



Name:

Klasse:

Datum:

Blatt Nr.: 1 / 1 lfd. Nr.:

## 9.4 Korrosion und Korrosionsschutz

Unter Korrosion versteht man die Zerstörung von Werkstoffen durch deren chemische oder elektrochemische Reaktion mit ihrer Umgebung. An dieser Stelle soll die *elektrochemische Korrosion* behandelt werden. Bei ihr wird die Zerstörung des Werkstoffs durch die Anwesenheit eines Elektrolyten ausgelöst. In saurem Medium kommt es dabei zur Abscheidung von Wasserstoff, während in neutraler Lösung durch Reduktion von Sauerstoff-Hydroxidionen entstehen.

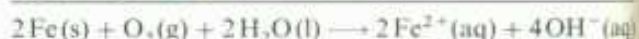
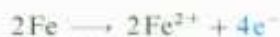
### 9.4.1 Korrosionsvorgänge

Viele Metalle enthalten aufgrund ihres Vorkommens in der Natur oder ihres Herstellungsprozesses Beimengungen von Fremdmetallen. So sind in technischem Zink immer Verunreinigungen von Kupfer zu finden. Wenn dieses Zink mit kohlenstoffdioxidhaltigem Wasser in Berührung kommt, bildet sich zwischen Zink und Kupfer eine kurzgeschlossene galvanische Zelle, ein **Lokalelement**. Der Vergleich der Standardelektrodenpotentiale ergibt eine Differenz von 1,11 Volt. Deshalb löst sich an den Berührungsstellen zwischen Zink und Kupfer das unedlere Zink unter Abgabe von Elektronen auf. Die Elektronen fließen zum edleren Kupfer und reduzieren an der Grenzfläche zwischen Kupfer und Wasser die durch die Protolyse der Kohlensäure gebildeten Wasserstoffionen.



Die Oberfläche des Zinks wird ständig abgetragen, so daß sich unter Einwirkung des Elektrolyten auch weiter im Inneren Lokalelemente bilden und sich das unedlere Zink im Laufe der Zeit auflöst.

Am Beispiel des *Rostens von Eisen* lassen sich Korrosionsvorgänge erläutern, an denen der im Elektrolyten gelöste Luftsauerstoff beteiligt ist. Dieser wird durch Elektronendonatoren, die mit dem Elektrolyten in Verbindung stehen, zu Hydroxidionen reduziert. Beim Rosten liefert das Eisen die Elektronen. Es geht dabei in den Ionenzustand über und wird im Elektrolyten gelöst. Edlere Fremmetalle im Eisen oder auch Eisenoxid fördern dabei die Elektronenabgabe. Folgende Vorgänge laufen ab:



Diese Gleichungen zeigen, daß für das Rosten sowohl Sauerstoff als auch Wasser vorhanden sein müssen. Die Hydroxidionen bilden sich bevorzugt in der sauerstoffreichen Randzone von Wassertropfen, während die Eisen(II)-Ionen in der Tropfenmitte entstehen (Abb. 133.1). Durch Diffusion treffen sich die Eisen(II)-Ionen und die Hydroxidionen zwischen Tropfenmitte und Tropfenrand.

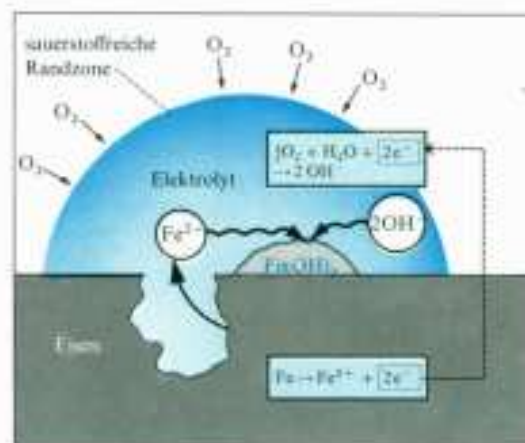
Dort bildet sich ein poröser Niederschlag aus Eisen(II)-hydroxid, der durch den Luftsauerstoff zu wasserhaltigen Eisen(III)-oxiden oxidiert wird.



Es entstehen dabei jedoch auch Eisen(II,III)-oxide sowie Eisen(II)-oxid. Die entstehende Rostschicht kann das Eisen nicht vor weiterer Korrosion schützen, weil die Stelle, an der das Eisen in Lösung geht, nicht mit dem Ort der Rostenstehung identisch ist. Die Schicht ist zudem spröde und porös, so daß sie weiter Wasser aufnehmen kann.

Der gesamte Korrosionsvorgang wird bei Anwesenheit von Salzen beschleunigt, weil diese die Leitfähigkeit des Wassers erhöhen. Dadurch wird der Ladungstransport über größere Entfernungen möglich. Ist hingegen kein Sauerstoff vorhanden, so rostet Eisen kaum. So kann Wasser lange Zeit in Zentralheizungsrohren fließen, ohne diese in größerem Maße anzugreifen, weil das Wasser wegen der hohen Temperatur nur wenig gelösten Luftsauerstoff enthält.

Nach Betrachtung dieser Beispiele kann man verallgemeinern: Voraussetzung für den Ablauf von elektrochemischen Korrosionsvorgängen ist das Vorhandensein einer Elektrolytflüssigkeit, in der Elektronenakzeptoren wie Wasserstoffionen oder Sauerstoff gelöst sind. Das korrodierende Metall fungiert dann als Elektronendonator; es wird zerstört, weil es fortwährend unter Abgabe von Elektronen in Lösung geht.



133.1 Rosten von Eisen (schematisch)

Aufgaben:

1. Lesen Sie den Text.
2. Erläutern Sie die Begriffe Korrosion und Lokalelement.
3. Erläutern Sie mit Gleichungen, Abbildung und Text das Rosten.