

# **Versuch 7**

## **Redoxreaktionen**

**Integriertes Praktikum**

**Gruppennummer:** 21a  
**Verfasser 1:** Linus Hesmert  
**Email:** st193339@stud.uni-stuttgart.de  
**Matrikelnummer:** 3795053  
**Verfasser 2:** Annika Sittlinger  
**Email:** st192398@stud.uni-stuttgart.de  
**Matrikelnummer:** 3780657  
**Assistent:** Katja Engel  
**Versuchsdatum:** 26.11.2024  
**Erstabgabe:** 29.11.2024  
**Zweitabgabe:** 11.12.2024  
**Drittabgabe:** leer

# Inhaltsverzeichnis

<b>1</b>	<b>Theorie</b>	<b>2</b>
<b>2</b>	<b>Elektrochemische Spannungsreihe</b>	<b>3</b>
2.1	Aufgabenstellung . . . . .	3
2.2	Versuchsdurchführung . . . . .	3
2.2.1	Teil a . . . . .	3
2.2.2	Teil b . . . . .	3
2.3	Beobachtungen . . . . .	4
2.3.1	Teil a . . . . .	4
2.3.2	Teil b . . . . .	4
2.4	Auswertung . . . . .	4
2.4.1	Teil a . . . . .	4
2.4.2	Teil b . . . . .	4

# 1 Theorie

Redoxreaktionen sind Reaktionen, bei denen Elektronen zwischen den Edukten übertragen werden. Redoxreaktionen lassen sich in zwei Teilreaktionen unterteilen. Die Oxidation ist die Teilreaktion, bei der ein Atom Elektronen abgibt. Die Reduktion ist die Teilreaktion, bei der ein Atom Elektronen aufnimmt. Diese Teilreaktionen treten immer gemeinsam auf, das bedeutet wenn eine Reduktion stattfindet muss auch die dazugehörige Oxidation stattfinden. Ein Stoff, der selbst reduziert wird, oxidiert andere und heißt somit Oxidationsmittel. Dies gilt umgekehrt für das Reduktionsmittel. Es gibt zwei besondere Redoxreaktionen. Die sogenannte Synproportionierung (auch Komproportionierung) und die Disproportionierung. Bei der Synproportionierung reagiert ein Atom welches in beiden Edukten vorkommt zu einem Produkt. Hierbei ist zu beachten, dass das Atom des einen Edukt eine niedrige Oxidationsstufe hat und das Atom im anderen Edukt eine hohe Oxidationsstufe hat. Im entstehenden Produkt erhält das Atom eine mittlere Oxidationsstufe. Bei einer Disproportionierung reagiert ein Edukt zu zwei Produkten, die das gleiche Atom enthalten. Dieses Atom erhält im ersten Produkt eine niedrige Oxidationsstufe im anderen Produkt eine hohe Oxidationsstufe. Das Atom hat im Edukt eine mittlere Oxidationsstufe.<sup>[1]</sup>

In der elektrochemischen Spannungsreihe sind Redoxpaare mit ihrem Standardpotential in Bezug zur Standardwasserstoffelektrode aufgelistet. Ein Standardpotential entspricht der Zellspannung in Bezug auf die Standardwasserstoffelektrode als zweite Halbzelle und nur unter Standardbedingungen (Druck  $p = 1 \text{ atm}$ , Temperatur  $T = 298,15 \text{ K}$ , Konzentration  $c = 1 \text{ mol/L}$ ). Als Redoxpaare werden Atome in ihrer oxidierten und zugehörigen reduzierten Form zusammengefasst. Reagieren zwei Stoffe in einer Redoxreaktion miteinander, ist das mit dem größeren Standardpotential das, welches als Oxidationsmittel wirkt. Das andere wirkt somit als Reduktionsmittel. Die Standardwasserstoffelektrode beruht auf dem Redoxpaar



Daraus folgt, dass alle Metalle mit einem Potential kleiner dem des Wasserstoffs (0,0 V) mit Säuren eine Reaktion eingehen und so die Protonen reduziert werden. Die Metalle werden oxidiert.<sup>[3]</sup>

## Nernst'sche Gleichung

Die in der elektrochemischen Spannungsreihe aufgeführten Standardpotentiale  $E^\theta$  gelten nur für Standardbedingungen. Sobald von diesen Standardbedingungen abgewichen wird, muss das nun geltende Elektrodenpotential mit der Nernst'schen Gleichung berechnet werden.

$$E = E^\theta + \frac{R \cdot T}{z \cdot F} \cdot \ln \left( \frac{c(\text{ox})}{c(\text{red})} \right) \quad (2)$$

