

# Chemie Praktikum Protokoll

## Seminartag 3

### Oxidation und Reduktion

Michael Schlagmüller

06. Januar 2006

## 1 Chemische Grundlagen

### Oxidation

Eine Oxidation ist eine Reaktion, bei der ein Oxidationsmittel reduziert wird, bzw. Elektronen abgibt.

### Reduktion

Eine Reduktion ist eine Reaktion, bei der ein Reduktionsmittel oxidiert wird, bzw. Elektronen aufnimmt.

Oxidation und Reduktion kommen als Chemische Reaktion nur kombiniert vor, man nennt das dann Redoxreaktion [Reaktion, bei der Elektronen von einem Stoff (Oxidationsmittel) an den anderen (Reduktionsmittel) abgegeben werden.]

### Photometrie

Bei der Photometrie wird gemessen, wie lichtundurchlässig eine Lösung ist. Man misst die Lichtintensität bevor ( $I_0$ ) und nachdem ( $I_d$ ) das monochromatische Licht durch die Lösung gestrahlt wurde. Diese beiden Werte werden dann geteilt und der negative 10-er Logarithmus wird genommen als Endwert mit dem Namen Extinktion:

$$E = -\log(I_d/I_0)$$

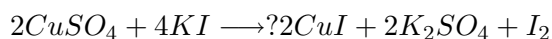
$$E = d \cdot \epsilon \cdot c$$

$$E = k \cdot c$$

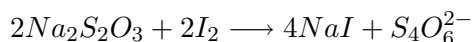
K ist eine Konstante, welche man aus einer Eichgeraden (Messungen mit mehreren Lösungen bekannter Konzentration unter gleichen Bedingungen) ablesen kann, k ist die Steigung der Geraden. Somit lässt sich von der Extinktion auf die Konzentration zurückschließen, beachte: Auch die Küvette (Gefäß mit dem die Extinktion gemessen wird) und das Lösungsmittel haben eine Extinktion, diese muss als erstes als „Blindmessung“ gemessen werden und von der Resultierenden Extinktion abgezogen werden.

## Iodometrie

Iod kann sowohl als Oxidations- bzw. Reduktionsmittel wirken. Das macht man sich zunutze. Dazu muss sich die zu bestimmende Lösung allerdings im sauren befinden, da sich sonst das Iod-Iodid-Ion (Triiodid-Ion  $I_3^-$ ) bildet. In unserem Fall wurde Kupfer ( $Cu^{2+}$ ) bestimmt, welches als  $CuSO_4$  vorlag.



daraus lässt sich das Iod und damit auch das Kupfer bestimmen:



## 2 Versuchsdurchführung

### Versuch 1: Titration einer $CuSO_4$ Lösung unbekannter Konzentration

Der ausgegebene Messkolben wird auf 100 ml mit demin. Wasser aufgefüllt. Es werden 25 ml der Lösung entnommen und in einen Erlenmeyerkolben gegeben. Dieser wird bis 150 ml mit demin. Wasser aufgefüllt. Dann werden 5 ml Eisessig und 3 ml Stärke (Iod-Indikator) hinzugegeben. Danach werden 5 ml Kaliumiodid hinzugegeben und es wird sofort titriert mit 0,05N  $Na_2S_2O_3$  (Natriumthiosulfat). Das ganze wird 2 mal gemacht. Der Äquivalenzpunkt ist erreicht, wenn die Bläufärbung für mind. 1 min verschwunden ist.

Gemessene Werte:

- Titration 1: 17,5ml
- Titration 2: 15ml
- Durchschnitt: 16,25ml

## Versuch 2: Erstellen einer Eichgeraden

Es stehen 7 Lösungen mit bekannter Konzentration an  $CuSO_4$  (8, 10, 12, 14, 16, 18, 20 mg/100ml) bereit. Aus jeder Lösung wird mit einer extra Pipette eine Probe in eine Küvette gegeben und diese wird in ein Photometer gegeben. Die Werte werden notiert und mit einem Tabellenkalkulationsprogramm oder Millimeterpapier wird eine Gerade erstellt. (Tabelle und Gerade siehe Anhang).

## Versuch 3: Photometrie einer unbekanntes $CuSO_4$ Lösung

Aus dem in Versuch 2 behandelten ausgegebenen Messkolben werden 10 ml entnommen und in einen 10ml Messkolben gegeben. Es werden 10 ml Ammoniak ( $NH_3$ ) hinzugegeben und der Messkolben wird bis zur Marke aufgefüllt. Danach gut schütteln. Dann wird eine Probe in eine Küvette gegeben und in ein Photometer gegeben und die Extinktion wird gemessen.

Gemessener Wert: 0,1277

## 3 Auswertung

### Versuch 1: Titration

Gemessenes durchschnittliches Volumen: 16,25ml.

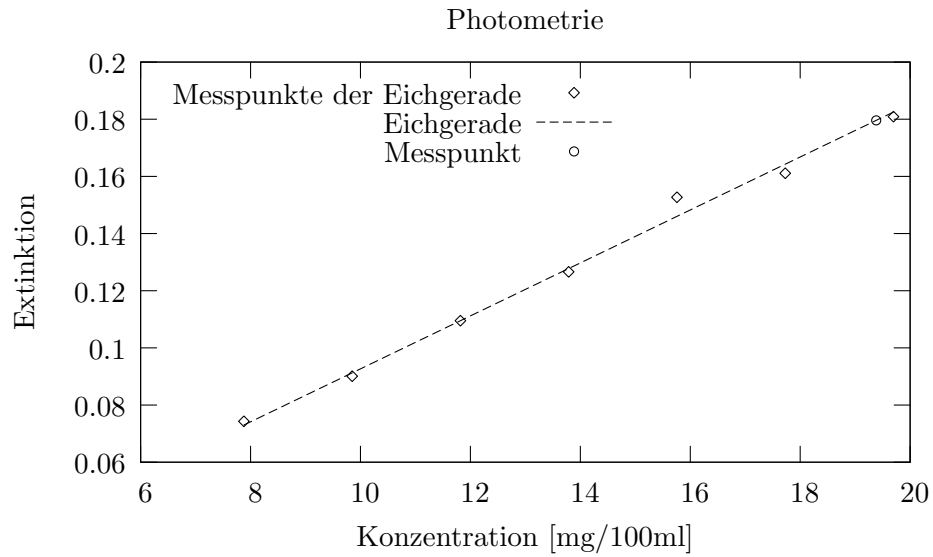
Berechnung:

$$n(Cu) = 40 \cdot V \cdot 0,05 \frac{mmol}{ml}$$

$$n(Cu) = 40 \cdot 16,25ml \cdot 0,05 \frac{mmol}{ml}$$

$$N(Cu) = 32,5mmol \text{ (Sollwert: } 30,866mmol)$$

### Versuch 3: Photometrie



Gemessene Extinktion: 0,1796

k Aus der Eichgerade: 0,093

$$E = k \cdot c$$

$$c = E/k$$

$$c = 19,3 \frac{\text{mg}}{100\text{ml}}$$

$$n(\text{Cu}) = (c \cdot 100)/M(\text{Cu})$$

$$n(\text{Cu}) = (19,3 \frac{\text{mg}}{100\text{ml}} \cdot 100)/63,546 \frac{\text{mg}}{\text{mmol}}$$

$$n(\text{Cu}) = 30,37\text{mmol} \text{ (Sollwert: } 30,866\text{mmol)}$$