

### Korrosion



Klassenstufe	Oberthemen	Unterthemen	Anforderungs- niveau	Durchführung sniveau	Vorlauf Vorbereitung Durchführung
9-10	Anorganische Chemie, Elektrochemie	Salze	● ● ●	■	- ca. 10-30 min. ca. 45min.

Rosten ist ein Vorgang den alle Schüler kennen. Insofern kann diese konkrete Erfahrung aus der Lebenswelt der Schüler helfen um ein relative abstraktes Phänomen der Elektrochemie wie beispielsweise die Elektrolyse in den Unterricht einzuführen.

**Vom Konkreten zum Abstrakten !**

### INHALT

1. **Unter welchen Bedingungen rostet Eisen am stärksten und schnellsten? Eine Versuchsreihe mit weiteren Anregungen.**
2. **Entrostung durch Cola!**
3. **Der Korrosionsindikator - Korrosionsschutz durch Opferanode**
4. **Ein Lokalelement**



### Konkrete Tipps und Anregungen:

- Impulsreferate von Schülern können auch sehr motivierend sein. Warum sollen die Schüler nicht einmal zu Anfang recherchieren, wie viel Geld durch Korrosion bzw. Rosten ausgegeben wird.
- Bei der Planung Ihrer Unterrichtseinheit zum Thema „Korrosion“ sollten Sie Schülerreferate konkret einplanen. Ein bzw. zwei Schülerreferate sollten Sie zu bestimmten Inhalten des Themas vergeben. Lassen Sie das Referat unbedingt mündlich halten. Geben Sie hinsichtlich Zeit und Inhalt konkrete Vorgaben. Es zeigt sich immer wieder, dass sorgsam vergebene Schülerreferate für Schüler sehr motivierend wirken. Lassen Sie sich nicht darauf ein, dass Schüler ein Referat schriftlich abgeben. Sie werden im Nachhinein nicht mehr feststellen können, ob das Referat selbst erstellt wurde oder ob es nur aus dem Internet selbst kopiert wurde!
- Versuchen Sie die verschiedenen Medien einzubeziehen: Ein kurzer Videospot (Dauer ca. 1 min.) zum Thema „Schäden der Wirtschaft durch Korrosion“ kann sehr motivierend für die Stunde wirken, ein überlanger Film – sei er auch noch so interessant – führt zur Abstumpfung, es sei denn, Sie geben ganz konkrete Arbeitsaufträge. Geben Sie auch bei Filmeinspielungen kurze Arbeitsaufträge! Auch Bilder lockern den Unterricht auf!
- In einer Fachkonferenz Chemie kann geklärt werden, wie man z.B. moderne Medien in den Unterricht einbeziehen kann. Außerdem kann mit Kolleginnen und Kollegen abgesprochen werden, in wie weit Internet und Computer noch stärker in den Chemieunterricht integriert werden können. Treffen Sie sich doch einfach mal innerhalb der Chemiefachkonferenz um gute Internetadressen auszutauschen. Es gibt viele freeware-Programme: Strukturformel-Editor, interaktive Periodensysteme etc. Machen Sie Multimedia zu einem zentralen Thema Ihrer nächsten Fachkonferenz!

### Geschichte

Obwohl Korrosion meist mit der Korrosion metallischer Werkstoffe in Verbindung gebracht wird, gilt der Begriff auch für organische und nichtmetallische Werkstoffe. Schon 400 v. Chr. berichten Aufzeichnungen (Plato) über Korrosion. Plato beschreibt Rost als etwas Erdiges, welches sich aus Metall ausscheidet. Doch erst mit den Anfängen der systematischen Chemie im 18. Jh. erkannte man die Korrosion als einen chemischen Prozess. Korrosion (aus dem lat. *corrodere* = zernagen) bezeichnet die Reaktion eines metallischen Stoffes mit seiner Umgebung. Hierbei entstehen messbare Veränderungen. Es kann zu einer Beeinträchtigung der Funktion eines metallischen Bauteils beziehungsweise zum Versagen eines ganzen Systems kommen. Die Korrosion ist zu unterscheiden von einer rein mechanischen Zerstörung durch Erosion oder Verschleiß. Allgemein wurde der Begriff ursprünglich nur auf Metalle angewendet. (In der Folge bleiben wir bei dieser Definition).



