

## 2. Klausur zur Vorlesung Koordinationschemie, SS 2010

4. Oktober 2010, 14:00–15:00 Uhr

Name	Vorname	Matr.-Nr.	Code*	Punkte/Note
------	---------	-----------	-------	-------------

\* unter „Code“ erscheinen Sie in der Ergebnisliste.

100 Punkte, Klausur bestanden mit 50 Punkten

- (a)** Welchen räumlichen Aufbau erwarten Sie für die Komplexe  $[\text{PtCl}_3(\text{NH}_3)]^-$  und  $[\text{PtBr}_2(\text{py})_2]$  (py = Pyridin)? Begründen Sie Ihre Entscheidung. **[5 P.]** **(b)** Zeichnen Sie die Formelbilder aller möglichen Isomere dieser beiden Komplexe und benennen Sie diese mit systematischem Namen. **[10 P.]** **(c)** Einer der beiden genannten Komplexe tritt als Zwischenstufe bei der Synthese eines bekannten Krebstherapeutikums auf. Um welche Verbindung handelt es sich? Lässt sich dieser Wirkstoff aus dem Tetramminplatin(II)-Ion als Startkomplex synthetisieren? Begründen Sie Ihre Entscheidung **[10 P.]**
- (a)** Zu wässrigen Lösungen der Sulfate von  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$  bzw.  $\text{Cu}^{2+}$  wird jeweils tropfenweise 6-molare Ammoniaklösung gegeben. Zunächst kommt es in jedem Fall zur Bildung eines Niederschlags, der sich im Überschuss von Ammoniak in zwei Fällen unter Komplexbildung wieder auflöst. Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen und benennen Sie die beiden Komplexe mit systematischem Namen. Begründen Sie, warum sich hierbei unterschiedlich zusammengesetzte Komplexe im Hinblick auf die Art der Liganden und der Koordinationszahl bilden. **[15 P.]** **(b)** Erklären Sie, warum der Aluminium-Komplex nicht farbig ist. Sie hatten im Praktikum bei der gravimetrischen Al-Bestimmung einen grüngelben Komplex mit Chinolin-8-olato-Liganden kennengelernt. Wie kann hier das Auftreten einer Farbe erklärt werden? **[10 P.]**
- (a)** Geben Sie die Werte für  $n$  und  $x$  in den folgenden Formeln an. Benutzen Sie dazu die in Klammern angegebenen experimentell ermittelten Werte von  $\mu_{\text{eff}}/\mu_{\text{B}}$ : (a)  $\text{K}_x[\text{Fe}(\text{CN})_n]$  (0), (b)  $\text{K}_x[\text{Fe}(\text{CN})_n]$  (1.75), (c)  $[\text{CoF}_n]^{x-}$  (4.85), (d)  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_n]^{x+}$  (0). Begründen Sie Ihre Entscheidung. **[16 P.]** **(b)** Begründen Sie, warum die Cobalt-Komplexe ein unterschiedliches magnetisches Verhalten zeigen. Beziehen Sie dabei in die Diskussion mit ein, dass Aqualiganden keine Starkfeldliganden sind. **[9 P.]**
- (a)** Geben Sie Formeln an, die Mangan(II)- und Cobalt(II)-Ionen in neutraler oder saurer wässriger Lösung beschreiben. Geben Sie den systematischen Namen der Ionen an. Würden Sie die Formeln in gleicher Weise für stark saure, schwach saure und neutrale wässrige Lösungen von Eisen(III)-Ionen formulieren? Begründen Sie kurz. **[10 P.]** **(b)** Die Farbe der Lösungen der Mangan(II)- bzw. der Cobalt(II)-Salze sind sehr schwach ausgeprägt (Mn: fast farblos, Co: blassrosa). Erklären Sie den Befund mit Hilfe spektroskopischer Auswahlregeln. **[8 P.]** **(c)** Die Werte von  $\epsilon_{\text{max}}$  der intensivsten Banden im UV/Vis-Spektrum des Hexaaquacobalt(II)- und des Tetrachloridocobaltat(II)-Ions unterscheiden sich etwa um den Faktor 100. Erklären Sie dies und ordnen Sie zu, welcher der beiden Komplexe den größeren molaren Extinktionskoeffizienten aufweisen sollte. **[7 P.]**