DER ZAHN DER ZEIT NAGT AN ALLEM - KORROSION

Natürliche aber eher ungewollte Redoxreaktionen!

M1 Hintergrund



Gebrauchsgegenstände aus Metall, die der Witterung ausgesetzt sind, halten oftmals weniger lange, als es uns lieb ist.

Schuld daran ist die sogenannte „Korrosion“. Eisen beispielweise verrostet mit der Zeit, gibt seine Elektronen ab und und bildet Eisen-Ionen.

Als Oxidationmittel für die Metalle fungieren im Falle der **„Säurekorrosion“** Protonen aus sauren Lösungen gemäß $2H_3O^+_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons 2H_2O + H_2$ oder aus dem Wasser gemäß $2H_2O + 2e^- \rightleftharpoons 2OH^-_{(aq)} + H_2$.

Im Falle der **„Sauerstoffkorrosion“** ist das Oxidationsmittel Sauerstoff aus der Luft, der aber in Wasser gelöst ist, gemäß: $O_{2(aq)} + 2H_2O + 4e^- \rightleftharpoons 4OH^-_{(aq)}$.

Korrosion findet demzufolge nur nur in Gegenwart von Wasser statt.

Das obige Bild zeigt im Übrigen gar keine „verrostete“ Leitplanke. Vielmehr ist das Eisen in Südtirol mit braunem „Eisenphosphat“ als Korrosionsschutz überzogen. Mehr dazu später.

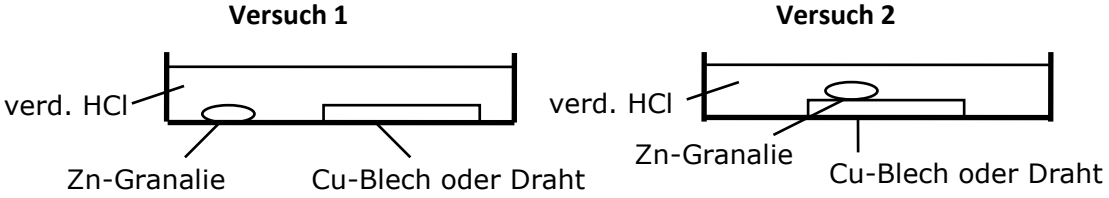
Säurekorrosion

Aufgaben

1. Stellen Sie begründete Hypothesen zu Ihren erwarteten Versuchsbeobachtungen für V1 und V2 auf.
2. Führen Sie den Versuch durch.
3. Notieren Sie alle Beobachtungen und erklären Sie diese auch mit M2. Gehen Sie dabei auch auf eventuelle unerwartete Ergebnisse ein

V1 und V2

Materialien: Petrischale, Zink-Granalie, Kupferblech oder -draht, verdünnte Salzsäure



M2 Fachbegriffe zut Korrosion

Passivierung: Passvierung bezeichnet das Entstehen von reaktionsträgen Oberflächen auf normalerweise reaktionsfreudigen Metallen. Dadurch kann darunterliegendes Metall nur schwer korrodieren. Passivierung tritt bei vielen unedlen Metallen wie Magnesium oder Aluminium in Erscheinung. Sie wird dadurch hervorgerufen, dass sich auf der Oberfläche der Metalle eine undurchlässige, fest haftende Schicht aus Oxiden oder Hydroxiden des jeweiligen Metalls ausbildet.

Lokalelement: Häufig setzt man im Alltag Werkstücke ein, in denen zwei verschiedene Metallen miteinander verbunden sind. Dann kann man ein auf den ersten Blick eigenartiges Phänomen beobachten. Berühren sich zwei verschieden edle Metalle und tauchen in Wasser oder Säure ein, so korrodiert stets das weniger edle Metall sehr viel schneller als ohne einen derartigen Kontakt. Grund dafür ist die Tatsache, dass in solchen „Lokalelementen“ Oxidation und Reduktion räumlich getrennt ablaufen und die „benötigten“ und „entstehenden“ Ionen sich dabei nicht stören.

Beispielsweise bildet Magnesium in Kontakt mit Wasser und einem edleren Metall Kationen (Mg^{2+}). Die dabei freiwerdenden Elektronen fließen durch das edlere Metall in das Wasser ab und lassen damit an einer anderen Stelle Wasserstoff (H_2) sowie Hydroxid-Ionen (OH^-) entstehen. Es bildet sich aber nahezu keine Passivierungsschicht am Magnesium.

