

## Korrosion des Eisens = Rosten

Chemische Reaktionen können schnell und langsam ablaufen, so ist das Rosten eine sehr langsam verlaufende Reaktion (Oxidation) von Eisen mit Sauerstoff und Wasser.

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. Ist die Luft trocken so reagiert sie zusammen mit Sauerstoff nicht mit dem Eisen.

Wenn die Rostschichten dicker sind, blättern sie ab, sodass das darunter liegende Eisen erneut von Wasser und Sauerstoff angegriffen (zerfressen) wird.

Der Zustand des Rostens wird durch Salz (z.B. im Winter) beschleunigt.

Da Eisen ein unedles Metall ist, vollzieht sich dieser Vorgang leicht.

Diesen zerstörerischen Vorgang von Metallen durch äußere Umwelteinflüsse nennt man **Korrosion**.

Man kann diesen Reaktionen aber auch durch verschiedene Schutzmaßnahmen vorbeugen. Ein Beispiel dafür ist die Passivierung – das Überziehen mit unedleren Metallen, die eine stabile Oxidschicht bilden.

Überzieht man Metalle mit edleren Metallen so nennt man dies Galvanisieren, Verzinken oder Verchromen. Um den Zutritt von Wasser zu verhindern, kann man Metalle lackieren oder mit einem Kunststoffüberzug versehen.

Um der Korrosion von Schiffen vorzubeugen, schützt man sie mit einer Opferanode. Eine sogenannte Opferanode ist eine leitende Verbindung zu einem Metall, das sich auflöst.

Heutzutage ist alles möglich! Rost ist nicht mehr nur noch ein verhasster Schaden, er dient inzwischen sogar als Stilmittel für Kunstobjekte. In Blumenläden bspw. findet man oftmals Vasen, die durch eine Rostschicht auf der Oberfläche ein ganz besonderes Aussehen bekommen. Ob es gefällt oder nicht, das ist Geschmackssache! Es beweist allerdings, dass in unserer Gesellschaft selbst etwas scheinbar unnützes wie Rost einen mehr oder weniger sinnvollen Zweck zugeordnet bekommt.

## Unter welchen Bedingungen rostet Eisen am stärksten und schnellsten?

Durchführung:

Wir testen die Reaktion von Eisen in verschiedenen Lösungen (destilliertes Wasser, Sprudelwasser, Seifenlauge(Spüli) und Kochsalzlösung) um zu sehen unter welchen Umständen Eisen am stärksten und am schnellsten rostet.

	<b>Eisen</b>
<b>Vorher</b>	metallisch glänzend, glatt
<b>In destilliertem Wasser</b>	leichte Rotfärbung des Metalls und an einigen wenigen Stellen auch wenigst schwarz, einige rote Stückchen, die vom Metall abgefallen sind, haben sich am Boden abgesetzt
<b>In Sprudelwasser</b>	stark rote und leicht schwarze Verfärbung, am Boden der Lösung hat sich eine durchgehende und relativ hohe rote Schicht abgesetzt, kein metallischer Glanz mehr an den verfärbten Stellen, rote - bzw. schwarze Verfärbung nahe der Wasseroberfläche wesentlich stärker
<b>In Seifenlauge</b>	Das Eisen hat sich auch nach mehreren Tagen nicht verändert
<b>In Kochsalzlösung</b>	spröde, eine bröckelige rote Schicht hat sich gebildet, diese hat sich zum Teil vom Eisen abgelöst und schwimmt in der Lösung und liegt am Boden, Großteil des Eisens nicht rot sondern schwarz, unter der abgefallenen roten Schicht ist das Eisen heller und dünner als vor dem Versuch, kein metallischer Glanz mehr an den verfärbten Stellen, über der Wasseroberfläche hat sich eine weiße Salzsicht am Eisen abgesetzt, stärkste Rotfärbung nahe Wasseroberfläche, Schwarzfärbung weiter unten

