



Institut für Physikalische Chemie

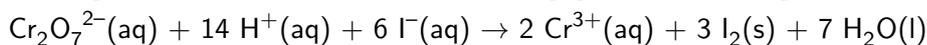
**Übungen zur Vorlesung „Physikalische Chemie II“ im WS 2015/2016**

Prof. Dr. Eckhard Bartsch / M. Werner M.Sc.

— Aufgabenblatt 5 vom 27.11.15 —

**Aufgabe 5 – 1 (L)**

Die folgende Redox-Reaktion läuft in der angegebenen Richtung spontan ab:



In zwei verschiedenen, mit einer Salzbrücke verbundenen Behältern, werden wässrige Lösungen aus  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  und  $\text{H}_2\text{SO}_4$  bzw.  $\text{KI}$  eingefüllt.

- Beschreiben Sie die chemische Reaktionen an Anode und Kathode dieser galvanischen Zelle, ermitteln Sie, in welche Richtung sich Elektronen und Ionen bewegen und bestimmen Sie die Vorzeichen der Elektroden.
- Zeichnen Sie schematisch den Aufbau der Zelle und den elektrischen Potentialverlauf.
- Berechnen Sie die Standard-EMK der Gesamtzelle aus den Tabellenwerten.

**Aufgabe 5 – 2 (L)**

Formulieren Sie die Elektrodenreaktionen und die Zellreaktion der folgenden elektrochemischen Zellen. Berechnen Sie außerdem das Standardzellpotential (= Standard-EMK).

- $\text{Cd}(\text{s})|\text{CdCl}_2(\text{aq})||\text{HNO}_3(\text{aq})|\text{H}_2(\text{g})|\text{Pt}(\text{s})$
- $\text{Pt}(\text{s})|\text{Cl}_2(\text{g})|\text{KCl}(\text{aq})||\text{K}_2\text{CrO}_4(\text{aq})|\text{Ag}_2\text{CrO}_4(\text{s})|\text{Ag}(\text{s})$

**Aufgabe 5 – 3 (L)**

Zerlegen Sie die folgenden Zellreaktionen zunächst in Halbzellen-Reaktionen und entwerfen Sie die zugehörigen Zelldiagramme. Berechnen Sie außerdem die Standardzellspannung.

- $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{s}) \rightarrow 2 \text{HI}(\text{aq})$
- $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$  Zeigen Sie zwei mögliche Lösungen auf.

**Aufgabe 5 – 4 (L)**

Wie lauten die Gleichungen für die Halbzellen-Reaktionen und die Gesamtreaktionen der folgenden Zellen? Wie groß sind die EMKs? Wie lauten die Nernstschen Gleichungen für die Reaktionen? Nehmen Sie für a) ideales Verhalten an.

- $\text{Pt}(\text{s})|\text{H}_2(\text{g})|\text{HCl}(\text{aq})|\text{AgCl}(\text{s})|\text{Ag}(\text{s})$

- b)  $\text{Pt(s)}|\text{FeCl}_2(\text{aq}),\text{FeCl}_3(\text{aq})||\text{SnCl}_4(\text{aq}),\text{SnCl}_2(\text{aq})|\text{Pt(s)}$
- c)  $\text{Cu(s)}|\text{CuCl}_2(\text{aq})||\text{MnCl}_2(\text{aq}),\text{HCl}(\text{aq})|\text{MnO}_2(\text{s})|\text{Pt(s)}$
- d)  $\text{Ag(s)}|\text{AgBr(s)}|\text{HBr}(\text{aq})||\text{HCl}(\text{aq})|\text{AgCl(s)}|\text{Ag(s)}$

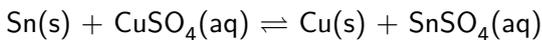
### Aufgabe 5 – 5 (L)

Berechnen Sie aus den in der Tabelle angegebenen Standardpotentialen  $\Delta_R G^\ominus$  für die folgenden Reaktionen:

- a)  $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8(\text{aq}) + 2 \text{KI}(\text{aq}) \rightarrow \text{I}_2(\text{s}) + 2 \text{K}_2\text{SO}_4(\text{aq})$
- b)  $\text{Pb(s)} + \text{ZnCO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{PbCO}_3(\text{aq}) + \text{Zn(s)}$

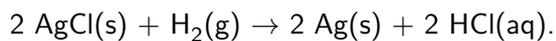
### Aufgabe 5 – 6 (L)

Berechnen Sie die Gleichgewichtskonstante der folgenden Reaktion bei 298 K:



### Aufgabe 5 – 7 (M)

Betrachten Sie eine Zelle  $\text{Pt(s)}|\text{H}_2(\text{g}, P^\ominus)|\text{H}^+(\text{aq}), \text{Cl}^-(\text{aq})|\text{AgCl(s)}|\text{Ag(s)}$  mit der Zellreaktion:



Bei 25 °C und  $m(\text{HCl}) = 0.01 \text{ mol kg}^{-1}$  ist  $E = +0.4658 \text{ V}$ .

- a) Berechnen Sie  $\Delta_R G$ .
- b) Formulieren Sie die Nernst'sche Gleichung für die Zellreaktion als Funktion von  $f_{\pm}$  und  $m$  (Molalität) (Gleichung nur aufstellen, keinen Wert berechnen).
- c) Bestimmen Sie  $f_{\pm}$  aus dem Debye-Hückel-Gesetz und berechnen Sie  $E^\ominus(\text{AgCl,Ag})$  mit der Gleichung aus b).
- d) Berechnen Sie die Gleichgewichtskonstante der Zellreaktion unter diesen Bedingungen.