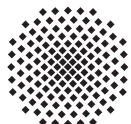


# Praktische Einführung in die Chemie

## Integriertes Praktikum:

---

### Versuch 1-6 (ROG) Redoxgleichgewicht



**Universität Stuttgart**

Versuchs-Datum:	9. Mai 2012
Gruppennummer:	8
Gruppenmitglieder:	Domenico Paone Patrick Küssner Michael Schmid
Assistent/-in:	Herr Lotter

# Inhaltsverzeichnis

<b>1</b>	<b>Theorie</b>	<b>3</b>
1.1	Oxidation und Reduktion . . . . .	3
1.2	Die elektrochemische Spannungsreihe . . . . .	3
1.3	Die NERNST'sche Gleichung . . . . .	4
1.4	Aufstellen von Redoxgleichungen . . . . .	5
1.5	Synproportionierung und Disproportionierung . . . . .	5
<b>2</b>	<b>Elektrochemische Spannungsreihe</b>	<b>6</b>
2.1	Aufgabenstellung . . . . .	6
2.2	Versuchsdurchführung . . . . .	6
2.3	Beobachtungen . . . . .	6
2.4	Reaktionsgleichung . . . . .	6
2.5	Deutung und Auswertung . . . . .	8
<b>3</b>	<b>Abhängigkeit des Redoxpotentials vom <i>pH</i>-Wert</b>	<b>9</b>
3.1	Aufgabenstellung . . . . .	9
3.2	Versuchsdurchführung . . . . .	9
3.3	Beobachtungen . . . . .	9
3.4	Reaktionsgleichung . . . . .	9
3.5	Deutung und Auswertung . . . . .	9
3.6	Zusatzaufgabe . . . . .	10
<b>4</b>	<b>Redox-Amphoterie, Dis- und Synproportionierung</b>	<b>11</b>
4.1	Aufgabenstellung . . . . .	11
4.2	Versuchsdurchführung . . . . .	11
4.3	Beobachtungen . . . . .	11
4.4	Reaktionsgleichung . . . . .	11
4.5	Deutung und Auswertung . . . . .	12
<b>5</b>	<b>Redox-Titration einer <math>\text{Cu}^{2+}</math>-Kationen-Lösung</b>	<b>13</b>
5.1	Aufgabenstellung . . . . .	13
5.2	Versuchsdurchführung . . . . .	13
5.3	Beobachtungen . . . . .	13
5.4	Reaktionsgleichung . . . . .	13
5.5	Auswertung . . . . .	13
5.6	Zusatzaufgabe . . . . .	14

# 1 Theorie

## 1.1 Oxidation und Reduktion

Eine Oxidation ist eine Reaktion, in der eine Abgabe von Elektronen eines Atoms stattfindet, während eine Reduktion eine Aufnahme von Elektronen eines Atoms widerspiegelt. Bei einer Oxidation wird die Oxidationsstufe des oxidierten Atoms größer. Analog wird bei einer Reduktion die Oxidationsstufe des reduzierten Atoms kleiner. Als Oxidationsmittel definiert man einen Stoff, der in der Lage ist einen anderen Stoff zu oxidieren, wobei dieser selbst reduziert wird. Ein Stoff der in der Lage ist einen anderen Stoff zu reduzieren, bezeichnet man als Reduktionsmittel. Dieser wird dabei selbst oxidiert. In einer Reaktionsgleichung ist es unmöglich, dass nur eine Oxidation oder Reduktion stattfindet. Das heißt Oxidation und Reduktion sind gekoppelt und man spricht von einer Redoxreaktion. Eine Redoxreaktion ist eine Elektronenübertragungsreaktion.

## 1.2 Die elektrochemische Spannungsreihe

Oxidations- und Reduktionsmittel können entsprechend ihrer Oxidations- beziehungsweise Reduktionskraft aufgelistet werden. Als Maß dafür dient das sogenannte Normalpotential eines Redoxpaares, welches nur relativ zu demjenigen eines anderen Redoxpaares bestimmt werden kann. Beispielsweise ist Zink ein stärkeres Reduktionsmittel als Kupfer, was sich dadurch zeigt, dass eine Reaktion stattfindet, wenn man einen Zinkstab in eine Kupferlösung taucht. Umgekehrt (also einen Kupferstab in eine Zinklösung) findet keine Reaktion statt. Dennoch benötigt man noch eine Quantifizierung, die aussagt wie viel stärker das Zink als Reduktionsmittel im Vergleich zum Kupfer ist. Diese kann man mit Hilfe eines Daniell-Elements bestimmen. Grundsätzlich gilt, dass Redoxpaare mit negativem Normalpotential als Reduktionsmittel bezeichnet werden und Redoxpaare mit positivem Normalpotential als Oxidationsmittel bezeichnet werden.

