

## 2. Teilklausur zum Chemischen Grundpraktikum im WS 2016/17 vom 25.01.2017

A1	A2	A3	F4	R5	E6					$\Sigma$	Note
10	10	5								50	

NAME/VORNAME: .....

Matrikelnummer: **STICHPUNKTE ZU DEN LÖSUNGEN**

Pseudonym für Ergebnisveröffentlichung .....

**Schreiben Sie bitte gut leserlich:** Name und Vorname in Druckbuchstaben.

**Unleserliche Teile werden nicht gewertet!**

Die Bewertung der einzelnen Aufgaben ist jeweils in Klammern nach der Aufgabennummerierung angegeben; insgesamt sind 50 Punkte erreichbar.

**Wichtig:** 1. **Überprüfen Sie zu Beginn das ausgegebene Klausurexemplar auf  
ordnungsgemäße Vollzähligkeit der Blätter!**

2. Schreiben Sie bitte die Lösungen nur auf das Blatt der entsprechenden Aufgabe einschließlich der Rückseite.
3. **Mit Bleistift geschriebene Aufgaben werden nicht gewertet!**
4. Als Hilfsmittel ist nur ein nicht programmierbarer Taschenrechner zugelassen.
5. Falls Sie Zusatzblätter benötigen, fordern Sie diese bitte an und verwenden Sie nur gekennzeichnete Zusatzblätter!

**Viel Erfolg beim Lösen der Aufgaben!**

Die Klausur umfasst **6** Aufgaben auf insgesamt 10 Blättern (1 Schmierblatt und PSE im Anhang).

1. [4] Im Praktikum haben Sie die gravimetrische Bestimmung von Aluminium als Aluminiumoxinat durchgeführt. In ammoniakalischer Lösung ( $\text{pH} = 9\text{--}10$ ) reagieren  $\text{Mg}^{2+}$ -Ionen in ähnlicher Weise mit 8-Hydroxychinolin ebenso zu schwerlöslichem Magnesiumoxinat (hellgelb) in Form des Dihydrats (Fällungsform). Nach Trocknung (bei  $140\text{ }^{\circ}\text{C}$ ) bis zur Gewichtskonstanz wird der entsprechende Neutralkomplex (ohne Hydratwasser) direkt zur Auswaage gebracht. Geben Sie eine Reaktionsgleichung für die Fällungsreaktion an, und berechnen Sie den gravimetrischen Umrechnungsfaktor  $[\lambda]$  für die Wägeform.



$$[\lambda] = M(\text{Mg}) / M([\text{Mg}(\text{C}_9\text{H}_6\text{NO})_2]) = 24.31 / 312.61 = 0.07776.$$

Wägeform ist:  $[\text{Mg}(\text{C}_9\text{H}_6\text{NO})_2]$  !

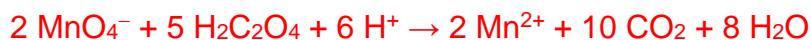
1. b) [2] Berechnen Sie den Magnesiumgehalt in einer 250-mL-Probe, wenn Sie auf diese Weise in einer Doppelbestimmung (50 mL Probelösung jeweils entnommen) 387 mg des Oxinats zur Auswaage gebracht haben.

$$m(\text{Mg}) = [\lambda] \times m(\text{Wägeform}) = 0.0776 \times 387 \text{ mg} = 30.09 \text{ mg} \text{ (in 50 mL)}$$

in 250-mL-Probe:  $30.09 \times 5 = 150.5 \text{ mg}$ .

1. c) [4] Im Praktikum haben Sie den Faktor einer 0.1 N Kaliumpermanganat-Lösung

mit einem Oxalsäureurtiter bestimmt. Mit Hilfe einer bekannten  $\text{KMnO}_4$ -Maßlösung kann aber umgekehrt der Gehalt einer unbekannten Oxalsäurelösung ermittelt werden. Geben Sie die Reaktionsgleichung für diese Bestimmungsmethode an. Berechnen Sie den Gehalt einer Oxalsäure, wenn für die Bestimmung einer Probe insgesamt 37.4 mL des Titrators verbraucht wurden. Wie kann in diesem Fall der Äquivalenzpunkt erkannt werden?



$$1 \text{ mL 0.1 n KMnO}_4 = 4.502 \text{ mg (HCOOH)}_2 \text{ M(Oxalsäure)} = 90.04 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{KMnO}_4) = 158.03 \text{ g/mol}$$

$$\text{Lösung: } 37.4 \text{ (mL)} \times 4.502 \text{ (mg)} = 168.4 \text{ mg}$$

Endpunktserkennung: Titration bis zur schwachen Rosafärbung der Lösung.

