

DECHEMAX-Schülerwettbewerb 2013/2014



1. Experiment zum Thema Korrosion

Wir alle wissen aus Erfahrung, dass viele metallische Gegenstände unseres täglichen Lebens, insbesondere solche aus Eisen und Stahl, zu rosten beginnen, wenn sie Wind und Wetter ausgesetzt sind. Diesen Vorgang bezeichnet man auch als Korrosion. Um sich dagegen zu schützen, sind technische Maßnahmen notwendig, wie z.B. das Beschichten mit Lack, das Verzinken von Stahl, der Zusatz von Inhibitoren in Kühlsystemen, usw.

Aufgabe: Nennt 5 Beispiele aus eurer Umgebung, an denen ihr solche Korrosionvorgänge beobachtet habt!

Hier gibt es natürlich sehr viele Beispiele, einige oft genannte waren:
Fahrrad, Geländer, Schrauben, Nägel, (nicht mehr benutzte) Bahngleise, alte Konservendosen, Autos (wenn der Lack beschädigt wurde), u.v.a.m.

Experiment: Um die Vorgänge, die bei der Korrosion von Eisen und Stahl ablaufen, zu erforschen, wollen wir einige Experimente durchführen. Anschließend sollt ihr beschreiben, was ihr beobachtet habt und daraus Schlussfolgerungen ziehen.

Zubehör: Was wird für die Versuchsdurchführung benötigt?

5 x Wasser- oder Marmeladengläser (ein Glas mit Schraubverschluss)
3 x Nägel (Drahtstifte, unverzinkt)
2 x Nägel (Drahtstifte, verzinkt)
destilliertes Wasser (falls ihr destilliertes Wasser nicht von eurem Chemielehrer bekommt, könnt ihr es auch relativ preiswert kaufen: man erhält es zum Beispiel zur Befüllung von Dampfbügeleisen)
Kochsalz

Vorbereitung:

Alle Nägel mit Spülmittel säubern (gut nachspülen).
Die unverzinkten Nägel mit Schmirgelpapier aufrauen.
An einem verzinkten Nagel die Zinkschicht mit einer Feile zum Teil entfernen (ca. 10 % der Fläche).
Stellt eine 3% Kochsalzlösung her.

Bitte beschreibt uns, wie ihr das gemacht habt.

Und nicht umsonst haben wir darum gebeten! Natürlich ist es für den Aus-

gang des Versuches relativ unerheblich, ob ihr nun in 100 ml (100 g) Wasser 3 g Kochsalz einrührt, oder ob Ihr wirklich eine 3%ige Kochsalzlösung herstellt. Denn das heißt, dass von 100g eurer Lösung 3g vom Kochsalz stammen. Richtig wäre es also, 3g Kochsalz einzuwiegen und mit Wasser bis auf 100g aufzufüllen.

Versuchsdurchführung:

Die fünf Versuchsgefäße sollen bei Raumtemperatur ca. 1 Woche lang stehen und beobachtet werden.

Stellt fest, was auf der Oberfläche der Nägel passiert und welche Veränderungen in der Lösung eintreten!

Versuchsauswertung (Füllt die Tabelle aus):

Versuch Nr.	Keine Rostbildung	Schwache Rostbildung	Starke Rostbildung	Gebt eine kurze Beschreibung, welche Veränderungen an den Nägeln und in der Lösung eintreten!
1		x	(x)	Nagel: rotbrauner, voluminöser Belag, ablösbar, darunter schwarzer fester Belag Lösung: rotbrauner Niederschlag
2			x	Wie 1, aber stärker und schneller
3		x		Wie 1, aber gering, die Rostbildung kommt daher, dass auch im Wasser immer etwas Sauerstoff gelöst ist.
4	x			Nagel: dunkle Verfärbung, weißlicher Belag Lösung: weißlicher Niederschlag
5	x	(x)		Nagel: dunkle Verfärbung auf Zink, weißlicher Belag auf Zink und Verletzung, Verletzung darunter blank (evtl. auch leicht angerostet) Lösung: weißlicher Niederschlag, stärker als bei 4

Fragen:

1. *Wodurch wird die Korrosion von Eisen verstärkt?*
Durch Salz und Luft (Luftsauerstoff), wie in unserem Versuch, aber auch z.B. durch Säuren.
2. *Wodurch wird die Korrosion von Eisen herabgesetzt?*
Durch Luftabschluss oder eine Schutzschicht (Zink, Lack, Verchromung), aber auch durch Zugabe unedlerer Metalle (s.u.)

