**Workshop zu Kap. 9 Chem. Gleichgewicht – Exp. 3: Kupferchlorid**

|  |
| --- |
| Kurzprotokoll des Experiment (Vorgehen, Beobachtungen, Anleitung siehe Aufgabenblatt) |
| Material:  RG-Halte, 2 RGs, Kupfersulfat (1mol/l) (CuSO4 ), Natriumchlorid (NaCl), Gasbrenner, Eis, 2 500ml Becherglas, destilliertes Wasser  Vorgehen: 3 cm Kupfersulfat Lösung in beide RG geben. Währenddessen Wasser auf Gasbrenner erwärmen. Danach eine Spatelspitze NaCl in beide RGs füllen.   * Keine Farbveränderung, weil die Reaktion konzentrationsabhängig ist und da es mehr Natriumchlorid benötigt.   Nach der Zugabe einer von einer vollen Spatels Natriumchlorid, verfärbt sich die Lösung grün   * Es wird ein Tetrachloro-Komplex gebildet. Das Gleichgewicht wird auf die Seite der Produkte.   Nach dem verdünnen mit Wasser wird die Lösung wieder hellblau(Aqua-Komplex). Das Gleichgewicht verschiebt sich auf die Seite der Edukte. Anschliessend wird ein RG in ein Kühlbad gestellt und das andere wird erhitzt. Der erhitzte Aqua-Komplex wird wieder zum Tetrachloro-Komplex, welcher durch seine grüne Farbe zu erkennen ist. Die gekühlte Lösung bleibt hellblau und dient als Vergleich. |
| Die Reaktionsgleichung für das im Experiment vorhandene Gleichgewicht lautet: |
| [Cu(Cl)4] + H2O <-----> [Cu(H2O)6]2+ |
| Das Gleichgewicht wird im Experiment durch folgende Faktoren beeinflusst: |
| -Temperatur |
| Folgende Abhängigkeiten können festgestellt werden: |
| - Temperaturabhängigkeit  - Konzentrationsabhängigkeit |
| Wird die Gleichgewichtskonstante K beeinflusst? Warum? |
| Bei der Erwärmung wird das Gleichgewicht auf die Seite des Produkts verschoben. Es ist eine endotherme Reaktion. Bei der endothermischen Erhitzung verschiebt sich das Gleichgewicht immer auf die Seite der Produkte. |