Schäden an Bauwerken können z.B. sowohl durch physikalische (Temperaturwechsel, Frost, Regen, Staub, Wind, Wärme) als auch durch chemische (Elektrolytlösung, Rauchgase etc.) als auch durch biologische Einflüsse (Mikroorganismen, Pilze, Algen, Moose etc.) hervorgerufen werden.

Es gibt unterschiedliche Korrosionsarten:

- Gleichmäßige Flächen-Korrosion mit nahezu gleichmäßigem Abtrag auf der gesamten Oberfläche.
- Mulden-Korrosion mit ungleichmäßigem Abtrag.
- Loch-Korrosion, die nur an kleinen Stellen – lokal begrenzt - abläuft. Hier gibt es kraterförmige oder nadelstichartige Vertiefungen.
- Spalt-Korrosion. Eine Korrosion, die sich vor allen Dingen in Spalten zeigt.
- Bei der Korrosion der Metalle spielt auch die rein chemische Korrosion durch Einwirkung von org. Stoffen und Gasen eine große Rolle, jedoch ist die Korrosion meist elektrochemisch bedingt.

Die Industrie und Wissenschaft kennt auch noch andere Unterarten der Korrosion, auf die wir hier nicht näher eingehen möchten.

Die Spannungsreihe der Metalle spielt bei Korrosion eine zentrale Rolle. Es finden hierbei zwei unterschiedliche getrennte Reaktionen statt. Eine anodische Auflösung des unedleren Metalls sowie die kathodische Elektronenaufnahme durch das korrosive Mittel. Zwischen den Metallen und dem korrosiven Mittel fließen hierbei Ströme.



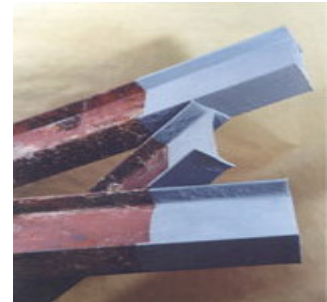
Die weltweiten Schäden durch Korrosion belaufen sich jährlich auf viele Milliarden Euro. Korrosion bedroht Industrieanlagen, Kraftwerke, Brücken und natürlich auch Autos.

Ein Projekt von der Wirtschaftskommission der Vereinigten Nationen für Europa (UNECE) hat gezeigt, dass es einen direkten Zusammenhang zwischen der Schadstoffkonzentration und der Korrosion gibt. Weniger Schadstoffe führen zu einer Verringerung der Korrosionsschäden.

In einer mehrjährigen Versuchsreihe wurden die Wirkungen der Schadstoffe auf Kupfer und Bronze untersucht. Innerhalb von mehreren Jahren verringerte sich beispielsweise die Schwefeldioxid sowie Stickstoffdioxid Konzentration um 75% bzw. um 40%. Dies führte zu einer Verringerung der Korrosion bei Kupfer um 24% und bei Bronze um 44%!

### Korrosion von Eisens (Rosten)

Chemische Reaktionen können schnell und langsam ablaufen. Rosten stellt eine sehr langsam verlaufende Reaktion (Oxidation) von Eisen mit Sauerstoff und Wasser dar. Durch die Einwirkung von Wasser und Sauerstoff auf Eisen bilden sich poröse Überzüge rotbrauner Farbe. Der Überzug besteht aus der wechselnden Zusammensetzung von Eisenoxid / hydroxid. Nimmt die Rostschicht zu, dann blättert sie nach einiger Zeit ab, so dass erneut Feuchtigkeit und Luftsauerstoff angreifen kann. Rosten wird durch Salze ( z.B. Salz von Straßen ) beschleunigt. Eisen ist ein relativ unedles Metall; deshalb verläuft die Oxidation relativ rasch.