2. a) [5] Skizzieren Sie den Kurvenverlauf der Titration von Glutaminsäure mit einer Natronlauge-Maßlösung aus saurer Lösung heraus. Die Titration soll bei einem Wert von  $\text{pH} = 0$  starten. Bei einem Verbrauch von 2.5 Äquivalenten  $\text{NaOH}$ -Lösung soll gelten:  $\text{pK}_{\text{S}2} = \text{pH}$ . Gegeben sind dazu die folgenden  $\text{pK}_s$ -Werte:  $\text{pK}_{\text{S}1} = 2.10$ ,  $\text{pK}_{\text{S}2} = 9.47$ ,  $\text{pK}_{\text{S}3} = 4.07$ .

Markante Punkte im Kurvenverlauf:

Startpunkt der Titration bei  $\text{pH} = 0$

Erster Pufferpunkt bei  $\text{pH} = 2.10 = \text{pK}_{\text{S}1}$  (flacher Kurvenverlauf im Pufferbereich), Verbrauch dort 0.5 Äquivalente an  $\text{NaOH}$ -Maßlösung.

Zweiter Pufferpunkt bei  $\text{pH} = 4.07 = \text{pK}_{\text{S}3}$  (flacher Kurvenverlauf im Pufferbereich), Verbrauch dort 1.5 Äquivalente an  $\text{NaOH}$ -Maßlösung.

Dritter Pufferpunkt bei  $\text{pH} = 9.47 = \text{pK}_{\text{S}2}$  (flacher Kurvenverlauf im Pufferbereich), Verbrauch dort 2.5 Äquivalente an  $\text{NaOH}$ -Maßlösung.

2. [5] b) Berechnen Sie aus den gegebenen Werten den pH-Wert des isoelektrischen Punktes der Glutaminsäure. Leiten Sie die dafür erforderliche Gleichung über entsprechende Puffergleichungen her.

$$pH = \frac{1}{2} (pK_{S1} + pK_{S3}) = 3.09.$$

Herleitung (erst Aufstellen der jeweiligen Puffergleichung!):

$$\text{für } pK_{S1} \text{ gilt: } pH = pK_{S1} + \lg [HA] / [H_2A^+]$$

$$\text{für } pK_{S3} \text{ gilt: } pH = pK_{S3} + \lg [A^-] / [HA]$$

$$\text{am } pH_{IP} \text{ gilt: } [H_2A^+] = [A^-]$$

Umformen der beiden Puffergleichungen:

$$\lg [H_2A^+] = -pH + pK_{S1} + \lg [HA]$$

$$\lg [A^-] = pH - pK_{S3} + \lg [HA]$$

daraus folgt:

$$2 pH_{IP} = pK_{S1} + \lg [HA] + pK_{S3} - \lg [HA]$$

Und somit:

$$pH = \frac{1}{2} (pK_{S1} + pK_{S3}); \text{ wird für Rechnung oben benötigt.}$$

3. a) [3] In einem Praktikumsversuch hatten Sie festgestellt, dass sich Chromperoxid in einer wässrig-sauren Lösung zersetzt. Geben Sie dafür eine Reaktionsgleichung an und diskutieren Sie, wie sich die entstehenden Produkte erkennen bzw. nachweisen lassen.



Der dabei entstehende Sauerstoff lässt sich mit Hilfe der Glimmspanprobe nachweisen.

3. b) [2] Geben Sie die zwei Teilgleichungen an, die bei der Elektrolyse einer Schwefelsäure (bzw. von Hydrogensulfat) relevant sind. Ordnen Sie diese Halbzellenreaktionen jeweils der Oxidation bzw. der Reduktion zu.

