

Hier sollen die SuS Vorwissen im Bereich der Redox-Chemie haben. Somit eignet sich der Versuch auch zur Einarbeitung dieses Themas, falls es nach der Thematisierung von Titrationsen durchgeführt wird, oder zur Wiederholung.

anometrie eines Eisensalzes

Gefahrenstoffe		
Ammoniumeisen(II)-sulfat-hexahydrat	H: 315-319-335	P: 261-305+351+338
KmnO ₄ Lösung	H: 272-302-410	P:210-273
Dest. Wasser	H:-	P:-
Schwefelsäure (w=38%)	H: 314 - 290	P: 280-301+330+331-305+351+338-309+310
Phosphorsäure (w=18%)	H: 315-290-319	P: 280-301+330+331-309+310-305+351+338

Materialien: Feinwaage, Trichter, Messkolben (50 mL), Pipette, 2 Messzylinder (10 mL), Bürette, 3 Erlenmeyerkolben weithalsig, 250 mL), Wägegglas

Chemikalien: Ammoniumeisen(II)-sulfat-hexahydrat (Mohrsches Salz), KMnO₄-Lösung (w=0,32%), Schwefelsäure (w=38%), Phosphorsäure (w=18%), dest. Wasser

Durchführung: Zunächst werden 2 g Mohrsches Salz auf einem Wägegglas in einer Feinwaage abgewogen und die Gesamtmasse, also die Masse des Wägegglas mit dem Salz, notiert. Durch einen Trichter wird das Salz nun in den Messkolben gegeben. Daraufhin wird das leere Wägegglas gewogen, um über die Differenz die tatsächliche Einwaage zu bestimmen. Der Messkolben wird nun bis zur Hälfte mit dest. Wasser aufgefüllt, verschlossen, geschüttelt und dann bis zur Eichmarke aufgefüllt. 10 mL der Lösung werden in einen Messkolben pipettiert und mit 10 mL Schwefelsäure und 1 mL Phosphorsäure versetzt. Mit dest. Wasser wird nun auf 100 mL aufgefüllt. Mit der KMnO₄-Lösung wird bis zur schwach rotviolett

Färbung titriert und das verbrauchte Volumen abgelesen.

Beobachtung: Es werden 0,3 mL der $KMnO_4$ -Lösung bis zum Farbumschlag benötigt bei einer tatsächlichen Einwaage von 0,4 g Mohrsches Salz.

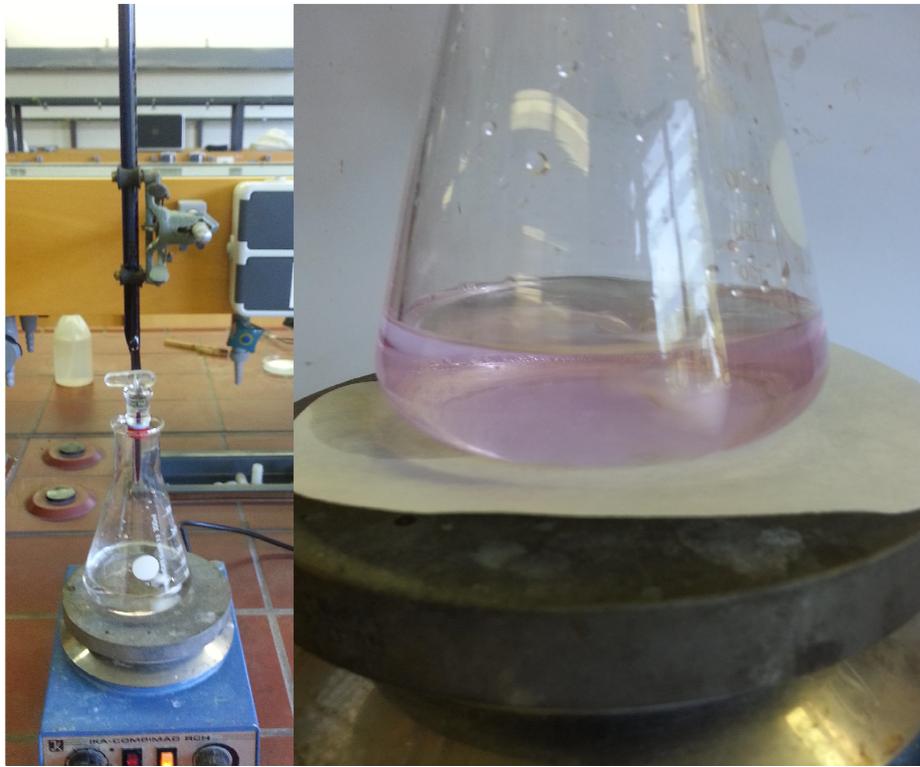
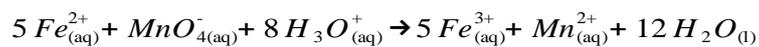


Abb. 8 - links: Aufbau der Titration, rechts: am Umschlagspunkt

Deutung: Über den Verbrauch lässt sich die Konzentration des Salzes bestimmen. Daraus wird die Masse des Eisen bestimmt und schließlich kann der Massenanteil bestimmt werden.

Rechnung:



$$c(\text{Mohrsches Salz}) = \frac{V_{KMnO_4} \cdot c_{KMnO_4}}{V_{\text{Mohrsches Salz}}} = \frac{0,3 \text{ mL} \cdot 0,1 \text{ mol/L}}{10 \text{ mL}} = 3 \text{ mmol/L}$$

$$m(Fe) = c(\text{Mohrsches Salz}) \cdot V_{\text{Gesamtlösung}} \cdot M(Fe) = 3 \text{ mmol/L} \cdot 0,05 \text{ L} \cdot 55,85 \text{ g/mol} = 8,38 \text{ mg}$$

$$\beta(Fe) = \frac{m(Fe)}{m(\text{Mohrsches Salz})} = \frac{8,38 \text{ mg}}{0,4 \text{ g}} = 2,1 \%$$

Gemäß der Literatur unten liegt der Literaturwert bei 14 %, wodurch sich folgende Fehler ergeben:

$$\text{absolut : } \Delta \beta (Fe) = |\beta (Fe) - \text{Literaturwert}| = 11,9 \%$$

$$\text{relativ : } \frac{\Delta \beta (Fe)}{\text{Literaturwert}} \cdot 100 \% = 85 \%$$

Die hohe Abweichung lässt sich auf ungenaues Arbeiten bei der Probenvorbereitung zurückführen. Außerdem könnten die Säure Lösungen falsch konzentriert sein die Kaliumpermanganat-Lösung falsch angesetzt sein, was den Fehler verstärken kann.

Entsorgung:

Die Lösung wird in den Schwermetallabfall gegeben.

Literatur:

H. Keune & H. Böhland, Chemische Schulexperimente Bd. 3 – Allgemeine, physikalische und analytische Chemie – Chemie und Umwelt, 2002, Volk und Wissen Verlag