

Name: \_\_\_\_\_

Datum: \_\_\_\_\_

## Reaktion von Aluminium mit Kupfersulfat-Lösung

**Geräte:**

Becherglas 250 mL, Teelöffel, 3 Petrischalen, 3 Teelichtschalen aus Aluminium

**Chemikalien:**

Kochsalz, Kupfersulfat-Lösung (1 mol/L), destilliertes Wasser

**Durchführung:**

1. Gib ca. 50 mL destilliertes Wasser in das Becherglas und füge 3 Teelöffel Kochsalz hinzu.  
Rühre kräftig um und füge nach und nach soviel Kochsalz hinzu, bis sich nichts mehr löst (gesättigte Lösung).
2. Stelle die Teelichtschalen in die Petrischalen und befülle sie wie folgt:  
Schale 1: Zur Hälfte mit der Kochsalzlösung, die andere Hälfte mit dest. Wasser  
Schale 2: Kupfersulfat-Lösung  
Schale 3: Zur Hälfte mit Kupfersulfat-Lösung, die andere Hälfte mit Kochsalz Lösung

**Beobachtung:** Schale 1: \_\_\_\_\_  
Schale 2: \_\_\_\_\_  
Schale 3: \_\_\_\_\_

3. Lass die Schalen stehen und schau sie dir nach 2 Tagen noch einmal an.

**Schale 3 wird für den Folgeversuch gebraucht, lass sie stehen!**

**Beobachtung:** Schale 1: \_\_\_\_\_  
Schale 2: \_\_\_\_\_  
Schale 3: \_\_\_\_\_

Das elektrochemische Abscheiden eines Metalls nennt man Zementation. Damit die Zementationsreaktion mit Kupferionen schnell stattfinden kann, benötigt Aluminium

\_\_\_\_\_.

**Hinweise zur Entsorgung:** Die Kupfersulfat-Lösung aus Schale 2 wird in die Kupfersulfatvorratsflasche zurückgegeben; die anderen Lösungen werden über den Ausguss entsorgt. Die Feststoffreste werden über den Restmüll entsorgt.

### Ziel des Versuches:

In diesem Versuch soll das ungewöhnliche elektrochemische Verhalten des Aluminiums am Beispiel der Zementationsreaktion mit Kupfer-Ionen untersucht werden.

### Beobachtungen:

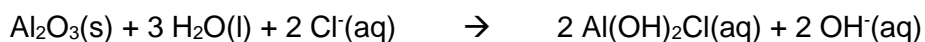
In den Teilversuchen (1) und (2) sind zunächst keine Veränderungen zu beobachten. Lässt man Versuchsansatz (1) ca. 2-3 Tage stehen, ist die Bildung eines weißen Feststoffes zu beobachten. In Teilversuch (3) setzt nach Zugabe der Kochsalzlösung nach einigen Sekunden die Bildung eines roten Feststoffes ein, die von einer starken Gasentwicklung begleitet ist. Nach verhaltenem Beginn der Reaktion läuft diese immer heftiger ab; sie ist nach ca. 15 Minuten beendet. Am Ende der Reaktion ist der Teelicht-Becher deutlich angegriffen, ein roter schwammiger Feststoff füllt den Becher fast vollständig aus. Die verbleibende Lösung hat die blaue Färbung verloren.

### Auswertung:

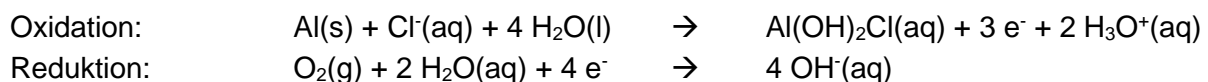
Es ist deutlich zu sehen, dass Chlorid-Ionen vorhanden sein müssen, damit die Zementationsreaktion erfolgen kann:

Versuchsansatz (1): Zwischen Aluminium und der Kochsalzlösung kommt es zunächst zu keiner sichtbaren Reaktion. Zu einer Wasserstoffentwicklung infolge der Reduktion der im Wasser gebundenen Wasserstoffatome kommt es nicht, da die Potenzialdifferenz zwischen beiden Reaktionspartnern zu gering ist. Bei dem Feststoff, der sich nach 2-3 Tagen in Ansatz (1) bildet, handelt es sich um Aluminiumhydroxid ( $\text{Al}(\text{OH})_3$ ), das infolge der Sauerstoffkorrosion entsteht.

