

Name: \_\_\_\_\_

Matrikelnr.: \_\_\_\_\_

Dauer: **90 min.** Maximal erreichbare Punkte: 40 Punkte

- 1 Sehr gut: 40 – 35.5 Punkte
  - 2 Gut: 35 – 30.5 Punkte
  - 3 Befriedigend: 30 – 25.5 Punkte
  - 4 Genügend: 25.0 – 20 Punkte
  - 5 Nicht genügend: 19.5 – 0 Punkte
- 

**!! Geben Sie bei jeder Halbgleichung die Oxidationsstufen jener Elemente an, die einer Oxidation bzw. Reduktion unterliegen, ansonsten gibt es Punkteabzüge !! Auch die Halbgleichungen müssen ausbalanciert werden, ansonsten gibt es Punkteabzüge !!**

1. Eine Probelösung enthält  $\text{Fe}^{2+}$  und  $\text{Fe}^{3+}$ . Zur Bestimmung des  $\text{Fe}^{2+}$ -Gehaltes werden 50 ml der Eisenlösung mit einer Kaliumpermanganatlösung titriert (saures Milieu), wobei  $\text{Fe}^{3+}$  und  $\text{Mn}^{2+}$  gebildet werden. Zum Erreichen des Äquivalenzpunktes werden 15,1 ml einer 0,02 M  $\text{KMnO}_4$  verbraucht.

Weitere 50 ml der Eisenlösung werden mit Zink und Säure versetzt. Dabei wird das  $\text{Fe}^{3+}$  zu  $\text{Fe}^{2+}$  reduziert. Die resultierende Lösung, die jetzt das gesamte Eisen als  $\text{Fe}^{2+}$  enthält, wird ebenfalls mit einer 0,02 M  $\text{KMnO}_4$  titriert. Verbrauch: 24,0 ml.

a) Formulieren Sie die beide Halbgleichungen, sowie die gesamte Reaktionslösung für die Titrationsreaktion!!

**2.5 P**

b) Berechnen Sie die Massenkonzentration an  $\text{Fe}^{2+}$  und  $\text{Fe}^{3+}$  in der Probenlösung in g/l!

Geben Sie die Ergebnisse auf 3 Kommastellen genau an!

**6 P**

$$M(\text{Fe}) = 55,847 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

2. Zu 50.00 ml einer Probe, die  $\text{La}^{3+}$  enthält, wurde Natriumoxalat zugegeben, wodurch  $\text{La}_2(\text{C}_2\text{O}_4)_3$  ausfiel. Der Niederschlag wurde gewaschen, in Säure gelöst und mit 18,04 ml einer 0,006363 M  $\text{KMnO}_4$  titriert.

a) Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für die Fällung von  $\text{La}_2(\text{C}_2\text{O}_4)_3$ .

**1 P**

b) Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für die Redox-Titration von Oxalat  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$  im Sauren mit  $\text{KMnO}_4$ , wobei  $\text{CO}_2$  und  $\text{Mn}^{2+}$  entsteht, und bilanzieren Sie diese aus.

Geben Sie sowohl die beiden Halbgleichungen, als auch die gesamte Reaktionsgleichung für den Redox-Prozess an!

**3 P**

c) Berechnen Sie die Molarität von  $\text{La}^{3+}$  in der Probe!

**3.5 P**

3. 12,53 ml einer 0,05093 M wässrigen Selendioxidlösung wurden mit 25,52 ml einer 0,1000 M wässrigen Cr(II)sulfatlösung zur Reaktion gebracht. In dieser Reaktion wurde  $\text{Cr}^{2+}$  zu  $\text{Cr}^{3+}$  oxidiert. Die Reaktion wurde im sauren Milieu durchgeführt.

a) Welche Oxidationsstufe besitzt das Selen nach der Reaktion?

**4.5 P**

b) Geben Sie die beiden Halbgleichungen für die Titrationsreaktion an!

**1.5 P**

4. In 10 l einer stark sauren Lösung sind 40 mg dreiwertiges Eisen enthalten. Durch Zugabe von festem Natriumhydroxid wird der pH-Wert der Lösung langsam angehoben. Bei welchem pH-Wert beginnt dabei die Ausfällung von Eisen(III)hydroxid, wenn die Volumenveränderung durch das feste Natriumhydroxid nicht berücksichtigt wird?

Geben Sie den pH-Wert auf 2 Kommastellen genau an!

Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für die Fällung von Eisen(III)hydroxid!

Löslichkeitsprodukt  $L(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 5,01 \cdot 10^{-38} \text{ mol}^4 \cdot \text{l}^{-4}$

$M(\text{Fe}) = 55,847 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

**4.5 P**

5. Berechnen Sie die Löslichkeit von  $\text{CaCO}_3$  in  $\text{mol}\cdot\text{l}^{-1}$  in einem geschlossenen Kessel, der auf  $\text{pH} = 8,60$  gepuffertes Wasser enthält!

Formulieren Sie weiters die beiden, für diesen Vorgang relevanten, Reaktionsgleichungen!

Hinweis: Das Carbonat reagiert als Base zu Hydrogencarbonat. Rechnen sie exakt:  $c(\text{CO}_3^{2-})$  ist gegenüber  $c(\text{HCO}_3^-)$  nicht zu vernachlässigen!

Die Autoprotolyse des Wassers kann vernachlässigt werden!

Löslichkeitsprodukt  $L(\text{CaCO}_3) = 7,55 \cdot 10^{-9} \text{ mol}^2\text{l}^{-2}$ .  $K_{S2}$  für Kohlensäure ist  $5,61 \cdot 10^{-11}$ .

**7 P**

6. Zu 100 ml einer wässrigen Lösung von Calciumchlorid mit der Konzentration  $c(\text{CaCl}_2) = 0,2 \text{ mol l}^{-1}$  werden 100 ml einer Ammoniaklösung mit der Konzentration  $c(\text{NH}_3) = 5 \text{ mol l}^{-1}$  gegeben.

Welche Masse an festem Ammoniumchlorid muss außerdem noch zugefügt werden, damit eine Fällung von Calciumhydroxid gerade unterbleibt?

Dabei wird eine Volumenveränderung durch die Feststoffzugabe nicht berücksichtigt, und die beiden Lösungsvolumina sollen sich additiv verhalten.

Die Autoprotolyse des Wassers kann vernachlässigt werden!

Löslichkeitsprodukt  $L(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 6,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol}^3 \cdot \text{l}^{-3}$

$pK_S(\text{NH}_4^+) = 9,25$

$M(\text{NH}_4\text{Cl}) = 53,49 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

**6.5 P**