Anorganische Experimentalchemie
6. Übung:
Redox Reaktionen

1. Bestimmen sie die Oxidationsstufen der Atome in:

a. Sauerstoff, Hydrogenchlorid, Kaliumpermanganat, Salpetersäure, Eisen(III)sulfat, Wasserstoffperoxid, Ammoniak

b. MnO_3F, VOF_3, CrO_2F_2, VOF_4^-, $MoO_2F_4^{2-}$, Nb_2Cl_{10}, $ReOCl_5^{2-}$, $Ru_2Cl_{10}^{4-}$, $Ru_2Cl_{10}O^{4-}$

c. N_2H_4, $NaNH_2$, NaH, $Fe(CO)_5$, BeH_2, S_8, CH_3CH_2OH, CCl_4, Al_2O_3, CaC_2, N_2O_5, H_3PO_4, N_2O

Lösung: Ox Zahlen eigentlich in römischen Ziffern

0 +1 -1 +1 +7 -2 +1 +5 -2 +3 +6 -2 +1 -1 -3 +1
a) O_2, HCl, $KMnO_4$, HNO_3, $Fe_2(SO_4)_3$, H_2O_2, NH_3

+7 -2 -1 +5 -2 -1 +6 -2 -1 +5 -2 -1 +6 -2 -1 +5 -1 +5 -2 -1 +3 -1 +4 -1 -2
b. MnO_3F, VOF_3, CrO_2F_2, VOF_4^-, $MoO_2F_4^{2-}$, Nb_2Cl_{10}, $ReOCl_5^{2-}$, $Ru_2Cl_{10}^{4-}$, $Ru_2Cl_{10}O^{4-}$

-2 +1 +1 -3 +1 +1 -1 0 +2 -2 +2 -1 0 -3 +1 -1 +1 -2 +1 +4 -1 +3 -2 2+ -1 +5 -2 +1 +5 -2 +1 -2
c. N_2H_4, $NaNH_2$, NaH, $Fe(CO)_5$, BeH_2, S_8, CH_3CH_2OH, CCl_4, Al_2O_3, CaC_2, N_2O_5, H_3PO_4, N_2O

2. Phosphorige Säure zerfällt zu Phosphorsäure und Phosphan.

a) Um was für eine spezielle Redoxreaktion handelt es sich?

b) Stellen sie die vollständige Redoxgleichung mithilfe beider Teilgleichungen auf. Kennzeichnen Sie die Oxidation und Reduktion

Lösung:
a) Disproportionierung
b)
Ox: $H_3PO_3 \rightarrow H_3PO_4$
Red: $H_3PO_3 \rightarrow PH_3$

$H_3PO_3 + H_2O$	$\rightarrow H_3PO_4 + 2\ e^- + 2\ H^+$	x3	Oxidation
$H_3PO_3 + 6\ e^- + 6\ H^+$	$\rightarrow PH_3 + 3\ H_2O$		Reduktion
$4\ H_3PO_3 + 3\ H_2O + 6\ H^+$	$\rightarrow 3\ H_3PO_4 + PH_3 + 6\ H^+ + 3\ H_2O$		
gekürzt: $4\ H_3PO_3$	$\rightarrow 3\ H_3PO_4 + PH_3$		Gesamt

3. Natriumchromat wird in Wasser gelöst und die Lösung färbt sich gelb. Bei Zugabe von Calciumoxalat (Calciumsalz der Oxalsäure) färbt sich die Lösung langsam grün und es entsteht ein Gas, welches Barytwasser trübt. Stellen sie die vollständige Redoxgleichung mithilfe beider Teilgleichungen auf.

Lösung:
$CrO_4^{2-} \rightarrow$ Cr^{3+} $C_2O_4^{2-} \rightarrow CO_2$
gelb grün

Oxidation: $C_2O_4^{2-}$ → $2\ CO_2 + 2e^-$ x 3
Reduktion: $CrO_4^{2-} + 3e^- + 4\ H_2O$ → $Cr^{3+} + 8\ OH^-$ x 2
Redox: $3\ C_2O_4^{2-} + 2\ CrO_4^{2-} + 8\ H_2O$ → $6\ CO_2 + 2\ Cr^{3+} + 16\ OH^-$

oder:
Oxidation: $C_2O_4^{2-}$ → $2\ CO_2 + 2e^-$ x 3
Reduktion: $CrO_4^{2-} + 3e^- + 8\ H^+$ → $Cr^{3+} + 4\ H_2O$ x 2

Redox: $3\ C_2O_4^{2-} + 2\ CrO_4^{2-} + 16\ H^+$ → $6\ CO_2 + 2\ Cr^{3+} + 8\ H_2O$