## Fettung von Eisen

Früher hat man Eisenschrauben gefettet, um sie vor Korrosion zu schützen. Man kann sich gut vorstellen, wie sehr sich die Menschen früher ärgerten, wenn sich das Gartentor mal wieder nicht schließen ließ, weil das Eisenriegelschloss durchgerostet war. Kein Wunder, dass die Menschen sich früher oder später Gedanken darüber machten, wie sie diesen Situationen entgegenwirken konnten. Was ließ sich tun? Schon bald wurde ihnen klar, dass die Korrosion (den Begriff „Rosten“ benutzt man nur in Bezug auf Eisen) eine Reaktion von Metallen und Sauerstoff ist, die bei feuchter Luft schneller stattfindet. Ein Eisenriegel (z.B. vom Gartenzaun) ist ständig feuchter Luft ausgesetzt und rostet daher schneller. Irgendwie musste man die Reaktion von Sauerstoff, feuchter Luft und Eisen unterbinden. Da die Menschen Möglichkeiten wie z.B. Verzinken (siehe Seite 1, bzw. Aufgabe 6) nicht kannten, mussten sie zu anderen Hilfsmitteln greifen. Jemand kam auf die Idee die zu schützenden Metalle einzufetten, da man bereits aus Alltagssituationen das Einfetten kannte. Bsp: Auf eingecremten Händen perlt Wasser ab. Denn fettete man ein Metall ein, ist für den Sauerstoff keine metallene Fläche vorhanden, mit welcher es reagieren kann und keine Feuchtigkeit an das Metall dringen kann. Fett schützt also vor Korrosion. Aber natürlich ist es kein dauerhafter Schutz, da sich die Fettschicht abnutzt.

Auf der nächsten Seite noch eine schematische Darstellung zur Veranschaulichung:

## Beobachtungen unserer Versuchsreihe

Anmerkung: Messing fällt etwas aus dieser Versuchsreihe heraus, denn Messing ist eine Legierung aus Kupfer und Zink. Alle anderen Metalle sind Reinstoffe.



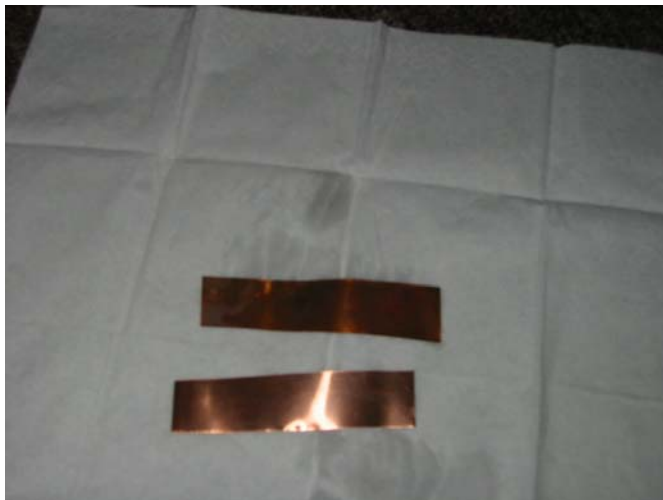
	<b>Magnesium(band)</b>	<b>Aluminium(folie)</b>	<b>Zink</b>
<b>Vorher</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- glatt,</li> <li>- silbern glänzend mit dunklem (schwarz) Strich in der Mitte</li> <li>- biegsam</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- silbern glänzend</li> <li>- biegsam</li> <li>- sehr dünn</li> <li>- papierähnlich</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- metallisch hell</li> <li>- silbern glänzend</li> <li>- glatte Oberfläche</li> <li>- nicht biegsam</li> </ul>
<b>In destilliertem Wasser</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- spröde</li> <li>- kein metallischer Glanz mehr</li> <li>- grau/schwarz gefleckt</li> <li>- nicht mehr so biegsam</li> <li>- Seite die zur Oberfläche gezeigt hat(im Glas) ist heller</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- selbst nach sehr langer Zeitdauer keine sichtbare Veränderung der Alufolie im destillierten Wasser</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- größtenteils immer noch wie zuvor (silbern, metallisch glänzend,...)</li> <li>- an vereinzelt Stellen Verfärbungen (leicht milchig-trüb)</li> </ul>
<b>In Sprudelwasser</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- durchgängig weißlich</li> <li>- darunter schimmert immer die ursprüngliche Farbe des Magnesiums hervor</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- selbst nach sehr langer Zeitdauer keine sichtbare Veränderung der Alufolie im Sprudelwasser</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- nicht mehr hell glänzend</li> <li>- fleckenweise starke Verfärbungen</li> <li>- milchig</li> <li>- matt</li> <li>- Flecken lassen sich abschaben</li> </ul>