Halb-Reaktion					E°/V
reduzierte Form	⇌	oxidierte Form	+	z · e <sup>-</sup>	
Li(s)	⇌	Li <sup>+</sup> (aq)	+	e <sup>-</sup>	- 3.04
K (s)	⇌	K <sup>+</sup> (aq)	+	e <sup>-</sup>	- 2.92
Ca (s)	⇌	Ca <sup>2+</sup> (aq)	+	2·e <sup>-</sup>	-2.87
Na (s)	⇌	Na <sup>+</sup> (aq)	+	e <sup>-</sup>	- 2.71
Al (s)	⇌	Al <sup>3+</sup> (aq)	+	3·e <sup>-</sup>	- 1.68
Mn (s)	⇌	Mn <sup>2+</sup> (aq)	+	2·e <sup>-</sup>	- 1.19
Zn (s)	⇌	Zn <sup>2+</sup> (aq)	+	2·e <sup>-</sup>	- 0.76
S <sup>2-</sup> (aq)	⇌	S (s)	+	2·e <sup>-</sup>	- 0.48
Fe (s)	⇌	Fe <sup>2+</sup> (aq)	+	2·e <sup>-</sup>	- 0.41
Cd (s)	⇌	Cd <sup>2+</sup> (aq)	+	2·e <sup>-</sup>	- 0.40
Sn (s)	⇌	Sn <sup>2+</sup> (aq)	+	2·e <sup>-</sup>	- 0.14
Pb (s)	⇌	Pb <sup>2+</sup> (aq)	+	2·e <sup>-</sup>	- 0.13
H <sub>2</sub> + 2 H <sub>2</sub> O	⇌	2 H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> (aq)	+	2·e <sup>-</sup>	0.00
Sn <sup>2+</sup> (aq)	⇌	Sn <sup>4+</sup> (aq)	+	2·e <sup>-</sup>	+ 0.15
Cu (s)	⇌	Cu <sup>2+</sup> (aq)	+	2·e <sup>-</sup>	+ 0.34
2I <sup>-</sup> (aq)	⇌	I <sub>2</sub> (s)	+	2·e <sup>-</sup>	+ 0.54
Fe <sup>2+</sup> (aq)	⇌	Fe <sup>3+</sup> (aq)	+	e <sup>-</sup>	+ 0.77
Ag (s)	⇌	Ag <sup>+</sup> (aq)	+	e <sup>-</sup>	+ 0.80
NO + 8H <sub>2</sub> O	⇌	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> (aq)+ 4 H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> (aq)	+	3·e <sup>-</sup>	+ 0.96
2Br <sup>-</sup> (aq)	⇌	Br <sub>2</sub>	+	3·e <sup>-</sup>	+ 1.07
6 H <sub>2</sub> O	⇌	O <sub>2</sub> (g) + 4 H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> (aq)	+	4·e <sup>-</sup>	+ 1.23
2 Cr <sup>3+</sup> (aq) + 21 H <sub>2</sub> O	⇌	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> + 14 H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> (aq)	+	4·e <sup>-</sup>	+ 1.33
2Cl <sup>-</sup> (aq)	⇌	Cl <sub>2</sub>	+	2·e <sup>-</sup>	+ 1.36
Pb <sup>2+</sup> (aq) + 8 H <sub>2</sub> O	⇌	PbO <sub>2</sub> (s) + 4 H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> (aq)	+	2·e <sup>-</sup>	+ 1.46
Au (s)	⇌	Au <sup>3+</sup> (aq)	+	3·e <sup>-</sup>	+ 1.50
Mn <sup>2+</sup> (aq) + 12 H <sub>2</sub> O	⇌	MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> (aq)+ 8 H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> (aq)	+	5·e <sup>-</sup>	+ 1.51
2F <sup>-</sup> (aq)	⇌	F <sub>2</sub> (g)	+	2·e <sup>-</sup>	+ 2.87

reduzierende Wirkung nimmt zu

oxidierende Wirkung nimmt zu

1 DIE ELEKTROCHEMISCHE SPANNUNGSREIHE<sup>1</sup>

### 1.3 Die Nernst'sche Gleichung

Die NERNST'sche Gleichung beschreibt die Abhängigkeit des Potentials eines Redoxsystems von der Konzentration und Temperatur. Es lässt sich wie folgt berechnen:

$$E = E_0 + \frac{RT}{zF} \cdot \ln \left( \frac{c_{Ox}}{c_{Red}} \right)$$

R ist die Gaskonstante ( $R = 8.314 \frac{J}{mol}$ ), T die Temperatur, F die FARADAY-Konstante und z die Zahl der übertragenen Elektron im Redoxpaar. Unter Annahme der Normalbedingungen (also