3. Welche Reaktionsprodukte entstehen bei der Korrosion von Eisen?

Eisenoxide, Eisenhydroxide

4. Gebt die chemische Formel für die entstehenden Verbindungen (Rost) an!

$\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{FeO}(\text{OH})$, Fe_2O_3 , Fe_3O_4

Anmerkung: Es wurden nicht genau diese Formeln erwartet, da hier die Angaben in der Literatur auch sehr unterschiedlich sind.

5. Welche Rolle spielt die Luft bei dem Korrosionsprozess?

Die Luft ist die Sauerstoffquelle, Sauerstoff ist Oxidationsmittel



6. Warum ist die Korrosionsgeschwindigkeit in Salzlösung größer als in dest. Wasser?

Durch die Ionen (Na^+ und Cl^-) erhöht sich die Leitfähigkeit der Lösung. Diese fördert den elektrochemischen Prozess.

7. Warum wird das Eisen durch eine Zinkschicht geschützt?

Die Zinkschicht bildet eine Barriere zwischen dem Eisen und der Lösung. Auch, wenn das Zink oxidiert, schützt die entstehende Zinkoxidschicht das Eisen noch.

8. Wie kann man erklären, dass das Eisen auch bei unvollständiger Zinkbedeckung geschützt ist?

Stichworte: kathodischer Schutz, Opferanode, Lokalelement

Zink besitzt das niedrigere Standardelektrodenpotential, zuerst korrodiert das Zink. Erst wenn Zink alle seine Elektronen abgegeben hat (d.h. kein elementares Zink mehr, sondern nur noch Zinkoxid vorhanden ist), wird das Eisen angegriffen.

2. Eisen in Cornflakes

Ein paar Dinge, die Eisen beinhalten oder aus Eisen bestehen und daher auch rosten können, habt ihr ja nun genannt. Die allermeisten denken bei Eisen bestimmt nicht an Cornflakes.

Variante 1: „Cornflakes-Boote“ fernsteuern

- Nehmt eine flache Schüssel und füllt sie mit Wasser.
- Streut ein paar (nicht zu viele) Cornflakes auf die Oberfläche, so dass sie frei schwimmen können.
- Nähert euch den Flakes mit dem Magneten und beobachtet, was passiert.



Variante 2: Cornflakesbrei in Tüte

- Nehmt eine Tüte (durchsichtig, z.B. Gefrierbeutel) und füllt ordentlich Cornflakes hinein.
- Füllt die Tüte mit Wasser (etwa die halbe Füllhöhe der Cornflakes), lasst das ganze ca 20 Minuten stehen, bis die Cornflakes schön breiig sind, und zermatscht das Ganze noch einmal ordentlich.
- Nehmt nun den Magneten, haltet ihn an die Tüte und versucht, möglichst viel von dem Cornflakesbrei an ihm vorbeifließen zu lassen. Was könnt ihr beobachten?

a) Beschreibt eure Beobachtungen

Bei Variante 1 wirken die Cornflakes auf der Wasseroberfläche tatsächlich wie ferngesteuert, wenn man mit dem Magneten nahe genug herangeht, da die Eisenpartikel in den Cornflakes von vom Magneten angezogen werden.

Bei Variante 2 kann man die Eisenpartikel quasi aus dem Brei „herausziehen“. An der Stelle, an der der Magnet die Tüte berührt, kann man – nach einigem Hin- und Herbewegen, wie oben beschrieben – eine Ansammlung kleiner, dunkler Partikel (= Eisenpartikel) beobachten. Wenn ihr allerdings den Brei zu lange (mehrere Tage) stehen lasst, kann es durchaus sein, dass die Eisenpartikel in der wässrigen Lösung oxidieren und dann zum einen nicht mehr sichtbar, zum anderen auch nicht mehr magnetisch sind.

b) Viele Fragen kann man zu diesem Versuch natürlich nicht stellen. Warum Cornflakes wohl Eisen zugesetzt wird, darüber kann man nur spekulieren. Vielleicht soll es gesund sein. Was meint ihr? Welchen Sinn könnte das haben?