	<ul style="list-style-type: none"> <li>- beim Biegen bröckelt die weißliche Schicht ein wenig ab</li> <li>- spröde</li> <li>- kaum noch biegsam</li> <li>- dünner geworden</li> <li>- Seite die zum Glasboden zeigt durchgängiger weiß</li> </ul>		<ul style="list-style-type: none"> <li>- Oberfläche kaum verändert (weiterhin glatt)</li> <li>- Wasser im Glas etw. milchig</li> </ul>
<b>In Seifenlauge (Spülmittel)</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- gelblich grün (evtl. durch Spülmittelfarbe),</li> <li>- weniger biegsam</li> <li>- glatte Oberfläche</li> <li>- matt</li> <li>- an den Enden des Bandes heller</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- an einer Stelle schaumartige kleine Bläschen, dort sind auch kleine Löcher in der Aluminiumfolie zu entdecken</li> <li>- an der restlichen Folie keine Veränderung</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- glänzt auf der Seite, die sich Richtung Oberfläche befand</li> <li>- Unterseite durchgängig matt, milchig</li> <li>- Oberfläche fühlt sich rau an</li> </ul>
<b>In Kochsalzlösung</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- das Magnesium hat sich in der Kochsalzlösung komplett aufgelöst, allerdings befindet sich ein weißlicher Rückstand in der Lösung, der grobkörniger ist als Natriumchlorid</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- in der Lösung haben sich weiße, milchig-trübe Flocken (schneeartig) am Boden abgesetzt</li> <li>- immer noch silbrig glänzend</li> <li>- durchgängig kleine dunkle und helle Flecken</li> <li>- am Rand löchrig</li> <li>- nach Knicken noch mehr Löcher</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Gasbläschen am Rande des Glases</li> <li>- glänzt kaum noch</li> <li>- matt</li> <li>- starke Verfärbung (hell und dunkel)</li> </ul>

Die gleichen Versuche werden mit Zinn, Kupfer und Messing durchgeführt.

	<b>(Löt)Zinn</b>	<b>Kupfer</b>	<b>Messing</b>
<b>Vorher</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- sehr biegsam</li> <li>- hell metallisch glänzend</li> <li>- glatte Oberfläche</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Kupferfarben (rötlicher, metallischer Glanz)</li> <li>- biegsam</li> <li>- glatte Oberfläche</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- metallisch</li> <li>- golden glänzend</li> <li>- glatte Oberfläche</li> <li>- nicht biegsam</li> </ul>
<b>In destilliertem Wasser</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- auch nach längerer Zeit zeigt Zinn keine sichtbare Reaktion</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- leichte dunkle Schlieren auf der immer noch rötlich glänzenden Fläche</li> <li>- zum Glasboden gewandte Seite abermals dunkler</li> <li>- immer noch glatt</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Immer noch metallisch glänzend</li> <li>- an einigen wenigen Stellen dunkel verfärbt („angelaufen“)</li> </ul>
<b>In Sprudelwasser</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- auch nach längerer Zeit zeigt Zinn keine sichtbare Reaktion</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- grau angelaufen</li> <li>- matt, aber kräftiger in der Farbe</li> <li>- dunkler</li> <li>- zum Glasboden gewandte Seite hat viel heftiger reagiert</li> <li>- Oberfläche immer noch glatt</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- nur an der Unterseite schwarz angelaufen</li> <li>- dort kein metallischer Glanz mehr</li> <li>- Oberfläche nicht mehr ganz so glatt</li> <li>- rau</li> </ul>
<b>In Seifenlauge (Spülmittel)</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- auch nach längerer Zeit zeigt Zinn keine sichtbare Reaktion</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- glatte Oberfläche</li> <li>- schillert in den Farben lila, grün, blau</li> <li>- erinnert an einen Öltropfen (Färbung)</li> <li>- aber immer noch kupferfarben</li> <li>- biegsam</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- fleckig</li> <li>- kein Glanz mehr</li> <li>- bräunlich</li> <li>- schwarz (dunkel)</li> <li>- glatte Oberfläche</li> <li>- matt</li> </ul>

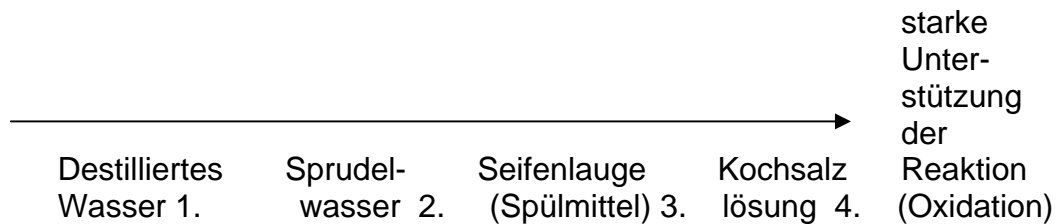
<b>In Kochsalzlösung</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- auch nach längerer Zeit zeigt Zinn keine sichtbare Reaktion</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Gasbläschen am Rande des Glases</li> <li>- bläuliche Lösung am Grund des Glases</li> <li>- allerdings keine sichtbare Veränderung des Kupfers</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- heftigere Reaktion als in der Seifenlauge</li> <li>- fleckig (dunkel und hell)</li> <li>- durchgängige Reaktion (Flecken über das gesamte Messing verteilt)</li> </ul>
--------------------------	---	---	---



## Erklärung

Alle Metalle haben in den verschiedenen Lösungen korrodiert, also mit Sauerstoff und Wasser reagiert.

