

Redoxreaktionen

Oxidationszahlen

Oxidationszahlen entsprechen bei Atomen und atomaren Ionen der Ladung des entsprechenden Teilchens. Bei Molekülen entsprechen die Oxidationszahlen der Ladung, den eine entsprechende ionische Verbindung hätte.

Um Oxidationszahlen aufstellen zu können, wendet man folgende Regeln an. Wenn die Regeln sich widersprechen, wendet man die mit der kleineren Nummer an.

1. Reine Elemente haben $OZ = 0$.
2. Metalle haben *immer* positive OZ, bei Hauptgruppenmetallen entspricht sie der Hauptgruppennummer.
3. Die OZ in Verbindungen addieren sich *immer* zur Gesamtladung der Verbindung.
4. Fluor (F) hat die $OZ = -1$.
5. Wasserstoff (H) hat die $OZ = +1$.
6. Sauerstoff (O) hat die $OZ = -2$; Ausnahmen: in Peroxiden (-1) und OF_2 ($+2$)
7. In Verbindungen von Nichtmetallen hat das elektronegravere Element die Oxidationszahl entsprechend seiner Hauptgruppennummer.

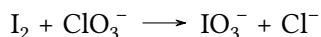
Aufstellen von Redoxgleichungen

Redoxreaktionen sind ohne Übung und eine bestimmte Vorgehensweise oft nicht leicht aufzustellen. Darum werden hier die Regeln aufgestellt, die – richtig angewendet – immer sicher zum Ziel führen.

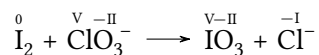
1. Zuerst muss man mit Hilfe der Oxidationszahlen das *Oxidations-* und das *Reduktionspaar* bestimmen.
2. Dann stellt man die Oxidations- und Reduktionsreaktion (Halbreaktionen) auf, um die übertragene *Elektronenzahl anzupassen*.
3. Setzt man die Reaktion wieder zusammen, muss anschließend ein *Ladungsausgleich* mit H^+ bzw. OH^- je nach saurem oder basischen Milieu durchgeführt werden.
4. Nun muss man die *Sauerstoff- und Wasserstoff-Anzahl* mit H_2O ausgleichen.
5. Eventuell müssen nun noch an der Reaktion nicht beteiligte Ionen vervollständigt werden.

Beispiel 1

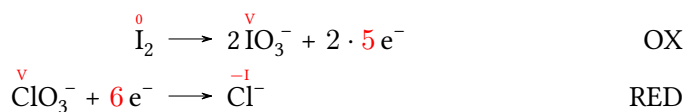
In saurer Lösung reagieren I_2 und ClO_3^- (Chlorat) unter Bildung von IO_3^- (Iodat) und Cl^- :



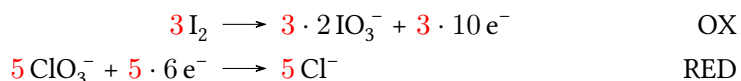
Zuerst werden die Oxidationszahlen bestimmt.



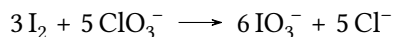
Jetzt muss man herausfinden, wieviele e^- übertragen wurden. Dazu stellt man die Oxidations- und die Reduktionsreaktion auf. *Achten Sie darauf, dass hier die Anzahl der Iod-Atome links und rechts übereinstimmen muss!*



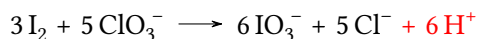
Da natürlich gleich viele Elektronen abgegeben wie aufgenommen werden müssen, muss man die Elektronenzahl angleichen.



Setzt man die beiden Gleichungen wieder zusammen, ist man fast am Ziel.



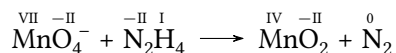
Links und rechts des Reaktionspfeils müssen die Ladungen übereinstimmen. Dafür sorgt man, indem man eine entsprechende Anzahl an H^+ (im Säuren, so wie hier) oder OH^- (im Basischen) hinzugibt.