Außer dem (fraglichen) Gesundheitsaspekt ist uns auch nicht wirklich etwas eingefallen. Möglich, aber extrem unwahrscheinlich, wäre auch ein technologischer Grund, wonach die Eisenpartikel durch die Herstellung irgendwie in das Produkt geraten. Nachfragen bei Kellog's bestätigten die gesundheitsfördernde Absicht.

c) Könnte das Eisen überhaupt vom Körper aufgenommen werden?

Vielleicht ginge dies im Sauren Milieu im Magen tatsächlich. Dort könnte das Eisen relativ schnell oxidiert/gelöst werden und dann wohl in der zweiwertigen Form vorliegen. Diese könnte dann vielleicht sogar vom Körper verwertet werden. Sicher sind wir uns hier auch nicht. Allerdings werden für die Aufnahme von Eisen weitere Stoffe benötigt, die diese Aufnahme fördern, wie z.B. Vitamin C. Es wäre also anzuraten, z.B. noch einen Vitamin C-haltigen Orangensaft zu den Cornflakes zu sich zu nehmen, um die Aufnahme des Eisens zu begünstigen.

Hier (Aufgaben b und c) erwarteten wir keine „richtige“ Antwort. Vielmehr interessierte uns euer Ideenreichtum zu diesem Thema.

Vermutlich hatten einige Cornflakes-Hersteller in den letzten Wochen viele Anfragen zu beantworten ☺.

3. Ein bisschen Physik - Elektromagnet selbst bauen

Eisen wird also von einem Magneten angezogen. (Warum Eisen magnetische Eigenschaften hat, habt ihr bereits in der ersten Runde gelernt).

Mit ein wenig Elektrizität kann man mit Eisen allerdings auch selbst einen Magneten herstellen.



Herstellen einer Drahtspule:

Nehmt den Eisennagel und wickelt mehrere Meter des Drahts um ihn herum. Je mehr Windungen desto besser! Um den Elektromagneten in Betrieb zu nehmen müssen jetzt noch die Drahtenden abisoliert werden.



ACHTUNG:

Verwendet unbedingt isolierten Draht. Die Isolierung ist sehr wichtig, damit die übereinanderliegenden Wicklungen nicht untereinander direkten Kontakt bekommen.

Legt in die Nähe (wenige Millimeter Abstand) der Spule eine Büroklammer.

Nehmt die abisolierten Enden des Drahtes und schließt sie an die Batterie an, so dass ein geschlossener Kreislauf entsteht.

a) Was beobachtet ihr?

Die Spule mit der Batterie wird zum (Elektro-)Magneten, der die Büroklammern anzieht. Außerdem beobachtet man an der Batterie wegen ihres Innenwiderstandes eine Wärmeentwicklung.

b) Könnt ihr beschreiben, was hier passiert?

Der stromdurchflossene Draht verursacht in seiner Umgebung ein Magnetfeld.

c) Warum ist es wichtig, dass die Spule möglichst viele Windungen hat?

Die vielen Windungen verstärken das Magnetfeld, da sich die Magnetfelder der einzelnen parallel liegenden Teilstücke addieren.

Außerdem ist die Stärke des Magnetfeldes umgekehrt proportional zur Länge der Spule, so dass der Magnet stärker wird, je „kompakter“ ihr eure Spule wickelt.

d) Wieso wickelt man den Draht um einen Eisennagel?

Eisen ist ein ferromagnetischer Stoff, er besteht im Inneren aus vielen kleinen, ungeordneten Elementarmagneten. Der Eisenkern ist nicht magnetisch. Wenn nun eine Spule um diesen Eisenkern gewickelt und elektrischer Strom durch die Spule geschickt wird, erzeugt die Spule ein Magnetfeld. Durch dieses Magnetfeld werden die Elementarmagnete des Eisenkerns ausgerichtet. Der Eisenkern wird magnetisiert. Das resultierende Magnetfeld ergibt sich nun aus dem Magnetfeld der Spule und dem Magnetfeld der nun ausgerichteten Elementarmagneten. Das Magnetfeld, das so entsteht ist also wesentlich stärker als ein Magnetfeld ohne Eisenkern.

4. Feuer und Flamme! - Metalle verbrennen



Dieser Versuch eignet sich am allerbesten für die späten Abendstunden (also im Dunkeln) auf der Terrasse.

Achtet beim Arbeiten mit der offenen Flamme darauf, dass keine brennbaren Materialien in der Nähe sind (außer natürlich den von uns angegebenen) und dass der Gasbrenner auf einer feuerfesten Unterlage steht.