### Es gibt mehrere Möglichkeiten Korrosion von Metallen aufzuhalten bzw. zu verzögern:

- Aufbringen einer Fettschicht: Diese Möglichkeit wurde früher häufig angewendet, allerdings musste die Fettschicht ständig erneuert werden.
- Passivierung: das Metall wird mit einem noch unedleren Metall überzogen und es bildet sich eine stabile Oxidschicht, die ihrerseits das darunterliegende Metall schützt.

- Galvanisierung: Man kann z.B. Eisen aber auch mit einem edleren Metall überziehen. Dies wird als Galvanisieren, Verzinken oder auch Verchromen bezeichnet.
- Lackieren oder Überziehen mit einem Kunststoffbelag zur Verhinderung von Wassereintritt.
- Opferanode: verbindet man ein edleres Metall mit einem unedleren Metall, so bilden beide Elemente in wässriger Lösung ein Lokalelement. Das unedlere Metall löst sich auf (opfert sich) wodurch das edlere Metall vor Korrosion bewahrt wird.

## VERSUCHSANLEITUNG

### Unter welchen Bedingungen rostet Eisen am stärksten und schnellsten? Eine Versuchsreihe mit weiteren Anregungen.

Zunächst soll dargestellt werden unter welchen Bedingen Eisen am schnellsten und stärksten rostet. Diese Versuchsreihe kann natürlich durch weitere Versuche mit unterschiedlichen Metallen ergänzt werden z.B. Kupfer, Aluminium oder Zink. Idealerweise untersuchen die jeweiligen Schülergruppen verschiedene Metalle da auf Grund des Verhaltens von Eisen allein in unterschiedlichen Systemen keine allgemein gültige Gesetzmäßigkeit formuliert werden kann.

#### Materialien

- 6 Reagenzgläser
- 1 Reagenzglasständer
- 6 Stahlbleche oder 6 Nägel
- 2 Gummistopfen
- Erlenmeyerkolben
- Brenner
- Dreifuß

#### Chemikalien

- Natriumchlorid für Kochsalzlösung
- Salzsäure ( 2mol/l)
- Aceton
- Destilliertes Wasser

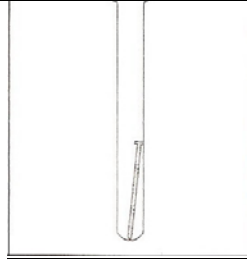
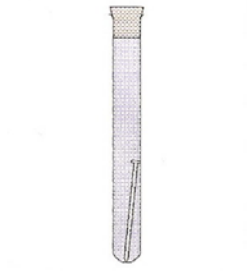
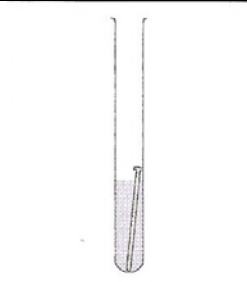
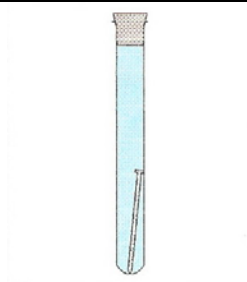
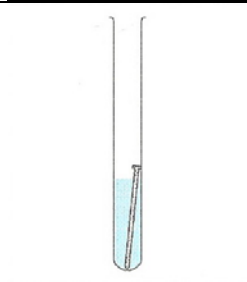




