

Prinzip: Chlorid- Ionen werden mit Silbernitrat ausgefällt. Es bildet sich ein weißer schwerlöslicher Niederschlag aus Silberchlorid - Als Indikator dient Kaliumchromat. Die Fällung des Silberchromat beginnt erst, wenn das Chlorid schon gefällt ist. Bromid und Iodid- Ionen werden bei der Bestimmung mit erfaßt.

Materialliste:

<u>Geräte:</u>		<u>Chemikalien:</u>	
1 Erlenmeyerkolben, 200 mL	1 Bürettenklammer, Plastik	AgNO ₃ -Lösung (c=0.1 mol/L)	
1 Tropfpipette	1 Bürette 25 mL	Kaliumchromat	
1 Meßzylinder , 100 mL		dest. Wasser	
		Schwefelsäure (verd)	

Vorbereitung des Versuches:

Herstellen der Lösungen

- 140,8 mL käuflicher 0.1 M AgNO₃-Lösung werden in 500 mL Meßkolben aufgefüllt. Die Lösung enthält nun $(0.1408 \cdot 0.1)/0.5 = 0.02816$ mol/L
- 25 g Kaliumchromat werden in 25 mL dest. Wasser gelöst.

Durchführung des Versuches:

Mit Hilfe des Meßzylinders werden 100 mL der Wasserprobe in den Erlenmeyerkolben gefüllt. Dazu gibt man etwa 1mL Kaliumchromatlösung und titriert die Lösung mit der AgNO₃-Lösung (c=0,02816 mol/L) bis zum Farbumschlag von gelb nach gelb-braun. Da der Umschlag recht schwer zu erkennen ist, stellt man die Probe vor ein weißes Papier und eine schon titrierte Probe daneben.

Auswertung des Versuches:

Berechnung des Chlorid-gehaltes

Bei der Wasseranalyse wird der Chloridgehalt in mg/L angegeben.
Die Lösung ist so eingestellt, daß 1 mL der Silbernitratlösung 1 mg Chlorid entspricht .

$$n(\text{Ag}^+) \text{ in 1 mL Titriermittel: } = c \cdot V = 0.02816 \text{ mol/L} \cdot 0.001 \text{ L} = 0.000\ 028\ 16 \text{ mol}$$

$$m(\text{Cl}^-) = n \cdot M = 0.000\ 02816 \text{ mol} \cdot 35500 \text{ mg/mol} = 1 \text{ mg}$$

Angabe:

Für 100 mL Wasserprobe und X mL Verbrauch ergibt sich (bezogen auf 1000 mL) folgende Rechnung:

$$\text{Chlorid- Gehalt} = X \cdot 10 \text{ [mg/L]}$$