

Arbeitsauftrag Chemie Q1 HOEL

Hallo zusammen,

eure Aufgabe wird es sein, euch über das Thema „Korrosion und Korrosionsschutz“ zu informieren und die mitgelieferten Aufgaben zu lösen.

Das Thema Korrosion baut auf unserem letzten Thema auf und sollte mit etwas Internetrecherche und den mitgelieferten Materialien relativ zügig verstanden werden.

Die Aufgaben sind bis zum 02.04.2020 zu lösen und die Antworten an folgende eMail-Adresse zu senden:

hoefler.gesamtschule@schulen-hattingen.de

Solltet ihr weitere Fragen haben, bin ich auch unter dieser eMail-Adresse zu erreichen.

Ich wünsche euch eine ruhige Zeit. Bleibt gesund, liebe Grüße

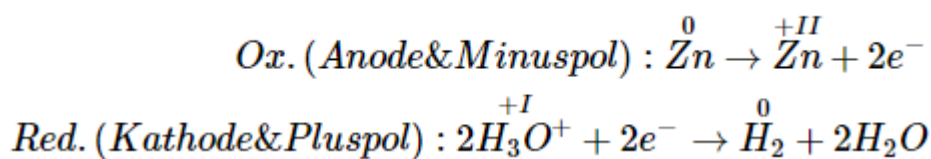
L. Höfler

Korrosion

- 1 Lokalelemente
- 2 Das Rosten
- 3 Korrosionsschutz
- 4 Aufgaben

1 Lokalelemente

Metallische Werkstoffe unterliegen sehr häufig einem Zerstörungsprozess durch chemische Reaktionen, bei denen die Metalle direkt oder indirekt mit Stoffen in der Luft bzw. im Wasser reagieren. Man bezeichnet diesen Vorgang als Korrosion. Sie wird durch Bildung von Galvanischen Elementen sehr stark gefördert. Als Modell kann ein Versuch dienen, bei dem eine Zink-Halbzelle gegen eine Kupferelektrode in verdünnter Schwefelsäure geschaltet wird; es handelt sich um eine abgewandelte Galvanische Zelle. Zwischen den beiden Elektroden entsteht ein Stromfluss: Die Zinkelektrode besitzt den höheren Elektronendruck und wird zum Minuspol; an der Kupferelektrode wird in Ermangelung von Cu^{2+} -Ionen Wasserstoff abgeschieden, d.h. die Halbzelle $\text{H}_2/\text{H}_3\text{O}^+$ bildet den Pluspol:



Die Elektronen fließen von der Zinkelektrode über das Messinstrument zum Kupfer. Taucht man Zink in Kupfer (verbunden über ein Messinstrument) direkt in ein Gefäß mit Schwefelsäure, so entwickelt sich ebenfalls an der Kupferelektrode Wasserstoff. Dies ist im ersten Moment erstaunlich, da Zink aufgrund seiner Stellung in der Spannungsreihe mit Säuren Wasserstoff entwickeln sollte. (Dies geschähe auch tatsächlich, allerdings in geringerem Umfang, wenn zwischen dem Zink und dem Kupfer keine leitende Verbindung bestünde.) Da jedoch die beiden Metalle über einen Leiter miteinander verbunden sind, fließen die Elektronen vom Zink zum Kupfer, an dem die Wasserstoffionen (= Protonen) zu elementarem Wasserstoff reduziert werden.

Eine solche Anordnung, bei der zwei unterschiedlich edle Metalle in einem Elektrolyten leitend miteinander verbunden sind, kann man als Modell für ein sogenanntes Lokalelement auffassen.

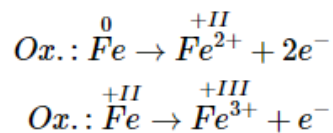
Unter Lokalelementen versteht man kleine Galvanische Elemente mit direkter Verbindung beider Metalle.

Korrosionserscheinungen, die unter Beteiligung von Lokalelementen ablaufen, werden elektrochemische Korrosion genannt.