<sup>1</sup>[http://www.chemgapedia.de/vsengine/media/vsc/de/ch/11/aac/vorlesung/kap\\_11/kap11\\_2/grafik/spannungsreihe.gif](http://www.chemgapedia.de/vsengine/media/vsc/de/ch/11/aac/vorlesung/kap_11/kap11_2/grafik/spannungsreihe.gif) (13.05.2012)

$T = 298 \text{ K}$ ) und den dekadischen Logarithmus folgt:

$$E = E_0 + \frac{0.059}{z} \cdot \log \left( \frac{c_{Ox}}{c_{Red}} \right)$$

## 1.4 Aufstellen von Redoxgleichungen

Zum Aufstellen von Redoxgleichungen sind einige Regeln zu beachten. Sehr wichtig ist es immer daran zu denken, dass zu jeder Oxidation immer eine Reduktion stattfindet. Die Elektronenbilanz muss dabei ausgeglichen sein. Ebenfalls wichtige Redegln sind:

- werden in einer alkalischen Lösung Oxidanionen benötigt, so muss man so viele  $\text{OH}^-$  Ione wie nötig zuführen
- werden in einer sauren Lösung Oxidanionen benötigt, so muss man so viele  $\text{H}_2\text{O}$  Moleküle wie nötig zuführen. Dabei werden  $\text{H}^+$  Kationen frei.
- müssen freiwerdende Oxidanionen abgefangen werden, so müssen in saurer Lösung  $\text{H}^+$  Kationen eingesetzt werde
- müssen freiwerdende Oxidanionen in alkalischer Lösung abgefangen werden, so müssen Wasser-Moleküle eingesetzt werden

In saurer Lösungen entstehen nie  $\text{OH}^-$  Anionen, sowie in alkalischer Lösung niemals  $\text{H}^+$  Kationen entstehen können.

## 1.5 Synproportionierung und Disproportionierung

Als Synproportionierung bezeichnet man einen Vorgang, bei dem vor der Reaktion sich die Oxidationsstufe eines Atoms eines Elements sowohl in einer hohen als auch in einer niedrigen befindet und nach der Reaktion alle Atome dieses Elements eine gemeinsame Oxidationsstufe besitzen. Befindet sich ein Atom eines Elements vor der Reaktion in einer mittleren Oxidationsstufe und nach der Reaktion die Atome dieses Elements in einer höheren und tieferen Oxidationsstufe, so spricht man von einer Disproportionierung.

## 2 Elektrochemische Spannungsreihe

### 2.1 Aufgabenstellung

Es sind verschiedene Redoxpaare zu untersuchen und in die elektrochemische Spannungsreihe einzuordnen.

### 2.2 Versuchsdurchführung

Es sind vier Reagenzgläser mit verdünnter Salzsäure, ca. 2 cm hoch zu befüllen. Danach werden ein Stück Magnesium-Band, eine Zinkraspel, etwas Nickel-Pulver und einige blanke Kupferspäne hinzugegeben. In drei Reagenzgläser werden Zinkraspel mit wenigen Tropfen konzentrierter Salzsäure, verdünnter Salpetersäure und konzentrierter Salpetersäure versetzt. Dies wird mit Kupferspänen wiederholt.

### 2.3 Beobachtungen

Magnesium Band	Zinkraspel	Nickelpulver	Kupferspäne
Es kommt sofort zu einer Reaktion, die aber sehr schnell vorbei ist. Es kommt zu starken Blubbern und Schäumen. Keine Farbänderung	Es kommt sofort zu einer Reaktion, die lange andauert (bis zu einer Stunde). Es kommt zu einer leichten Blasenbildung. Keine Farbänderung.	Es kommt sofort zu einer Reaktion, die sehr lange anhält (mehrere Stunden). Eine leichte Blasenbildung ist zu erkennen. Die Farbe ändert sich zu dunkel-grün.	Eine Reaktion ist nicht erkennbar. Einzig eine leichte Gelbfärbung ist zu sehen.

