläser

Chemikalien:

Silbernitrat-Lösung AgNO_3 (C), Kaliumiodid-Lösung KI, Magnesiumchlorid-Lösung MgCl_2 , Kupfersulfat-Lösung CuSO_4 (Xn), Kupfer-Blech Cu, Chlorwasser Cl_2 (T), Eisennagel Fe, Zink-Stab Zn

Durchführung:



Man taucht ein Kupfer-Blech in eine Silbernitrat-Lösung, gibt Chlor-Wasser in eine Kaliumiodid-Lösung, einen Eisen-Nagel in eine Magnesiumchlorid-Lösung und einen Zink-Stab in eine Kupfersulfat-Lösung.

Beobachtung:

Theorie:

Entsorgung:

Silbernitrat-Lösungen und Kupfersulfat-Lösungen gibt man in den Abfallbehälter für Schwermetallsalze.

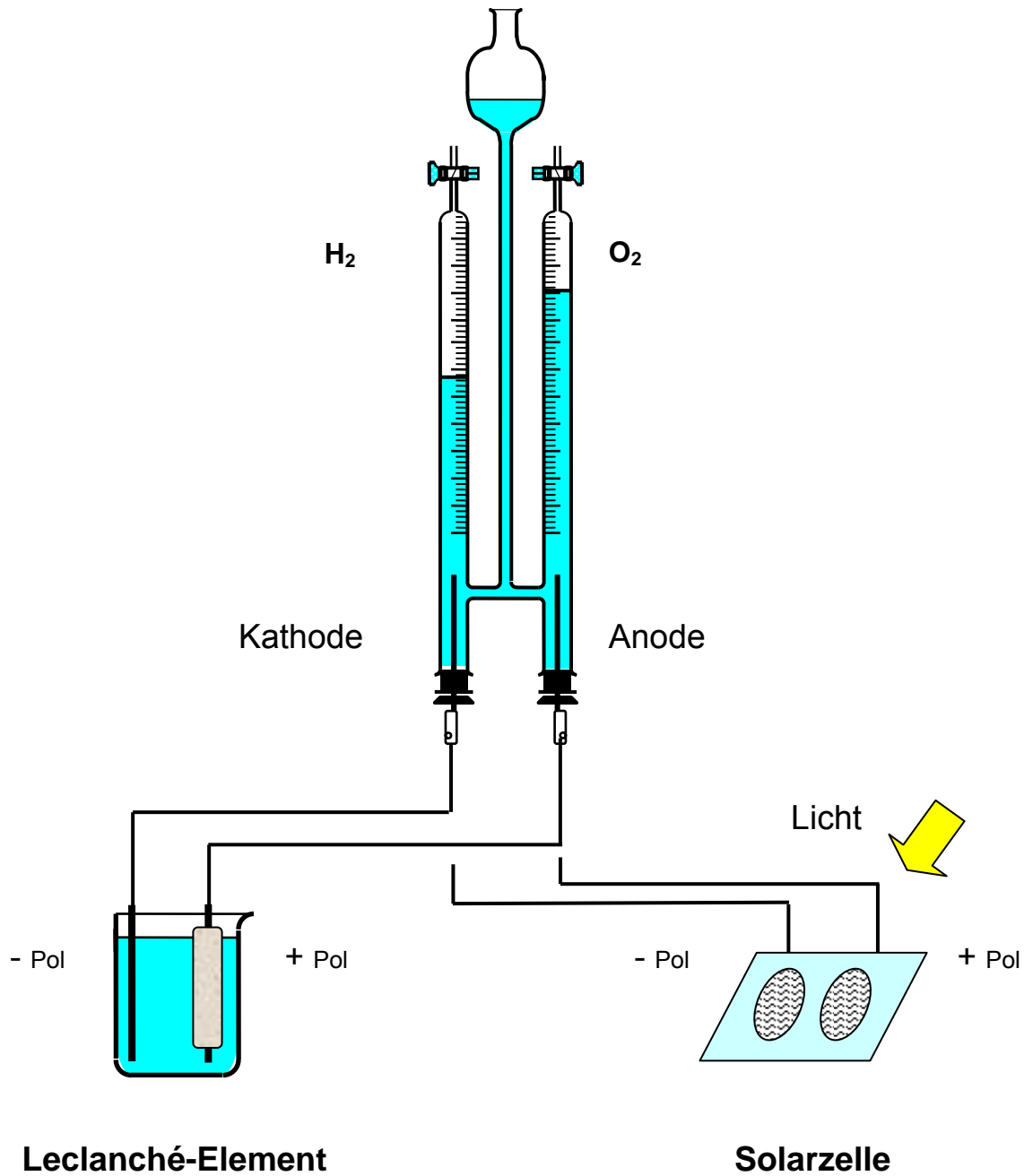
Formuliere korrespondierende Redoxpaare: z.B: $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$ oder kurz Cu/Cu^{2+}
 Erstelle eine Redoxreihe der oben genannten Metalle und ergänze sie mit Daten aus der Literatur!
 Reihenfolge der Redoxpaare:

--	--	--	--	--	--	--	--



Das Reduktionsvermögen der Metallatome nimmt ab,
 Das Oxidationsvermögen der Metallionen nimmt zu.