Sauerstoffkorrosion

Aufgaben

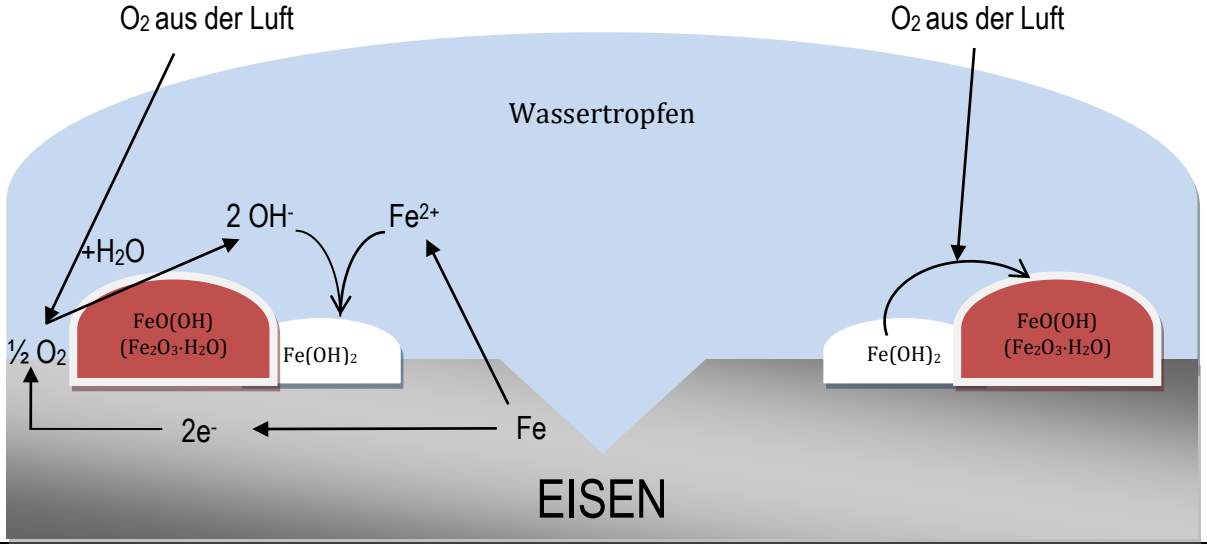
4. Machen Sie sich damit vertraut, welche Ionen beim „Verrosten“von Eisen entstehen und wie man diese nachweisen kann.
5. Setzen Sie den Versuch V3 an – es dauert einige Zeit, bis man Beobachtungen machen kann.
6. Beschreiben Sie den Rostvorgang auf Teilchenebene. Erläutern Sie, warum man auf zunächst feuchten und dann wieder trockenen Eisenoberflächen ringförmige Rostflecken beobachten kann.

M3 Der Rostvorgang in einem Tropfen

Vereinfachte Darstellung des Rostvorganges an einem wasserbenetzten Eisenstück.

(*links im Bild*) Eisen reagiert zunächst mit Sauerstoff zu Fe^{2+} und Hydroxid-Ionen
Ox.: $2Fe \rightarrow 2Fe^{2+} + 4e^-$ und Red.: $O_2 + H_2O + 4e^- \rightarrow 4OH^-$
Es bildet sich zunächst ein weißer Niederschlag aus Eisen(II)hydroxid: $Fe^{2+} + 2OH^- \rightarrow Fe(OH)_2$

(*rechts im Bild*) Durch weitere Oxidation bildet sich poröser „Rost“, FeO(OH).
Dieser haft nicht am Eisen!
$4Fe(OH)_2 + O_2 \rightarrow 4FeO(OH) + 2H_2O$ (Rost)



V3 Nachweisreaktionen - Petrischalenexperiment

Nachweis von Hydroxid- und Eisenionen

Hydroxid-Ionen lassen sich durch die Zugabe von Phenolphthaleinlösung sichtbar machen (-> Pinkfärbung im Alkalischen, Verwendung der Lösung w<1% ist erlaubt!).

Kaliumhexacyanidoferrat(III) (auch „rotes Blutlaugensalz“ genannt, Formel $K_3[Fe(CN)_6]$) bildet in Gegenwart von Fe^{2+}-Ionen einen tiefblauen Niederschlag (sogenanntes „Berliner Blau“, Formel $Fe^{II}[Fe^{II}Fe^{III}(CN)_6]_2$.

Material: Gelatine, Kochsalz, Kaliumhexacyanidoferrat(III) und Phenolphthalein-Lösung (w < 1%), Petrischale, Becherglas, Eisennägel.

Durchführung: Für mehrere Gruppen zusammen ca. 15g Gelatine (verhindert ein späteres Verrutschen des Nagels) in kaltem Wasser quellen lassen, dann im Becherglas in ca. 100mL maximal lauwarmem Wasser auflösen. Zu der klaren Lösung ca. 5g Kochsalz, einige Tropfen Phenolphthalein-Lösung und einen Spatel Kaliumhexacyanidoferrat(III) geben. Die Lösung auf mehrere Petrischalen verteilen. Sobald die Lösung beginnt, fest zu werden, pro Petrischale einen Eisennagel hineinlegen. Die Nägel dürfen nicht verzinkt sein und sollten vorher abgeschmirgelt oder verbogen werden, um eine Oxidschicht zu entfernen.

