

Hinweis

Bei dieser Datei handelt es sich um ein Protokoll, das einen Vortrag im Rahmen des Chemielehramtsstudiums an der Uni Marburg referiert. Zur besseren Durchsuchbarkeit wurde zudem eine Texterkennung durchgeführt und hinter das eingescannte Bild gelegt, so dass Copy & Paste möglich ist – aber Vorsicht, die Texterkennung wurde nicht korrigiert und ist gerade bei schlecht leserlichen Dateien mit Fehlern behaftet.

Alle mehr als 700 Protokolle (Anfang 2007) können auf der Seite http://www.chids.de/veranstaltungen/uebungen_experimentalvortrag.html eingesehen und heruntergeladen werden.

Zudem stehen auf der Seite www.chids.de weitere Versuche, Lernzirkel und Staatsexamensarbeiten bereit.

Dr. Ph. Reiß, im Juli 2007

Protokoll zu dem Experimentalvortrag

KORROSION VON METALLEN

gehalten am 19.11.81

von

Barbara Weber

G L I E D E R U N G

I EINLEITUNG

- a) Wirtschaftliche Schäden durch Korrosion
- b) Definition und Ursache der Korrosion

II CHEMISCHE KORROSION

- a) Verzunderung von Eisen
- b) Passivierung von Eisen

III ELEKTROCHEMISCHE KORROSION

- a) Sauerstoffkorrosionstyp
 - Reaktionsmechanismus
 - Voraussetzung für die Korrosion
 - Beschleunigung und Hemmung der Korrosion
- b) Wasserstoffkorrosionstyp
- c) Ursachen für Lokalelementbildung

IV KORROSIONSSCHUTZ

- a) Kathod. Korrosionsschutz
 - Opferanode
 - Fremdstromverfahren
- b) Inhibitoren
- c) Beeinflussung der Metalleigenschaften
- d) Überzüge

I EINLEITUNG

a) Wirtschaftliche Schäden durch Korrosion

Dia 1 : Korrosion an einem Automobil

Dia 2 : Korrosion an einem schmiedeeisernen Ornament

Korrosionsschäden nehmen ein erhebliches Ausmaß an. Eine Schätzung besagt, daß z.B. in den USA 40% der Stahlproduktion zum Ersatz korrodierter Konstruktionsteile erforderlich sind. Die Höhe der wirtschaftlichen Verluste wird auf rund 10 Milliarden Dollar jährlich geschätzt. In der BRD betragen die jährlichen Verluste 3-4 Milliarden DM. Zu den direkten Verlusten (Ersatz korrodierter Teile) kommen die zum Teil wesentlich höheren indirekten Verluste (Kosten, die durch Entweichen von Wasser, Gas und Öl aus beschädigten Leitungen entstehen).

b) Definition und Ursache der Korrosion

Das Wort "Korrosion" kommt aus dem Lateinischen (corrodere= zernagen, zernagen). Man versteht darunter per Definition " die Zerstörung von Werkstoffen durch chemische oder elektrochemische Reaktion mit ihrer Umgebung". Im folgenden soll der Begriff Werkstoff auf metallische Werkstoffe , insbesondere das Eisen beschränkt werden. Wie aus der Definition hervorgeht, gibt es 2 Haupttypen der Korrosion : die chemische und die elektrochemische Korrosion. Ursache der Korrosion ist jedoch in beiden Fällen die gleiche. Die zur Korrosion neigenden Metalle wie z.B. Eisen kommen in der Natur in Form von Verbindungen (Erze) vor. Mittels Wärmezufuhr entsteht durch Reduktion das Metall, das in einem labilen, energiereichen Zustand vorliegt. Das natürliche Bestreben nach dem möglichst stabilen Zustand, der mit der geringsten Energie aufrechterhalten werden kann, äußert sich durch Korrosion: Die instabilen Metalle gehen unter Energieabgabe wieder in den energieärmeren, stabilen Zustand der Verbindung über (Folie I).

II CHEMISCHE KORROSION

a) Verzunderung von Eisen

Unter chemischer Korrosion versteht ^{man} die Reaktion von Werkstoffen mit Gasen. Besondere Bedeutung für die Technik besitzt dabei die Oxidation von Metallen und Legierungen durch den Luftsauerstoff. Verläuft dieser Vorgang bei höheren Temperaturen, spricht man von " Verzundern". Der Verzunderungsmechanismus unterteilt sich in den primären Anlaufsvorgang und die eigentliche Verzunderung. Der primäre Anlaufsvorgang wird von der Reaktion des Sauerstoffs mit dem Metall beherrscht (Folie 1). Sobald der freie Zutritt der Sauerstoffatome zur Metalloberfläche durch die gebildete Oxidschicht verhindert wird, beginnt die eigentliche

Verzunderung. Ihr Mechanismus wird in erster Linie durch die Diffusion der O^{2-} -Ionen und Me^{2+} -Ionen durch die Deckschicht beherrscht (Folie II)

Versuch 1: Verzunderung von Eisen

Glühen von Eisenfeilspänen und einer Rasierklinge in der entleuchteten Bunsenbrennerflamme führt zur Bildung einer relativ gut haftenden Schicht aus Eisenhammerschlag (Fe_3C_4) auf der Oberfläche des Eisens. Die Zunahme der Schichtdicke ist an der Abfolge der Interferenzfarben auf der Rasierklinge erkennbar (gelb, braun, rot, violett, dunkelblau, metallgrau).

