

Freihandexperimente

Werner Rentzsch

Die folgenden Experimente stammen aus einer privaten Experimentesammlung von Univ. Prof. Dr. Heinz Schmidkuz (Universität Dortmund).

Die Versuche wurden von mir leicht abgeändert bzw. gekürzt und teilweise im Text verändert sowie mit Zeichnungen versehen.

Im Rahmen der 54. Fortbildungswoche des Vereins zur Förderung des physikalischen und chemischen Unterrichts wurden die Experimente von Prof. H. Schmidkuz und von W. Rentzsch gezeigt.

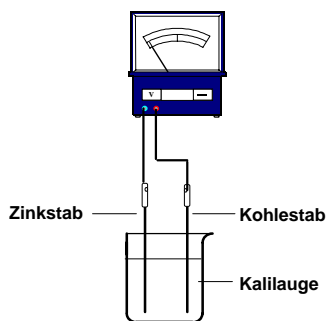
Die Zink-Luft-Batterie im Modell

Prinzip des Versuchs: Man taucht eine Kohle-Elektrode (Kohlestab) und eine Zinkelektrode (Zinkblech) in 20%ige Kalilauge und misst die Spannung zwischen den beiden Elektroden.

Geräte und Chemikalien: Becherglas, Voltmeter, Kabel, Stativ und Stativmaterial, Kohlestab, Zinkstange oder Zinkblech, Kalilauge (ca. 20 %ig)

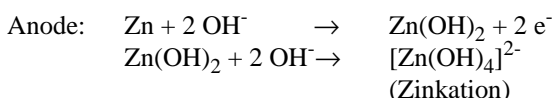
Arbeitsanweisung: In das Becherglas gießt man etwa 3 cm hoch 20%ige Kalilauge. Nun befestigt man an dem Stativ die Kohle- und die Zinkelektrode und hängt sie in einem Abstand von etwa 3 cm in die Lauge. Die beiden Elektroden müssen in die Lauge richtig eintauchen. Zwischen den beiden Elektroden wird jetzt die Spannung gemessen.

Beobachtung beim Versuchsablauf: Es wird eine Spannung von etwa 1,35 Volt gemessen.

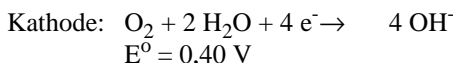


Theoretische Grundlagen: Das Zink-Luft-Element ist die Kombination eines Primärelements (z.B. Trockenbatterie) an der Zink-Elektrode mit einer Brennstoffzelle an der Kohle-Elektrode (Umsatz von Sauerstoff).

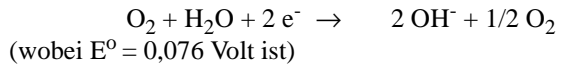
Folgende Vorgänge laufen an den Elektroden ab:



$$E^0 = -1,22 \text{ V}$$



Die daraus resultierende theoretische Gesamtspannung von 1,6 Volt wird nie erreicht, da die Umsetzung an der Kathode häufig etwas anders verläuft.



Ein einfaches elektrochemisches Element

Prinzip des Versuchs: Mit einem Eisennagel und einem Stück Aluminiumfolie in Wasser läßt sich ein einfaches elektrochemisches Element demonstrieren.

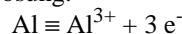
Geräte und Chemikalien: Eisennagel, Aluminiumfolie, Abdampfschale, Voltmeter, Leitungswasser

Arbeitsanweisung: In die Schale gibt man Wasser (ev. kann etwas Kochsalz darin gelöst werden), bringt von der einen Seite einen Nagel (zur Hälfte) in das Wasser und von der anderen Seite gibt man die Aluminiumfolie, die einige Male zusammengefaltet wurde, in das Wasser. Es ist ratsam, den Teil der Aluminiumfolie, der in das Wasser ragt, mit Schmirgelpapier aufzurauen. Ebenso sollte man mit dem Nagel verfahren. Man misst nun die Spannung zwischen dem Nagel und der Aluminiumfolie.

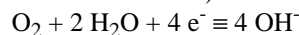
Beobachtung beim Versuchsablauf: Man misst eine Gleichspannung von etwa 0,3 Volt.

Theoretische Grundlagen: Werden unterschiedliche Metalle in einen Elektrolyten (Wasser) gegeben, so läßt sich eine Spannung messen.

Das unedlere Metall (nach der Spannungsreihe) geht dabei in Lösung.