4. Stellen Sie für die folgenden Reaktionen die Redox-Teilgleichungen sowie die Gesamtgleichung auf und bestimmen Sie die Oxidationszahlen von allen Atomen.

a. Calcium reagiert mit Chlor zu Calciumchlorid.
Lösung:
Oxidation: Ca → $Ca^{2+} + 2e^-$
Reduktion: $Cl_2 + 2e^-$ → $2\ Cl^-$
Redox: $Ca + Cl_2$ → $2\ CaCl_2$

b. Zink wird in Salzsäure aufgelöst. Dabei entstehen Zinkchlorid und Wasserstoff. Die Reaktion findet im *sauren Milieu* statt.
Lösung:
Oxidation: Zn → $Zn^{2+} + 2e^-$
Reduktion: $2\ H^+ + 2e^-$ → H_2 +
Redox: $Zn + 2\ H^+$ → $Zn^{2+} + H_2$

c. Kupfer(II)oxid und Wasserstoff reagieren im *alkalischen Milieu* zu Kupfer und Wasser.
Lösung:

Oxidation: $H_2 + 2\ OH^-$ → $2\ H_2O + 2\ e^-$
Reduktion: $CuO + H_2O + 2\ e^-$ → $Cu + 2OH^-$
Redox: $CuO + H_2$ → $Cu + H_2O$

d. Schweflige Säure und Iod reagieren im *sauren Milieu* zu Schwefelsäure und Iodwasserstoff.
Lösung:
Oxidation: $H_2SO_3 + H_2O$ → $H_2SO_4 + 2\ e^- + 2\ H^+$
Reduktion: $I_2 + 2e^- + 2\ H^+$ → $2\ HI$
Redox: $H_2SO_3 + I_2 + H_2O$ → $H_2SO_4 + 2HI$

e. Kaliumpermanganat reagiert in saurer Lösung mit Natriumsulfit zu Mangan(II)-Ionen und Sulfationen.
Lösung:
Oxidation: $SO_3^{2-} + H_2O$ → $SO_4^{2-} + 2\ e^- + 2\ H^+$ x 5
Reduktion: $MnO_4^- + 5e^- + 8\ H^+$ → $Mn^{2+} + 4\ H_2O$ x 2
Redox: $5\ SO_3^{2-} + 2\ MnO_4^- + 6\ H^+$ → $5\ SO_4^{2-} + 2\ Mn^{2+} + 3\ H_2O$

f. Natriumchlorid reagiert mit Kaliumpermanganatlösung im sauren Millieu zu Chlor und Mangan(II)-Ionen.
Lösung:

Oxidation:	$2\ NaCl$	$\rightarrow\ 2\ Na^+ + Cl_2 + 2\ e^-$	x 5
Reduktion:	$KMnO_4 + 5e^- + 8\ H^+$	$\rightarrow\ K^+ + Mn^{2+} + 4\ H_2O$	x 2
Redox:	$10\ NaCl + 2\ KMnO_4 + 16\ H^+$	$\rightarrow\ 10\ Na^+ + 2\ K^+ + 5\ Cl_2 + 2\ Mn^{2+} + 8\ H_2O$	

g. Eine Lösung mit Eisen(II)-ionen und Nitrationen reagiert im basischen Millieu zu Eisen(III)-Ionen und Ammoniak.
Lösung:

Oxidation:	Fe^{2+}	$\rightarrow\ Fe^{3+} + e^-$	x8
Reduktion:	$NO_3^- + 8e^- + 6\ H_2O$	$\rightarrow\ NH_3 + 9\ OH^-$	
Redox:	$8\ Fe^{2+} + NO_3^- + 6\ H_2O$	$\rightarrow 8\ Fe^{3+} + NH_3 + 9\ OH^-$	

h. Aluminium reagiert mit Wasser im basischen Millieu zu Tetrahydroxyaluminate $[Al(OH)_4]^-$ und Wasserstoff.
Lösung:

Oxidation:	$Al + 4\ OH^-$	$\rightarrow\ [Al(OH)_4]^- + 3\ e^-$	x 2
Reduktion:	$2\ H_2O + 2\ e^-$	$\rightarrow\ H_2 + 2\ OH^-$	x 3
Redox:	$2\ Al + 2\ OH^- + 6\ H_2O$	$\rightarrow 2\ [Al(OH)_4]^- + 3\ H_2 +$	

i. Eisen(III)-hydroxidlösung reagiert mit Hypochloritionen (OCl^-) zu FeO_4^{2-} - ionen und Chloridionen.
Lösung:

Oxidation:	$Fe^{3+} + 8\ OH^-$	$\rightarrow\ FeO_4^{2-} + 3\ e^- + 4\ H_2O$	x 2
Reduktion:	$OCl^- + 2\ e^- + H_2O$	$\rightarrow\ Cl^- + 2\ OH^-$	x 3
Redox:	$2\ Fe^{3+} + 3\ OCl^- + 10\ OH^-$	$\rightarrow 2\ FeO_4^{2-} + 3\ Cl^- + 5\ H_2O$	

j. Eisen(III)-Ionen reagieren mit Iodid-Ionen zu Eisen(II)-Ionen und Iod.
Lösung:

Oxidation:	$2\ I^-$	$\rightarrow\ I_2 + 2\ e^-$	
Reduktion:	$Fe^{3+} + e^-$	$\rightarrow\ Fe^{2+}$	x 2
Redox:	$2\ Fe^{3+} + 2\ I^-$	$\rightarrow 2\ Fe^{2+} + I_2$	

k. Dichromat-Ionen reagieren mit Iodid-Ionen zu Iod und Chrom(III)-Ionen.
Die Reaktion findet im sauren pH-Wert-Bereich statt.
Lösung:

Oxidation:	$2\ I^-$	$\rightarrow\ I_2 + 2\ e^-$	x 3
Reduktion:	$Cr_2O_7^{2-} + 6\ e^- + 14\ H^+$	$\rightarrow\ 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$	
Redox:	$6\ I^- + Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+$	$\rightarrow 3\ I_2 + 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$	

l. Chrom(III)-Oxid reagiert mit Nitrat-Ionen zu Chromat-Ionen und Nitrit-Ionen.
Dabei werden H+-Ionen frei.
Lösung:

Oxidation:	$Cr_2O_3 + 5\ H2O$	$\rightarrow\ 2\ CrO_4^{2-} + 6\ e- + 10\ H+$	
Reduktion:	$NO_3^- + 2\ e- + 2\ H+$	$\rightarrow NO_2^- + H_2O$	x 3
Redox:	$Cr_2O_3 + 3\ NO_3^- + 2\ H2O$	$\rightarrow\ 2\ CrO_4^{2-} + 3\ NO_2^- + 4\ H^+$	

m. Quecksilber reagiert mit Salpetersäure zu Quecksilber(II)-Ionen und Stickstoffmonoxid.

Lösung:

Oxidation:	Hg	$\rightarrow Hg^{2+} + 2\ e^-$	x 3
Reduktion:	$NO_3^- + 3\ e^- + 4\ H^+$	$\rightarrow NO + 2\ H_2O$	x 2
Redox:	$3\ Hg + 2\ NO_3^- + 8\ H^+$	$\rightarrow 3\ Hg^{2+} + 2\ NO + 4\ H_2O$	

n. Iod und Chlor reagieren zu Iodat-Ionen und Chlorid-Ionen.

Lösung:

Oxidation:	$I_2 + 6\ H_2O$	$\rightarrow 2\ IO_3^- + 10\ e^- + 12\ H^+$	
Reduktion:	$Cl_2 + 2\ e^-$	$\rightarrow 2\ Cl^-$	x 5
Redox:	$I_2 + 5\ Cl_2 + 6\ H_2O$	$\rightarrow 2\ IO_3^- + 10\ Cl^- + 12\ H^+$	

o. Stickstoffmonoxid und Salpetersäure reagieren zu Distickstofftetroxid und Wasser.

Lösung:

Oxidation:	$2\ NO + 2\ H_2O$	$\rightarrow N_2O_4 + 4\ e^- + 4\ H^+$	
Reduktion:	$2\ NO_3^- + 2\ e^- + 4\ H^+$	$\rightarrow N_2O_4 + 2\ H_2O$	x 2
Redox:	$2\ NO + 4\ NO_3^- + 4\ H^+$	$\rightarrow 3\ N_2O_4 + 2\ H_2O$	

p. Oxidation von Eisen(II) zu Eisen(III) durch Luftsauerstoff. Ausgleich mit Carbonat/Kohlendioxid.

Lösung:

Ox:	Fe^{2+}	$\rightarrow$	$Fe^{3+} + e^-$	x 6
Red:	$3/2\ O_2 + 6\ e^- + 3\ CO_2$	$\rightarrow$	$3\ CO_3^{2-}$	
Redox:	$4\ Fe^{2+} + O_2 + 2\ CO_2$	$\rightarrow$	$4\ Fe^{3+} + 2\ CO_3^{2-}$	