

Handout zur GFS: **Korrosion**

Dienstag, den 28.04.2006
von Karla Lauer

1. Einleitung

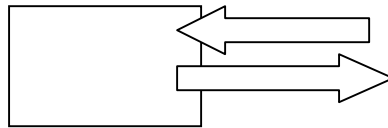
- Korrosion ist meist als „rosten“ bekannt. Wobei *Metalle* durch Witterungseinflüsse beschädigt oder zerstört werden.

Per Definition ist

Korrosion die nicht beabsichtigte von der Oberfläche ausgehende, durch chemischen oder elektrochemischen Angriff entstehende Veränderung eines metallischen Stoffes.

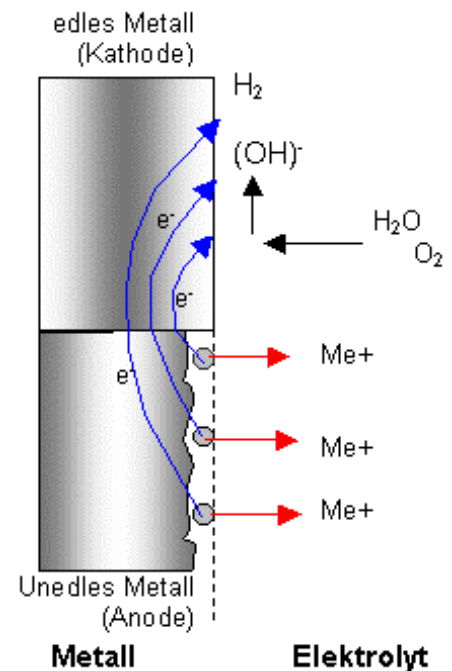
(nach DIN 50 900, T.1)

- „Korrosion“ kommt vom lat. *corrodere* = zernagen, zernagen : negatives Image
- Es handelt sich um chemische und elektrochemische Vorgänge (Redoxreaktionen)
- Wechselwirkung: Werkstoff \leftrightarrow angreifendes Medium/ korrosives Mittel



2. Vorgänge bei der Korrosion:

- Bei der *elektrochemischen* Korrosion sind Lokalelemente (Kontaktelemente) nötig
- Voraussetzung: 1. zwei sich berührende Metalle mit unterschiedlichen Normalpotentialen
2. die Kontaktfläche ist von einem Elektrolyt umgeben
- Wegen der Potentialunterschiede fließen e^- zum edleren Metall (gr. Potential)
- An dessen Oberfläche werden z.B. H_3O^+ -Ionen zu H_2O und Wasserstoff reduziert
- Der Oxidationsvorgang findet immer noch am unedleren Metall (kl. Potential) statt
- Ionen des unedleren Metalls gehen dann im Elektrolyten in Lösung \rightarrow es wird zersetzt
- Oxidation und Reduktion laufen wie in einem galvanischen Element an getrennten Stellen ab
- Man erhält ein auf kleinstem Raum kurzgeschlossenes Galvanisches Element : ein Lokalelement
- Bezeichnungen: edleres Metall : Lokalkathode, „+Pol“
Unedleres Metall: Lokalanode, „-Pol“
- Bsp. für Elektrolyte: Saure Lösungen, Wasser, Handschweiß
- Säurekorrosion:
 - Durch die Autoprotolyse des Wassers enthält es immer auch Oxonium- und Hydroxidionen
 - $4H_2O \leftrightarrow 2H_3O^+ + 2OH^-$
 - Es kommt wieder zu einer Reduktion der H_3O^+ -Ionen
 - $2H_3O^+ + 2e^- \rightarrow 2H_2O + H_2$
 - $Fe + H_3O^+ \rightarrow Fe^{2+} + 2H_2O + H_2$
 - Diese Korrosion findet in sauren Lösungen bei Sauerstoffmangel statt
- Sauerstoffkorrosion:
 - Sauerstoff wird im Wasser zu OH^- reduziert.
 - $O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightarrow 4OH^-$
 - $2Fe + O_2 + 2H_2O \rightarrow 2Fe^{2+} + 4OH^-$
 - Diese Korrosion findet in neutralen oder alkalischen Lösungen bei Sauerstoffzutritt statt.
- Durch Diffusion im Medium treffen sich Fe^{2+} und OH^- -Ionen



- Dabei entsteht das schwer lösliche Eisen(II)-hydroxid
- $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$
- Mit Sauerstoff wird dieser Stoff dann bis zum Eisen(III)-hydroxid-oxid weiteroxidiert.
- $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 \rightarrow \overset{+III}{\text{FeO}}(\text{OH}) + 2\text{H}_2\text{O}$
- Rost ist spröde, porös und leitfähig
- somit wird das Eisen nicht weiter vor Korrosion geschützt, da nach wie vor ein Lokalelement vorliegt
- bei der Anwesenheit von Salzen, wird der Korrosionsvorgang sogar beschleunigt, da diese die Leitfähigkeit erhöhen und katalytisch wirken. Z.B. Streusalz
- bei der *chemischen* Korrosion reagiert der Werkstoff direkt mit dem angreifenden Medium
- z.B. „Verzunderung“ : beim Schmieden reagiert ein glühendes Eisenstück mit dem Luftsauerstoff zu Zunder : $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$
- „trockene“ Korrosion ohne Elektrolyt bei hohen Temperaturen

3.Korrosionsarten

- Gleichmäßige Flächenkorrosion: parallel zur Oberfläche, in der Praxis sehr häufig
- Loch- und Muldenkorrosion: „Lochfraß“, örtlich begrenzt, eher tief als weit, z.B. durch Schwitzwassertropfen
- Bimetallkorrosion/ galvanische Korrosion: siehe erste Seite
- Spaltkorrosion: in Spalten zwischen Bauteilen, aufgrund O_2 -Konzentrationsunterschieden
- Selektive Korrosion: interkristallin: entlang der Gefügekörner, transkristallin: quer durch die Körner
- Spannungskorrosion: el.chem. Angriff und Zugbelastung wirken zusammen
- Blasenbildung: bei beschichteten Metallen durch H_2 -Bildung
- Erosion und Kavitation: mechanische Zerstörungen durch kl. Festkörperteilchen oder Dampfblasen

4.Bedeutung der Korrosion:

- 3% der Metalle die jährl. gewonnen werden, gehen durch Korrosionsschäden wieder verloren: Schäden in Milliardenhöhe
- Korrodierende Metalle stellen ein Sicherheitsrisiko dar, da is porös und instabil sind

5.Korrosionsschutz:

- Bester und billigster Schutz: passenden Werkstoff finden und geeignet konstruieren
- Inhibitoren, die korrosive Stoffe binden und unschädlich machen. Z.B. in Schmierstoffen
- Oberflächenschutzschichten, um den Zutritt korrosiver Mittel zum Metall zu verhindern
- z.B.: Fette, Oxidschichten(Eloxal bei Aluminium), Kunststoffe oder Lacke (Farben)
- metallische Überzüge, Aufbringen eines *Schutzmetalls*(z.B. Feuerverzinken):
- kathodischer Korrosionsschutz: Schaffen von „Opferanoden“, die oxidiert werden
- zu schützendes Metall(meist Eisen) wird z.B. mit Magnesiumanoden leitend verbunden
- man erhält ein Lokalelement, Eisen wird zur Kathode und ist damit geschützt
- Oder: Fremdstromanoden: zu schützende Konstruktion mit dem Minuspol einer Gleichstromquelle verbinden, an den Pluspol hängt man Graphit o. Gusseisen
- Bauteil ist dann Kathode und somit geschützt