- Zündet den Brenner (wir haben einen Campingkocher benutzt) an.
- Haltet zunächst einen Eisennagel in Flamme. Was passiert?
- Eisen ist nicht gleich Eisen. Versucht dasselbe einmal mit Eisenspänen und mit Eisenwolle (aus dem Baumarkt – zum Scheuern).
- Jetzt versucht es einmal mit den Kupferspänen.
- Der Spitzer wiederum ist sehr massiv. Nehmt nun einige Späne des Spitzers (lässt sich leicht abfeilen oder auch mit dem Teppichmesser abschaben) und verbrennt diese.

Fragen:

- Was für Unterschiede könnt ihr zwischen dem Eisennagel und den Eisenspänen beobachten?
Der Eisennagel kann durch die Flamme nicht entzündet werden, während Eisenspäne funkensprühend oder Eisenwolle glimmend verbrennen.
- Könnt ihr diesen Unterschied erklären?
Durch den hohen Zerteilungsgrad haben Eisenspäne- und wolle eine viel größere Oberfläche, an der die Hitze der Flamme angreifen kann.
- Erklärt, wie es zu der besonderen Flammenfarbe beim Verbrennen der Kupferspäne kommt.
Die Kupferspäne verbrennen mit grünlicher Flamme. Das rührt daher, dass die äußeren Elektronen des Kupfers in der Flammenhitze auf ein höheres Energieniveau springen. Beim Rücksprung wird Energie frei, die als Licht ausgesandt wird, das von der Wellenlänge im (blau)grünen Bereich liegt.
- Warum verbrennen die Spitzer-Späne mit so sehr heller Flamme?
Bei der Verbrennung von Magnesium mit dem Luftsauerstoff handelt es sich um eine stark exotherme Reaktion. Deshalb entsteht eine gleißend helle, sehr energiereiche Flamme.
- Warum stellt man wohl die Spitzer aus diesem Metall her? (Die Antwort habt ihr eigentlich schon in Versuch 1 geliefert)
Magnesium ist ein sehr unedles Metall (weshalb es auch so gerne die Verbindung mit Sauerstoff eingeht, also oxidiert.). Es wirkt als so genannte „Opferanode“ für die Stahlklinge, die man benötigt um Stifte anzuspitzen. Statt dass die Klinge rostet, oxidiert also eher ein Teil des Magnesium-Gehäuses.
Außerdem ist Magnesium leicht und bei niedriger Temperatur gut zu verarbeiten.

5. Für ein bisschen Farbe - Metalle lösen

Bedeckt den Boden eines Glases (oder einer Tasse) mit Eisenpulver, welches ihr durch das Abfeilen des Nagels gewinnt (s. Bild, bei verzinkten Nägeln müsst ihr etwas tiefer feilen, um an den wichtigen Eisenkern zu gelangen). Danach fügt ihr ca. 50 ml Essigessenz (etwa 10 Teelöffel) hinzu und erwärmt, bis sich deutlich sichtbar Gasblasen entwickeln. Jetzt lasst ihr das Eisenpulver noch einige Zeit ohne Erwärmung reagieren, bis sich die Gasbildung verringert.

- a) Welche Reaktionen finden statt? Formuliert die Reaktionsgleichungen.
 Eisen wird in der sauren Lösung unter Wasserstoffbildung zu Eisen(II)-Ionen oxidiert:

$$\text{Fe} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2$$
 Wenn die Lösung an der Luft steht, erfolgt langsam die Oxidation von Fe(II) zu Fe(III).

$$4 \text{Fe}^{2+} + \text{O}_2 + 4 \text{H}^+ \rightarrow 4 \text{Fe}^{3+} + 2 \text{H}_2\text{O}$$
- b) Um welches Gas handelt es sich?
 Es handelt sich um Wasserstoff. Dies könnte man z.B. mit der Knallgasprobe nachweisen.

Wenn ihr die Formel für Essigsäure (CH_3COOH) liefert, achtet darauf, dass sie richtig ist! In vielen Protokollen war auf einmal Salzsäure oder gar Schwefelsäure im Spiel!

Ist die Gasbildung abgeklungen, filtriert ihr die Lösung mittels eines Kaffeefilters in ein weiteres Glas (am besten 0,2 Liter), rührt ein paarmal um und lasst es abgedeckt ein bis zwei Tage stehen, so dass sich eine rötliche Lösung bildet. Fertig ist die Eisenlösung.

