

- Neben diesen Aufgaben gibt es viele weitere Aufgaben zu Redox-Reaktionen aus vergangenen Prüfungsaufgaben. Sie finden die Aufgaben unter http://laborberufe.de/c3cl/C3CL_Pruefungsvorb_Elektrochemie_Redox_+Lsg.pdf



Formulieren Sie zu den folgenden Aufgaben die Redox-Gleichungen. Wenn nicht anderweitig angegeben, gehen Sie von sauren Reaktionsbedingungen aus. Zum Teil müssen Sie selbst überlegen, welche Reaktionsprodukte entstehen.

- **Übung 1: Formulieren Sie die Redox-Reaktion als Einzeiler.**
 - **Übung 2: Formulieren Sie die Redox-Reaktion mit getrennten Teilgleichungen: Oxidation und Reduktion.**
1. Durch Permanganat-Ionen lässt sich Eisen(II) aufoxidieren.
 2. Ersetzt man eine FeCl_2 -Lösung mit NaOH -Lösung und K_2CrO_4 -Lösung, so fällt in einer Redox-Reaktion schwerlösliches Eisen(III)-hydroxid aus. Formulieren Sie die Redox-Reaktion auch mit Gegenionen.
 3. Leitet man Schwefeldioxid in eine alkalische Iodlösung, so lässt es sich zu SO_3 aufoxidieren.
 4. Blei(IV)-oxid ist ein starkes Oxidationsmittel, so dass durch seiner Reaktion mit Salzsäure Chlor entsteht.
 5. Im Alkalischen können Chromationen (CrO_4^{2-}) Schwefelwasserstoff (H_2S) zu Schwefel umsetzen.
 6. Versetzt man Eisen(II)-sulfat mit Iodsäure (HIO_3) und säuert mit Schwefelsäure an, so entsteht Eisen(III)-sulfat und Iod. Formulieren Sie die Reaktion auch mit Gegenionen. *[Nur wenn im U behandelt]:* Begründen Sie mit Normalpotentialen, dass bei dieser Reaktion unter Normbedingungen Iod (I_2) und nicht Iodid (I^-) entsteht!
 7. In konzentrierter Schwefelsäure löst sich Silber unter Bildung von Silbersulfat auf, wobei Schwefeldioxid entsteht.
 8. Brom(V)-säure kann elementares Bismut zu Bismut(III)-oxid aufoxidiert werden, wobei Brom(III)-Säure (Bromige Säure, HBrO_2) entsteht.
 9. Eine klassische Komproportionierung stellt die Reaktion zwischen Stickstoffmonoxid und Salpetersäure dar, wobei Distickstofftetraoxid entsteht.
 10. Iod und Chlor sind nebeneinander in Lösung nicht stabil. Bei der Reaktion entsteht unter anderem Iodat (IO_3^-).
 11. Salpetersäure kann Phosphor (P) zu Phosphorsäure aufoxidieren, wobei auch Stickstoffmonoxid entsteht.
 12. Phosphonsäure (H_3PO_3) disproportioniert zu Monophosphan (PH_3) und ortho-Phosphorsäure (H_3PO_4).

Lösungen - ohne Gewähr

Wenn Sie von diesen Musterlösungen profitieren, dann geben Sie etwas zurück, indem Sie mich auf Rechenfehler, Verständnisschwierigkeiten o.ä. aufmerksam machen. Letztendlich profitieren auch andere Schüler davon, wenn die Musterlösungen weitgehend fehlerfrei und verständlich sind.

Tipp: Die meisten Fehler schleichen sich ein, wenn man nicht für jede aufgestellte Reaktionsgleichung überprüft, ob sie auch richtig eingerichtet ist. Die Fehler pflanzen sich fort und führen zu einem falschen Gesamtergebnis.

1.

Da nichts weiter in der Aufgabe steht kann man von sauren Reaktionsbedingungen ausgehen. Hierbei wird MnO_4^- zu Mn^{2+} reduziert. (im neutralen bis alkalischen: Reduktion erfolgt in der Regel nur bis MnO_2)

Reduktion (siehe z.B. Tabellenbuch): $\text{MnO}_4^- + 5 e^- + 8 \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$

Oxidation: $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + e^- / \cdot 5$

Redox: $\text{MnO}_4^- + 5 \text{Fe}^{2+} + 8 \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O} + 5 \text{Fe}^{3+}$

2.