Am edleren Metall läuft wahrscheinlich folgender Vorgang ab (Sauerstoffkorrosion):



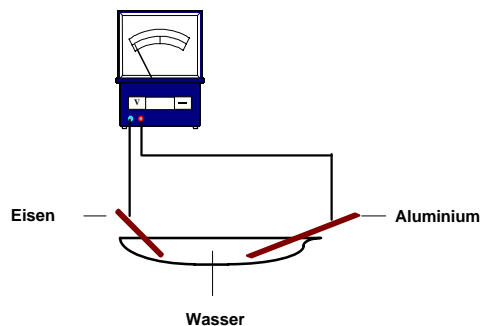
Wirkungsweise eines Lokalelements

Prinzip des Versuchs: Zinkgranalien werden mit verd. Schwefelsäure übergossen. Man berührt dann die Zinkstücke mit einem Platindraht (oder Kupferdraht). Es setzt eine heftige Wasserstoffentwicklung am Platin (Kupfer) ein.

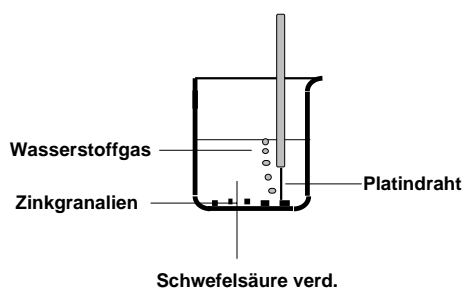
Geräte und Chemikalien: Becherglas (100 ml), Platin- oder Kupferdraht, Zinkgranalien, Schwefelsäure verd.

Arbeitsanweisung: Man füllt einige Zinkgranalien in das Becherglas und übergießt sie somit verdünnter Schwefelsäure, dass 2-3 cm Säure über den Granalien stehen. Man beobachtet die Wasserstoffentwicklung. Anschließend berührt man eines

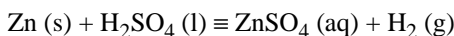
der Zinkgranalien mit einem Platindraht (Kupferdraht) in der Säure und beobachtet erneut die Bildung des Wasserstoffs.



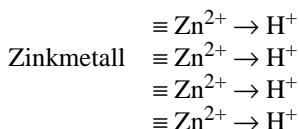
Beobachtung beim Versuchsablauf: Werden Zinkgranalien, das sind erbsengroße Stücke, mit verdünnter Schwefelsäure übergossen, so setzt nur eine mäßige Wasserstoffentwicklung ein. Berührt man die Zinkgranalien mit dem Platindraht, so kommt es spontan zu einer heftigen Wasserstoffbildung am Platindraht (nicht am Zink). Dieser Effekt ist prägnant beobachtbar.



Theoretische Grundlagen: Bei der Reaktion von Zink mit verdünnter Schwefelsäure entsteht Wasserstoff.



Bei reinem Zink setzt diese Reaktion spontan ein, verlangsamt sich jedoch sehr schnell, sodass nur eine sehr mäßige Wasserstoffentwicklung zu beobachten ist. Der Grund hierfür liegt darin, dass Zinkionen unter Zurücklassung der Elektronen in Lösung gehen und gleichzeitig Wasserstoffionen die Elektronen aufnehmen müssen. In der Nähe der Zinkoberfläche kommt es so zu einer Anhäufung von positiv geladenen Ionen, die sich gegenseitig abstoßen und somit behindern.



Die Reaktionsgeschwindigkeit wird weitgehend durch die Diffusionsgeschwindigkeit der positiven Ionen bestimmt. Berührt man das Zink mit einem edleren Metall (im Sinne der Spannungsreihe), so fließen die Elektronen (aus dem Zink stammend) zum positiveren (edleren) Metall, dort können sie von Wasserstoffionen aufgenommen werden. Die Ionenbildung des Zinks und die Elektronenaufnahme durch Wasserstoffionen finden an zwei örtlich voneinander getrennten Stellen ohne gegenseitige Behinderung statt. Es wird abgeraten, für diesen Versuch Zinkraspel anstelle von Zinkgranalien zu nehmen. Durch die größere Oberfläche von Zinkraspel und durch Verunreinigungen im Zink hervorgerufene Lokalelemente kann, bereits ohne Platindraht, eine beachtliche Wasserstoff-

entwicklung erfolgen. Als Verunreinigung sind Fremdelemente wahrscheinlich.