Kupfer:

Nehmt 2 weitere Gläser und füllt sie ebenfalls (etwa 1 cm Höhe) mit Essigessenz. Dann legt/stellt ihr ein Kupfer-Teil so hinein, dass es in einem Glas vollständig von Essigessenz bedeckt ist. Im anderen Glas sollte das Kupfer über die Flüssigkeit hinaus stehen.



- c) Lasst das Ganze (wenigstens) über Nacht stehen und schreibt was ihr beobachtetet.
 Während die Lösung mit dem überstehenden Kupferstück eindeutig blau gefärbt ist und auch der über der Flüssigkeit stehende Kupferteil blau angelaufen ist, kann man in dem Gefäß, in dem das Kupfer vollständig mit der Essigessenz bedeckt ist, zunächst keine Veränderung sehen.
 Viele schrieben auch noch, dass Münzen schön blank werden, durch Ablösen der Oxidschicht. Ein Team drang bis zum Kern der Münze vor!
- d) Wie könnt ihr die Unterschiede in den beiden Gläsern erklären?
 Offensichtlich wird für die (Oxidations-)Reaktion, die die blaue Färbung bewirkt, Sauerstoff benötigt, der aus der Luft kommt.

- e) Lasst die Lösungen noch etwas (1-2 Tage) länger stehen. Könnt ihr jetzt noch etwas Neues beobachten?

Nun wird auch die Flüssigkeit in dem anderen Glas langsam blau. Mit der Zeit hat sich offensichtlich genug Luftsauerstoff in der Flüssigkeit gelöst, dass die Reaktion auch hier sichtbar wird.

Anmerkung: Die Oxidationsvorgänge bei Kupfer sind sehr komplex, weshalb wir bewusst nicht gezielt nach Reaktionsgleichungen gefragt haben.

Bewahrt die Lösungen für die folgenden Versuche auf.

6. Verkupfern

Nehmt nun einen Eisennagel und stellt ihn in die blaue Lösung (Lösung mit den Kupferionen). Lasst ihn über Nacht stehen.

- a) Was passiert?

Auf dem Nagel hat sich ein dunkelrot – bis schwarzer Belag gebildet. Dabei handelt es sich um Kupfer. Die Kupferionen aus der Lösung wurden zu elementarem Kupfer reduziert, währenddessen das unedlere Eisen des Nagels oxidiert wurde und in Lösung ging. Auch die Lösung hat sich verfärbt, da die Konzentration der blauen Kupferionen geringer wurde und dafür Eisenionen (rotbraun) in Lösung gingen.

- b) Was würde passieren, wenn ihr anstelle des Eisennagels etwas aus Silber – etwa einen Silberdraht - in die Lösung stellt?

Es würde nichts passieren, da Silber edler ist als Kupfer und deshalb der oben beschriebene Vorgang nicht stattfinden kann.

7. Farbenspiele

Was ihr braucht:

In Versuch 5 hergestellte rote Eisenlösung
Vitamin C

Nehmt 1 Gläschen mit Deckel und füllt es (etwa 2 cm hoch) mit der Eisenlösung.

In einem zweiten Glas löst ihr etwa eine Messerspitze Vitamin C in 10 bis 20 mL Wasser. Vitamin C löst sich nicht allzu leicht in Wasser, es kann also eine Weile dauern.

Dann gebt ihr etwas von eurer Vitamin C-Lösung in die Fe-Ionen-Lösung und verschließt das Glas gut. Schwenkt nun das Glas bis sich das Vitamin C gelöst hat und beobachtet was passiert.

- a) Wie ist der Farbwechsel zu erklären?

Vitamin C ist ein starkes Reduktionsmittel. Es reduziert die Fe^{3+} -Ionen (rotbraun) in der Lösung zu Fe^{2+} -Ionen (grünlich-gelb, aber sehr blass, wahrscheinlich eher als farblos zu erkennen).

- b) Öffnet das Glas wieder und lasst es über Nacht stehen.

- c) Was beobachtet ihr?

Die Lösung verfärbt sich langsam wieder rötlich-braun (vorausgesetzt, es ist nicht viel zu viel Vitamin C in der Lösung).

- d) Erklärt eure Beobachtung.

Luftsauerstoff löst sich langsam wieder in der Flüssigkeit und die Fe^{2+} -Ionen werden wieder zu Fe^{3+} -Ionen oxidiert.