### 15 min ( Versuchsende nach 5 Tagen)

Zunächst werden Nägel oder die Bleche mit Aceton gereinigt, um einen möglichen Fett- oder Schmutzfilm zu entfernen. Die Nägel werden dann einige Minuten in die Salzsäure gegeben, mit destilliertem Wasser abgespült, getrocknet und jeweils ein Nagel in ein Reagenzglas gegeben. Anschließend erhitzt man 100 ml destilliertes Wasser und setzt diesem Natriumchlorid bis zur Sättigung zu. Die Reagenzgläser werden wie folgt befüllt:

- (1) Stahlnagel
- (2) Stahlnagel + luftfreies, destilliertes Wasser (vollständig Auffüllen + Verschluss mit einem Gummistopfen)
- (3) Stahlnagel + vorher durchgeschütteltes (und damit belüftetes) Wasser – bis kurz unterhalb des Nagelkopfes
- (4) Stahlnagel + luftfreie, gesättigte Salzlösung bis zum Rand (Verschluss mit einem Gummistopfen)
- (5) Stahlnagel + gesättigte, belüftete Salzlösung bis unterhalb des Nagelkopfes

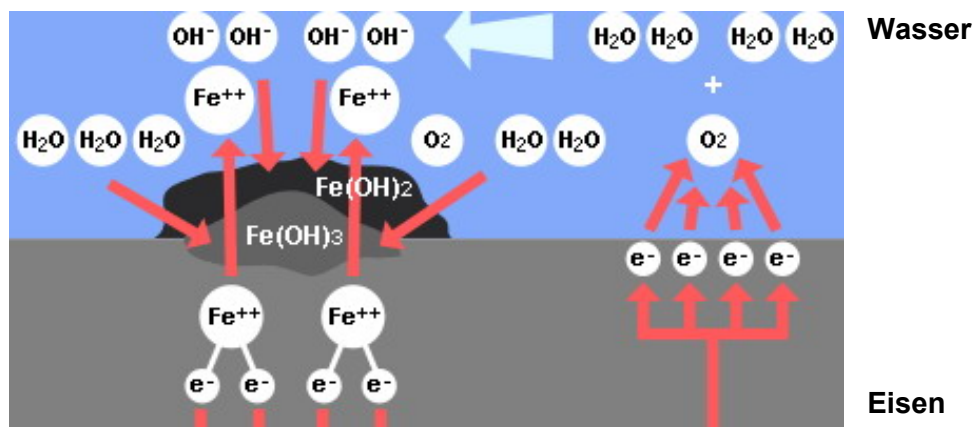
Versuch	Aufbau	Beobachtung	
		Nach 4 Std.	Nach 5 Tagen
1. Stahlnagel im Reagenzglas an der Luft		Keine Veränderung zu beobachten	Keine Veränderung zu beobachten
2. Stahlnagel im Wasser sauerstofffrei verschlossen		Keine Veränderung zu beobachten	Keine Veränderung zu beobachten
3. Stahlnagel in belüfteten Wasser an der Luft		Leichte Gelbfärbung des Wassers, Rostbildung oberhalb der Wasseroberfläche	Rostniederschlag am Boden, Rostbildung an der Grenzfläche Wasser-Luft
4. Stahlnagel in gesättigter NaCl-Lösung sauerstofffrei verschlossen		Keine Veränderung zu beobachten	Keine Veränderung zu beobachten
5. Stahlnagel in gesättigter NaCl-Lösung an der Luft		Leichte Gelbfärbung des Wassers, Rostbildung oberhalb der Wasseroberfläche	Starker gelbbrauner Niederschlag am Reagenzglasboden.

### Tipp

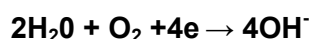
- Ein weiterer Nagel kann vorher mit einer Glasur oder Fett bestrichen werden und in das belüftete Wasser gegeben werden ...
- Die Versuchsreihe kann – wie oben schon angedeutet – durch zwei oder drei andere Metalle (Aluminium, Magnesium) ergänzt werden.