Der genauere Aufbau der Zunderschicht des Eisens ist auf Folie III dargestellt.

Als korrosive Gase können neben Sauerstoff auch CO_2 , CO , SO_2 , Kohlenwasserstoff, Wasserdampf, Ammoniak und Halogene auftreten.

b) Passivierung von Eisen

Bilden sich bei der Metalloxidation Oxidschichten, die fest mit der Metalloberfläche verbunden und wasserunlöslich sind, kommt es zur Passivierung des Metalls, d.h. das Metall verhält sich edler, als es aufgrund seines Normalpotentials zu erwarten wäre.

Versuch 2: Oxidation von Eisen in geschmolzener KNO_3

1. Eintauchen eines Eisennagels in Cu^{2+} -Lsg.
 - es schlägt sich met. Kupfer nieder
2. Eintauchen eines zuvor in geschmolzener KNO_3 oxidierten Eisennagels in Cu^{2+} -Lsg.
 - keine Kupferabscheidung

Auswertung siehe Folie IV.

Bei einigen Metallen wie z.B. Al, Cr bilden sich solche Passivierungsschichten schon bei rel. leicht oxidierenden Bedingungen aus und bilden damit einen guten Schutz für das betreffende Metall.

III ELEKTROCHEMISCHE KORROSION

Typisch für die elektrochemische Korrosion ist die Bildung von kurzgeschlossenen galv. Elementen, die durch Berührung zweier unterschiedlich edler Metalle entstehen, wobei die Berührungsstelle in eine Elektrolytlsg. taucht. Dabei finden zwei voneinander abhängige Teilprozesse statt:

1. anodischer Teilvorgang der Auflösung des unedleren Metalls (eigentl. Korrosion)
2. kathodischer Teilvorgang, der je nach Medium in einer Sauerstoffreduktion

oder einer Wasserstoffabscheidung am edleren Metall besteht.

Einzelheiten siehe Folie IV.

a) Sauerstoffkorrosionstyp

Versuch 3: Galv. Element aus Eisen- und Kupferelektrode

Ein Becherglas wird mit 500 ml Leitungswasser gefüllt, dem 10g NaCl, 1g $K_3(Fe(CN)_6)$ und 3 ml alkoholische Phenolphthaleinlösung (1% Phenolphthaleinlsg. in 96% Alkohol) zugesetzt worden sind. Jeweils gleich große Bleche aus Eisen und Kupfer werden senkrecht in die Lösung getaucht. Beide Bleche werden leitend verbunden.

Eisen, Kupfer und Kochsalzlösung bilden ein galv. Element. Fe als das unedlere Metall ($E^{\ominus}_{Fe/Fe^{2+}} = -0,44V$) gegenüber Cu ($E^{\ominus}_{Cu/Cu^{2+}} = +0,35V$) geht in Lösung und bildet Fe^{2+} -Ionen, die mit Hilfe von Kaliumhexacyanoferrat III durch Blaufärbung (Berliner Blau) nachgewiesen werden.

(Folie V)

Die freiwerdenden Elektronen fließen über die leitende Verbindung zum Cu-Blech, das in diesem System die Kathode bildet. An ihr werden Hydroxidionen gebildet, die durch die Phenolphthaleinlsg. indiziert werden. (Folie V) Um den Stromfluß anzuzeigen, wurde ein Amperemeter zwischengeschaltet. Stromfluß findet auch statt, wenn beide Elektroden nicht durch eine besondere Leitung miteinander verbunden sind, sondern sich berühren. In diesem Fall spricht man von einem Makroelement (Bsp.: Niet- und Lötverbindungen)

Zum Sauerstoffkorrosionstyp gehören die Korrosion der wichtigsten Gebrauchsmetalle wie Eisen, Zink, Blei in schwach saurer, schwach alk. und neutraler Lsg.

Einzelheiten, die bei der Korrosion (Rosten) von Eisen stattfinden siehe Folie VI.

Aus der Formel für Rost ($Fe_2O_3 \cdot n H_2O$) bzw. den auf Folie VI beschriebenen Teilprozessen des Rostens geht hervor, das für das Rosten Wasser und Luft (wirksame Bestandteile der Luft sind O_2 und CO_2 , welches mit Wasser Kohlensäure bildet, die Protonen abgibt). Fehlen O_2 , H^+ oder Wasser, findet kein Rostprozess statt.

Versuch 4: Welche Bedingungen sind Voraussetzung für das Rosten

Je ein Büschel Stahlwolle wird für mindestens eine Woche unter folgenden Bedingungen in einem verschlossenen Reagenzglas aufbewahrt:

1. in normalem Leitungswasser
2. in abgekochtem Leitungswasser, das mit N_2 durchblasen wurde
3. über einem in alk. Pyrogallollsg. getränktem Wattebausch (1 ml 30% NaOH + einige Tropfen 10% Pyrogallollsg)

5. über einigen ml verd. HCl

Das Auftreten von bräunlichen Niederschlägen und die Verfärbung der Stahlwolle, beides Anzeichen für die Korrosion, treten in den Reagenzgläsern 1 und 5 auf. In den RG 2-4 fehlen eine oder zwei der oben erwähnten notwendigen Komponenten.

