

## **2. Teilklausur zum Chemischen Grundpraktikum im WS 2011/12 vom 01.02.2012**

A1	A2	A3	R4	F5	E6						$\Sigma$	Note
8	11	6	10	10	5						<b>50</b>	

NAME/VORNAME: .....

### **STICHPUNKTE ZU DEN LÖSUNGEN**

Matrikelnummer: .....

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 als Anhang).

1. [8] Berechnen Sie das Redoxpotential des Redoxpaars  $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$  für die pH-Werte 7, 4 und 0. Geg.:  $E^\circ = +1.51 \text{ V}$ ;  $[\text{MnO}_4^-] = [\text{Mn}^{2+}] = 0.1 \text{ mol L}^{-1}$ . Entscheiden Sie außerdem, in welche Richtung die Reaktion zwischen Manganat(VII) und Chlorid-Ionen in saurer Lösung bei pH = 0 bzw. bei pH = 5 abläuft?  
Geg.:  $E^\circ(\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-) = +1.36 \text{ V}$ ;  $[\text{MnO}_4^-] = [\text{Mn}^{2+}] = [\text{Cl}^-] = 0.1 \text{ mol L}^{-1}$ ;  $p(\text{Cl}_2) = 1 \text{ atm}$  ( $1 \text{ atm} = 1.013 \text{ bar}$ ).



$$E = E^\circ + 0.0118 \lg [\text{H}^+]^8$$

$$E = 1.51 \text{ V} + 8(0.0118) \lg [\text{H}^+]$$

$$E = 1.51 \text{ V} - 8(0.0118) \text{ pH}$$

ergibt für

$$\text{pH} = 7: E = 0.85 \text{ V}; \text{pH} = 5: E = 1.04 \text{ V}; \text{pH} = 4: E = 1.13 \text{ V}; \text{pH} = 0: E = 1.51 \text{ V}$$



Für die Halbzellenreaktion  $\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cl}^-$   
ist ersichtlich, dass keine pH-Wertabhängigkeit vorliegt!

$$E = E^\circ + 0.0295 \lg (p(\text{Cl}_2) / [\text{Cl}^-]^2)$$

$$E = 1.36 \text{ V} + 0.0295 \lg (p(\text{Cl}_2) / [\text{Cl}^-]^2) \quad p(\text{Cl}_2) = 1$$

$$E = 1.36 \text{ V} + 0.0295 \lg 10^2$$

$$E = 1.42 \text{ V}$$

Vergleich der Potentiale:

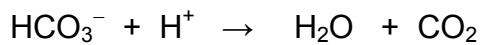
Bei pH = 5: Permanganat wirkt hier gegenüber Chlorid nicht oxidierend, da Permanganat-Potential zu niedrig:

$$E(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = 1.04 \text{ V} \quad \text{vs.} \quad 1.42 \text{ V von } E(\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-) = +1.42 \text{ V.}$$

Gleichgewicht liegt auf der linken Seite.

Bei pH = 0 ist dieses Potential nun größer ( $E = 1.51 \text{ V}$ ), jetzt wirkt Permanganat gegenüber dem Chlorid oxidierend, es wird Chlor gebildet.

2. [3] a) Der Hydrogencarbonat-Gehalt eines Trinkwassers beträgt  $4.8 \text{ mmol L}^{-1}$ . Berechnen Sie, wie viele Tropfen einer Salzsäurelösung ( $c = 0.1 \text{ mol L}^{-1}$ ) erforderlich sind, um das gesamte Hydrogencarbonat pro Liter in Kohlendioxid zu überführen. Gehen Sie davon aus, dass ein Tropfen der Salzsäure einem Volumen von  $0.05 \text{ cm}^3$  entspricht.



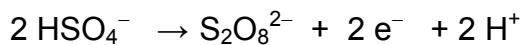
$$c(\text{HCl}) = 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}, \text{ das entspricht } 10^{-1} \text{ mmol mL}^{-1}$$

$4.8 \text{ mmol}$  an HCl (pro Liter Wasser) werden demzufolge für die Reaktion benötigt, das entspricht einem Volumen von  $48 \text{ mL}$  an  $0.1 \text{ m}$  HCl.

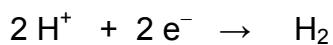
$0.05 \text{ cm}^3 = 0.05 \text{ mL}$ , somit werden  $48 / 0.05 = 960$  Tropfen der Säure benötigt.

2. [3] b) Hydrogensulfat-Ionen können zur elektrochemischen Darstellung von Peroxidisulfat-Ionen genutzt werden. Formulieren Sie dazu den Kathoden- und den Anodenvorgang der Reaktion und geben Sie die Gesamtgleichung für die Reaktion an.

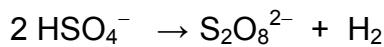
Anodische Oxidation:



Kathodische Reduktion:



Gesamtgleichung:



(Formulierung mit Schwefelsäure ist ebenso möglich!)

2. [5] c) Bei einer gravimetrischen Aluminiumbestimmung (Fällung mit Urotropin; Wägeform als  $\alpha$ -Aluminium(III)-oxid) ergab die Auswaage einer Dreifachbestimmung einen Durchschnittswert von 0.3450 g. Wie viel mg Aluminium enthielt eine 100-mL-Analysenprobe, wenn für jede Einzelbestimmung eine 25-mL-Probe verwendet wurde? Vergleichen Sie mit Hilfe der relativen Atommassen die Genauigkeit dieser Bestimmungsmethode mit der gravimetrischen Eisen-Bestimmung, die Sie selbst im Praktikum durchgeführt haben. Begründen Sie Ihre Aussagen.