Man kann allerdings je nach Lösung (Flüssigkeit) und Metall unterschiedlich starke Veränderungen bei den Metallen feststellen.



### **E: 1. Destilliertes Wasser**

Im destillierten Wasser sind keine Ionen vorhanden, welche die Korrosion (s. Definition zu Beginn) in irgendeiner Form beschleunigen oder verstärken können, deshalb korrodieren die Metalle in dieser „Lösung“ am schwächsten von allen weiteren Lösungen unserer Versuchsreihe.

Die Metalle reagieren wenig im destillierten Wasser, deshalb beobachtet man die Veränderungen nur fleckenweise auf den Metalloberflächen.

Ist ein Metall nur destilliertem Wasser ausgesetzt dauert das Korrodieren einige Wochen.

### **E: 2. Sprudelwasser**

Im Sprudelwasser korrodieren die Metalle schon stärker, weil das Sprudelwasser mit anderen Stoffen versetzt ist. Das von uns benutzte Wasser enthielt z.B.  $\text{Ca}^{2+}$  Ionen,  $\text{Mg}^{2+}$  Ionen und wie jedes Sprudelwasser Kohlensäure. Wir glauben, dass diese Ionen die Korrosion beschleunigt und unterstützt haben, deswegen konnte man eine heftigere Reaktion beobachten (z.B. stärkere Verfärbungen).

Zusatzstoffe im Wasser wie z.B. Kohlenstoffdioxid fördern also die Korrosion von Metallen. Man kann davon ausgehen, je konzentrierter diese Zusatzstoffe vorhanden sind, desto stärker korrodieren die Metalle.

Wir haben das Mineralwasser mit Rotkohlsaft (Indikator) getestet und da sich die Lösung pink gefärbt hat, können wir davon ausgehen, dass das Mineralwasser sauer ist. (Hier sind  $\text{H}_3\text{O}^+$  Ionen in Mineralwasser enthalten, vergleiche Aufgabe 5)

### Beispiel aus dem Alltag:

Im Regenwasser befindet sich ebenfalls eine große Menge Kohlenstoffdioxid, weshalb wir vermuten, dass Regenwasser die Korrosion mindestens genauso stark wie Sprudel fördert. Je größer die Umweltverschmutzung ist, desto stärker ist die Luft mit Schadstoffen versehen, die ebenfalls die Korrosion fördern.

### **E: 3.Seifenlauge (Spülmittel)**

Wir sind uns nicht völlig sicher, ob die Metalle stärker im Sprudelwasser oder in der Seifenlauge reagiert haben, da unsere Beobachtungen nicht ganz eindeutig sind. Es spricht aber einiges dafür, dass die Metalle in der Seifenlauge stärker reagieren.

### Bsp.:

Aluminium hat in der Seifenlauge, aber nicht im Sprudel reagiert. Andererseits hat Eisen im Sprudel, aber nicht in der Seifenlauge reagiert. Wir wissen, dass dies mit einer Resistenz Eisens gegen kalte Laugen zu tun hat.

Wir gehen deshalb davon aus, dass bei Metallen in der Seifenlauge eine relativ heftige Korrosion stattgefunden hat, da sich die Farbe der Metalle verändert hat und sie matt geworden sind (Ein neuer Stoff, Metallhydroxid, ist also entstanden).

Man kann daraus schließen, dass alkalische Lösungen die Korrosion von Metallen fördern.

### **E: 4.Kochsalzlösung**

Unserer Beobachtung zu Folge unterstützt Natriumchlorid die Korrosion von Metallen am stärksten. Die Metalle in unserer Versuchsreihe haben sehr stark reagiert, bspw. Magnesium hat sich vollständig aufgelöst, außerdem konnten wir in den Salzlösungen am frühesten Anzeichen von Korrosion feststellen.