Versuch 5: Welche Bedingungen beschleunigen oder hemmen das Rosten

Je ein Bündel Stahlwolle wird für mindestens eine Woche unter folgenden Bedingungen in einem verschlossenen RG aufbewahrt:

1. über einigen ml verd. HCl (siehe Versuch 4)
2. in NaCl-Lösung (2,5 g NaCl in 100 ml H₂O)
3. in Kalkwasser (einige g CaO in H₂O aufschlämmen und filtrieren)

Korrosion tritt nur in den RG 1 und 2 auf.

Korrosionsbeschleunigend wirken:

1. inerte Elektrolyte - Erhöhung der Leitfähigkeit
2. gewisse Anionen wie Cl⁻ - Komplexbildung mit Eisenionen
3. Säuren (Protonen) - Erleichterung der Fe²⁺-Bildung

Korrosionshemmend wirken:

1. gewisse Anionen wie OH⁻, PO₄³⁻, CrO₄²⁻ - Bildung von schützenden Oberflächenschichten auf dem Eisen
2. Basen - verschieben das Gleichgewicht des Reduktionsvorganges

b) Wasserstoffkorrosionstyp

Metalle, die unedler als Wasserstoff sind, haben das Bestreben sich in Säuren unter Wasserstoffentwicklung aufzulösen, sieht man von Phänomenen wie Wasserstoffüberspannung und Passivität ab.

Versuch 6: Lokalzelle aus Kupfer-Magnesium

Man verdünnt eine Kupfersulfatlösung und eine Essigsäurelösung so mit dest. H₂O, daß beide den pH-Wert 3,5 besitzen. In 2 RG fügt man zu jeder der Lösungen einige Magnesiumspäne und beobachtet die Wasserstoffentwicklung im Reagenzglasprojektor. In der Essigsäure findet aufgrund der Passivität des Mg nur geringe Wasserstoffentwicklung statt. In der Kupfersulfatlsg. kommt es zu starker Wasserstoffentwicklung aufgrund der Lokalelementbildung Cu - Mg. Man erkennt außerdem deutlich, daß sich auf den Spänen Cu abgeschieden hat.

Lokalzelle Cu - Mg siehe Folie VII

Lokalelemente sind im Gegensatz zu Makroelementen nur Bruchteile von 1 mm^2 groß. So bilden sich z.B. bei heterogenen Legierungen aufgrund der unterschiedlichen Gefügebestandteile kath. und anod. Stellen aus.-

c) Ursachen der Lokalelementbildung

Neben unterschiedlichen Legierungsbestandteilen und Oberflächenverunreinigung gibt es weitere Ursachen für Lokalelementbildung. So führen z.B. örtliche Unterschiede im Elektrolyten (unterschiedliche Konzentrationen, Temperaturen und Belüftung -d.h. Sauerstoffgehalt-) zu Potentialdifferenzen und damit zu Lokalelementen.

Versuch 7: Belüftungselement nach Evans

In ein U-Rohr mit Glasfritte wird eine 2-3% NaCl-Lsg gefüllt. Anschließend taucht man in jede Halbzelle ein gleich großes Eisenblech (vorher schmirgeln und entfetten) und verbindet sie leitend über ein Amperemeter. Es fließt zunächst kein Strom. Anschließend wird eine Halbzelle mit Sauerstoff belüftet. Das Amperemeter zeigt nun einen Stromfluß an.

Der Stromfluß zeigt, daß ein galv. Element entstanden ist, bei dem die Elektronen von der unbelüfteten Elektrode zur belüfteten Elektrode fließen. Das Eisen der unbelüfteten Elektrode geht anodisch in Lösung, während das chemische Potential der belüfteten Elektrode durch die erhöhte Sauerstoffkonzentration positiver wird (Nernst. Gl.), und diese damit als Kathode wirkt. Zu unregelmäßiger Belüftung von Eisen im Elektrolyten kann es in der Praxis z.B. bei Rohrsystemen im Erdreich kommen.

IV KORROSIONSSCHUTZ

Um einen Werkstoff vor Korrosion zu schützen können verschiedene Methoden angewandt werden (Folie X)

1. Kathod. Korrosionsschutz

Der kathod. Schutz kann auf zweierlei Weise erreicht werden:

- a) durch Opferanode
 - b) durch Fremdstromverfahren
- zu a)

Das Prinzip für die Wirkungsweise einer Opferanode besteht darin, ein galv. Element aufzubauen, in dem das zu schützende Metall zur Kathode wird, und die anodische Auflösung des Metalls (Korrosion) auf ein unedleres Metall (Opferanode) verlegt wird. Bei Eisen wird als Anode Al, Mg oder Zn verwendet. Die Opferanoden werden mit der Zeit verbraucht und müssen dann erneuert werden. Praktische Bedeutung erhalten Opferanoden, um die

legten Rohren (Pipelines) zu vermeiden. Dabei werden Mg-Stücke in regelmäßigen Abständen parallel zu Eisenrohren verlegt und mit ihnen leitend verbunden. (Folie VIII)

Versuch 8: Schützende Wirkung einer Opferanode

In eine pneumatische Wanne wird eine 2-3% NaCl-Lsg. gegeben. Anschließend taucht man ein Eisen- und ein gleich großes Kupferblech in den Elektrolyten. Beide Bleche werden leitend über ein Digitalvoltmeter verbunden. Da $E^{\circ}_{\text{Fe}/\text{Fe}^{2+}} < E^{\circ}_{\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}}$, fließen die Elektronen vom Fe zum Cu. Das Voltmeter zeigt hier eine Potentialdifferenz von + 0,25V an. Anschließend schließt man an den Pluspol eine Zinkelektrode, die in den gleichen Elektrolyten taucht. Das Digitalvoltmeter zeigt nun eine Potentialdifferenz von - 0,53V an. Zink hat das negativste Normalpotential der drei Elektroden. Dadurch wird es zur Anode (Opferanode), und die Elektronen fließen vom Zn zum Cu und Fe. (Folie VIII).

