

# Praktikum 2 – Manganometrie

## Grundlagen

Ebenso wie beispielsweise Säuren mit Laugen titriert werden können, kann man auch die Konzentration verschiedener Lösungen durch Zugabe eines entsprechenden Oxidations- bzw. Reduktionsmittels bestimmen.

Bei diesen sogenannten Redox titrationen kann man allerdings keinen Säure-Base-Indikator zur Erkennung des Äquivalenzpunkts verwenden. Dieses Problem wird dadurch gelöst, dass bei diesen Titrationen häufig einer der beiden Reaktionspartner bereits eine Farbe aufweist, die sich bei vollendeter Reaktion ändert.

Ziel dieses Praktikumsversuchs ist es, die Konzentration der  $\text{Fe}^{2+}$ - Ionen in einer Eisen(II)-sulfat-heptahydrat-Lösung zu bestimmen. Als Maßlösung wird dabei eine 0,02 molare Kaliumpermanganat-Lösung verwendet.

Formuliere die Lösungsgleichungen der beiden Reaktionspartner im Wasser.

- Eisen(II)-sulfat
  
- Kaliumpermanganat

Formuliere die Teilgleichung für die Oxidation von  $\text{Fe}^{2+}$  zu  $\text{Fe}^{3+}$  und gib alle relevanten Oxidationszahlen an.

Ox:

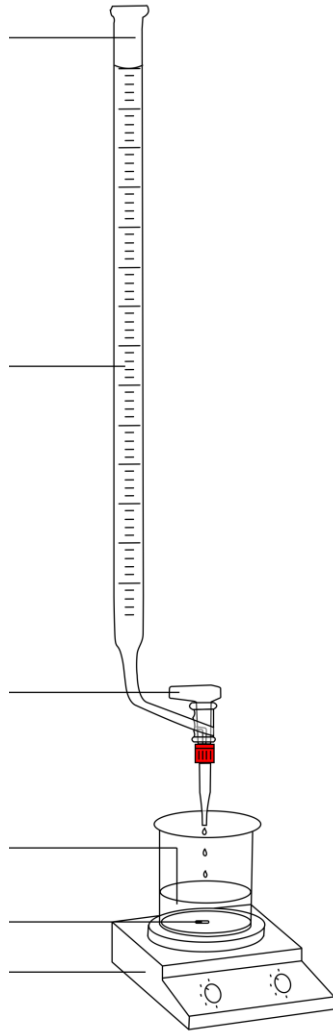
Formuliere die Teilgleichung für die Reduktion von Permanganat-Ionen zu  $\text{Mn}^{2+}$  im sauren Milieu (Anwesenheit von  $\text{H}^+$ ) und gib alle relevanten Oxidationszahlen an.

Red:

Formuliere die Gesamtgleichung für diese Redoxreaktion

Redox:

### Versuchsbeschreibung



- Entnehme sehr präzise (!) 10 mL der unbekanntes Eisen(II)-sulfat-heptahydrat-Lösung und gib diese in einen 250 mL Erlenmeyerkolben.
  - Gib ungefähr 50 mL destilliertes Wasser in den Erlenmeyerkolben hinzu.
  - Gib etwa 5 mL 2M Schwefelsäure in den Erlenmeyerkolben hinzu.
  - Gib einen Rührfisch zu der Lösung hinzu.
  - Lasse zunächst das Wasser aus der Bürette heraus und spüle diese anschließend kurz mit der Kaliumpermanganatlösung (0,02 M) durch.
- Achtung! Die Kaliumpermanganatlösung darf unter keinen Umständen über den Abguss entsorgt werden!
- Fülle die Bürette nun mit der Kaliumpermanganatlösung (0,02 M) sehr präzise bis zur Nullmarke auf.
- Platziere den Erlenmeyerkolben mit der Eisen(II)-sulfat-heptahydrat-Lösung auf einem Magnetrührer und lege ein weißes Blatt Papier unter den Erlenmeyerkolben.
  - Tropfe die Kaliumpermanganat-Lösung aus der Bürette unter Rühren langsam zu der Eisen(II)-sulfat-heptahydrat-Lösung im Erlenmeyerkolben hinzu.
  - Der Endpunkt der Titration ist erreicht, sobald eine schwache Rosa-färbung auftritt, die einige Zeit bestehen bleibt.

**Verbrauch an Kaliumpermanganatlösung:** \_\_\_\_\_

### **Entsorgung und Nachbereitung**

- Gib die restliche Lösung aus der Bürette in das Becherglas, das dir vom Lehrer zur Verfügung gestellt wurde.
- Gib die Lösung aus dem Erlenmeyerkolben in den Abfallbehälter für „SCHWERMETALLSALZE“.
- Spüle alle Glasgeräte gründlich mit Wasser ab.
- Spüle die Bürette mehrmals sorgfältig mit Wasser durch, bis keine Rosafärbung mehr erkennbar ist.

### **Auswertung**

a) Erkläre, wieso der Lösung vor der Titration Schwefelsäure hinzugefügt werden musste.

b) Berechne die Konzentration der  $\text{Fe}^{2+}$  - Ionen in der Lösung.

c) Gib die chemische Formel von Eisen(II)-sulfat-heptahydrat an und bestimme dessen molaren Masse. Berechne anschließend die Masse, die sich zu Beginn im 250 mL Messkolben befand.