### Auswertung

Es sollen die Komponenten (Sauerstoff, Wasser und Salz) bestimmt werden, die an der Rostbildung beteiligt sind. Sauerstoff ist hierbei die Basiskomponente. Fehlt Sauerstoff im System, kann keine Korrosion stattfinden. Ist Luftsauerstoff vorhanden, dann wird die Geschwindigkeit der Korrosion in der Reihenfolge destilliertes Wasser, Salz beschleunigt. Die elektrische Leitfähigkeit nimmt ebenfalls in dieser Reihenfolge zu. Je mehr frei bewegliche Ionen vorhanden sind, um stärker nimmt die elektrische Leitfähigkeit zu.

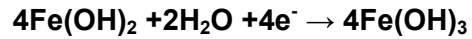


Zur Bildung von Eisenrost ist neben der Luft – als Oxidationsmittel – auch Wasser erforderlich, d.h. es muss mindestens eine relative Luftfeuchtigkeit von 70% vorhanden, damit sich ein Wasserfilm bilden kann. Tritt lediglich Eisen oder Stahl in Kontakt mit Wasser, so beginnt ein langsamer elektrochemischer Prozess. Die Oberfläche des Metalls wird oxidiert, während der Luftsauerstoff in Hydroxid-Ionen reduziert wird

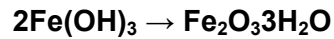




In einer weiteren Reaktion wird Eisenhydroxid sehr schnell in Eisen (III) reduziert:



In einem letzten Schritt wird das Eisen (III) in Eisenoxidhydrat umgewandelt:



Frischer Rost ist sehr voluminös, hellgelb bis hellbraun, wasserreich, arm an  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ . Frischer Rost löst sich leicht in einer Säure. Alter Rost sieht grau bis schwarz aus, ist wasserarm und reich an  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ . Erhärteter Rost kann von kalten verd. Säuren kaum angegriffen werden. Nimmt man jedoch warme, verd. Säuren, dann wird der Rost angegriffen und wandelt sich in braunes Eisen(III)-chlorid um.

## Entrostung mit Cola

### Materialien

- Cola
- Becherglas
- Verrosteter Nagel oder verrostetes Eisen



### **5 min ( Versuchsende in der nächsten Chemiestunde )**

Ein rostiger Nagel wird in einem Becherglas mit Cola versetzt und geschüttelt und anschließend bis zur nächsten Chemiestunde gelagert, dann wird das Ergebnis betrachtet.

### **Beobachtung**

Sobald man die Cola zum rostigen Nagel gegeben hat, steigen Bläschen auf, die man sofort identifizieren kann! In der nächsten Stunde kann weiter festgestellt werden, dass der Rost fast verschwunden und die Cola dunkler geworden ist. Hier wäre sinnvoll eine rostigen Nagel zum Vergleich parat zu haben.

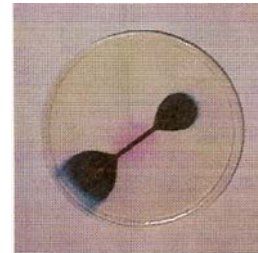
### **Auswertung**

Cola besteht zum größten Teil aus Zucker und Wasser. Desweiteren ist neben Kohlesäure auch Phosphorsäure in geringen Teilen darin enthalten. Kohlesäure löst den Rost nur leicht ab, wohingegen Phosphorsäure damit zu Eisenphosphat reagiert. Diese neue Schicht wirkt zugleich als Schutzschicht, die ein erneutes Rosten verhindert.