Man kann die Redoxreaktion erst mal ohne Gegenionen formulieren. Das ist oft einfacher.

Die wichtigste Oxidationsstufe von Cr ist +VI und +III. Bei der Reduktion von Cr(+VI) entsteht Cr(+III)

Reduktion (erst mal sauer): $\text{CrO}_4^{2-} + 3 e^- + 8 \text{H}^+ \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 4 \text{H}_2\text{O}$

Reduktion (angepasst an Alkalische Bedingungen): $\text{CrO}_4^{2-} + 3 e^- + 8 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 4 \text{H}_2\text{O} + 8 \text{OH}^-$

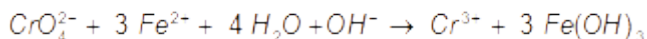
Reduktion (gekürzt): $\text{CrO}_4^{2-} + 3 e^- + 4 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 8 \text{OH}^-$

Oxidation: $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + e^- / \cdot 3$

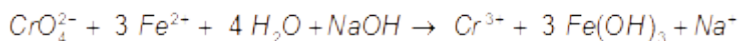
Redox: $\text{CrO}_4^{2-} + 3 \text{Fe}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 8 \text{OH}^- + 3 \text{Fe}^{3+}$

Zum Aufstellen der Redoxgleichung mit Gegenionen ergänzt man auf jeder Seite die notwendigen Gegenionen.

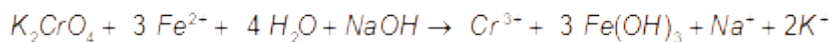
Ergänzung von einem OH^- auf beiden Seiten, um $\text{Fe}(\text{OH})_3$ schreiben zu können:



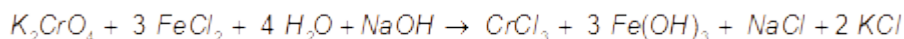
Ergänzung von Na^+ als Gegenion:



Ergänzung von K^+ als Gegenion:



Ergänzung von Cl^- als Gegenion:



3.

Iod wird dabei zwangsläufig zu Iodid reduziert, weil ja der Reaktionspartner oxidiert wird. :

Reduktion: $\text{I}_2 + 2 e^- \rightarrow 2 \text{I}^-$

Oxidation (erst einmal sauer): $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_3 + 2 e^- + 2 \text{H}^+$

Oxidation (angepasst an alkalische Umgebung): $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{SO}_3 + 2 e^- + 2 \text{H}_2\text{O}$

Oxidation (alkalische Umgebung, gekürzt): $\text{SO}_2 + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{SO}_3 + 2 e^- + \text{H}_2\text{O}$

Redox: $\text{SO}_2 + 2 \text{OH}^- + \text{I}_2 \rightarrow \text{SO}_3 + 2 \text{I}^- + \text{H}_2\text{O}$

4.

Im sauren wird Pb^{4+} zu Pb^{2+} reduziert.

Reduktion: $\text{Pb}^{4+} + 2e^- \rightarrow \text{Pb}^{2+}$

Oxidation: $2 \text{HCl}_{\text{aq}} \rightarrow 2 \text{H}^+ + \text{Cl}_2 + 2 e^-$

Redox: $2 \text{HCl}_{\text{aq}} + \text{Pb}^{4+} \rightarrow 2 \text{H}^+ + \text{Cl}_2 + \text{Pb}^{2+}$

Redox mit Gegenionen: $4 \text{HCl}_{\text{aq}} + \text{PbO}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 + \text{PbCl}_2$

Nr. 5

Reduktion: $\text{CrO}_4^{2-} + 3 e^- + 8 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 4 \text{H}_2\text{O} + 8 \text{OH}^-$ /*2

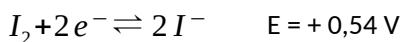
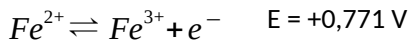
Oxidation (erst mal sauer): $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + 2 \text{H}^+ + 2 e^-$

