

## Feststellungsprüfung Chemie

Arbeitszeit: 150 Minuten

### Musterprüfung

Hilfsmittel: Periodensystem der Elemente, Taschenrechner

- 1.0** Zu einer wässrigen Ammoniak  $\text{NH}_3$  Lösung mit  $c = 0,05 \text{ mol/l}$  gibt man solange  $\text{MgSO}_4$ , bis  $[\text{Mg}^{2+}] = 0,5 \text{ mol/l}$  beträgt. Durch Zugabe von  $\text{NH}_4\text{Cl}$  wird die Bildung eines Niederschlags von  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  verhindert.
- 1.1** Begründen Sie diese Tatsache.
- 1.2** Wie groß muss die Konzentration der  $\text{NH}_4^+$  Ionen sein, damit sich kein Niederschlag von  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  bildet, wenn  $K_L(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 5 \cdot 10^{-13} \text{ mol}^3/\text{l}^3$  und  $K_B(\text{NH}_3) = 10^{-5} \text{ mol/l}$  beträgt?
- 2.0** Zu einer Lösung, die  $\text{Mn}^{2+}$  - Ionen enthält, wird  $\text{H}_2\text{S}$  gegeben mit  $c = 1 \text{ mol/l}$ . Dabei entsteht ein Niederschlag von  $\text{MnS}$ . Die Bildung des Niederschlags ist beendet, wenn in der Lösung die  $\text{Mn}^{2+}$  - Ionen Konzentration  $10^{-6} \text{ mol/l}$  beträgt.
- 2.1** Welchen pH Wert hat dann die Lösung?  $K_S(\text{H}_2\text{S}) = 10^{-21} \text{ mol}^2/\text{l}^2$ ,  $K_L(\text{MnS}) = 10^{-15} \text{ mol}^2/\text{l}^2$
- 3.0** Antimonoxid  $\text{Sb}_2\text{O}_5$  reagiert mit Chlor zu Antimon Ionen  $\text{Sb}^{3+}$  und Chlorat Ionen  $\text{ClO}_3^-$ .
- 3.1** Geben Sie die Gleichung an für die Oxidation, die Reduktion und die Redoxreaktion, wenn die Reaktion in saurer Lösung stattfindet.
- 3.2** Die entstandenen  $\text{Sb}^{3+}$  Ionen werden mit 22,3 ml Magnesiumhydroxid  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  - Lösung mit  $c = 0,02 \text{ mol/l}$  titriert. Stellen Sie die Reaktionsgleichung auf und berechnen Sie die Masse des eingesetzten Antimonoxids.
- 3.3** Berechnen Sie den prozentualen Anteil des Antimonoxids, wenn man 6 g eines Antimonerzes, das Antimonoxid enthält, reagieren lässt.
- 4.0** Bei der Verbrennung von Ammoniak  $\text{NH}_3$  entsteht im Gleichgewicht Stickstoffmonoxidgas  $\text{NO}$  und Wasserdampf.
- 4.1** Berechnen Sie die Gleichgewichtskonstante, wenn man bei  $150^\circ\text{C}$  und 320 Pa 32,8 % Stickstoffmonoxid erhält.
- 4.2** Geben Sie das Prinzip vom kleinsten Zwang an.
- 4.3** Diskutieren Sie dieses Prinzip in den Fällen Temperaturenniedrigung und Druckerhöhung.
- 5.0** Gegeben ist das Gleichgewicht der Chlorwasserstoff  $\text{HCl}$  Synthese. Alle Stoffe sind Gase.
- 5.1** Berechnen Sie die Gleichgewichtskonstante bei  $198^\circ\text{C}$  und 1064 hPa, wenn der Anteil des Chlorwasserstoffs 86% beträgt.
- 5.2** Das gebildete Chlorwasserstoffgas wird in Wasser geleitet. Dadurch erhält man eine Salzsäure mit  $\text{pH} = 1,7$ . Sie wird mit Natriumhydroxid  $\text{NaOH}$  Lösung mit  $c = 0,1 \text{ mol/l}$  titriert. Der Verbrauch beträgt 21,5 ml. Berechnen Sie das Volumen der Salzsäure.
- 5.3** Beschreiben Sie mit einer Skizze und mit Worten, wie die Titration durchgeführt wird.
- 5.4** Skizzieren Sie die Titrationskurve in einem  $\text{pH} - V(\text{NaOH}) - \text{Diagramm}$ , indem Sie die vorherigen Angaben benutzen.
- 5.5** Für die Titration wird ein Indikator  $\text{HInd}$  mit  $K_S = 9 \cdot 10^{-9} \text{ mol/l}$  benutzt. Er hat in saurer Lösung die Farbe gelb, in basischer Lösung ist die Farbe rot. Die gelbe Farbe tritt auf, wenn das Verhältnis der gelben zur roten Form 30:1 beträgt. Die rote Farbe tritt auf, wenn das Verhältnis der roten zur gelben Form 2:1 beträgt. Berechnen Sie den pH Bereich des Farbumschlags des Indikators.
- 5.6** Ist dieser Indikator für die in 5.2 beschriebene Titration geeignet? Begründen Sie Ihre Antwort.