Einsatz einer Solarzelle zur Elektrolyse von Wasser



Elektrochemische Spannungsreihe

Geräte/Chemikalien:

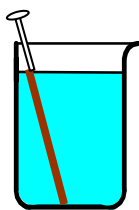
2 Bechergläser 100 ml, Spatel, $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ (Xn, mindergiftig), $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ (Xn, mindergiftig), Eisennagel, Kupferblech

Durchführung:

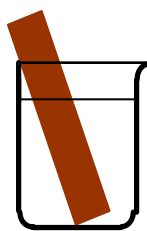
In je einem Becherglas stellt man sich eine Kupfersulfat- und eine Eisensulfatlösung her.

In die Kupfersulfatlösung taucht man den Eisennagel, in die Eisensulfatlösung ein Stück Kupferblech.

Nach einiger Zeit scheidet sich auf dem Eisennagel elementares Kupfer ab. Das Kupferblech bleibt jedoch unverändert.



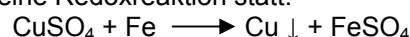
Becherglas 1



Becherglas 2

Theorie:

Im Becherglas 1 findet eine Redoxreaktion statt:



Das edlere Metall Kupfer oxidiert das unedlere Metall Eisen (Eisen geht in Lösung), wobei es selbst reduziert wird (Kupferionen aus der Lösung bilden am Eisennagel einen Belag aus elementarem Kupfer).

Der umgekehrte Vorgang (Reduktion von Eisenionen in Gegenwart von elementarem Kupfer) funktioniert nicht (Becherglas 2).

Entsorgung:

Die Lösungen werden in den Kanister für Schwermetalllösungen gegeben.

Lernziele:

Unterschiedliches Bestreben verschiedener Metalle in den Ionenzustand überzugehen, bzw. aus ihren Lösungen Metalle zu bilden.

Literatur:

K. Häusler, H. Rampf, R. Reichelt (1995): Experimente für den Chemieunterricht, Oldenbourg Verlag

Strom aus der Dose - Eine besondere Aluminium / Luft Batterie

Geräte:

leere Aludose, Schmirgelpapier, Kabel, Krokodilklemmen, Kohlelektrode, Kleinmotor

Chemikalien:

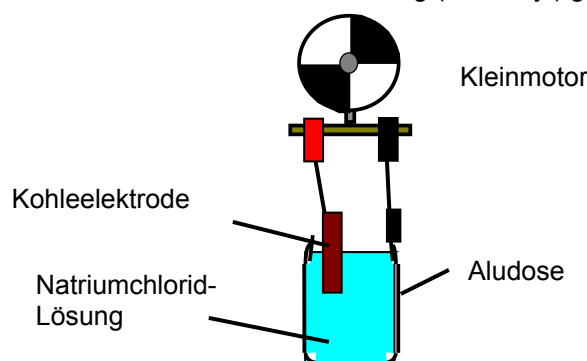
Kochsalz, NaCl, dest. Wasser

Versuchsdurchführung:

Bei einer Aluminiumdose (Getränkedose) wird die obere Seite entfernt (kleine Säge oder Dosenöffner). Anschließend wird das Innere der Dose mit Schmirgelpapier aufgeraut.

Die Dose wird mit Kochsalz-Lösung (NaCl) gefüllt.

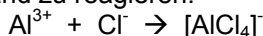
Die Kohlelektrode wird über ein Kabel mit dem Kleinmotor oder einem Strommessgerät und der Dose verbunden. Dann wird die Kohlelektrode in die Kochsalzlösung (Elektrolyt) getaucht.



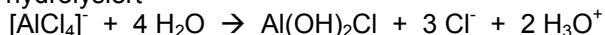
Erklärung:

Normalerweise bildet Aluminium eine dünne Aluminiumoxid-Schutzschicht (Passivierung). Diese Schutzschicht wird nicht einmal von konzentrierter Schwefelsäure zerstört.

Die aus der Elektrolyt-Lösung (=Meerwasser) kommenden Chlorid-Ionen sind in der Lage, mit den Aluminiumionen aus der Oxidschicht der Dosenwand zu reagieren:



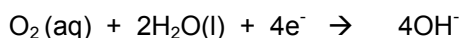
die gebildeten Ionen werden hydrolysiert



Die Oxidschicht wird damit immer dünner, die Aluminiumschicht wird freigelegt. Aluminium kann nun in Lösung gehen.