Vermutlich beschleunigen und verstärken Salzlösungen (gelöste Verbindungen aus Metallen und Nichtmetallen) also das Korrodieren von Metallen. Metalle geben bei der Korrosion Elektronen ab, Ionen in der Salzlösung sorgen dabei für einen geschlossenen Stromkreis.

### Beispiel aus dem Alltag:

Wird im Winter bei Schnee und Eis Salz gestreut, bildet sich solch eine Lösung, wie wir sie in unseren Versuchen verwendet haben (Zusätzlich sind hier noch die Schadstoffe aus der Luft enthalten). Befindet sich unter der Salz-Schneemischung also ein metallener Gegenstand findet eine starke Korrosion statt. Folglich besteht im Winter, sofern man mit Salz streut, eine stärkere Korrosionsgefahr.

Hier spielt wieder die Bildung von Lokalelementen eine Rolle. Ein Teil des Metalls ist Anode, ein anderer Kathode ( hier kann  $O_2$  reduziert werden.)

Salzwasser fördert diesen Vorgang, da die in Wasser gelösten Ionen dafür sorgen, dass der Stromkreis geschlossen wird.

## Spezielle Erklärungen:

### Eisen

Eisen hat beim Korrodieren eine große Besonderheit, das Oxid des Eisens ist so porös, dass es abfällt und neues Eisen freilegt, welches wieder rostet. Dies ist auch der Grund dafür, warum sich beim Eisen stets eine rote Schicht am Grund der Lösung befindet. Wir vermuten, dass das Eisen zum Teil schwarz ist, da es beim Korrodieren erst Eisenionen bildet und diese dann mit den Hydroxidionen, welche sich aus Wasser und Sauerstoff gebildet haben, zu rotem Rost reagieren.

### Aluminium

Wir sind uns nicht sicher, warum Aluminium im Gegensatz zu den anderen Metallen weder mit destilliertem noch mit Sprudelwasser reagiert, da es unedler als bspw. Kupfer ist. Vielleicht ist dies einfach eine Eigenart des Metalls oder es liegt daran, dass Alufolie nicht nur aus Aluminium besteht.

Aluminium korrodiert heftiger als Eisen (es ist unedler), aber die entstehende Oxidschicht aus Aluminiumoxid bildet einen geschlossenen Überzug über das Metall dadurch wird eine weitere Oxidation verhindert.

### Lötzinn

Wir vermuten, dass unsere Versuche mit dem Lötzinn fehlgeschlagen sind, da Lötzinn sehr dünn ist, es bietet sich nicht genug Fläche zum Reagieren, und dass der Lötzinn aus dem Baumarkt möglicherweise eingefettet war, da die Käufer schließlich nichts mit korrodierendem Lötzinn anfangen können.

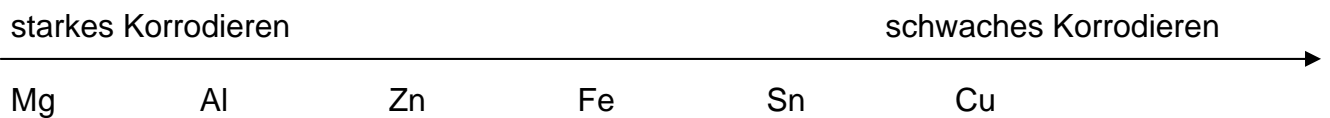
### Kupfer

Wir haben uns gewundert, warum wir bei Kupfer in Salzlösung keine Veränderung beobachten konnten, da die übrigen Metalle in der Salzlösung stets am stärksten reagiert hatten. Unserer Meinung nach liegt die Lösung für dieses Problem in der aufgetretenen bläulichen Verfärbung der Lösung. Denn dies beweist, dass das Kupfer auf jeden Fall irgendwie reagiert (korrodiert) hat, da eine bläuliche Färbung einer Lösung ein Nachweis für  $\text{Cu}^{2+}$  Ionen ist. Das Kupfer geht bei der Korrosion also in Lösung. So konnte man nur die Verfärbung des Wassers beobachten.



## Zusammenfassung der Ergebnisse

Anhand unserer Beobachtungen haben wir festgestellt, dass man bei gleicher Lösung bei den Metallen einen durchgängigen Unterschied in der Heftigkeit der Reaktion (Korrosion) feststellen kann.  
(Messing kann nicht in diese Reihe aufgenommen werden, da es eine Legierung ist.)



Bei dieser Versuchsreihe haben wir festgestellt, dass unsere Beobachtungen die uns bereits aus dem Chemieunterricht bekannte Redoxreihe (festgelegte Reihenfolge der Metalle von unedel nach edel; s. Abbildung Aufgabe 6) bestätigt.  
Je unedler das von uns gewählte Metall war, desto stärker reagierte es in den jeweiligen Lösungen.