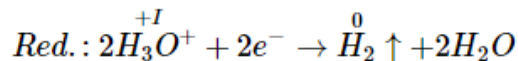
Die Ursache dafür, dass die Wasserstoffentwicklung nicht an der Zinkelektrode erfolgt, wenn eine leitende Verbindung zwischen Zink und Kupfer vorhanden ist, liegt in folgenden Elektrodenvorgängen: Die gebildeten Zn^{2+} -Ionen lagern sich um die negativ geladene Zinkelektrode und schränken die Annäherung von Oxoniumionen an dieser Elektrode stark ein. Die Elektronen fließen zum Kupfer ab, an dem die H_3O^+ -Ionen ungehindert entladen werden können. Fehlt eine leitende Verbindung zwischen den beiden Metallen, so erfolgt die Reduktion des Wasserstoffs aus den Oxoniumionen direkt am Zink; jedoch aufgrund der erschwerten Diffusion der H_3O^+ -Ionen in der Nähe des Zinks in viel geringerem Maße. Die elektrochemische Korrosion ist in der Technik von sehr großer Bedeutung. Sie tritt immer dann auf, wenn ein edleres Metall mit einem unedleren in Berührung kommt und beide von einem Elektrolyten benetzt sind, und führt zum Auflösen des unedleren Metalls. Unedle metallische Werkstoffe sind fast immer durch Spuren edlerer Metalle verunreinigt. Diese Spuren ermöglichen eine elektrochemische Korrosion in dem Moment, wo eine Berührung mit Wasser erfolgt. Hierbei ist von Bedeutung, dass das Wasser normalerweise durch gelöstes Kohlenstoffdioxid und durch Abgase wie Schwefeldioxid und Stickstoffdioxid sauer ist, das heißt einen Überschuss von Oxoniumionen enthält. Das Vorhandensein gelöster Salze im Elektrolyten, wie z.B. Meerwasser oder als Folge von Streusalz, wirkt stark korrosionsfördernd, da hierdurch ein Ladungstransport innerhalb der Lösung gefördert wird.

2 Das Rosten

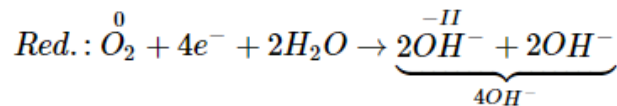
Eisen ist das wichtigste Gebrauchsmetall. Es unterliegt als unedles Metall der Korrosion, so dass laufend ungeheure Mengen Eisen vernichtet werden. Schätzungen besagen, dass ca. 40% der Stahlproduktion dazu dienen, korrodierte Bauteile und Produkte zu ersetzen. Jeden Tag verrosten in der Bundesrepublik ungefähr 1000 t Stahl. Ungeschützte Stahlteile verlieren 0,15 mm/Jahr an Substanz. Das Rosten des Eisens ist ein Korrosionsvorgang, an dem Wasser und Luftsauerstoff beteiligt sind. Das Eisen gibt Elektronen ab und geht in Form von Fe^{2+} - und Fe^{3+} -Ionen in Lösung.



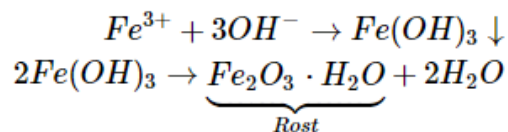
Die entsprechende Reduktion erfolgt beim Vorhandensein von Oxoniumionen z.T. durch die Bildung von Wasserstoff:



vorwiegend jedoch durch Bildung von OH^{-} -Ionen aus Luftsauerstoff:



Die entstandenen Eisenionen bilden mit OH^{-} -Ionen und Wassermolekülen Oxide und Hydroxide wechselnder Zusammensetzung, so auch das wasserhaltige Eisen(III)-oxid (Rost):



Auch die Rostbildung wird durch die Entstehung von Lokalelementen mit edleren Metallen, aber auch mit Eisen(II)-hydroxid, stark gefördert, da die Elektronen von den Korrosionsstellen zu dem edleren Metall bzw. Eisen(II)-hydroxid abfließen und dort die Reduktion des Luftsauerstoffs bewirken.

3 Korrosionsschutz

Die in der Weltwirtschaft jährlich durch Korrosion vernichteten Mengen unedler Gebrauchsmetalle werden auf viele Millionen Tonnen geschätzt. Maßnahmen zum Schutz vor Korrosion sind daher von großer, wirtschaftlicher Bedeutung, zumal wenn man bedenkt, dass auch Folgeschäden an den Werkstoffen und Unfallgefahren durch die Korrosion hervorgerufen werden.