#### 1 BEOBACHTUNGEN MIT VERDÜNNTER SALZSÄURE

konzentrierte Salzsäure	verdünnte Salpetersäure	konzentrierte Salpetersäure
sofortige, schnelle Reaktion Gasbildung	langsame Reaktion Gasbildung	heftige Reaktion Gasbildung

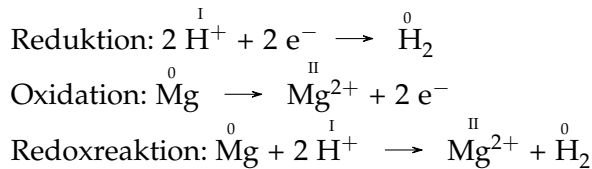
#### 2 BEOBACHTUNGEN MIT ZINK

konzentrierte Salzsäure	verdünnte Salpetersäure	konzentrierte Salpetersäure
keine Reaktion	langsame Reaktion leichte Blasenbildung blaue Färbung	heftige Reaktion Blasenbildung blaue Färbung

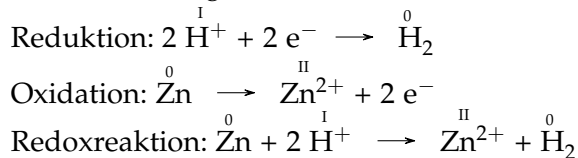
#### 3 BEOBACHTUNGEN MIT KUPFER

### 2.4 Reaktionsgleichung

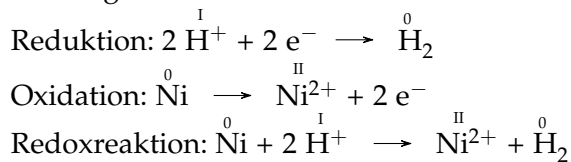
- Verdünnte Salzsäure + Magnesium: Es kommt zu einer heftigen Reaktion unter Gasentwicklung, bei der sich das Magnesium schnell vollständig auflöst.



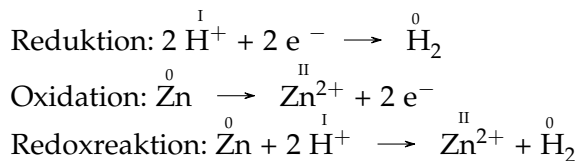
- Verdünnte Salzsäure + Zink: Obwohl es sofort nach der Zugabe des Zinkes gleich zu einer Gasentwicklung kommt, ist die Reaktion sehr langsam.



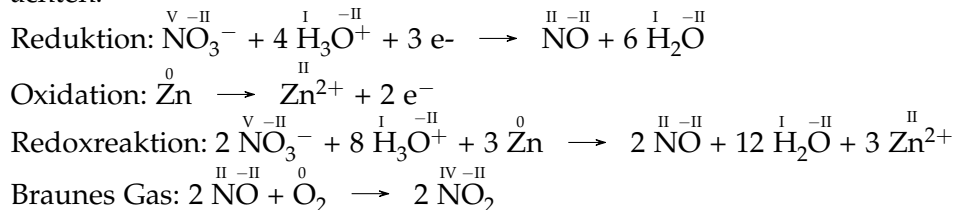
- Verdünnte Salzsäure + Nickel: Die Reaktion läuft sehr langsam ab. Man kann eine grün/schwarz Färbung beobachten.



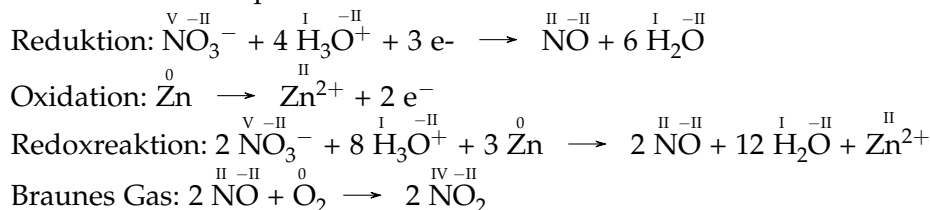
- Verdünnte Salzsäure + Kupfer: Es kommt zu keiner Reaktion
- konzentrierte Salzsäure + Zink: Das Zink reagiert heftiger als mit verdünnter Salzsäure.



- verdünnte Salpetersäure + Zink: Man kann die Entstehung eines braunen Gases  $\text{NO}_2$  beobachten.

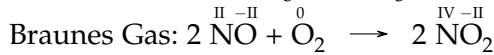
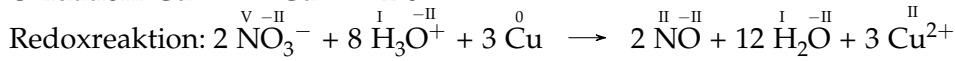
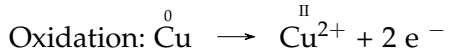
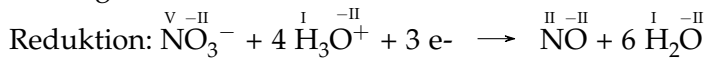


- konzentrierte Salpetersäure + Zink: Die Reaktion ist schnelle vorbei, Wie bei der Reaktion mit verdünnter Salpetersäure entsteht ein braunes Gas.

