

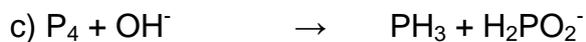
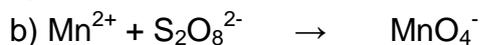
5. EFK - Übungsblatt

5.1

Wieviel Gramm Iod müssen bei der im Versuch 5.7 beschriebenen Titration verbraucht werden, wenn in der zu titrierenden Lösung ursprünglich 2.00 g Kaliumchromat vorhanden waren?

5.2

Vervollständigen Sie die Redoxgleichungen. Geben Sie die Oxidations- und Reduktionsteilgleichung und die Gesamtgleichung an.



5.3

Wie groß ist das Redoxpotential einer Lösung, die 1 Mol Mangan(II)-sulfat und 10^{-5} Mol Kaliumpermanganat enthält, bei einem pH-Wert von 1 ?

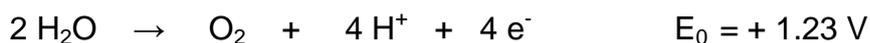
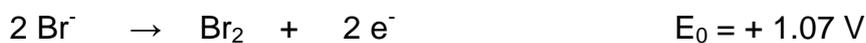
(Normal-Redoxpotential $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+} = +1.49 \text{ V}$)

5.4

In welchem pH-Bereich läßt sich Nickel (Normalpotential - 0.23 V) ohne Entwicklung von Wasserstoff aus wäßriger Lösung abscheiden?

5.5

In der folgenden Tabelle sind eine Reihe von wichtigen Standard-Elektrodenpotentialen angegeben. Beantworten Sie die Fragen unter der Annahme, daß jeweils einmolare Lösungen vorliegen.



a) Kann Eisen(III) in saurer Lösung Bromid zu Brom oxidieren?

b) Sind Cobalt(III)-Salze in wäßriger Lösung stabil, oder entwickelt sich spontan Sauerstoff?

- c) Was passiert, wenn je 1 mol Eisen(II)-, Eisen(III)-, Zinn(II)- und Zinn(IV)-salz zusammen gegeben werden?
- d) Was passiert beim Auflösen eines Peroxodisulfats in Wasser?

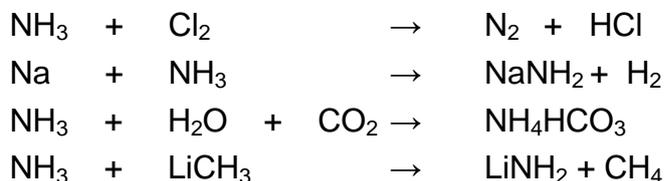
5.6

- a) Formulieren Sie eine (ausgeglichene) Redoxgleichung für die Reduktion von Fe^{2+} mit Al, sowie die Teilgleichungen.
- b) Läuft dieser Prozess unter Standardbedingungen spontan ab? Begründen sie Ihre Antwort.
- c) Berechnen Sie das Potenzial des Redoxprozesses für $c(\text{Al}^{3+}) = 10^{-3} \text{ M}$ und $c(\text{Fe}^{2+}) = 10^{-4} \text{ M}$.

5.7

Ammoniak kann als Oxidationsmittel (OM), Reduktionsmittel (RM), Säure (S) oder Base (B) wirken.

- a) Gleichen Sie die Reaktionsgleichungen stöchiometrisch aus.
- b) Bestimmen Sie die Funktion des Ammoniaks in den folgenden Gleichungen (Schreiben Sie jeweils die entsprechende Abkürzung hinter die Gleichung).
- c) Handelt es sich um eine Redoxreaktion, formulieren Sie die Teilgleichungen.



5.8

Kupfer wird mit Iodat in saurer Lösung entsprechend folgender, stöchiometrisch nicht ausgeglichener Reaktionsgleichung umgesetzt.



- a) Formulieren Sie eine stöchiometrisch korrekte Reaktionsgleichung.
- b) Berechnen Sie das Standardpotenzial der Redoxreaktion sowie die Gleichgewichtskonstante.
Für pH 0 gilt : $E^\circ (\text{IO}_3^- / \text{I}_2) = + 1.19 \text{ V}$
- c) Berechnen Sie das Potenzial der Reaktion bei pH 5. Alle weiteren Konzentrationen (bzw. Aktivitäten) sollen 1 betragen.