### Bsp.:

Magnesium löst sich in der Kochsalzlösung auf, während Messing nur leichte Veränderungen aufweist.  
Also sind unedle Metalle verständlicherweise für den Normalgebrauch ungeeigneter als edle Metalle, da sie schneller korrodieren.

### Beispiel aus dem Alltag:

Bei der Schmuckherstellung werden Gold und Silber nicht nur wegen ihres Glanzes benutzt, sondern auch weil sie so edel sind, dass sie unter normalen Umständen kaum korrodieren (siehe auch Versilberung von „unedlen“ Schmuckstücken).



## **Aluminiumfolie und feuchte, salz- und säurehaltige Lebensmittel**

**Aufbau:** Sauerkraut, Aluminiumfolie, eine Schüssel

### **Durchführung:**

Wir füllen unser Sauerkraut in eine Schüssel und decken die Glasschüssel luftdicht mit Alufolie ab. Wir stellen die Schüssel für eine Woche in den Kühlschrank.

### **Beobachtung:**

Nachdem wir das Sauerkraut aus dem Kühlschrank genommen haben, sehen wir keinerlei Veränderung. Wir nehmen die Aluminiumfolie von der Glasschüssel aber auch von unten weist die Aluminiumfolie keine sichtbaren Veränderungen auf und auch das Sauerkraut hat sich bis auf einen wesentlich durchdringenderen Geruch im Vergleich zur Vorwoche nicht verändert.

### **Warum hat unser Versuch nicht funktioniert?**

Wir fragen uns natürlich warum unser Experiment nicht funktioniert hat und was eigentlich hätte passieren müssen. Auf der Packung unserer Aluminiumfolie finden wir in beiden Hinsichten einen Hinweis.

„Aluminiumfolie nicht zum Abdecken von feuchten, säure- oder salzhaltigen Lebensmitteln auf Servierplatten oder Schalen aus Metall verwenden. Folien können sich infolge Lokalelementbildung auflösen. Aluminiumfolien nicht in Verbindung mit in Salzwasser gekochten, stark säure- oder salzhaltigen Lebensmitteln benutzen. An Lebensmittel abgegebene Aluminiumbestandteile sind jedoch nicht gesundheitsschädlich.“ (aus: Toppits, Kraftwaben Aluminiumfolie)

Für uns interessant ist der Hinweis auf die Schalen von Metall. Vielleicht liegt das Scheitern unseres Versuches daran, dass wir eine Schale aus Glas benutzt haben, die nicht leitet ,durch welche keine Ionen wandern können?

Vielleicht war unser Weinsauerkraut aber auch einfach nicht sauer genug. Die plausibelste Erklärung ist unserer Meinung nach schlußendlich aber, dass das Sauerkraut die Alufolie nicht direkt berührt hat. Sonst hätte sich mit Sicherheit ein oben genanntes Lokalelement gebildet. Die uns fehlende Beobachtung hat uns auf jeden Fall die Verpackung geliefert. Wir fragen uns aber trotzdem, was genau ist so ein Lokalelement eigentlich?

### **Was ist ein Lokalelement und was hat es mit unserem Versuch zu tun?**

Wir suchen im Internet nach „Lokalelement“ finden aber keine genaue Definition, sondern lediglich Hinweise zu galvanischen Zellen.

(Google, Suchbegriff: „Lokalelement“) Ein Lokalelement scheint also eine Art galvanische Zelle zu sein, welche die Korrosion beschleunigt.

Allerdings haben wir mit der Aluminiumfolie nur ein Metall vorliegen - zu einer galvanischen Zelle benötigen wir aber eigentlich zwei.

### Erklärung: Warum löst sich die Aluminiumfolie auf?

Wir vermuten, dass sich die Aluminiumfolie infolge von Korrosion auflöst. Wie wir in unseren vorangegangenen Versuchen festgestellt haben, fördern Salz (salzhaltige Lebensmittel), Säure (säurehaltige Lebensmittel) und Wasser (feuchte Lebensmittel) die Korrosion. Verschließt man solche Lebensmittel nun also mit sehr „unedler“ (Redoxreihe) Aluminiumfolie beginnt diese unter dem Einfluss der Lebensmittel und des Sauerstoffs zu korrodieren. Anscheinend ist diese Korrosion so stark, dass sich sogar Teile der Aluminiumfolie auflösen und durch die Metallschüssel in die Lebensmittel wandern. Laut Hersteller sind Al-hydroxidionen (diese bilden sich beim Korrodieren) zwar nicht giftig, man sollte oben genannte Lebensmittel aber trotzdem nicht mit Aluminiumfolie abdecken.