$c(\text{ox})$  und  $c(\text{red})$  in der Gleichung beschreiben die Konzentration der oxidierten oder reduzierten Form,  $R$  ist die allgemeine Gaskonstante,  $T$  die Temperatur in Kelvin,  $z$  die von der einen Halbzelle auf die andere Halbzelle übertragenen Elektronen und  $F$  die Faraday-Konstante. Die Nernst'sche Gleichung beschreibt nur eine Halbzelle und nicht die gesamte

Zellspannung eines Elements.<sup>[3]</sup>

### Potentialdifferenz und spontan ablaufende Reaktionen

Um die Zellspannung eines Elements bei Standardbedingungen zu berechnen, werden die Standardpotentiale voneinander subtrahiert. Es gilt:

$$U = E_{\text{Reduktion}}^{\theta} - E_{\text{Oxidation}}^{\theta} \quad (3)$$

Bei Abweichungen von den Standardbedingungen werden zuerst die Standardpotentiale, in der oben stehenden Gleichung, mit der Nernst'schen Gleichung auf die gegebenen Bedingungen "korrigiert". Ist diese Potentialdifferenz kleiner Null, so läuft die Reaktion nicht spontan ohne Zugabe von Energie ab. Die Zellspannung eines Elements ist zu Beginn gleich der Elektromotorischen Kraft.<sup>[3]</sup>

## 2 Elektrochemische Spannungsreihe

### 2.1 Aufgabenstellung

Es sollten Redoxpaare untersucht und in die elektrochemische Spannungsreihe eingeordnet werden.

### 2.2 Versuchsdurchführung

#### 2.2.1 Teil a

Zuerst wurde die verdünnte Salzsäure hergestellt. Diese wurde in jeweils vier Reagenzgläser gegeben. In das erste wurde ein Stück Magnesium-Band, in das zweite eine Zink-Granalie, in das dritte eine Spatelspitze Nickel-Pulver und in das vierte einige Kupferspäne gegeben.

#### 2.2.2 Teil b

Zuerst wurde die verdünnte Salpetersäure hergestellt. Anschließend wurde in die Reagenzgläser je eine Zinkgranalie gegeben. In das erste Reagenzglas wurden wenige Tropfen konzentrierte Salzsäure, in das zweite wurden wenige Tropfen der verdünnten Salpetersäure und in das dritte wurden wenige Tropfen konzentrierter Salpetersäure gegeben. Anschließend wurden drei Reagenzgläser mit Kupferspänen befüllt. In das erste wurde konzentrierte Salzsäure, in das zweite verdünnte Salpetersäure und in das dritte konzentrierte Salpetersäure gegeben.

## 2.3 Beobachtungen

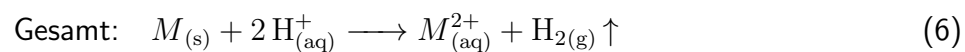
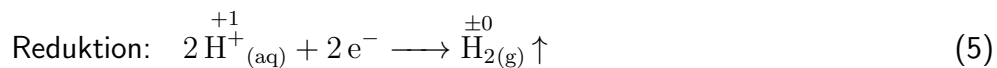
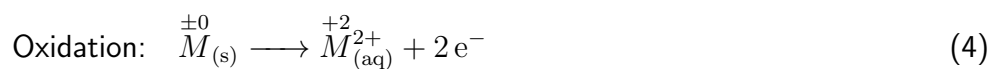
### 2.3.1 Teil a

### 2.3.2 Teil b

## 2.4 Auswertung

### 2.4.1 Teil a

Da bei Zink, Nickel und Magnesium die gleichen Reaktionen ablaufen, wird eine allgemeine Reaktionsgleichung mit  $M$  für das Metall formuliert.



In der Reaktion wird das Metall oxidiert und die Wasserstoff-Ionen werden reduziert. Es entsteht molekularer Wasserstoff.

### 2.4.2 Teil b

Bei der Reaktion von Zink mit der konzentrierten Salzsäure findet die gleiche Reaktion wie in der Gleichung 6 statt.

## Literatur

- [1] Jander, Blasius *Einführung in das anorganisch-chemische Praktikum*, S.Hirzel Verlag Stuttgart, 1990.
- [2] H.Lohninger *Tabelle von Löslichkeitsprodukten*, [http://anorganik.chemie.vias.org/loeslichkeitsprodukt\\_tabelle.html](http://anorganik.chemie.vias.org/loeslichkeitsprodukt_tabelle.html), Zuletzt aufgerufen am 25.12.2024
- [3] Prof. Dr. Ingo Hartenbach *Laborpraktische Übungen -Einführung in die Chemie*, 2024