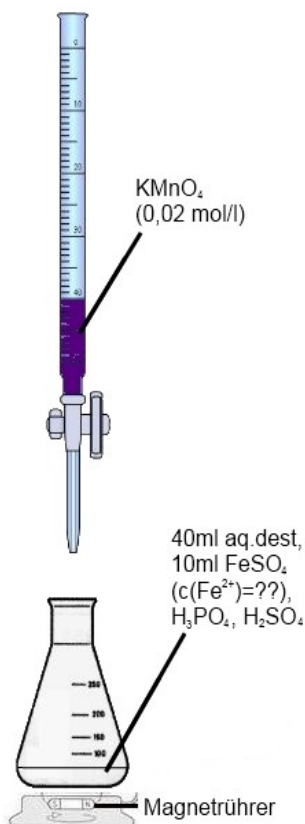


Zeit:	8. Stunde (14 ⁰⁰ – 14 ⁴⁵ Uhr) am Dienstag, den 22. Dezember 2009
Thema:	Redox titration (Manganometrie)
Aufgabe:	Titration einer Säure unbekannter Konzentration mit Kaliumpermanganat - Lösung.
Geräte:	Magnetrührer, Bürette, Auslaufpipette, Becherglas, Messzylinder, Erlenmeyerkolben
Chemikalien:	Destilliertes Wasser, Eisen(II)-sulfat-Lösung (FeSO_4) unbekannter Konzentration, Phosphorsäure (H_3PO_4), Schwefelsäure (H_2SO_4), 0,02 molare Kaliumpermanganat-Lösung (KMnO_4)

Versuchsaufbau: Schutzbrille aufsetzen!



Der Erlenmeyerkolben wird mit 40ml destilliertem Wasser, 10ml Eisen(II)-sulfat-Lösung und ein wenig Phosphor- und Schwefelsäure, zum ansäuern, versetzt. Außerdem wird der Rührfisch für den Magnetrührer hineingegeben.

Die Bürette wird bis zu einer geeigneten Markierung (bei der einige ml abgelesen werden können) mit der Kaliumpermanganat-Lösung gefüllt. Der Auslauf der Bürette ist über dem Erlenmeyerkolben. Der Erlenmeyerkolben steht auf dem Magnetrührer.

Versuchsdurchführung: Der Magnetrührer wird eingeschaltet und die Bürette soweit aufgedreht, dass die Kaliumpermanganat-Lösung nur langsam aus der Bürette tropft. Dies wird solange gemacht, bis sich die Lösung im Erlenmeyerkolben leicht rosa färbt. Danach wird die Bürette zuge dreht und die Titration beendet.

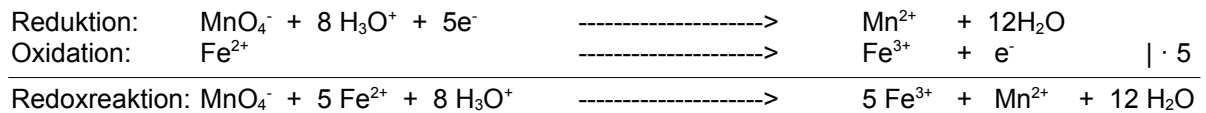
Beobachtung: Die angesetzte Lösung im Erlenmeyerkolben ist farblos, die Kaliumpermanganat-Lösung in der Bürette violett. Jeder zugetropfte Tropfen Kaliumpermanganat-Lösung hinterlässt in der Lösung rosa Schlieren, die im Bruchteil einer Sekunde wieder verschwinden. Nach 1ml zugetropfter Kaliumpermanganat-Lösung färbt sich die Lösung dauerhaft leicht rosa.

Auswertung:

Bei der Manganometrie dienen die violetten Permanganat-Ionen (MnO_4^-) als Oxidationsmittel, welche in saurer Lösung (Ansäuern durch Schwefelsäure damit das Mangan vollständig zu +II reduziert.) zu Mn^{2+} -Ionen reduziert werden.

Werden genau so viele Permanganat-Ionen der Lösung zugeführt, dass alle Fe^{2+} -Ionen zu Fe^{3+} -Ionen oxidiert sind, ist der Äquivalenzpunkt erreicht.

Es gelten folgende Gleichungen:



Werden über den Äquivalenzpunkt hinaus weitere Permanganat-Ionen zugeführt, so werden die Permanganat-Ionen nicht mehr zu Mn^{2+} -Ionen reduziert und behalten ihren Ursprungszustand (OZ: +VII, violette Farbe). Der Äquivalenzpunkt ist also erreicht und kann erkannt werden sobald die überschüssigen Permanganat-Ionen eine schwache Rosafärbung hervorrufen.

Da in diesem Versuch gelbe Fe^{3+} -Ionen entstehen, welche die Bestimmung des Äquivalenzpunktes erschweren, gibt man der Eisen(II)-sulfat-Lösung vor Beginn der Titration Phosphorsäure hinzu, welche die Fe^{3+} -Ionen zu einem farblosen Komplex ($[Fe(PO_4)_3]^{6-}$) bindet; man sagt auch „maskiert“.

Zur Berechnung der Konzentration an Fe^{2+} -Ionen in der Eisen(II)-sulfat-Lösung:

Auf Grund der $\frac{n(MnO_4^-)}{n(Fe^{2+})} = \frac{1}{5}$ Gleichung gilt am Äquivalenzpunkt:

$$n(Fe^{2+}) = 5n(MnO_4^-)$$

$$c(Fe^{2+}) \cdot V(Fe^{2+}) = 5 \cdot c(MnO_4^-) \cdot V(MnO_4^-)$$

$$\rightarrow c(Fe^{2+}) = \frac{5 \cdot c(MnO_4^-) \cdot V(MnO_4^-)}{V(Fe^{2+})}$$

$$c(Fe^{2+}) = \frac{5 \cdot 0,02 \frac{mol}{l} \cdot 0,001 l}{0,01 l}$$

$$c(Fe^{2+}) = 0,01 \frac{mol}{l}$$