zu b)

Dem zu schützenden Metall werden statt der lösl. Anoden unlösliche Elektroden (z.B. Graphit oder Edelmetalle) zugeschaltet. Sie werden an den pos. Pol einer Gleichstromquelle angeschlossen, während das zu schützende Metall durch die Anlieferung von Elektronen kath. wird. Praktische Beispiele sind der Schutz von Konstruktionen im Meerwasser (Fördertürme, Bohrinnseln)

Folie VIII)

2. Inhibitoren

Die Korrosion von Metallen kann vermindert werden, wenn man der Elektrolytflüssigkeit, mit der das Metall in Berührung kommt, Inhibitoren zusetzt. Dabei unterscheidet man physikalische und chemische Inhibitoren. Physikalische Inhibitoren werden an der Metalloberfläche adsorbiert und trennen so Metall und Medium. Chemische Inhibitoren verursachen eine chem. Reaktion. Sie reagieren entweder mit der Metalloberfläche oder mit Bestandteilen des Korrosionsmediums unter Abscheidung einer Schutzschicht auf dem Metall. Je nach Art ihrer chem. Reaktion unterteilt man die chemischen Inhibitoren in: Passivatoren, Deckschichtenbildner, Destimulatoren (Folie X)

Versuch 9: Urotropin als säurehaltiger Inhibitor

In 2 Kristallisierschalen werden je 500 ml 10% H_2SO_4 gefüllt. In eine wird zusätzlich Urotropin (1,8 g auf 200ml) gegeben und gut verrührt. Danach stellt man in jedes Gefäß einen Trichter - auf drei Gummistopfen - mit der Abflußöffnung nach oben. Auf die Trichter werden Gasmeßrohre gestülpt, in die man vorsichtig mit einem Gummischlauch die Säure bis zum Hahn ansaugt. Mit Pinzetten bringt man die vorher gereinigten Eisenbleche unter die Trichter und beobachtet die Geschwindigkeit der Wasserstoffentwicklung. Die Säure, die mit dem Inhibitor versetzt wurde, greift das Metall wesentlich langsamer an. In der Apparatur ohne Inhibitor war nach 50 Min. etwa die

12-fache Menge an H_2 gebildet worden.

Die korrosionshemmende Wirkung beruht vermutlich auf der Bildung schwerlöslicher Eisenhydroxide auf der Metalloberfläche. (Folie IX)

3. Beeinflussung der Metalleigenschaften

Durch Legieren des Eisens mit best. Elementen wie Si, Cu, Ni, Cr, Mn, Pt kann die Korrosionsbeständigkeit erhöht werden.

4. Überzüge

a) metallische Überzüge

Man kann ein Metall gegen Korrosion schützen, indem man es mit einem durchgehenden Überzug aus korrosionsbeständigerem Metall versieht, der Luft und Feuchtigkeit fernhält. (Überzüge aus Zink bei Stahlblechen und Rohren, Überzüge aus Sn bei Konservendosen - Weißblech -). Korrosionsschutz durch Metallüberzüge ist nur solange wirksam, wie der Überzug nicht beschädigt ist. Falls dies der Fall ist, bildet sich ein Lokalelement, und die Korrosion setzt umso stärker ein.

b) nichtmetallische Überzüge

Bei den nichtmetallischen Überzügen unterscheidet man zwischen Anstrichen (Öle, Lacke), Emailleüberzügen und natürlichen Oxidschichten.

Letztere treten z.B. bei Al, Cr, an der Luft auf. Diese natürlichen Oxidschichten lassen sich künstlich verstärken (z.B. Eloxalverfahren).

L I T E R A T U R V E R Z E I C H N I S

1. Bergmann, Heinz und Trieglaff, Kurt : Physikalische Chemie - Wissensspeicher, Verlag Harri Deutsch, 1979
2. Campbell, J.A. : Allgemeine Chemie, Verlag Chemie, 1975
3. Dehnert, Jäckel et. al. : Allgemeine Chemie, Schroedel Verlag, 1979
4. Evans, U. R. : The Mechanism of Rusting, Quart. Rev. 21, 1967, 29 - 42
5. Fäßler, Karl : Metallkorrosion, Chemie in unserer Zeit 3, 1969, 77- 83
6. Fricke, Heinz : EMK und galv. Elemente, Praxis Schriftenreihe Bd. 8, Aulis Verlag Deubner und Co, 1972
7. Kemper, Fladt : Chemie, Ernst Klett Verlag
8. Korrosion und Korrosionsschutz: Diaserie des Fonds der Chemischen Industrie Frankfurt a. M. , 1979
9. Otto, Caspar, Hild : Chemie - SekII-, Handwerk und Technik, 1977
10. Stapf, Rossa : Chemische Schulversuche Teil 2, Metalle, Verlag Harri Deutsch
11. Rösler, H. und Schuster-Gortat, G. : Korrosion und ihre Behandlung im Unterricht (I), Praxis der Naturwissenschaften -Chemie-, 28, 1979, 178-185
12. Rösler, Horst und Schuster-Gortat, Gundi : Korrosion und ihre Behandlung im Unterricht (II), Praxis der Naturwissenschaften -Chemie- , 28, 1979, 309 - 316