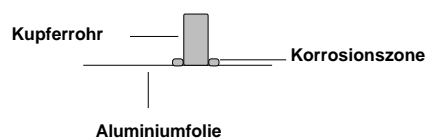
Die Korrosion von Aluminium in Kontakt mit Kupfer

Prinzip des Versuchs: Auf eine Aluminiumfolie stellt man ein Stück Kupferrohr. Die Berührungsstelle wird mit sehr verdünnter Natronlauge befeuchtet. An der Berührungsstelle der beiden Metalle korrodiert das Aluminium (es löst sich auf).

Geräte und Chemikalien: Ein Stück Kupferrohr, Aluminiumfolie (etwa 10 x 10 cm), Natronlauge etwa 1%

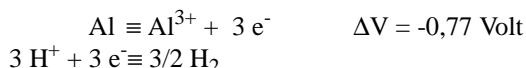
Arbeitsanweisung: Ein Stück Aluminiumfolie breitet man auf einem Pappkarton aus (Bei der anschließenden Reaktion entsteht eine alkalische Substanz, die Glas, Keramik oder Fliesen angreifen könnte!).

Auf diejenige Stelle, auf die das Kupferrohr gestellt werden wird, träufelt man etwas von der stark verdünnten Natronlauge. Schließlich wird das Kupferrohr auf die feuchte Stelle des Aluminiums gesetzt und man beobachtet die nun ablaufenden Vorgänge.

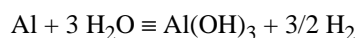


Beobachtung beim Versuchsablauf: An der Berührungsstelle der beiden Metalle steigen bald Gasblasen auf, die als Wasserstoff identifiziert werden können. Es setzt eine hörbar heftige Reaktion ein, die zur Auflösung des Aluminiums führt. Es bleibt ein weißer Stoff zurück.

Theoretische Grundlagen: An der feuchten Kontaktstelle des Kupfers korrodiert das Aluminium, wobei folgende Reaktionen ablaufen



Summarisch läßt sich die Gesamtreaktion folgendermaßen darstellen:



Das Aluminiumhydroxid bleibt als weiße Substanz zurück.

Die vom Aluminium abgegebenen Elektronen wandern zum Kupfer, wo sie an Wasserstoffionen weitergegeben werden. Zwischen Kupfer und Aluminium bildet sich ein Lokalelement aus. Ohne Kupfer tritt die geschilderte Reaktion nicht ein, beim Kontakt zweier Metalle löst sich das unedlere auf.

Die verdünnte Natronlauge hat die Aufgabe, die Oxidschicht des Aluminiums etwas aufzulösen.

Der schnelle Nachweis von Korrosionsvorgängen

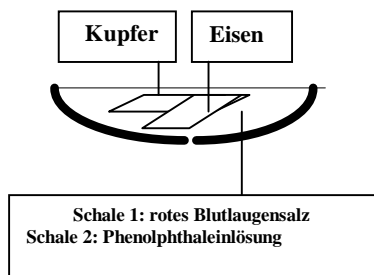
Prinzip des Versuchs: Bei der Kontaktkorrosion von Eisen und Kupfer in Wasser entstehen als erste Korrosionsprodukte Fe^{2+} -Ionen und OH^- -Ionen. Fe^{2+} -Ionen werden durch Kalium-hexacyanoferrat(III), $[\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (rotes Blutlaugensalz) und OH^- -Ionen mit Phenolphthalein nachgewiesen.

Geräte und Chemikalien: 2 Stück Eisenblech etwa 2 x 1 cm, 2 Stück Kupferblech etwa 2 x 1 cm, 2 Porzellanschalen oder Uhrgläser, 2 Büroklammern, Phenolphthaleinlösung, Kaliumhexacyanoferrat(III)

Arbeitsanweisung: Je ein Stück Kupferblech wird mit einem Stück Eisenblech mit je einer Büroklammer verbunden. Die beiden zusammengefügte Metallstücke werden in je eine Porzellanschale gelegt und mit Leitungswasser übergossen.

Im Wasser der einen Probe löst man einige Kristalle des roten Blutlaugensalzes, in das Wasser der zweiten Probe tropft man etwas Phenolphthaleinlösung.

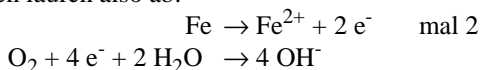
Beobachtung beim Versuchsablauf: Bei der Probe mit rotem Blutlaugensalz zeigt sich nach wenigen Minuten eine Blaufärbung. Die Probe mit Phenolphthalein nimmt eine schwache Rosafärbung an.