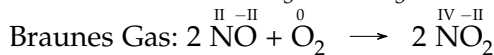
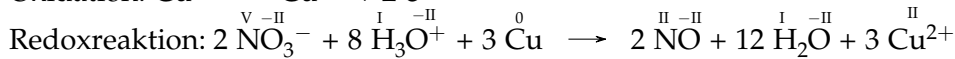
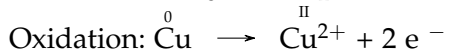
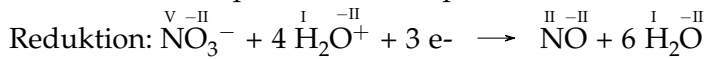


- konzentrierte Salzsäure + Kupfer: Es kommt zu keiner Reaktion

- Verdünnte Salpetersäure + Kupfer: Die Reaktion läuft langsam ab. Es ist eine leichte Blaufärbung zu beobachten



- Konzentrierte Salpetersäure + Kupfer:



## 2.5 Deutung und Auswertung

Es lässt sich leicht erkennen, dass die Reaktionsgeschwindigkeit von Magnesium über Zink und Nickel zu Kupfer mit Salzsäure abnimmt. Die Salzsäure dissoziiert in Wasser zu Protonen und Chloridionen. Bei der Reaktion von Magnesium mit verdünnter Salzsäure, wird das Magnesium oxidiert, die Protonen zu Wasserstoff reduziert. Da diese Reaktion stark und schnell abläuft lässt sich daraus schließen das Magnesium ein starkes Reduktionsmittel ist. Die Reaktion von Zink mit verdünnter Salzsäure verläuft langsamer als die mit Magnesium. Zink wird oxidiert und Protonen reduziert. Bei der Reaktion von Nickel mit Salzsäure passiert lange nichts, da sich eine Oxidschicht um das Nickel bildet. Sobald diese Oxidschicht gelöst ist beginnt die Reaktion. Nickel wird oxidiert während Protonen reduziert werden. In der elektrochemischen Spannungsreihe kann man erkennen, dass  $\text{Cu}/\text{Cu}^+$  ein Standardpotential von  $0.52\text{V}$  und  $\text{H}_2/2\text{H}^+$  ein Standardpotential von  $0\text{V}$  besitzt. Also können Protonen nicht Kupfer oxidieren. Bei der Reaktion Zink mit Salzsäure, sowie mit Salpetersäure liegt eine Redoxreaktion vor. Das Zink wird oxidiert und die Protonen sowie der Stickstoff aus dem Nitrat werden reduziert. Dabei ist Nitrat ein stärkeres Oxidationsmittel als die Protonen. Deshalb ist die Reaktion mit Salpetersäure schneller und heftiger als die mit Salzsäure. Die Reaktion von Kupfer und Salzsäure läuft nicht ab. Da das Nitrat ein stärkeres Oxidationsmittel ist, kann es das Kupfer oxidieren. Allerdings nur wenn die Konzentration hoch genug ist.



### 3 Abhängigkeit des Redoxpotentials vom pH-Wert

#### 3.1 Aufgabenstellung

Es soll die Abhängigkeit des Redoxpotentials vom pH-Wert untersucht werden.

#### 3.2 Versuchsdurchführung

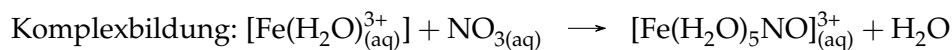
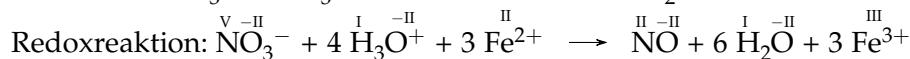
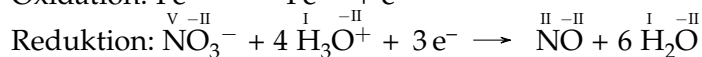
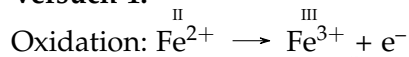
Eine  $\text{KNO}_3$ -Lösung wird 3 cm hoch in ein Reagenzglas gegeben und mit wenig Schwefelsäure angesäuert. Zu dieser Lösung wird ca. 1 cm hoch  $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}[\text{SO}_4]_2$ -Lösung hinzugegeben und durchmischt. Diese Mischung wird nun mit konzentrierter Schwefelsäure vorsichtig unterschichtet, indem die Schwefelsäure an der inneren Wand des schräg gehaltenen Reagenzglases herunterfließt. In einem Becherglas wird etwas  $\text{Fe}[\text{SO}_4]$  in wenig Wasser gelöst und mit einer Spatelspitze  $\text{KNO}_3$  sowie drei  $\text{NaOH}$ -Plätzchen vermischt. Das Becherglas wird mit einem Uhrglas, an dessen Unterseite ein Stück feuchtes Indikatorpapier geklebt ist, bedeckt. Das Becherglas wird vorsichtig mit dem Bunsenbrenner erhitzt.

