

### **I. Aufgabe: Redoxreaktionen und Standardpotenziale (50 Punkte)**

1. Beim sog. Thermitverfahren wird ein Gemenge aus feinkörnigem metallischem Aluminium mit einer entsprechenden Menge aus pulverisiertem Eisenoxid  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  zu einer extrem exothermen Reaktion gebracht. Als ein Produkt entsteht geschmolzenes Eisen, was als weiß glühender flüssiger Strahl zum Schweißen von Eisenbahnschienen verwendet wird.
  - a. Stelle die Reaktionsgleichung vollständig auf und gebe dabei die Oxidationszahlen an. Mache Oxidation und Reduktion kenntlich. (10P)
  - b. Begründe anhand der Spannungsreihe (s. Anlage) ausführlich, warum diese Reaktion überhaupt abläuft. (10P)
2. Das Daniell- Element aus Zink- und Kupferblech in entsprechenden Sulfatlösungen ist historisch von großer Bedeutung, weil es damit 1836 erstmals gelang, verlässlich und dauerhaft Elektrizität im Labor für physikalische und chemische Experimente zu erzeugen.
  - a. Beschreibe anhand einer schematischen Darstellung den Aufbau dieses galvanischen Elementes. Benenne die Pole und Anode bzw. Kathode und gebe die formale Zellbezeichnung an. (10P)
  - b. Formuliere die Teil- und die Zellreaktion(en) und berechne die erwartete Standardspannung. Tipp: Zur Berechnung der Batteriespannung  $\Delta E$  betrachtet man die beiden Teilreaktionen Oxidation und Reduktion und bildet die Differenz  $\Delta E = E_{\text{Pluspol}} - E_{\text{Minuspol}}$ . (10P)
  - c. Stelle eine begründete Hypothese auf, wie die Spannung des Daniell- Elementes erhöht werden könnte (nur qualitativ, keine Berechnung). (10P)

### **II. Aufgabe - Quantifizierung der Elektrodenpotenziale (50 Punkte)**

1. Berechne mithilfe der Nernstgleichung das Elektrodenpotenzial einer Cu/CuSO<sub>4</sub>- Halbzelle bei einer angenommenen Konzentration von  $c(\text{CuSO}_4) = 0,01 \text{ mol/l}$ . (5P)
2. Zur Bestimmung des Löslichkeitsproduktes des schwer löslichen Silberchlorids misst man bei 25°C die Spannung zwischen einer Silber- Normalhalbzelle und einer Halbzelle mit einer gesättigten AgCl - Lösung. Es handelt sich also um eine Zellanordnung nach Ag / AgCl( $c=?$ ) // AgNO<sub>3</sub>( $c=1 \text{ mol/l}$ ) / Ag.
  - a. Skizziere diese Anordnung und benenne begründet die Pole. (10P)
  - b. Zeige, dass die gemessene Spannung dieser Anordnung durch die Gleichung  $\Delta E = -0,059 \text{ V} \log\{c(\text{Ag}^+)\}$  gegeben ist, wobei  $c(\text{Ag}^+)$  die Konzentration der Silber- Ionen in der gesättigten AgCl- Lösung in der Einheit mol/l ist. (10P)
  - c. Bei dieser Messung erhält man eine Spannung von +0,29V. Berechne damit die gesuchte Konzentration  $c(\text{Ag}^+) = c(\text{AgCl}_{\text{aq}})$  und daraus  $K_L(\text{AgCl})$ . (10P)
3. Chloridionen können in stark saurer Lösung mit Dichromationen zu Chlor oxidiert werden. Dies gelingt nicht in neutraler Lösung.
  - a. Stelle mit Hilfe der im Anhang gegebenen Reaktionsgleichung die Nernstgleichung für diese Halbzelle auf. (5P)
  - b. Begründe mit den Angaben im Anhang warum die Oxidation der Chloridionen zu Chlor nur in stark saurer Lösung ( $\text{pH} \approx 0$ ) abläuft. (10P)

**Anhang:****Standard - Elektrodenpotenziale  $E^0$  ausgewählter Redoxpaare**

Ox	Red	$E_0$ in V
Ag+	Ag	+0,80
Cl <sub>2</sub>	2 Cl-	+1,36
Zn 2+	Zn	-0,76
Cu 2+	Cu	+0,35
2H <sub>3</sub> O+	H <sub>2</sub>	0,00
Al 3+	Al	-1,66
Fe 3+	Fe	-0,02
Fe 2+	Fe	-0,41
Fe 3+	Fe 2+	+0,77
Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> 2-	Cr 3+	+1,33

**Löslichkeitsprodukt:**  $K_L (A_xB_y) = c^x(A^+) \cdot c^y(B^-)$

**Rechenregeln zum Logarithmus:**  $\log(x) - \log(y) = \log(x / y)$

$$y = \log(x) \Leftrightarrow x = 10^y$$

$$\log(x^y) = y \cdot \log(x)$$

**pH - Wert:**  $pH = -\log c(H_3O^+)$

**Nernst - Gleichung** (umgewandelte Form unter Standardbedingungen):

$$E = E^0 + \frac{0,059V}{z} \cdot \log \left\{ \frac{c(\text{Ox})}{c(\text{Red})} \right\}$$

Anmerkung1: c(Ox) bzw. c(Red) sind die nach den Regeln des Massenwirkungsgesetzes zu bildenden Terme für die oxidierte bzw. reduzierte Form des Redoxpaars unter Berücksichtigung der an der Reaktion beteiligten weiteren Edukte und Produkte.

Anmerkung2: Genauer handelt es sich bei c(Ox) und c(Red) um Aktivitäten. Diese sind bei Feststoffen (metallische Phase!) und Flüssigkeiten (Wasser!) immer c = 1 mol/l.

**Dichromat- Ionen als Oxidationsmittel in saurer Lösung:**



Konzentrationen zu II.3.b:  $c(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) = 1 \text{ mol/l}$ ,  $c(\text{Cr}^{3+}) = 10^{-4} \text{ mol/l}$