Korrosionsursache

Metall- ion	Metall- vorkommen
	Korrosions- produkt

technolog.
Metallherstellung →

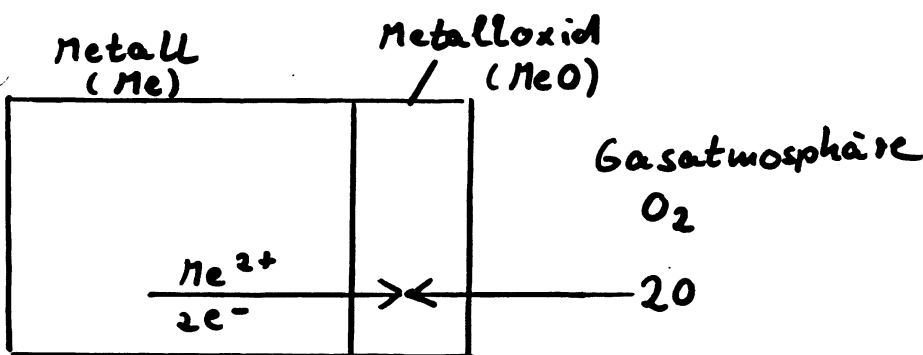
← Korrosion

anwenden von
Energie →

← Frei werden von
Energie

Gebrauchs- gegen- stand	Metall
-------------------------------	--------

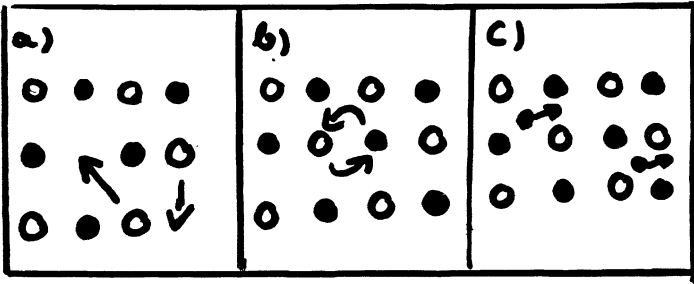
Primärer Ablaufvorgang bei der Verzunderung



1. Spaltung der O_2 -Moleküle
2. Chemisorption
3. Bildung des Oxidgitters

Eigentliche Verzunderung

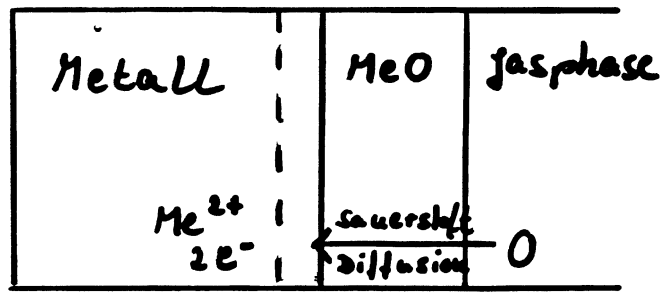
Diffusion von Sauerstoff und / oder Metall durch das Oxidgitter



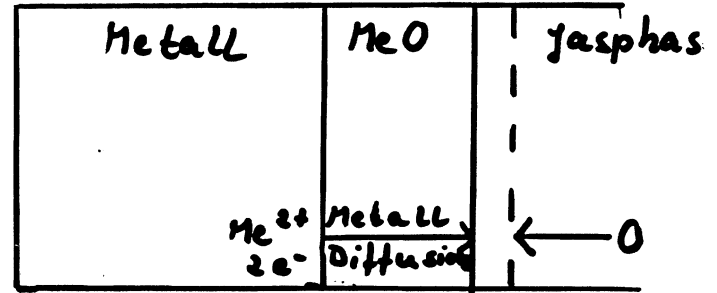
- a) Diffusion über Gitterleerstellen
- b) über Austausch gitter plätze
- c) über Zwischen gitter plätze