#### 3.3 Beobachtungen

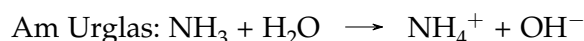
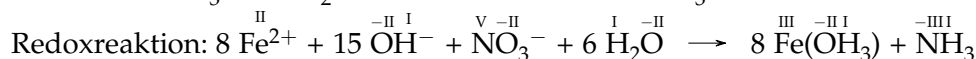
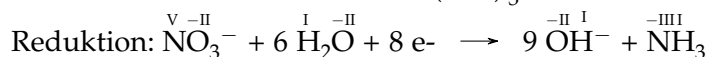
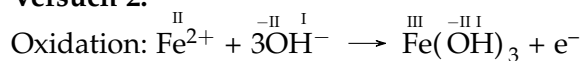
Bei dem ersten Versuchsteil entsteht ein brauner Ring im Reagenzglas. Darunter befindet sich eine klare Lösung. Im zweiten Versuchsteil wird die Lösung blau nach Zugabe der  $\text{NaOH}$ -Tabletten. Nach dem Erhitzen und etwas längerem warten, wird das Indikatorpapier leicht bläulich.

#### 3.4 Reaktionsgleichung

##### Versuch 1:



##### Versuch 2:



#### 3.5 Deutung und Auswertung

Nach Zugabe des Ammonium-Eisen(II)-Sulfats zum angesäuerten Kaliumnitrat liegen in der Lösung Eisen(II)-Kationen, sowie Nitrat-Anionen vor. Diese reagieren in einer Redoxreaktion zu Eisen(III)-Kationen und Stickstoffmonoxid. Die Eisen(III)-Kationen bilden mit Wasser ein Komplex, an welchem sich das Stickstoffmonoxid anlagert. Der neu entstandene Komplex besitzt eine

braune Farbe, welche in der Lösung sichtbar wird. Die Eisen(II)-Ionen werden zu Eisen(III)-Ionen oxidiert. Diese reagieren im alkalischen mit den Hydroxidionen zu Eisenhydroxid. Der Stickstoff in den Nitrationen ist im Alkalischen ein viel stärkeres Oxidationsmittel als im Sauren. Dies ist daran ersichtlich, dass Stickstoff sogar zum Ammoniak reduziert wird. Der entstandene Ammoniak ist gasförmig und reagiert mit dem Wasser auf dem Indikatorpapier zu Ammoniumionen und Hydroxidionen, welche das Papier blau färben.

### 3.6 Zusatzaufgabe

Das Redoxpotential von  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}$  beträgt in saurer Lösung +0,77 V. In alkalischer Lösung -0,69 V.<sup>2</sup>

---

<sup>2</sup><http://www.uni-siegen.de/fb8/ac/hjd/lehre/uebungenac2ss05.html?lang=de> (12.05.2012, 16:50)

## 4 Redox–Amphoterie, Dis- und Synproportionierung

### 4.1 Aufgabenstellung

Es sollen die Begriffe Redoxamphoterie, Disproportionierung und Kom- bzw. Synproportionierung anhand eines Experimentes geklärt werden.