Ein schon lange bekanntes Verfahren des Korrosionsschutzes ist das Auftragen von Anstrichen aus Bleimennige (Pb_3O_4) auf Werkstoffe aus Eisen. Überzüge aus Mennige stellen einen guten Schutz dar. Es finden an der Grenzfläche sehr komplizierte elektrochemische Reaktionen statt zwischen dem Bleioxid, dem Eisen und Korrosionsprodukten, bei denen sich unlösliche, gut haftende Deckschichten bilden.

Wegen der Giftwirkung des Bleis und der damit verbundenen Umweltbelastung werden zunehmend andere Verfahren zum Korrosionsschutz von Eisen verwendet. Heute werden die meisten Eisenbleche, wie z.B. in der Automobilindustrie, durch Phosphatieren geschützt. Hierzu wird das gereinigte Metall mit sauren, phosphathaltigen Lösungen behandelt. Auf der Oberfläche entsteht eine Schutzschicht, die im wesentlichen aus Phosphaten besteht. Sie bildet allerdings noch keinen absoluten Schutz gegen Korrosion und muss wegen ihrer Porosität mit organischen Beschichtungsmitteln wie Öl, Wachs oder Lack überzogen werden. Ein Korrosionsschutz kann durch kathodische Polarisierung erfolgen. (Dieses Prinzip spielt auch bei den Überzügen aus unedleren Metallen eine Rolle: Bildung eines Lokalelementes). Unterirdische Rohrleitungen und Tanks aus Eisen werden häufig dadurch geschützt, dass man das zu schützende Metall leitend mit einem unedleren Metall (z.B. Magnesium) verbindet. In der Bodenfeuchtigkeit wird dann das unedlere Metall (Opferanode) zerstört, da das Eisen zur Kathode wird und Elektronen vom Magnesium zum Eisen fließen. Darüber hinaus ist es auch möglich, dass wertvolle unterirdische Anlagen direkt durch Anlegen einer schwachen Spannung zur Kathode werden und so vor Korrosion geschützt sind. Die entsprechende Anode bildet in der Nähe vergrabener Schrott, der sich mit der Zeit zersetzt.

4 Aufgaben

1. In einer Glasküvette werden zu einer Natriumchloridlösung etwas Kaliumhexacyanoferrat(III) (Summenformel: $K_3[Fe(CN)_6]$) sowie einige Tropfen Phenolphthaleinlösung gegeben. In die Lösung stellt man einen blank geschmirgelten Eisenstab und einen Kupferstab, welche außerhalb der Küvette mittels eines Kabels kurzgeschlossen sind. Nach kurzer Zeit ist um den Eisennagel eine blauer, um den Kupferstab ein rosa/roter Saum zu erkennen. Begründen Sie dies mit Hilfe der Zusatzinformationen und erstellen Sie die zugehörigen Redoxreaktionen.
Zusatzinformationen zu den Nachweisreaktionen:
Eisen(II)-Ionen bilden mit Hexacyanoferrat(III)-Ionen eine blaue Komplexverbindung, das sogenannte "Berliner Blau". Phenolphthalein besitzt in alkalischem Medium eine rosa/rote Farbe.
2. In der Zentralheizung fließt Wasser oft über eine sehr lange Zeit. Begründen Sie, weshalb trotzdem die Rohre kaum angegriffen werden.
3. Unterschiedliche Konzentrationen desselben Elektrolyten an einem Metall führen zu Korrosion. Wie kann solch ein Konzentrationselement in der Praxis entstehen? Erstellen Sie eine Schemazeichnung der Vorgänge.
4. Erklären Sie den unterschiedlichen Korrosionsverlauf bei verzinnem und verzinktem Eisen, wenn jeweils der Überzug beschädigt wird.
5. Wasserkessel sind häufig innenverzinkt, Konservendosen (z.B. mit Sauerkraut) jedoch innen verzinkt. Begründen Sie diesen Sachverhalt.
6. Formulieren Sie die Redoxgleichungen der Reaktion von Hydrazin (Summenformel H_2NNH_2) mit Sauerstoff zu elementarem Stickstoff und Wasser.
7. Bei Rohrleitungen wird dem umgebenden Elektrolyten manchmal Natriumsulfit (Na_2SO_3) zugesetzt. Begründen Sie, worin die korrosionshemmende Wirkung hierbei bestehen könnte und formulieren Sie die entsprechende Reaktionsgleichung.