

Experiment Redox

Teil 1

Vorinformation: Aluminium bildet bei Kontakt mit Sauerstoff eine Oxidschicht, die das darunterliegende Aluminium vor weiterem Sauerstoff-Kontakt und anderen Korrosionen schützt.

Durchführung: Zuerst sollen Sie vier Schifflein aus Alufolie (ca. 3 • 4 cm Fläche) basteln.

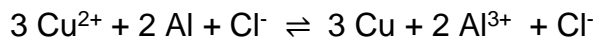
Als nächstes stellen Sie drei Lösungen her (in je einem Becherglas):

1. 30 ml 0.2 mol/l CuSO₄ molare Masse: Molmenge für 30 ml: abzuwägen :
2. 30 ml 0.4 mol/l NaCl molare Masse: Molmenge für 30 ml: abzuwägen :
3. 20 ml 0.2 mol/l CuCl₂ molare Masse: Molmenge für 20 ml: abzuwägen :

In einem vierten Becherglas mischen Sie ca. 10 ml von Lösung 1 mit 10 ml von Lösung 2

Legen Sie nun in alle vier Bechergläser ihr Aluschiffchen und lassen Sie das ganze mindestens 5 min stehen. Beobachten Sie während der ganzen Zeit.

Die Chloridionen durchdringen das Kristallgitter des Aluminiumoxids und starten damit die Redoxreaktion:



1a) Welche Funktion haben die Cu²⁺-Ionen bei diesen Reaktionen?

.....

1b) Welche Funktion hatte das Chlorid bei der Korrosionsreaktion?

.....

1c) Wir haben im Praktikum G1 den Begriff „Referenz“ verwendet. Welcher Teil des Experiments dient hier als Referenz?

.....

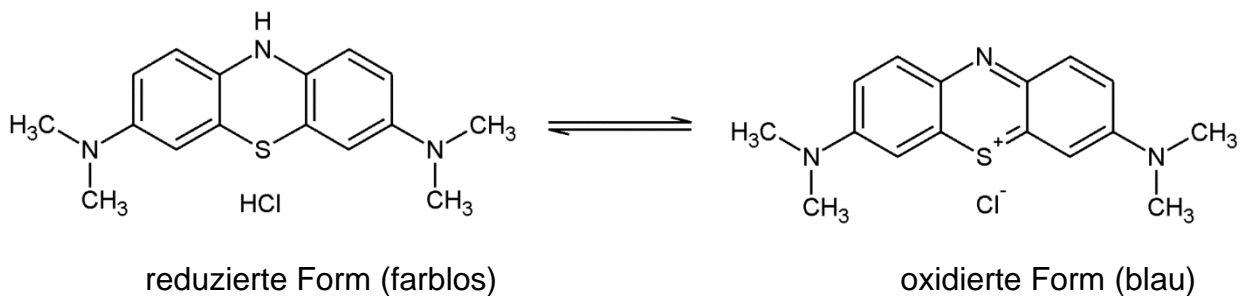
Teil 2

Giessen Sie ca. 10 ml entmin. Wasser in ein Reagenzglas, geben Sie einen Tropfen KMnO_4 -Lösung dazu und stossen Sie eine passende Menge Eisenwolle hinein. In ein anderes Reagenzglas kommen $\frac{1}{2}$ Spatel Eisenpulver, 8 ml entmin. Wasser und ca. 2 ml Kupfersulfat-Lösung (vom Teil 1). In beiden Reagenzgläsern wird nach 10-15 min. eine Farbänderung zu erkennen sein. Mangan hat als häufigste Oxidationsstufe +II, die in Lösungen braun erscheint.

- 2a) Welche Oxidationsstufe hat das Mangan in KMnO_4 ?
- 2b) Welche Oxidationsstufe hat das Mangan nach der Reaktion?
- 2c) Weshalb entfärbt sich die Lösung mit dem Kupfer(II)sulfat? (Mit Oxidationsstufen erklären)
.....
- 2d) Was passiert mit dem Eisen bei dieser Reaktion?
.....

Teil 3

Auch organische Stoffe können Oxidationsstufen haben. Dies ist gut erkennbar am Molekül „Methylenblau“ ($\text{C}_{16}\text{H}_{18}\text{ClN}_3\text{S}$). Wenn genügend Sauerstoff aus der Luft vorhanden ist, liegt das Gleichgewicht auf der Seite der oxidierten Form, wenn nicht, wird das Methylenblau durch die Glucose reduziert.



Verdünnen Sie in einem Erlenmeyerkolben 5 ml verdünnte Natriumhydroxid-Lösung mit 40 ml entmin. Wasser auf, dann kommt ein Spatel voll Glucose und 5 Tropfen Methylenblau dazu. Einen Gummistopfen aufsetzen und schwenken, bis sich die Glucose gelöst hat, dann stehen lassen, bis die Lösung farblos wird. Durch kräftiges Schütteln (mit Stopfen auf dem Erlenmeyerkolben) wird die oxidierte Form sichtbar, beim Stehenlassen wieder die reduzierte.

3. Weshalb wird der Farbwechsel trotz Schütteln und Stehenlassen irgendwann aufhören?
.....

Lehrerversuch zur Präsentation am Schluss

Zusammen als Halbklassse, unter Lehrer-Aufsicht, in der Kapelle!

Es wird eine Lösung von 8 g Kupferchlorid in 25 ml Wasser in einem Becherglas (Grösse: es sollte gerade eine Aludose hineinpassen) hergestellt. Hinter der Schutzscheibe der Kapelle wird in diese Lösung eine Aludose hineingestellt. Innerhalb von Minuten entwickeln sich Bläschen, es entwickelt sich Dampf, der Boden der Aludose korrodiert vollständig, und von den Seitenwänden der Aludose bleibt nur der Lack übrig.