### 4.2 Versuchsdurchführung

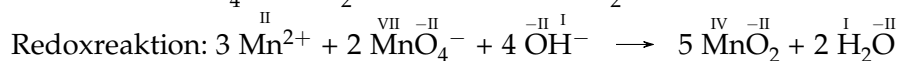
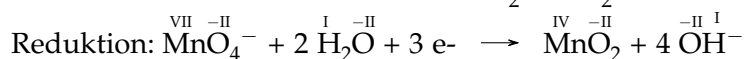
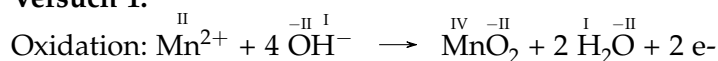
Wenige ml einer  $\text{KMnO}_4$ -Lösung (ca. 2 cm) werden in einem Reagenzglas mit wenigen Tropfen einer alkalischen  $\text{MnSO}_4$ -Lösung (eine Spatelspitze  $\text{MnSO}_4$  und eine  $\text{NaOH}$ -Perle in Wasser lösen) versetzt. Zu wenigen ml einer 30%  $\text{H}_2\text{O}_2$ -Lösung wird in einem Reagenzglas eine Spatelspitze  $\text{MnO}_2$  hinzugegeben. In das entstehende Gas wird ein glimmender Span gehalten. Einige ml einer stark verdünnten 30%  $\text{H}_2\text{O}_2$ -Lösung werden in einem Reagenzglas mit  $\text{NaOH}$  stark alkalisch gemacht. Dazu werden einige Tropfen einer  $\text{MnSO}_4$ -Lösung gegeben. Einige ml  $\text{KMnO}_4$ -Lösung werden mit wenigen Tropfen Schwefelsäure angesäuert und tropfenweise mit 30%  $\text{H}_2\text{O}_2$ -Lösung versetzt.

### 4.3 Beobachtungen

$\text{KMnO}_4$ -Lösung färbt sich violett, alkalische  $\text{MnSO}_4$ -Lösung beige, gemischt färbt sich die  $\text{KMnO}_4$ -Lösung schwarz. Nach Zugabe einer Spatelspitze  $\text{MnO}_2$  reagiert das  $\text{H}_2\text{O}_2$  heftig. Der glimmende Span entzündet sich, wenn man ihn in das Reagenzglas hält, da Sauerstoff bei der Reaktion entsteht. Die Lösung färbt sich unter viel Gasentwicklung (sprudeln) braun, dabei wird Wärme frei. Sofortige Reaktion, die Lösung klart auf, Blasenbildung nach wenigen Tropfen von  $\text{H}_2\text{O}_2$ , komplett farblos.

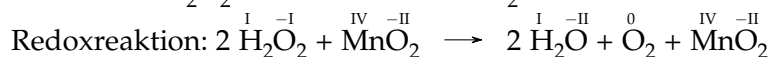
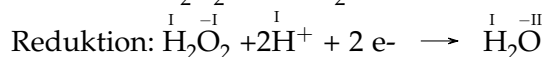
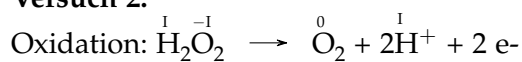
### 4.4 Reaktionsgleichung

#### Versuch 1:

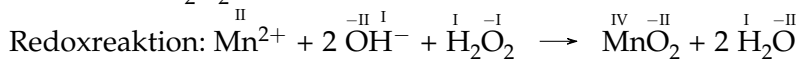
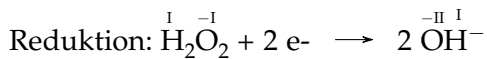
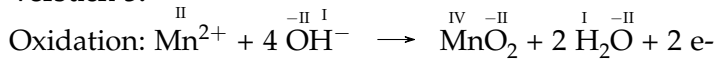


Bei dieser Reaktion handelt es sich um eine Symproportionierung des Mangans, was man an den Oxidationszahlen bei der Redoxreaktion sieht.

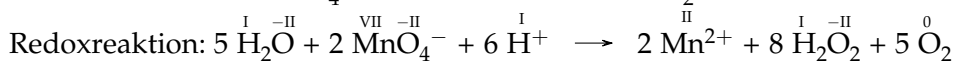
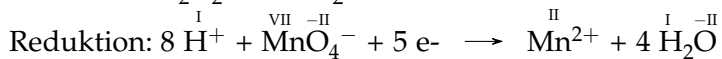
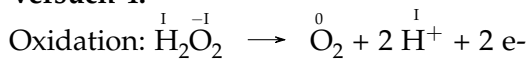
#### Versuch 2:



Bei dieser Reaktion handelt es sich um eine Disproportionierung. Die Glimmspanprobe zeigt die Sauerstoffentwicklung.

**Versuch 3:**

In diesem Versuchsteil ist das Wasserstoffperoxid ein Oxidationsmittel.

**Versuch 4:**

In diesem Versuchsteil ist das Wasserstoffperoxid ein Reduktionsmittel. Das heißt Wasserstoffperoxid ist ein redoxamphoterer Stoff, da es manchmal als Reduktions- und manchmal als Oxidationsmittel wirkt.