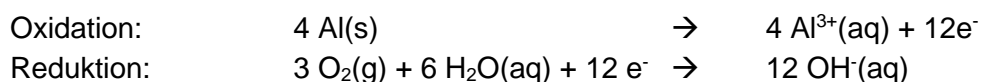
Bei der Sauerstoffkorrosion von Aluminium greifen zunächst die Chlorid-Ionen die oxidische Deckschicht des Aluminiums an:



Dies geschieht hauptsächlich an Stellen, wo die Oxidschicht bereits geschädigt ist. Es kommt dort durch die Bildung von „Löchern“ zur Lochfraßkorrosion. Kann die chloridische Lösung anschließend an die freiliegende Metalloberfläche treten, laufen weitere Reaktionen ab. Zum einen werden Aluminiumatome unter Ausbildung eines Neutralkomplexes oxidiert; der im Elektrolyten gelöste und aus der Umgebungsluft nachdiffundierende Luftsauerstoff wird reduziert:



Des Weiteren geht in chloridischen Lösungen das freiliegende Aluminium in Lösung nach:



Anschließend kann sich der beschriebene weiße Niederschlag bilden:



Versuchsansatz (2):

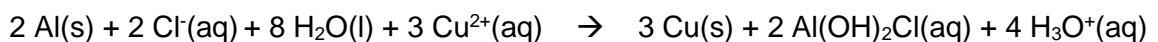
Hier findet die Zementationsreaktion, die nach der Spannungsreihe zu erwarten wäre, nicht statt. Dies lässt sich auf die oxidische Deckschicht auf der Aluminiumoberfläche zurückführen, die die Reaktion verhindert.

Versuchsansatz (3):

Sind sowohl Chlorid-Ionen als auch Kupfer(II)-Ionen vorhanden, kann die erwartete Zementationsreaktion ablaufen. Die Chlorid-Ionen bauen die Deckschicht aus Aluminiumoxid ab, sodass elementares Aluminium in Kontakt mit Kupfer(II)-sulfat-Lösung tritt. Infolgedessen wird Aluminium oxidiert und  $\text{Cu}^{2+}$ -Ionen werden zu elementarem Kupfer reduziert.



Redoxreaktion:



Sobald sich entsprechend dieser Reaktionsgleichung auf der Aluminiumoberfläche elementares Kupfer niedergeschlagen hat, liegt ein Lokalelement vor: Die Elektronen, die an der Aluminiumoberfläche freigesetzt werden, fließen nun auch zum Kupfer ab. Dort werden als Konkurrenzreaktion zur Kupferabscheidung Wassermoleküle zu Wasserstoff reduziert, der gasförmig aufsteigt:  $2 \text{ H}_2\text{O(l)} + 2 \text{ e}^{-} \rightarrow 2 \text{ OH}^{-}(\text{aq}) + \text{ H}_2(\text{g})$ .

Dieser Versuch kann gleichzeitig mehrere didaktische Funktionen erfüllen. Wenn im Unterricht bereits die Reaktion von Aluminium in Kupferchlorid-Lösung erarbeitet wurde, stellt die Versuchskombination (2) und (3) eine sinnvolle *Wiederholung und Vertiefung* dar. Darüber hinaus werden bei Versuchsteil (1) Fragen aufgeworfen, über die im Folgeunterricht eine direkte Anknüpfung an das Phänomen der Sauerstoffkorrosion gelingt.

Dieses Experiment beeindruckt vor allem aufgrund der zu beobachtenden Erscheinungen. Nach dem Ansetzen des Versuchs (3) ist zunächst nur eine schwache Reaktion zu erkennen, die dann aber erstaunlicherweise immer heftiger abläuft. Diese überraschende Dynamik dürfte bei Schüler\*innen sicherlich Interesse wecken. Darüber hinaus ist der Versuch selbst verblüffend, da nur das Zusammenspiel von Kupfer- und Chlorid-Ionen eine rasche Zerstörung des Aluminiums bewirkt. An dieser Stelle wird die besondere Bedeutung chemischer Kenntnisse für Schüler\*innen offenbar, ohne die sich ihre Verblüffung bzw. ihr kognitiver Konflikt nicht auflösen lässt.

Vor dem Hintergrund der Versuche (1) – (3) können Schüler\*innen somit auch den Verpackungshinweis auf Haushaltsaluminiumfolie verstehen, dass man Aluminiumfolie nicht mit stark salzhaltigen Lebensmitteln in Verbindung bringen sollte. Ein weiterer Vorzug dieser Experimente ist, dass Stoffe aus dem Alltag einbezogen werden, die die Schüler ansonsten nur selten bewusst wahrnehmen. Häufig werden Teelichtschalen als nutzlose Verpackung der Kerze angesehen und kaum eine Schülerin oder Schüler weiß, dass sie aus vergleichsweise wertvollem Aluminium bestehen. Die explizite Einbeziehung von Haushaltsartikeln trägt hier wesentlich zur Verknüpfung der neu zu erarbeitenden Inhalte mit dem Vorwissen bei. Dies kann SchülerInnen darüber hinaus dazu animieren, die Beschaffenheit anderer Haushaltsgegenstände zu hinterfragen (z. B. Bestecke, Pfannen, Töpfe usw.).