Lokalelemente spielen ebenfalls eine wichtige Rolle. Wie bereits oben beschrieben beschleunigen sie die Korrosion. Da wir aber nur ein Metall vorliegen haben, vermuten wir, dass die Alufolie sowohl die Funktion der Anode als auch der Kathode übernimmt.

D.h., dass ein Teil des Aluminiums oxidiert wird, er gibt also Elektronen ab (hier befindet sich offensichtlich die Anode) und ein anderer Teil des Aluminiums dient als Kathode. Die Elektronen, die vom Aluminium abgegeben wurden, wandern zu einem anderen Teil der Aluminiumfolie, diese fungiert als Kathode. In Säuren, so auch in Sauerkraut, sind immer  $\text{H}_3\text{O}^+$  Ionen enthalten. Diese nehmen an der Kathode Elektronen auf und entladen sich somit.

Anodenvorgang (Oxidation):  $2\text{Al} \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 6\text{e}^-$

Kathodenvorgang (Reduktion):  $6\text{H}_3\text{O}^+ + 6\text{e}^- \rightarrow 3\text{H}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$

Es hat sich also Wasser und Wasserstoff gebildet. Diesen Vorgang kann man auch mit einer galvanischen Zelle vergleichen, obwohl nur ein Metall vorhanden ist. Nimmt man an, das Sauerkraut wäre auf einer Silberplatte angerichtet und mit Alufolie abgedeckt, so laufen eben jene Vorgänge ab, die wir vorangehend beschrieben haben, nur dass die Alufolie diesmal nur die Anode bildet und die Silberplatte die Kathode bildet. (galvanisches Element) Das heißt, die  $\text{H}_3\text{O}^+$  Ionen entladen sich diesmal an der Silberplatte. Die Reaktionsgleichungen bleiben aber die gleichen.

Vergleich:

Steckt man zwei verschiedene Metalle in eine Zitrone oder einen Apfel (säurehaltig) so bildet sich ebenfalls ein galvanisches Element, das dem obigen bis auf die Bestandteile (Sauerkraut/Apfel, Zitrone) völlig gleicht.



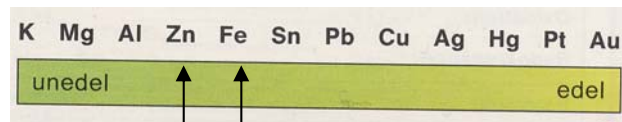
Heutzutage ist man weitgehend davon abgekommen Eisen zu fetten (s. Aufg. 3), da es zuverlässigere Schutzmittel gibt. Man verzinkt Eisen:

## Verzinken von Eisen

Wäre Eisen ungeschützt, dann würde es so lange rosten (Oxidieren), bis nur noch poröses Eisenoxid vorhanden wäre, und der Gegenstand zerfiel.

Man verzinkt Eisen, da es Metalle gibt, die in der Verbindung mit Sauerstoff nicht bröckelig und porös sind. Während Eisenoxid von dem noch darunterliegenden Eisen abblättert und dieses somit weiter rostet (bis irgendwann nichts mehr davon vorhanden ist), bildet bspw. Zink bei der Reaktion mit Sauerstoff eine Schicht (Zinkoxid), die das darunterliegende Metall überzieht und aufgrund ihrer Dichte vor weiteren chemischen Reaktionen („Angriffen“) schützt. Verzinkt man also Eisen und es korrodiert, bildet die Zinkschicht Zinkoxid, welches nun das Eisen vor dem Rosten schützt. Bei der Verwendung des Metalls hat man aber praktischerweise immer noch Eisen vorliegen.

Allerdings gibt es noch einen zweiten Grund, welcher dafür spricht, dass man Eisen verzinken sollte. Dies ist die Redoxreihe:



Zink ist (s. Abbildung) unedler als Eisen, d.h. es ist reaktionsfreudiger. Ist eine Beschädigung in der Zinkschicht rostet das Eisen trotzdem nicht, weil der dazukommende Stoff lieber mit dem unedleren Zink reagiert.

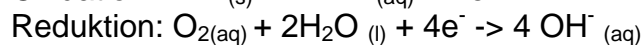
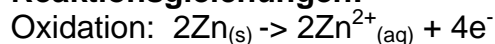
Somit gewährleistet Zink für Eisen einen Rundumschutz.