**4.5 Deutung und Auswertung**

Die Reaktion im ersten Teil wird als Kom- bzw. Synproportionierung bezeichnet. Dabei liegt das Mangan als Edukt mit den Oxidationsstufen VII und II vor. Als Produkt nur noch in der Oxidationsstufe IV. Die Reaktion im zweiten Teil wird als Disproportionierung bezeichnet. Dabei liegt der Sauerstoff als Edukt in den Oxidationsstufen -I und -II vor. Als Produkt besitzt er die Oxidationsstufen 0 und -II. Im dritten Teil wirkt das Wasserstoffperoxid als Oxidationsmittel. Dabei entsteht Sauerstoff, welcher mittels Glimmspan nachgewiesen wird. Im vierten Teil wirkt das Wasserstoffperoxid als Reduktionsmittel. Somit ist Wasserstoffperoxid ein redox-amphoterer Stoff.

## 5 Redox-Titration einer Cu<sup>2+</sup>-Kationen-Lösung

### 5.1 Aufgabenstellung

Die Stoffmenge an Cu<sup>2+</sup> in einer unbekanntem Lösung mit Hilfe einer iodometrischen Redox-titration bestimmt werden.

### 5.2 Versuchsdurchführung

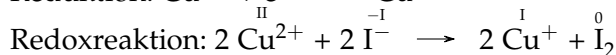
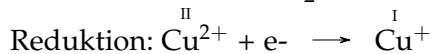
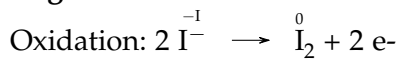
Die Analyse-Lösung wird im Meßkolben bis zur 100 ml Marke mit demineralisiertem Wasser aufgefüllt und gut gemischt. Danach werden 25 ml der Analyse-Lösung in einem Erlenmeyerkolben abpipettriert und mit demineralisiertem Wasser auf etwa 150 ml aufgefüllt, mit ca. 5 ml Essigsäure und mit 2 g Kaliumiodid versetzt. Es entsteht ein Niederschlag von Kupfer(I)iodid. Anschließend wird die Lösung mit 3 ml gesättigter Stärkelösung versetzt. (Dazu werden zwei Spatelspitzen Stärkepulver in einem Reagenzglas durch Erhitzen in Wasser gelöst.) Nach der Zugabe der Stärkelösung verfärbt sich die Lösung blau. Über eine Bürette wird Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>-Maßlösung in die Lösung titriert. Sobald die Blaufärbung für ca. eine Minute verschwindet wird das Ergebnis errechnet und bei dem Assistent nachgeprüft.

### 5.3 Beobachtungen

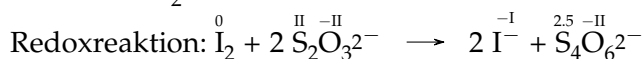
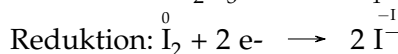
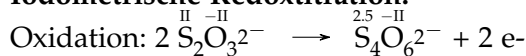
Die Titration startet bei 0 ml auf der Bürette und endet bei 12.25 ml. Der Titrationspunkt kann jedoch aufgrund von mangelndem Durchmischen der Lösung oder sonstigen Ungenauigkeiten knapp verpasst werden (siehe Versuch).

### 5.4 Reaktionsgleichung

**Zugabe des Kaliumiodids zur Kupferlösung:**



**Iodometrische Redox-titration:**



### 5.5 Auswertung

Wobei  $n$  die Stoffmenge an Cu<sup>2+</sup>,  $c$  die Konzentration,  $V$  das titrierte Volumen und  $F_A$  der aliquote Faktor ist.

$$\begin{aligned} n &= c_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} \cdot V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} \cdot F_A \\ &= 0.1 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 12.25 \text{ ml} \cdot \frac{100 \text{ ml}}{25 \text{ ml}} \\ &= 4.9 \text{ mmol} \end{aligned}$$

Die bestimmte Stoffmenge an  $\text{Cu}^{2+}$ -Ionen in der Lösung beträgt 4.9 mmol, der Sollwert ist 4.74 mmol. Das Ergebnis erklärt sich aus dem übertitrieren. Der prozentualer Fehler beträgt also im Versuch 3.38 %.

## 5.6 Zusatzaufgabe

$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^{+}$  hat ein Redoxpotential von +0.16 V.  $\text{I}^{-}/\text{I}_2$  hat ein Redoxpotential von +0.53 V. Daraus folgt, dass das Normalpotential der Redoxpaare -0.386 V beträgt.  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}/\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$  hat ein Redoxpotential von -0.17 V. Subtrahiert man diesen Wert mit dem Redoxpotential des Iods, folgt daraus ein Normalpotential der Redoxpaare von -0.34 V.