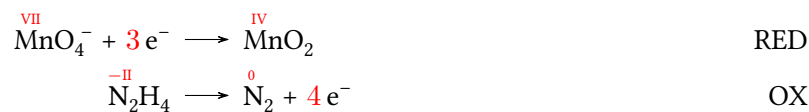
Zuletzt muss noch die Anzahl der Sauerstoff- und Wasserstoff-Atome mit H_2O ausgeglichen werden.

**Beispiel 2**

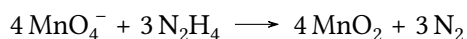
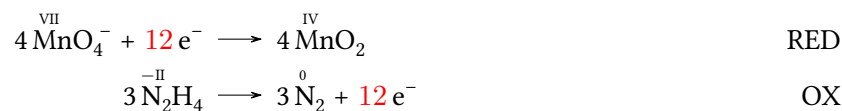
Permanganat (MnO_4^-) und Hydrazin (N_2H_4) reagieren in basischer Lösung zu Braunstein (MnO_2) und Stickstoff:



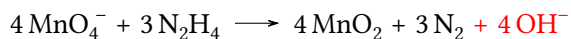
Halbreaktionen:



Elektronenzahl anpassen:



Ladungsausgleich:



H- und O-Anzahl ausgleichen:



Übungen

Übung 1.

Bestimmen Sie die Oxidationszahlen in folgenden Verbindungen.

- | | | | |
|--|--------------------------------------|--|--------------------------------------|
| a) U_2Cl_{10} | b) BiO^+ | c) $\text{Na}_6\text{V}_{10}\text{O}_{28}$ | d) K_2SnO_3 |
| e) $\text{Ta}_6\text{O}_{19}^{8-}$ | f) $\text{K}_2\text{Ti}_2\text{O}_5$ | g) $\text{Mg}(\text{BF}_4)_2$ | h) Cs_2TeF_8 |
| i) $\text{K}_2\text{W}_4\text{O}_{13}$ | j) N_2H_4 | k) H_2NOH | l) $\text{S}_2\text{O}_5\text{Cl}_2$ |
| m) $\text{Na}_3\text{P}_3\text{O}_9$ | n) CaN_2O_2 | o) XeO_6^{4-} | p) TaOCl_3 |
| q) $\text{Ca}_2\text{Sb}_2\text{O}_7$ | r) B_2Cl_4 | s) H_6TeO_6 | t) UO_2^{2+} |
| u) BrF_6^- | | | |

Übung 2.

Formulieren Sie für die angegebenen Reaktionen Teilgleichungen für die Oxidation und Reduktion und die Redoxgleichung für diese Reaktion. Kennzeichnen Sie in der Redoxreaktion Reduktionsmittel und Oxidationsmittel.

- a) Aluminium reagiert mit Chlor zu Aluminiumchlorid.
- b) Natrium reagiert beim Kontakt mit Wasser zu Natronlauge und Wasserstoff.
- c) Leitet man Chlorgas in Ammoniakgas ein, so kommt es zur Bildung von Stickstoff und Chlorwasserstoffgas.
- d) Wenn man konzentrierte Schwefelsäure mit Kohlenstoff (C) erhitzt, dann entstehen Schwefeldioxid und ein anderes, farbloses Gas. Wenn man dieses Gas in Calciumhydroxidlösung („Kalkwasser“) leitet, entsteht eine weiße Trübung (Niederschlag).
- e) Schwefelwasserstoff wird in Chlorwasser eingeleitet. Als Reaktionsprodukt entstehen Chloridionen und ein gelber Feststoff.
- f) Reaktion einer Kaliumpermanganatlösung mit Wasserstoffperoxidlösung im alkalischen Medium. Es entstehen Braunstein (MnO_2) und Sauerstoff.
- g) Chlor reagiert mit Natronlauge. Es entstehen Chlorid und Hypochlorit (OCl^-).

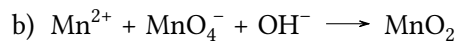
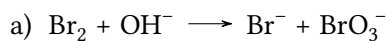
Übung 3.