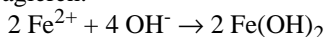
Theoretische Grundlagen: Bei der Korrosion von Eisen im Kontakt mit Kupfer entstehen primär Fe^{2+} -Ionen, die mit Kaliumhexacyanoferrat-III als "Berliner Blau" $[\text{KFe}_2 + \text{Fe}^{3+}(\text{CN})_6]$ nachgewiesen werden.

Das Kupfer übt als edleres Metall eine "elektronenanziehende" Wirkung gegenüber dem Eisen aus. Am Kupfer werden die Elektronen vom gelösten Sauerstoff übernommen. Die entstehenden Sauerstoffionen reagieren sofort mit dem Wasser weiter.

Am Eisen gehen Eisenionen in Lösung. Die OH^- -Ionen werden mit Phenolphthalein nachgewiesen. Folgende Teilreaktionen laufen also ab:



Zu einer intensiven Rosafärbung kann es nicht kommen, da die OH^- -Ionen mit den Fe^{2+} -Ionen sofort zu Eisenhydroxid reagieren.



Durch den Luftsauerstoff wird das Fe^{2+} zu Fe^{3+} weiteroxidiert, so dass schließlich $\text{Fe}(\text{OH})_3$ oder dessen Oxidhydrate entstehen.

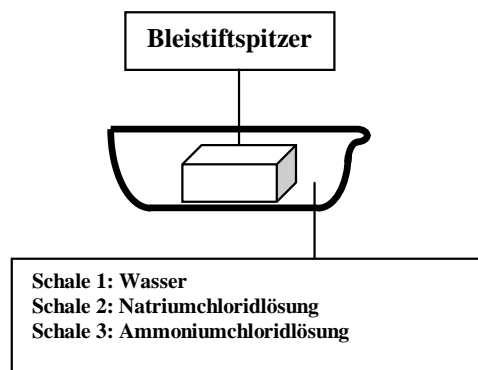
Experimente mit einem Bleistiftspitzer

Prinzip des Versuchs: Man legt einen Bleistiftspitzer in Wasser, in Kochsalzlösung und in eine Lösung von Ammoniumchlorid. Es treten deutliche Reaktionen ein.

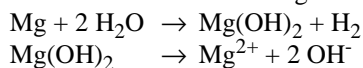
Geräte und Chemikalien: 3 Bleistiftspitzer (aus Metall), 3 Kristallischalen, Natriumchlorid (NaCl), Ammoniumchlorid (NH_4Cl), Phenolphthaleinlösung

Arbeitsanweisung: In die Kristallisierschalen werden je ein Bleistiftspitzer gelegt und vollständig mit Wasser bedeckt. Die erste Schale ist bereits fertig; in die zweite Schale gibt man etwas Kochsalz und in die dritte Schale etwas Ammoniumchlorid. In jeder der drei Schalen werden einige Tropfen Phenolphthalein-Lösung zugefügt; die Versuchsreihe kann über den Arbeitsprojektor beobachtet werden.

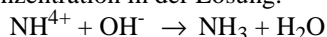
Beobachtungen beim Versuchsablauf: Nach fünf Minuten entsteht in der ersten Schale eine schwache alkalische Reaktion (Violettärbung), in der Schale mit Kochsalz ist diese Reaktion beachtlich stärker und in der dritten Schale steigen Gasblasen auf, eine alkalische Reaktion ist nicht erkennbar.



Theoretische Grundlagen: Der Grundkörper des Bleistiftspitzers besteht aus Magnesium. Das Messer ist natürlich aus Stahl. In Wasser gelegt bildet sich dadurch ein galvanisches Element aus. Mit dem Wasser reagiert das Magnesium und bildet Magnesiumhydroxid. Die Substanz ist in Wasser schwer löslich und lagert sich an der Oberfläche des Spitzers ab. Dadurch wird die Weiterreaktion gehemmt.



So ist die alkalische Reaktion im 1. und 2. Gefäß zu erklären. Im dritten Gefäß verhindert das Ammoniumchlorid, dass die schützende Magnesiumhydroxidschicht entsteht. die hohe Ammoniumkonzentration erniedrigt die Hydroxid-Ionen-Konzentration in der Lösung.



Das ungeschützte Magnesium kann weiter reagieren.