

Übung zur Vorlesung Grundlagen der Anorganischen Chemie WiSe 15/16
Biochemie, Lehramt, Wirtschaftschemie,
6. Übung: Spannungsreihe und Redoxchemie

- Was versteht man unter der Normalwasserstoff-Elektrode? Warum wurde sie eingeführt? Unter welchen Bedingungen werden die Standardpotenziale gemessen?
- Die beiden galvanischen Halbzellen Fe/Fe^{2+} und Ag/Ag^+ werden über einen Stromschlüssel miteinander verbunden. Der Stromkreis wird mit Kabeln über ein Voltmeter geschlossen. Welche Spannungsdifferenz wird gemessen, wenn die Salzlösungen eine Konzentration von jeweils $c = 1 \text{ mol/L}$ aufweisen? In welche Richtung fließen die Elektronen? Erklären Sie auf Teilchenebene wie die unterschiedlichen Potenziale entstehen. Welchen Einfluss auf das Potenzial hat die Temperatur - welchen Einfluss hat die Konzentration der Lösungen? Welche Funktion hat der Stromschlüssel?
- Was ist keine Redoxreaktion?
 - Reaktionen im Autokatalysator
 - Schwarzfärbung von geschälten Äpfeln
 - Kalkablagerungen in der Wassermaschine
 - Sauerwerden von Wein
 - Rosten von Eisen
 - Verwitterung von Zement
- Ergänzen Sie folgende Reaktionsgleichungen! Ordnen Sie alle Oxidationszahlen zu (Hilfestellung: Das Thiocyanat-Anion SCN^- leitet sich vom Cyanat-Anion OCN^- in der Weise ab, dass der Sauerstoff durch Schwefel ersetzt ist)! Achten Sie auch auf die richtige Stöchiometrie Ihrer Gleichungen! Um welche Art von Reaktion handelt es sich jeweils?
 - $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$
 - $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightleftharpoons$
 - $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightleftharpoons$
 - $\text{K} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$
 - $\text{Mn}^{2+} + \text{PbO}_2 + 4 \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{MnO}_4^- + \text{Pb}^{2+}$
 - $\text{HI} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons$
 - $\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + \text{SCN}^- \rightleftharpoons$
 - $\text{Cu} + \text{NO}_3^- \rightleftharpoons$
 - $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{OH}^- \rightleftharpoons$
 - $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 4 \text{H}_2\text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{CrO}_5 + 5 \text{H}_2\text{O}$
- Warum reagiert Brom mit Iodwasserstoff aber nicht mit Chlorwasserstoff? Formulieren Sie die Reaktionsgleichung!
- Die Tabelle zeigt einen Ausschnitt aus der elektrochemischen Spannungsreihe.

Reduzierte Form		Oxidierte Form	E° / V
H_2	\rightleftharpoons	2H^+	± 0.00
H_2S	\rightleftharpoons	S_8	+0.144
H_2S	\rightleftharpoons	SO_4^{2-}	+0.365
I^-	\rightleftharpoons	I_2	+0.536
I_2	\rightleftharpoons	HIO_3	+1.19
H_2O	\rightleftharpoons	H_2O_2	+1.763

Kreuzen Sie bei den unten dargestellten Experimenten die korrekten Sachverhalte an, die aufgrund der durch die Standardpotenziale vorgegebenen Reaktionen zu erwarten wären.

a) Was passiert beim Einleiten von Schwefelwasserstoff in eine Iod-Lösung?

	richtig	falsch
es entsteht Schwefelsäure	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
die Lösung trübt sich	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
es passiert nichts	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
die Lösung entfärbt sich	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

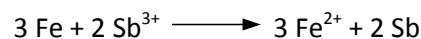
b) Was passiert beim Lösen von Iod in Wasser?

	richtig	falsch
es bilden sich Iodwasserstoff und Iodsäure	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
es bildet sich Wasserstoffperoxid	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
das Wasser bleibt farblos	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
das Wasser färbt sich	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

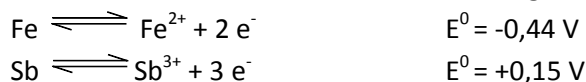
c) Was passiert beim Lösen von Kaliumiodid in Wasserstoffperoxid-Lösung?

	richtig	falsch
die Lösung färbt sich anfangs braun	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
die Lösung färbt sich anfangs blau	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
die Iodid-Anionen werden reduziert	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
die Farbe der Lösung verschwindet mit der Zeit wieder	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

7. Mit Hilfe eines Eisennagels lassen sich Antimon(III)-Kationen in wässriger Lösung zu elementarem Antimon reduzieren:

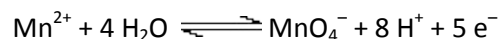


Die Potenziale für die Halbreaktionen betragen:



Gegeben sind zwei antimon(III)haltige Lösungen der Konzentrationen 0,1 mol/L und 0,5 mol/L. In welcher dieser Lösungen sollte die Reduktion des Antimons aufgrund der stärkeren Oxidationskraft schneller ablaufen?

8. Kaliumpermanganat ist mit einem Standardpotenzial von $E^0 = +1,51 \text{ V}$ ein starkes Oxidationsmittel, dessen Redoxgleichgewicht wie folgt beschrieben werden kann:



Das Standardpotenzial der Oxidation von Bromid zu Brom beträgt $E^0(\text{Br}^- | \text{Br}_2) = +1,07 \text{ V}$. Kann bei einem pH-Wert von $\text{pH} = 4$ eine Permanganat-Lösung aus einer bromidhaltigen Lösung elementares Brom freisetzen? Die Konzentration an $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ beträgt jeweils $1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (Standardbedingungen, die Konzentration des Wassers wird als konstant betrachtet).

9. Fluorwasserstoff wird für die Gewinnung des Elementes Fluor benötigt. Dieses lässt sich elektrochemisch aus einer Mischung von wasserfreiem Fluorwasserstoff und Kaliumfluorid erhalten.

Warum kann elementares Fluor nicht, wie beispielsweise das schwerere Homologe Chlor, elektrochemisch aus einer wässrigen Salz-Lösung hergestellt werden? Argumentieren Sie mit Hilfe von Normalpotenzialen und formulieren Sie die Elektrodenreaktionen an Kathode und Anode, die in einer wässrigen Lösung von Natriumfluorid stattfinden würden!