Stellen Sie unter Verwendung der Schrittfolge die Reaktionsgleichungen für folgende Redoxprozesse auf. Alle Reaktionen finden in wässriger Lösung statt.

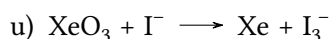
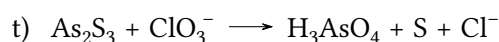
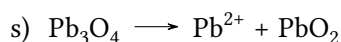
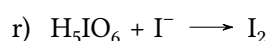
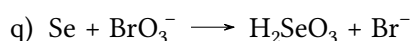
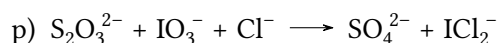
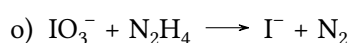
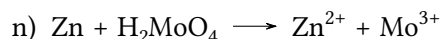
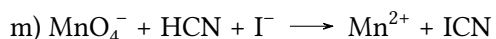
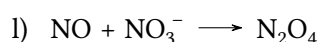
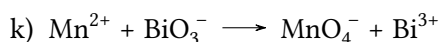
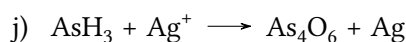
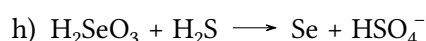
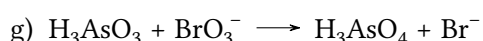
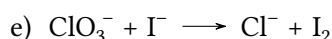
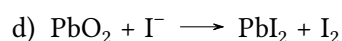
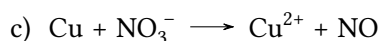
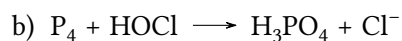
- a) Eisen(III)-Ionen reagieren mit Iodid-Ionen zu Eisen(II)-Ionen und Iod.
- b) Dichromat-Ionen ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) reagieren mit Iodid-Ionen zu Iod und Chrom(III)-Ionen. Die Reaktion findet im sauren pH-Wert-Bereich statt.
- c) Schweflige Säure (H_2SO_3) reagiert mit Iod zu Schwefelsäure und Iodwasserstoff.
- d) Chrom(III)-Oxid reagiert mit Nitrat-Ionen zu Chromat-Ionen (CrO_4^{2-}) und Nitrit-Ionen (NO_2^-). Dabei werden H^+ -Ionen frei.
- e) Quecksilber reagiert mit Salpetersäure (H^+ und NO_3^-) zu Quecksilber(II)-Ionen und Stickstoffmonoxid. Als Nebenprodukt entsteht Wasser.
- f) Iod und Chlor reagieren zu Iodat-Ionen (IO_3^-) und Chlorid-Ionen.
- g) Stickstoffmonoxid und Salpetersäure reagieren zu Distickstofftetroxid und Wasser.

Übung 4.

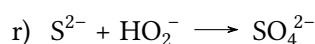
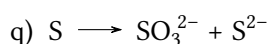
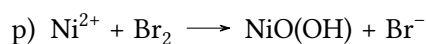
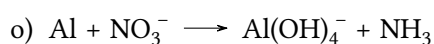
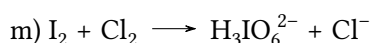
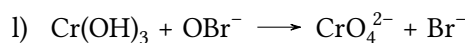
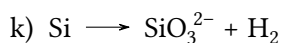
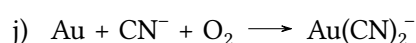
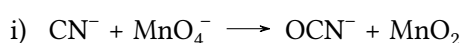
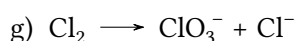
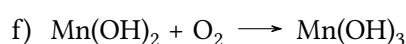
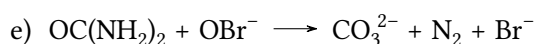
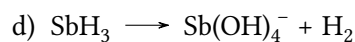
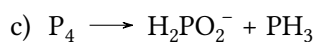
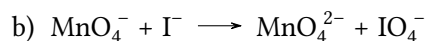
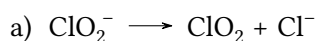
Vervollständigen Sie die folgenden Redoxreaktionen und erläutern Sie anhand dieser Gleichungen die Begriffe Oxidation, Reduktion, Disproportionierung und Komproportionierung.