Oxidation (an alkalisch angepasst): $\text{H}_2\text{S} + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{S} + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 e^-$ /*3

Redox (gekürzt): $2 \text{CrO}_4^{2-} + 3 \text{H}_2\text{S} + 16 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3 \text{S} + 2 \text{Cr}^{3+} + 14 \text{H}_2\text{O} + 10 \text{OH}^-$

Nr. 6

Es stellt sich hier zuerst die Frage, ob Iodsäure (I: +V) zu Iod (I: 0) oder Iodid (I: -I) reduziert wird. Beide Oxidationsstufen sind wichtig. Um dies zu entscheiden hilft ein Blick in die Normalpotentiale:



Es gilt die Regel: Eine Reaktion findet freiwillig statt, wenn das Potential der Reduktion größer ist als das Potential der Oxidation. Die Reduktion von Iod zu Iodid bei gleichzeitiger Oxidation von Fe^{2+} zu Fe^{3+} würde also nicht freiwillig (genauer: exotherm) ablaufen. Fe^{2+} kann also I_2 nicht reduzieren. Damit ist geklärt, dass Fe^{2+} HIO_3 nur zu I_2 reduzieren kann, aber nicht zu I^- .

Reduktion: $2 \text{HIO}_3 + 10 e^- + 10 \text{H}^+ \rightarrow \text{I}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$

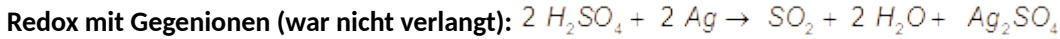
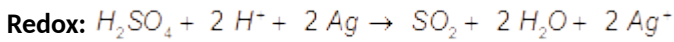
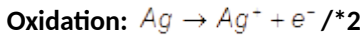
Oxidation: $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + e^-$ /*10

Redox: $2 \text{HIO}_3 + 10 \text{Fe}^{2+} + 10 \text{H}^+ \rightarrow \text{I}_2 + 6 \text{H}_2\text{O} + 10 \text{Fe}^{3+}$

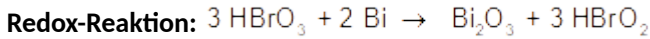
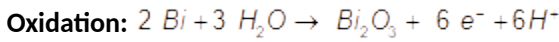
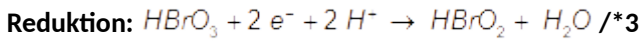
Redox mit Gegenionen: $2 \text{HIO}_3 + 10 \text{FeSO}_4 + 5 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + 6 \text{H}_2\text{O} + 5 \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

Nr. 7

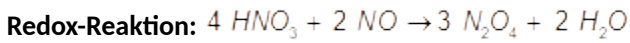
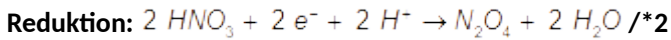
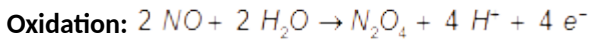
Reduktion: $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}^+ + 2 e^- \rightarrow \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$



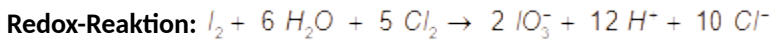
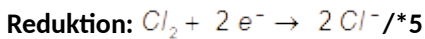
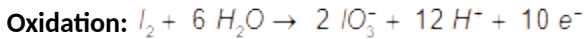
Nr. 8



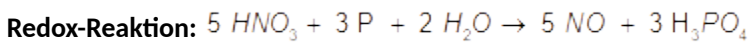
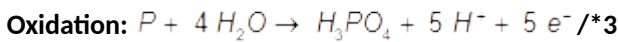
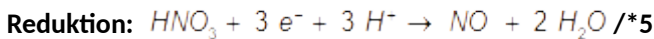
Nr. 9



Nr. 10



Nr. 11 Reaktion mit Salpetersäure



Nr. 12

Disproportionierung: Eine Redoxreaktion bei der ein Element (hier: P) sowohl oxidiert als auch reduziert wird. D.h. eine mittlere Oxidationsstufe spaltet sich in eine größere und eine kleinere Oxidationsstufe auf: (hier: +III \rightarrow -III und + V)