Über den äußeren Stromkreis (Kabel) fließen die aus dem Aluminium abgegebenen Elektronen zur Kohlelektrode und werden auf Sauerstoff übertragen. Gelöster Sauerstoff wird zu Hydroxid-Ionen reduziert.



Zusammenfassung der Elektronenübergänge

Aluminium → Aluminium-Ionen + Elektronen

Oxidation

Freiwillige Abgabe



Strommessgerät /Motor

Reduktion

Freiwillige Aufnahme



Literatur:

Bechtoldt H. W., Lenz P., Schnell D., Sperzel S., Oetken M.: Die Aluminium-Luft-Batterie als Antrieb für einen Katamaran, PdN-ChiS 5/50 Jg. 2001

Elektrolyse von Zinkiodid

Ziele:

Anhand des Beispiels der Elektrolyse von Zinkiodid soll der Schüler erklären können, dass Energie aufgewendet werden muss, um eine Ionenverbindung in die Elemente zu zerlegen.

Durch den zweiten Teil des Versuchs soll der Schüler konkret erklären können, dass durch die erneute Synthese der Ionen Energie frei wird und diese auch genutzt werden kann.

Die Beobachtungen sollen vom Schüler selbst durch die Anwendung der Edelgasregel plausibel erklärt werden.

Die Anwendung der Begriffe „exotherm und endotherm“ soll hierbei wiederholt werden.

Geräte:

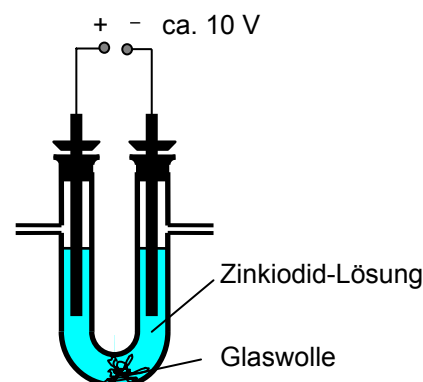
U-Rohr, Glaswolle, zwei Kohleelektroden, Stativ, Muffe und Klammer, Stromwürfel, Kabel, leicht anlaufender Motor

Chemikalien:

6%ige Zinkiodid-Lösung (C, ätzend), dest. Wasser

Durchführung:

Mit Glaswolle wird das U-Rohr in zwei Kammern unterteilt. Die Zinkiodid-Lösung wird in das U-Rohr bis 2 cm unter den Rand eingefüllt. Die Kohleelektroden werden in die beiden Schenkel eingetaucht und mit den Kabeln an der Gleichspannungsquelle angeschlossen. Man legt eine Spannung von ca. 10 V an.



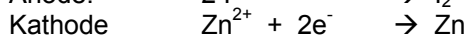
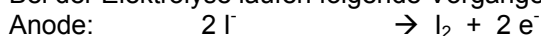
Beobachtung:

An der Anode zeichnen sich nach kurzer Zeit braune Schlieren von elementarem Iod ab. An der Kathode erkennt man die Entstehung eines Zinkbäumchens.

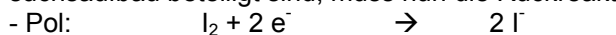
Schaltet man nach einiger Zeit einen Verbraucher z.B. einen Motor zwischen die Elektroden dreht sich der Motor je nachdem wie lange elektrolysiert wurde.

Theorie:

Bei der Elektrolyse laufen folgende Vorgänge an den Elektroden ab:



Elektrische Arbeit: Es läuft eine freiwillige Reaktion ab, da nur metallisches Zink und elementares Iod im Versuchsaufbau beteiligt sind, muss nun die Rückreaktion erfolgen.



Dabei wird so viel elektrische Energie frei, dass ein Motor einige Zeit betrieben werden kann. Da die Reaktion ohne äußere Energiezufuhr abläuft, ist sie exotherm.

Merke: Elektronenübergänge, die nicht freiwillig ablaufen, können durch Anlegen einer Spannung in einer Elektrolyse erzwungen werden.

Die Umkehrreaktion der betrachteten Elektrolyse läuft freiwillig ab und liefert Energie.

Entsorgung:

Die Elektrolyseprodukte können in einem Vorratsgefäß gemischt werden. Es bildet sich Zinkiodid-Lösung zurück, die beim nächsten Versuch wieder verwendet werden kann.

Literatur:

Häusler K., Rampf H., Reichelt R.: Experimente für den Chemieunterricht, Oldenbourg Verlag, 1991