### Der Korrosionsindikator – Korrosionsschutz durch Opferanode

#### Materialien

- Schmirgelpapier
- Stahlnägel
- Stahlbleche
- Becherglas
- Zinkspäne
- Zinkgran
- Kupferdraht
- Zange
- Glasstab
- Petrischalen



#### Chemikalien

- Natriumchloridlösung (0,6 g in 100ml destillierten Wasser lösen)
- Agar-Agar\*\*
- Blutlaugensalzlösung 1% ( $K_4[Fe(CN)_6]$ )
- 1% Phenolphthaleinlösung

#### Herstellung des Indikators

In einem Becherglas werden 150ml Natriumchloridlösung und 1g Agar-Agar eingewogen. Die Lösung wird so lange erhitzt bis das Agar-Agar vollständig gelöst ist. Jetzt lässt man die Lösung abkühlen und gibt 3ml 1% rotes Blutlaugensalzlösung sowie 0,5ml Phenolphthaleinlösung hinzu. Der Indikator wird nun in die bereitstehenden Petrischalen verteilt

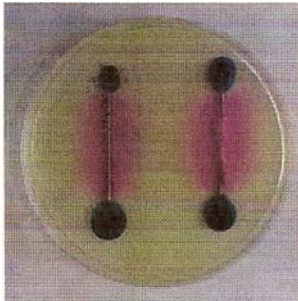
\*\*Agar-Agar ist ein Extrakt, welches aus Rotalgen gewonnen wird. Dieser Gelbildner ist löslich in heißem Wasser, unlöslich in kaltem Wasser. A. ist nicht toxisch für Mikroorganismen u. kann nur von wenigen Bakterien aus marinen Biotopen abgebaut werden, eignet sich daher ideal zur Herstellung fester Nährböden in der Mikrobiologie

### 15 min ( Versuchsende nach 5 Tagen)



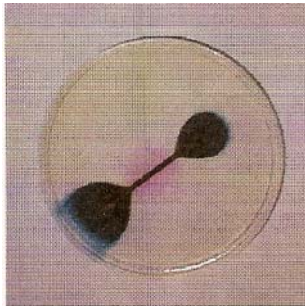
Es werden vier Stahlnägel an Kopf und Spitze mit Schmirgelpapier angeraut, sowie kleine Stahlbleche mit Aceton abgerieben und ebenfalls angeraut.

#### (1) Ein Stahlnagel wird in der Mitte mit Kupferdraht umgewickelt

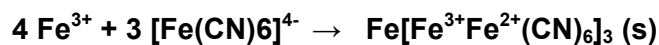


An den Enden ist eine Blaufärbung zu erkennen, weil Eisenionen an den behandelten Stelle in Lösung gegangen sind. Da Eisen innerhalb der Spannungsreihe unterhalb von Kupfer steht fungiert es als Opferanode.

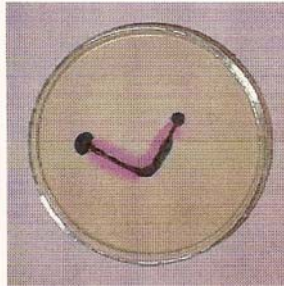
#### (2) Ein Stahlnagel wird solo in die Petrischale gegeben.



An der Spitze erscheinen die charakteristischen Einfärbungen des Berliner Blau.



- (3)** Ein Stahlnagel wird in der Mitte umgebogen (hier kommt die Zange zum Einsatz); die Biegestelle wird jetzt noch mit dem Hammer mehrmals bearbeitet (Vorsicht!).



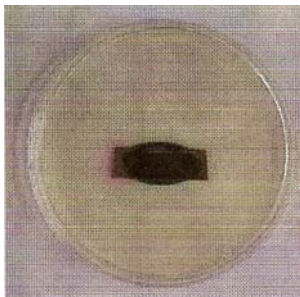
Zusätzlich zu den Enden tritt an auch der Biegestelle des Nagels eine Blaufärbung auf, da Eisengegenstände, die Verformungen oder Beschädigungen unterworfen wurden, schneller rosten.

- (4)** Ein Stahlnagel wird in der Mitte mit einem Zinkspan umwickelt.