Schichten zu wach

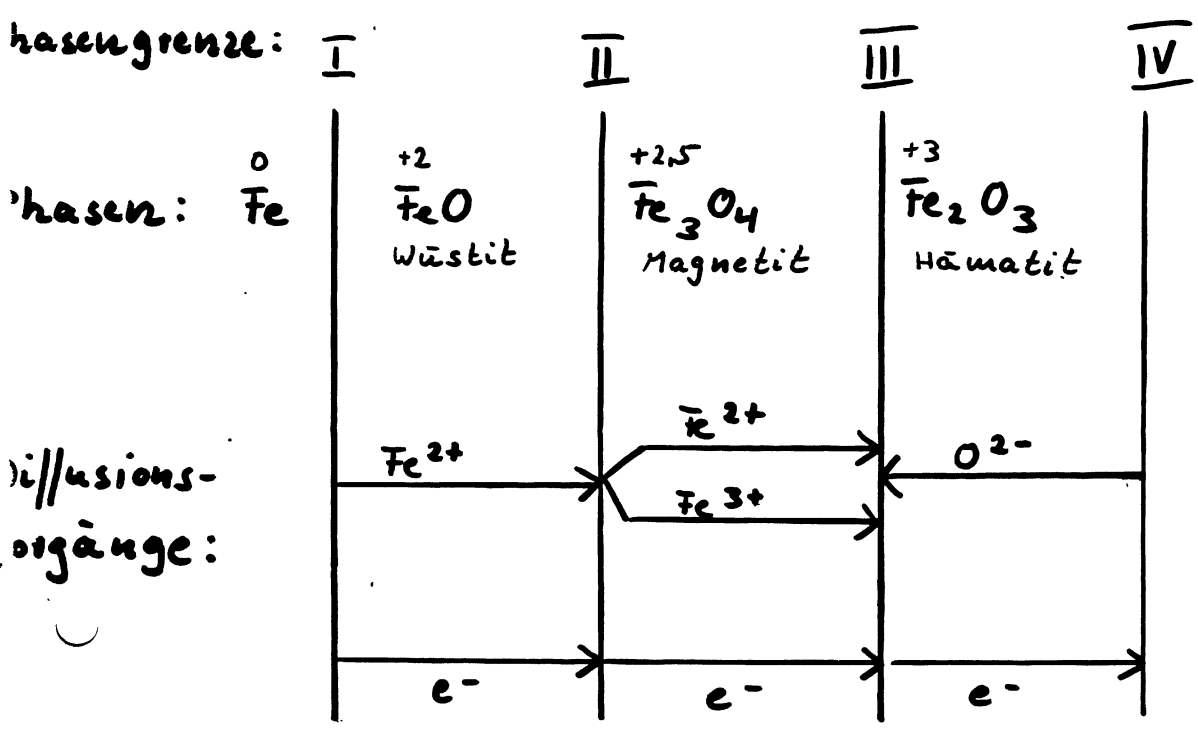
Schichten zu wach
→ ←



Schichten zu wach
→ ←



Oxidation des Eisens

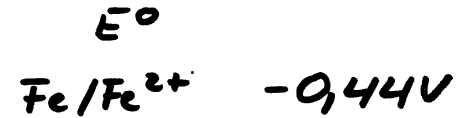
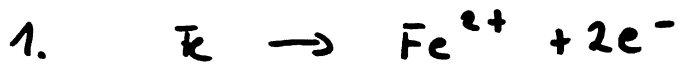


O_2

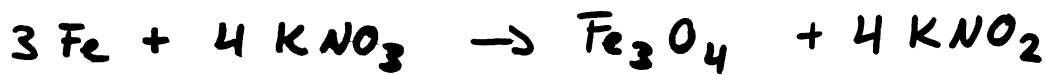
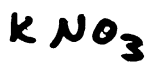
75-77%

Passivierung von Fe

④



2. Passivierung von Fe durch Oxidation in gesätt. KNO_3



Elektrochemische Korrosion

anod. Teilvorgang:

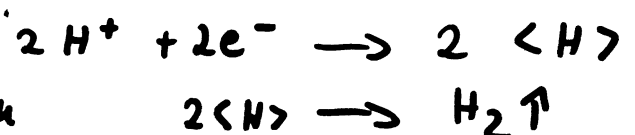


kathod. Teilvorgang:

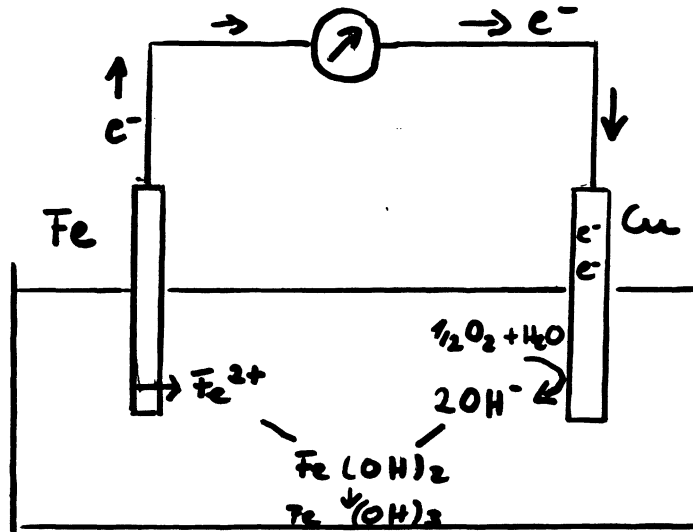
a) Sauerstoffreduktion
in neutr. Lsg in
Gegenwart von O_2



b) Wasserstoffabscheidung
in H^+ Ionen enthaltenden

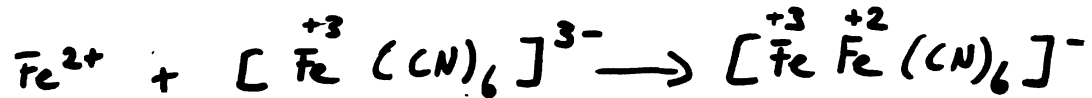


Sauerstofftyp der Korrosion



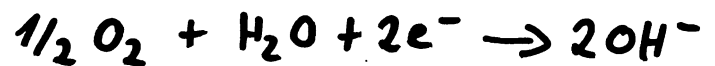
$$E^{\circ}_{\text{Fe}} < E^{\circ}_{\text{Cu}}$$

anod. Reaktion:



