

## 1. Protokoll

### - Fällungstitration -

#### Thema/Aufgabe:

Bestimmung von Chlorid nach Mohr

#### Theoretische Grundlagen der Analyse:

Bei der Bestimmung von Chlorid nach Mohr wird zur Endpunktsbestimmung ausgenutzt, dass  $\text{Ag}^+$  mit Chromat-Ionen einen rotbraunen Niederschlag bildet. Die Probelösung wird mit 0,1 molarer  $\text{AgNO}_3$ -Lösung versetzt, bis die gesamte Halogenidmenge als Silbersalz ausgefällt ist. Danach bildet sich rotes  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ . Wichtig ist, dass die Bildung einer sichtbaren farbigen Fällung nahe am Äquivalenzpunkt eintritt.

#### Arbeitsvorschrift:

Die neutrale Lösung wird mit einem Tropfen konzentrierter Salpetersäure versetzt. Stärker saure Lösungen sind mit chloridfreiem Natriumhydrogencarbonat abzustumpfen. Als Indikator gibt man 2ml einer Lösung von 5g Kaliumchromat in 100ml Wasser je 100ml Probelösung zu. Unter kräftigem Schütteln wird mit 0,1 molarer  $\text{AgNO}_3$ -Lösung titriert, bis der Niederschlag eine eben erkennbare, bleibende Verfärbung nach Rotbraun zeigt. Man erkennt den Umschlag am besten, wenn man eine bereits austitrierte Lösung zum Vergleich bereitstellt.

#### Entsorgung:

Das mit Silberchromat verunreinigte Silberchlorid wird abfiltriert, das Filterpapier an der Luft getrocknet und anschließend in den Behälter für feste silberhaltige Rückstände gegeben. Die restliche, unverbrauchte Analysenlösung kann verworfen werden.

#### Geräte/Chemikalien:

Stoff	Symbol	R-Sätze	S-Sätze
$\text{HNO}_3$ (konz.)	O,C	R 8-35	S 23.2-26-36-45
$\text{K}_2\text{CrO}_4$	T,N	R 49-46-36/37/38-43-50/53	S 53-45-60-61
$\text{AgNO}_3$	C,N	R 34-50/53	S 26-45-60-61

- Stativ + Klemme
- Bürette
- Maßkolben (100ml)
- Becherglas
- Erlenmeyerkolben
- Messpipette/Messzylinder
- Trichter/Filterpapier

#### Berechnungen:

Die *Löslichkeitsprodukte* ( $K_L$ ) der auftretenden Fällungen sind bei 25°C (vgl. Mortimer „Chemie“):

$$\begin{aligned}K_L(\text{AgCl}) &= c_{\text{Ag}^+} \cdot c_{\text{Cl}^-} = 1,7 \cdot 10^{-10} \text{mol}^2 \cdot \text{L}^{-2} \\K_L(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) &= c_{\text{Ag}^+}^2 \cdot c_{\text{CrO}_4^{2-}} = 1,9 \cdot 10^{-12} \text{mol}^3 \cdot \text{L}^{-3}\end{aligned}$$

Am *Äquivalenzpunkt* gilt für die Silberkonzentration:

$$\begin{aligned}L_{\text{AgCl}} = c_{\text{Ag}^+} = c_{\text{Cl}^-} &= \sqrt{1,7 \cdot 10^{-10} \text{mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}} \\&\approx 1,30 \cdot 10^{-5} \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}\end{aligned}$$

- die  $\text{CrO}_4^-$  Konzentration beträgt:

$$\begin{aligned}c_{\text{CrO}_4^{2-}} = c_{\text{K}_2\text{CrO}_4} &= \frac{m(\text{K}_2\text{CrO}_4) \cdot V(\text{Indikator})}{M(\text{K}_2\text{CrO}_4) \cdot V(\text{Verd.}) \cdot V(\text{Probelsg.})} \\&= \frac{5\text{g} \cdot 0,002\text{L}}{194,2\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,1\text{L} \cdot 0,102\text{L}} = 5,05 \cdot 10^{-3} \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}\end{aligned}$$

- die  $\text{Ag}^+$ -Konzentration, ab der Silberchromat ausfällt, beträgt:

$$c_{\text{Ag}^+}^2 = \frac{K_L(\text{Ag}_2\text{CrO}_4)}{c_{\text{CrO}_4^{2-}}}$$

$$c_{\text{CrO}_4^{2-}} \approx 5,05 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$c_{\text{Ag}^+} = \sqrt{\frac{K_L(\text{Ag}_2\text{CrO}_4)}{c_{\text{CrO}_4^{2-}}}}$$

$$= \sqrt{\frac{1,9 \cdot 10^{-12} \text{ mol}^3 \cdot \text{L}^{-3}}{5,05 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}}$$

$$= 1,94 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

und entspricht demnach der Silberionenkonzentration (auf fünf Stellen nach dem Komma genau) am Äquivalenzpunkt. Die Differenz der beiden Konzentration ist also hinreichend klein und kann in Anbetracht der Genauigkeit der Analyse vernachlässigt werden.

**Messwerte:**

Nr.	Startwert	Endwert	Differenz
1			
2			
3			
4			

**Berechnung des  $\text{Cl}^-$ -Gehalts:**

Mittelwert aller Messungen:

Da  $\text{AgCl}$  ein 1:1 Salz ist, gilt:  $n(\text{Ag}^+) = n(\text{Cl}^-)$

$$c_{\text{AgNO}_3} = \frac{n(\text{AgNO}_3)}{V(\text{AgNO}_3)}$$

$$n(\text{AgNO}_3) = c_{\text{AgNO}_3} \cdot 1\text{mL}$$

$$= 1 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = n(\text{Ag}^+)$$

$$n(\text{Ag}^+) = \frac{m(\text{Cl}^-)}{M(\text{Cl}^-)}$$

$$m(\text{Cl}^-) = n(\text{Ag}^+) \cdot M(\text{Cl}^-)$$

$$= 3,545\text{mg je 1mL Verbrauch}$$

$\implies$  Somit befinden sich in der Probelösung  $m = x \cdot 3,545\text{mg}$

also  $m =$                        $\text{mg Chloridionen.}$

**Datum/Unterschrift:**