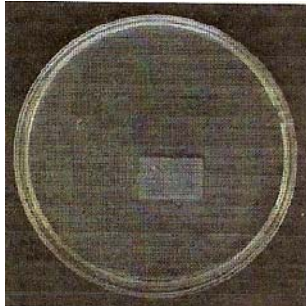


Man sieht keine Blaufärbung, da keine Eisenionen in Lösung gegangen sind. Das Zink – siehe Spannungsreihe – ist unedler als Eisen, weswegen es oxidiert wird, wobei weißes Zinkoxid entsteht.

- (5)** Ein Stahlblech wird in eine Petrischale gegeben



- (6) Ein Stahlblech wird mit einer Zinkgrundierung angestrichen und diese an einer Stelle mit einem Nagel geschädigt.



Da keine Eisenionen vorhanden sind zeigt sich keine Färbung. Alle Teile geben wir in die Petrischalen und übergießen sie noch mit Indikatorlösung.

### Auswertung

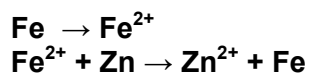
Folgende Teilreaktionen laufen ab:



Gesamtreaktion:



Die Teilreaktionen setzen voraus, dass die Elektronen im Eisen von einem Reaktionsort zum anderen wandern, wodurch ein Anoden- bzw. Kathodenraum am Nagel entsteht an dem die beiden Reaktionen nachweisbar sind. Tritt Eisen mit einem unedleren Metall in Kontakt, so fungiert es als Opferanode und löst sich auf (z.B. Magnesium und Zink).



Metalle, die sich leicht oxidieren lassen, werden als unedle Metalle - schwer oxidierbare als edle Metalle bezeichnet. Ordnet man die Metalle nach ihrer Tendenz Elektronen abzugeben, so ergibt eine Spannungsreihe: hier finden sich zunächst Metalle mit großer Bereitschaft Elektronen abzugeben gefolgt von Metalle geringer Bereitschaft Elektronen abzugeben! (Bringt man zwei solcher Metalle zusammen, so wechseln die Elektronen von dem Metall mit dem höheren Elektronendruck zu dem mit niedrigerem Elektronendruck). Messungen mit Metallelektroden ergeben die folgende Spannungsreihe der Metalle:

<b>Cs</b>	<b>K</b>	<b>Sr</b>	<b>Ca</b>	<b>Na</b>	<b>Mg</b>	<b>Al</b>	<b>Mn</b>	<b>Cr</b>	<b>Zn</b>	<b>Fe</b>	<b>Co</b>	<b>Ni</b>	<b>Sn</b>	<b>Pb</b>	<b>Cu</b>	<b>Ag</b>	<b>Pt</b>	<b>Au</b>
unedlere Metalle															edlere Metalle			
chemisch aktiv															chemisch passiv			

### Ein Lokalelement

Laut Definition ist das Lokalelement ein kurzgeschlossenes galvanisches Element an der Berührungsstelle von zwei verschiedenen Metallen; ist eine Elektrolytflüssigkeit anwesend, so wird das unedlere Metall oxidiert. Allgemein sind der galvanischen Strom und die Zerstörung umso stärker, je weiter die beteiligten Metalle in der Spannungsreihe auseinander stehen. In der täglichen Anwendung finden sich solche Elemente oftmals wenn z. B. ein Wasserrohr oder ein Messingrohr über ein Gewinde mit einem Stahlrohr verbunden ist.

### Materialien

- Zinkstab
- Kupferstab
- Becherglas

### Chemikalien

- Verdünnte Salzsäure

### Durchführung

Ein Zinkstab wird in verdünnte Salzsäure getaucht. Wie zu erwarten erfolgt eine heftige Wasserstoffentwicklung. Taucht man hingegen einen Kupferstab in die Säure, so erfolgt keine sichtbare Reaktion. Unter gleichzeitiger Verwendung beider Stäbe ist am Zink eine schwache und am Kupfer eine sehr starke Wasserstoffentwicklung festzustellen, da die Elektronen zum edleren Kupfer wandern und dort die Wasserstoffionen zu Wasserstoff reduzieren.

Autor: Harald Scheve