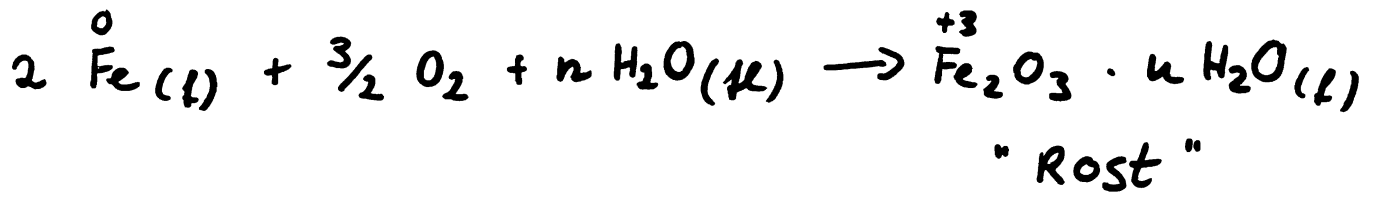
" Berliner BLAU "

kathod. Reaktion:



↙
Nachweis mit
Phenolphthalein

Rostvorgang



mögliche Teilprozesse

I

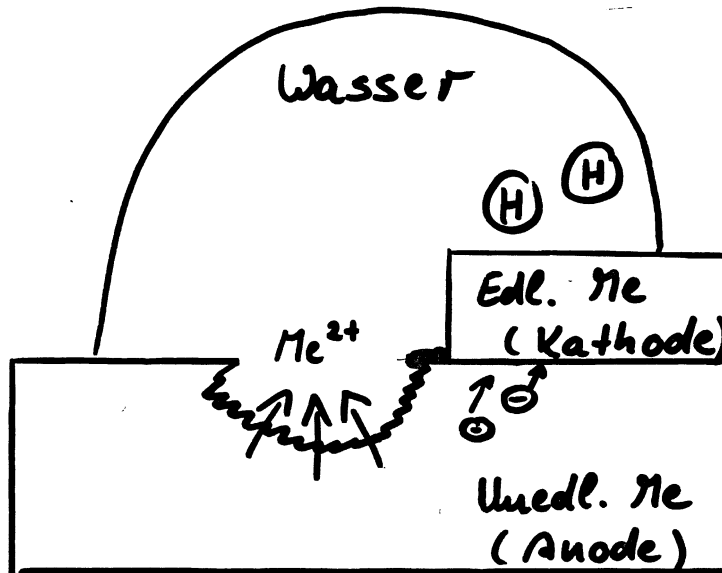
1. Reduktion $\text{O}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O}(fl) + 4e^- \rightleftharpoons 4\text{OH}^-(aq)$
2. Oxidation $\text{Fe}(f) \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}_{(aq)} + 2e^-$
 $\text{Fe}^{2+}_{(aq)} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+}_{(aq)} + e^-$
3. Fällung $\text{Fe}^{3+}_{(aq)} + 3\text{OH}^-(aq) \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})_3(f)$
4. Rostbildung $2 \text{Fe}(\text{OH})_3(f) + (u-3) \text{H}_2\text{O}(fl) \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot u \text{H}_2\text{O}(f)$

II

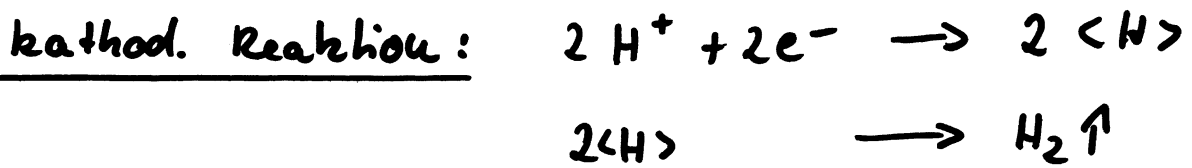
1. Reduktion $\text{O}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O}(fl) + 4e^- \rightleftharpoons 4\text{OH}^-(aq)$
2. Oxidation $\text{Fe}(f) \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}_{(aq)} + 2e^-$
3. Fällung $\text{Fe}^{2+}_{(aq)} + 2\text{OH}^-(aq) \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2(f)$
4. Weiteroxidation $\text{Fe}(\text{OH})_2(f) + \frac{1}{4} \text{O}_2(g) + \frac{1}{2} \text{H}_2\text{O}(fl) \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3(f)$
5. Rostbildung $2 \text{Fe}(\text{OH})_3(f) + (u-3) \text{H}_2\text{O}(fl) \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot u \text{H}_2\text{O}(f)$

Wasserstofftyp der Korrosion

Lokalelement aus Cu und Mg



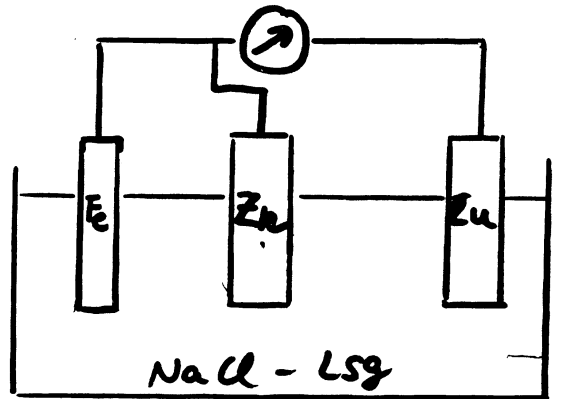
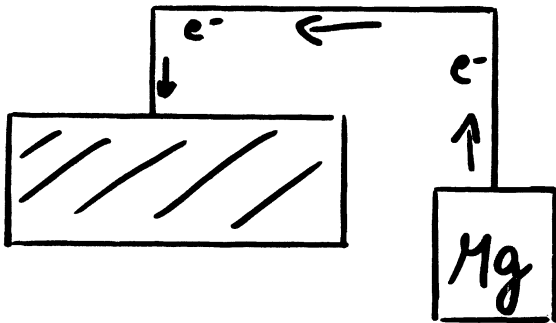
$\epsilon^{\circ}_{Mg} < \epsilon^{\circ}_{Cu}$



