

## Titerbestimmung einer Kaliumpermanganat - Lösung

Zuerst wird der Titer der vorgegebenen  $\text{KMnO}_4$  Maßlösung bestimmt. Schnelles Arbeiten ist erforderlich, da die Lösung sich bei Lichteinwirkung zersetzt.

- Mikrobürette mit  $\text{KMnO}_4$  Maßlösung füllen
- Titrisol ansetzen
  - 5 ml 0,05 M Oxalsäure in 50ml Becherglas geben*
  - + 25ml dest. Wasser*
  - + Unter rühren Tropfenweise  $\text{H}_2\text{SO}_4$  zugeben*
  - + erwärmen auf 60 bis 70 °C*
- Im Abstand von 1 Minute die ersten 4 Tropfen  $\text{KMnO}_4$  Maßlösung zutropfen
- Nach den ersten 4 Tropfen kann die Lösung schneller zugegeben werden
- Ab etwa 4,5 ml wieder tropfenweise titrieren
- Zugabe bis Entfärbung stattfindet

### Fehlerbestimmung:

- $n$  = Anzahl der Messungen
- Bestimmung des Faktor:
  - Faktor = [ml theoretischer Verbrauch] / [ml tatsächlicher Verbrauch]*
- Mittelwert der Faktoren bestimmen:
  - Mittelwert = [Faktor 1 + Faktor 2 + ... + Faktor n] / n*
- Summe alle Fehler mit positivem Vorzeichen und Summe aller Fehler mit negativem Vorzeichen bilden.
  - Fehler = Faktor - Mittelwert m*
- Summe aller Fehlerquadrate \*  $10^6$  errechnen
  - Fehlerquadrat = Fehler zum Quadrat \*  $10^6$*
- Mittleren Fehler der Einzelmessungen  $\sigma$  bestimmen
  - $\sigma = \sqrt{[(\text{Summe aller Fehlerquadrate})/(n-1)]}$*
- Mittlerer Fehler des Mittelwertes  $m$  bestimmen
  - $m = \sigma * \pm \sqrt{[1/n]}$*
- Faktor F = Faktor  $\pm m$

Mit diesem Faktor muss die Zahl der Milliliter korrigiert werden.

## Quantitative Bestimmung von Eisen nach Reinhardt Zimmermann

Gegeben ist eine Probelösung unbekanntes Volumens und unbekannter Konzentration von  $\text{FeCl}_3$ .

- Messkolben mit der Probelösung auf 100ml auffüllen
- 10ml der verdünnten Probelösung entnehmen
- Behandlung der Probelösung
  - (1) *Lösung in Becherglas + Rührfisch auf Heizplatte*
  - (2) + 1 Tropfen *konz. HCl*
  - (3) *bis zum Sieden erhitzen*
  - (4) *unter Rühren*
    - + 2 bis 3 Tropfen *Zinn(II) – Lösung (z.B.  $\text{SnCl}_2$ )*
  - (5) *Abkühlen der Lösung z.B. im Wasserbad*
  - (6) + 1 bis 2 Tropfen *(zügig)  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  Lösung geben*
    - weiße Trübung = gut*
    - schwarz, grauer Niederschlag = Beginne bei (1)*
  - (7) *1 bis 2 Minuten abwarten*
  - (8) + 10ml  $\text{H}_2\text{O}$
  - (9) + 0,5ml *Reinhardt Zimmermann Lösung*
    - weiße Trübung = gut*
    - schwarz, grauer Niederschlag = Beginne bei (1)*
- Die behandelte Probelösung mit  $\text{KMnO}_4$  titrieren bis Lösung schwach rosa wird
- (10) Wenn Lösung rosa ist kurz abwarten, da weitere Entfärbung möglich ist
- Wiederhole dies drei mal

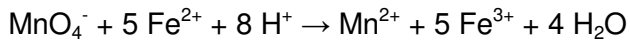
**Murphys Law: Man hat nie die Zeit etwas Richtig zu machen, aber immer die Zeit um es noch einmal zu machen...**

Eigene Anmerkungen

## Auswertung

Es muss nun noch der Gehalt an Fe(II) in Milligramm bestimmt werden

**(1) Reaktionsgleichung:**



→ Fe<sup>2+</sup> reagiert mit MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> im molaren Verhältnis **5:1**

**(2) Berechnung der umgesetzten Stoffmenge an Fe<sup>2+</sup>:**

$$n(\text{Fe}^{2+}) = 5 \cdot n(\text{MnO}_4^-) = 5 \cdot V(\text{MnO}_4^-) \cdot c(\text{MnO}_4^-)$$

z.B.: Verbrauch an 0,02 m KMnO<sub>4</sub>: 0,65 ml = 0,65 · 10<sup>-3</sup> l

$$n(\text{Fe}^{2+}) = 5 \cdot 0,65 \cdot 10^{-3} \text{ l} \cdot 0,02 \text{ mol/l} = 6,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

**(3) Multiplizieren mit dem Verdünnungsfaktor D**

D = Gesamtmenge / Entnommene Probe

z.B.: 5 ml von insgesamt 100 ml titriert: Verdünnungsfaktor: 20

$$n_{\text{ges}}(\text{Fe}^{2+}) = 6,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot 20 = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

**(4) Berechnung der Masse Fe<sup>2+</sup>**

$$m(\text{Fe}^{2+}) = n_{\text{ges}}(\text{Fe}^{2+}) \cdot M(\text{Fe})$$

z.B.:  $m(\text{Fe}^{2+}) = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 55,85 \text{ g/mol} = 0,0726 \text{ g} = 72,6 \text{ mg}$

## Eigene Rechnung

**(2) Berechnung der umgesetzten Stoffmenge an Fe<sup>2+</sup>:**

$$n(\text{Fe}^{2+}) = 5 \cdot n(\text{MnO}_4^-) = 5 \cdot V(\text{MnO}_4^-) \cdot c(\text{MnO}_4^-)$$

Verbrauch an 0,02 m KMnO<sub>4</sub>: \_\_\_\_\_ ml = \_\_\_\_\_ l

$$n(\text{Fe}^{2+}) = 5 \cdot \text{_____ l} \cdot 0,02 \text{ mol/l} = \text{_____ mol}$$

**(3) Multiplizieren mit dem Verdünnungsfaktor D**

D = Gesamtmenge / Entnommene Probe

\_\_\_\_\_ ml / \_\_\_\_\_ ml = \_\_\_\_\_

$$n_{\text{ges}}(\text{Fe}^{2+}) = \text{_____ mol} \cdot \text{_____} = \text{_____ mol}$$

**(4) Berechnung der Masse Fe<sup>2+</sup>**

$$m(\text{Fe}^{2+}) = n_{\text{ges}}(\text{Fe}^{2+}) \cdot M(\text{Fe})$$

$$m(\text{Fe}^{2+}) = \text{_____} \cdot 55,85 \text{ g/mol} = \text{_____ g} = \text{_____ mg}$$

## Quellenverzeichnis

Seminar Anorganische Chemie 1

gehalten von Frau Irene Bonn

Anorganisches Grundpraktikum kompakt

von Gertrud Kiel