Man nennt Verzinken auch Passivierung.

(s. Einleitung)

Wenn Zink korrodiert, gibt es Elektronen ab. In Wasser gelöster Sauerstoff nimmt diese Elektronen auf und bildet Hydroxidionen. Die Zinkionen reagieren dann mit den Hydroxidionen und Sauerstoff.

### **Reaktionsgleichungen:**



### Quellen

Chemie heute, Schroedel Schulbuchverlag GmbH, Hannover, 1993/95 (2001)

Chemie Sek. 1, Hirschgraben-Verlag, Frankfurt am Main

Wege in die Chemie, Klettverlag, Stuttgart, 1977

Grundzüge der Chemie, Verlag Moritz Diesterweg, Sauerländer, Frankfurt am Main, 1978/85

## Vorgehensweise

Anfangs überlegten wir uns mit welchen beiden Metallen wir eine möglichst große Spannung erzielen könnten, so kam uns die Idee ein unedles und edles Metall zu wählen, da unedle Metalle ihre Elektronen besonders gerne an edle Metalle abgeben (siehe Redox/Spannungsreihe Aufgabe 6). Unsere Chemielehrerin sagte uns, dass sie uns die benötigten Chemikalien aus der Schulchemiesammlung zur Verfügung stellen könnte. Jedoch mussten wir einsehen, dass Kalium so reaktionsfreudig ist, dass es sogar in Petroleum aufbewahrt werden muss und Gold in der Schulsammlung nicht vorhanden ist.

So entschieden wir uns für Magnesium und Kupfer. Aus der Schulsammlung gab man uns etwas Magnesium- und Kupfersulfat, das wir in Wasser lösten (siehe Foto).

Um einen Stromkreis zu bauen, gossen wir die Kupfersulfatlösung in einen kleinen Blumentopf aus Ton und stellten diesen in einen Behälter mit der Magnesiumsulfatlösung. (Wir wählten einen Tontopf, da wir einen Behälter, der ionendurchlässig ist, benötigten, um einen geschlossenen Stromkreis zu garantieren.) Als nächstes befestigten wir die beiden Metalle (ein Kupferblech und ein Magnesiumband) an je einer Krokodilsklemme. Die Kabel verbanden wir mit einem Voltmeter. Das Magnesiumband hielten wir in die Magnesiumsulfatlösung und das Kupfer in die Kupfersulfatlösung. Wir stellten das Voltmeter auf DC (Gleichspannung) und maßen eine Spannung von 1.6 Volt.



## Elektrodenvorgänge unserer galvanischen Zelle

Die Magnesiumatome der Magnesiumelektrode geben  $2 e^-$  in das Kabel ab, (es entstehen  $Mg^{2+}$  Ionen) da sich diese mit den Ionen der Kupfersulfatlösung verbinden wollen (Kupfer ist edler als Magnesium). Während die Elektronen durch das Kabel wandern, gehen die Magnesiumionen in die Magnesiumsulfatlösung.

Dieser Vorgang wird wiederholt bis keine Mg-Atome mehr vorhanden sind.

Die Elektronen wandern durch das Kabel zum Kupferblech, doch da die Kupferatome keine weiteren Elektronen aufnehmen können, nehmen die  $Cu^{2+}$  Ionen die  $e^-$  auf. Es bilden sich Kupferatome und so entsteht an der Oberfläche des Kupferbleches weiteres Kupfer.

Dieser Vorgang ist erst beendet, wenn keine weiteren Kupferionen in der Lösung vorhanden sind oder das Magnesium keine Elektronen mehr hat.

Durch die Bildung der Kupferatome herrscht in der Kupfersulfatlösung bald ein Sulfat-Ionenüberschuss, während in der Magnesiumsulfatlösung durch die in Lösung gegangenen  $Mg^{2+}$  Ionen ein Sulfat-Ionenmangel besteht. Die überzähligen Sulfat-Ionen in der Kupfersulfatlösung gelangen durch den Blumentopf (ionendurchlässig s.o.) in die Magnesiumsulfatlösung und gleichen den dort herrschenden Mangel aus.

Das Gleichgewicht in den Lösungen ist wieder hergestellt und gleichzeitig besteht ein geschlossener Stromkreis, der zum Stromerzeugen von Nöten ist .

Unsere Freude war riesig, das alles geklappt hatte.

Wir entsorgten das gelöste Kupfersulfat in den Schwermetallsalzabfällen unserer Schule, da Kupfer ein Schwermetall ist.