Korrosionsschutz

8

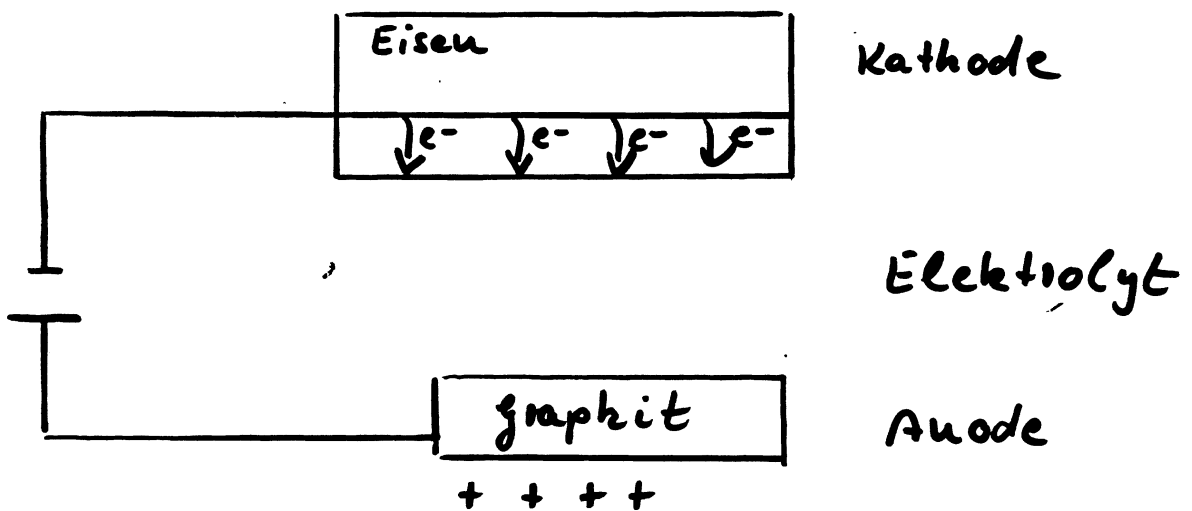
Kathod. Schutz durch Opferanode:



$$E_{Zn}^{\circ} < E_{Fe}^{\circ} < E_{Cu}^{\circ}$$

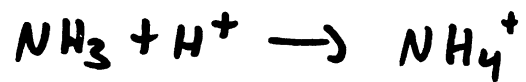
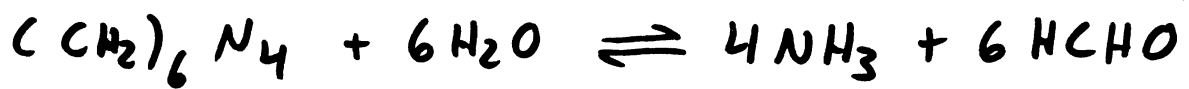
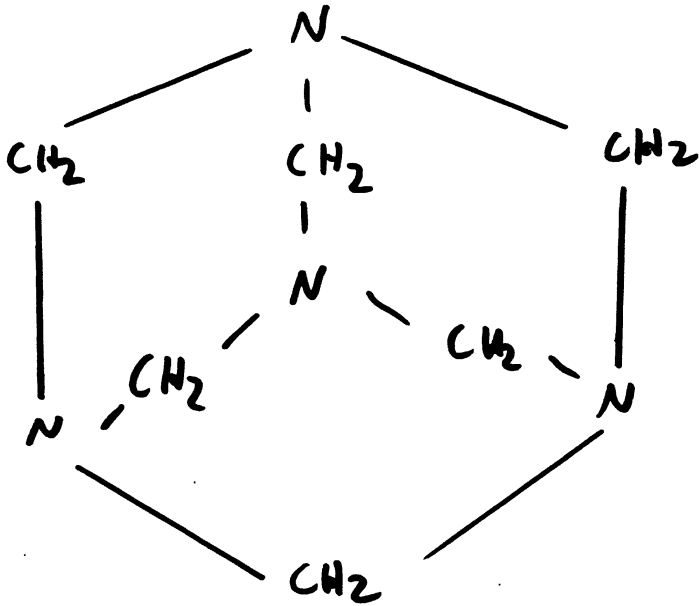
Elektrolyt: Bodenfeuchtigkeit

Kathod. Schutz durch Fremdstromverfahren



Urotropin als Inhibitor

9



Korrosionsschutz

(10)

1. katod. Schutz

- a) Opferanode
- b) Fremdstromverfahren

2. Inhibitoren

- a) Passivatoren (Oxide, Organate) — bilden mit Metall dünne Schutzschichten
Bsp. $K_2Cr_2O_7$ als Rosthemmer im Kühlwasser von Motoren
- b) Deckschichtenbildung (Phosphate, Borate)
fallen schwerlös. Verb. auf Metalloberfl. aus
- c) Destimulatoren (Hydrazin)
heben Wirkung eines Stimulators auf

3. Beeinflussung der Metalleigenschaften

z. B. Legierungen

4. Überzüge

- a) met. Überzüge z. B. Zn, Sn
- b) nichtmet. Überzüge — Anstriche (Öle, Lacke)
 - Emailleüberzüge
 - natürl. Oxidschichten