Gravimetrischer Faktor für diese Al-Bestimmung:

$$2 \times M(\text{Al}) / M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 0.5292$$

Berechnung des Al in der Probe:

$$0.3450 \text{ g} \times 0.5292 = 0.1826 \text{ g} \text{ in einer 25-mL-Probe,}$$

$$\text{d.h., } 0.1826 \text{ g} \times 4 = 0.7304 \text{ g in der 100-mL-Probe.}$$

Angabe war aber in mg gefordert(!): 730.4 mg.

Gravimetrischer Faktor für die Fe-Bestimmung (vgl. Praktikum):

$$2 \times M(\text{Fe}) / M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 0.6994.$$

Wegen des kleineren Faktors ist die Al-Bestimmung in diesem Fall als genauer anzusehen.

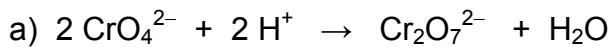
3. [3] a) Welche Formel hat die Verbindung Chromperoxid? Geben Sie eine Reaktionsgleichung für die Darstellung der Verbindung ausgehend von Kaliumchromat(VI) an. Handelt es sich hier um Redoxreaktionen? (Begründung).

„CrO<sub>5</sub>“, besser als Cr(O)(O<sub>2</sub>)<sub>2</sub> zu formulieren.

(Es waren nicht die bekannten Komplexverbindungen gefragt!)

Eine Formulierung mit CrO<sub>4</sub><sup>2-</sup> in saurer Lösung ist nicht richtig, da in saurer Lösung grundsätzlich Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup> vorliegt.

Entweder es wird gleich mit Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup> formuliert, oder das Chromat/Dichromat-GG wird zuerst formuliert:



Da keine Änderungen der Oxidationszahlen vorliegen, handelt es sich nicht um Redoxreaktionen.

3. [3] b) Bei niedrigen pH-Werten zersetzt sich die Peroxido-Verbindung rasch in wässriger Lösung. Was kann dabei beobachtet werden? Geben Sie für die ablaufende Reaktion eine Gleichung an. Handelt es sich hierbei um eine Redoxreaktion? (Begründung).

Für die saure Lösung gilt:



- Reduktion am Chrom (VI, hier blau → III, grün)
- Oxidation des Peroxids zu Sauerstoff (Gasentwicklung).

**Reaktionskinetik [10]**

4. (a) [4] Die Bildungsgeschwindigkeit von C in der Reaktion  $3A + B \rightarrow 2C + 2D$  beträgt 2,0 mol/(Ls). Wie groß sind die Reaktionsgeschwindigkeit, die Bildungsgeschwindigkeit von D sowie die Verbrauchsgeschwindigkeiten der anderen Reaktionspartner?

4. (b) [6] Bei der Untersuchung der Reaktion  
 $A \rightarrow B$   
erhält man folgende Messwerte:

t [s]	0	1	2	3
c <sub>A</sub> [mol/l]	10,5	8,5	6,5	4,5

Bestimmen Sie daraus die Reaktionsordnung und die Geschwindigkeitskonstante  $k$  der Reaktion (Einheit angeben).

Vorname:

Nachname:

7/11

---

## **Reaktionskinetik**

Fortsetzung:

**Farben [10]**

5. (a) [4] Skizzieren Sie den experimentellen Aufbau zur Messung des Fluoreszenzspektrums einer flüssigen Probe. Welcher Zusammenhang besteht zwischen der Wellenlänge des absorbierten Lichts und des Fluoreszenzlichts eines Farbstoffmoleküls?

5. (b) [2] Betrachten Sie die Brechung von Licht an einer ebenen Grenzfläche zwischen Wasser und Glas. Brechungsindex von Wasser  $n_{Wasser} = 1.33$ , Brechungsindex von Glas  $n_{Glas} = 1.52$ . Ein Lichtstrahl trifft ausgehend von Wasser unter einem Winkel von  $50^\circ$  (gemessen gegen die Oberflächennormale) auf die Grenzfläche. Bestimmen Sie den Winkel des reflektierten und des ins Glas gebrochenen Strahls.

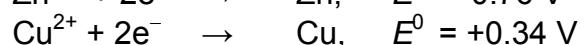
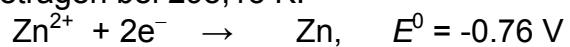
5. (c) [2] Eine Probe habe die optische Dichte  $OD = 2$ . Wie viel Prozent der einge-strahlten Intensität wird transmittiert? Wie viel Prozent werden absorbiert?

5. (d) [2] Eine Farbstofflösung habe die optische Dichte  $OD = 2$  für die Schichtdicke  $d = 1 \text{ cm}$ . Der Extinktionskoeffizient des Farbstoffs ist  $\varepsilon = 100.000 \text{ L/(mol}\cdot\text{cm)}$ . Berechnen Sie die Konzentration des Farbstoffs.

**Elektrochemie [5]**

6. (a) [3] Skizzieren Sie den Aufbau des Daniell-Elements. An welcher Elektrode findet die Oxidation und an welcher Elektrode die Reduktion statt?

6.(b) [2] Bestimmen Sie die Nernstspannung für das Daniell-Element, wenn eine Konzentration der Zinkionen von 0,3 mol/L und eine Konzentration der Kupferionen von  $4 \cdot 10^{-4}$  mol/L in der Lösung vorliegt. Die Standardpotentiale für die beiden Halbzellen betragen bei 298,15 K:



Verwenden Sie die Zahlenwerte  $R = 8,3144 \text{ J/(mol K)}$  und  $F = 96485 \text{ C/mol}$ .

Vorname:

Nachname:

11/11

---

**Schmierblatt: sämtliche Notizen auf diesem Blatt werden nicht gewertet!**