

1. Weshalb wird für manganometrische Titrations für die Erkennung des Äquivalenzpunktes kein Indikator benötigt?
2. Weshalb werden manganometrische Titrations in den Regel im sauren Milieu durchgeführt? Zur Ansäuerung wird jedoch nicht HCl, sondern Schwefelsäure genutzt. Erklären Sie diese Sachverhalte.
3. 136,5 mg Calciumoxalat ( $\text{CaC}_2\text{O}_4$ ) verbrauchen bis zum Äquivalenzpunkt 20,15 mL  $\text{KMnO}_4$ -Maßlösung.
  - a) Geben Sie die Reaktionsgleichung für die Redoxiteration an.
  - b) Berechnen Sie die genaue Konzentration der Maßlösung. Geben Sie auch eine Sollkonzentration und den dazugehörigen Titer an.
4. Eine Gesteinsprobe enthält ca. 90%  $\text{CaCO}_3$ . Der exakte Masseanteil soll manganometrisch ermittelt werden: Das Mineral wird gelöst, und  $\text{Ca}^{2+}$  als Calciumoxalat-Monohydrat ( $\text{CaC}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ) gefällt. Der Niederschlag wird als Oxalsäure in Lösung gebracht und der Gehalt durch Titration mit  $\text{KMnO}_4$ -Maßlösung ( $c = 0,05 \text{ mol/L}$ ;  $t = 0,9953$ ) bestimmt.
  - a) Berechnen Sie die erforderliche Einwaage an Gestein, wenn der Verbrauch an Maßlösung ca. 20 mL betragen soll.
  - b) Bei einer Einwaage von 0,3530 g Gestein beträgt der Verbrauch an Maßlösung 22,00 mL. Berechnen Sie den Massenanteil  $\text{CaCO}_3$  im Gestein.
5. Von 100 mL einer  $\text{Fe}^{2+}$ -Lösung wurde ein Aliquot von 25 mL einer manganometrischen Titration mit  $\text{KMnO}_4$  ( $c = 0,02 \text{ mol/L}$ ,  $t = 1,021$ ) unterzogen. Dabei wurde versehentlich übertitriert. Um trotzdem noch ein Ergebnis berechnen zu können wurden zusätzlich 0,2035 g Eisen(II)-sulfat-Heptahydrat im Gefäß gelöst und bis zum Äquivalenzpunkt weiter titriert. Der Gesamtverbrauch lag bei 26,15 mL Maßlösung. Berechnen Sie  $m(\text{Fe}^{2+})$  in der Stammlösung.
6. Nitritbestimmung nach LUNGE: Zur Bestimmung des Gehalts an Nitrit werden 20 mL Kaliumpermanganat-Maßlösung ( $c_{\text{soll}} = 0,02 \text{ mol/L}$ ,  $t = 0,989$ ) in ein Becherglas vorgelegt und anschließend die Probelösung mit der Bürette bis zum Farbumschlag dazugetropft.
  - a) Wie wird diese Art der Titration (Maßlösung als Vorlage, Titration mit Probelösung) genannt? Welche Gründe können dafür sprechen, die Titration in dieser Weise durchzuführen? Welche Farbänderung lässt sich am Umschlagpunkt beobachten?
  - b) Bestimmen Sie  $c(\text{Nitrit})$ , wenn bis zum Umschlagpunkt 14,4 mL Probelösung verbraucht wurden. Antwort: 0,0687 mol/L
7. Der Titer einer 0,02-M- $\text{KMnO}_4$ -Maßlösung wird mit Hilfe von Natriumoxalat  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$  bestimmt. Anschließend wird diese Maßlösung benutzt, um den  $\text{Fe}^{2+}$ -Gehalt einer Probe zu ermitteln.
  - a) Welche Masse an  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$  ist einzuwiegen, wenn bei der Titration 25 mL Maßlösung verbraucht werden sollen ( $c_{\text{soll}} = 0,02 \text{ mol/L}$ ) Antwort: 167,5 mg
  - b) Bei Einwaage von 190,5 mg Na-Oxalat beträgt der Verbrauch 27,20 mL Maßlösung. Berechnen Sie den Titer der  $\text{KMnO}_4$ -Maßlösung. Antwort:  $t = 1,0453$
  - c) Geben Sie die Redox-Reaktion für die anschließende Titration der  $\text{Fe}^{2+}$ -Probelösung an.
  - d) 25 mL einer  $\text{Fe}^{2+}$ -Probelösung wurden mit der  $\text{KMnO}_4$ -Maßlösung ( $c = 0,02 \text{ mol/L}$ ,  $t = \text{siehe Antwort Aufgabe b}$ ), wenn dort kein realistisches Ergebnis, gehen Sie von  $t = 1,000$  aus) titriert. Es wurde versehentlich übertitriert. Deshalb wurde 0,1483 g  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  in der Lösung gelöst, um den Gehalt an  $\text{Fe}^{2+}$  zu erhöhen und bis zum neuen Umschlagpunkt weiter titriert. Es ergab sich ein Gesamtverbrauch von 25,87 mL  $\text{KMnO}_4$ -Lsg. Berechnen Sie die Massenkonzentration  $\beta(\text{Fe}^{2+})$  der Probelösung. Antwort: 4,849 g/L