**Übung 5.**

Vervollständigen Sie die folgenden Gleichungen für Redoxreaktionen, die in saurer wässriger Lösung ablaufen.

**Übung 6.**

Vervollständigen Sie die folgenden Gleichungen für Redoxreaktionen, die in basischer wässriger Lösung ablaufen.



Übung 7.

Vervollständigen Sie die folgenden Gleichungen, die nicht in wässriger Lösung sondern in der Schmelze oder in der Gasphase ablaufen. (Das heißt, dass Sie weder einen Ladungsausgleich mit H^+/OH^- machen können noch einen Wasserstoff-/Sauerstoff-Ausgleich mit H_2O).

- a) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{NO}_3^- + \text{CO}_3^{2-} \longrightarrow \text{CrO}_4^{2-} + \text{NO}_2^- + \text{CO}_2$
- b) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{C} + \text{SiO}_2 \longrightarrow \text{P}_4 + \text{CaSiO}_3 + \text{CO}$
- c) $\text{Mn}_3\text{O}_4 + \text{Na}_2\text{O}_2 \longrightarrow \text{Na}_2\text{MnO}_4 + \text{Na}_2\text{O}$
- d) $\text{Si}_3\text{N}_4 + \text{SrO} + \text{C} + \text{N}_2 \longrightarrow \text{Sr}_2\text{Si}_5\text{N}_8 + \text{CO}$
- e) $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{NO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

Lösungen**Lösung 1.**

- | | | | |
|---|---|--|--|
| a) $\overset{\text{V}}{\text{U}}_2\overset{-\text{I}}{\text{Cl}}_{10}$ | b) $\overset{\text{III}}{\text{Bi}}\overset{-\text{II}}{\text{O}}^+$ | c) $\overset{\text{I}}{\text{Na}}_6\overset{\text{V}}{\text{V}}_{10}\overset{-\text{II}}{\text{O}}_{28}$ | d) $\overset{\text{I}}{\text{K}}_2\overset{\text{II}}{\text{Sn}}\overset{-\text{II}}{\text{O}}_3$ |
| e) $\overset{\text{V}}{\text{Ta}}_6\overset{-\text{II}}{\text{O}}_{19}^{8-}$ | f) $\overset{\text{I}}{\text{K}}_2\overset{\text{IV}}{\text{Ti}}_2\overset{-\text{II}}{\text{O}}_5$ | g) $\overset{\text{II}}{\text{Mg}}(\overset{\text{III}-\text{I}}{\text{BF}}_4)_2$ | h) $\overset{\text{I}}{\text{Cs}}_2\overset{\text{III}}{\text{Te}}\overset{-\text{I}}{\text{F}}_8$ |
| i) $\overset{\text{I}}{\text{K}}_2\overset{\text{VI}}{\text{W}}_4\overset{-\text{II}}{\text{O}}_{13}$ | j) $\overset{-\text{II}}{\text{N}}_2\overset{\text{I}}{\text{H}}_4$ | k) $\overset{\text{I}}{\text{H}}_2\overset{-\text{I}-\text{III}}{\text{NOH}}$ | l) $\overset{\text{VI}}{\text{S}}_2\overset{-\text{II}}{\text{O}}_5\overset{-\text{I}}{\text{Cl}}_2$ |
| m) $\overset{\text{I}}{\text{Na}}_3\overset{\text{V}}{\text{P}}_3\overset{-\text{II}}{\text{O}}_9$ | n) $\overset{\text{II}}{\text{Ca}}\overset{\text{I}}{\text{N}}_2\overset{-\text{II}}{\text{O}}_2$ | o) $\overset{\text{VIII}-\text{II}}{\text{Xe}}\overset{-\text{II}}{\text{O}}_6^{4-}$ | p) $\overset{\text{V}}{\text{Ta}}\overset{-\text{II}-\text{I}}{\text{OCl}}_3$ |
| q) $\overset{\text{II}}{\text{Ca}}_2\overset{\text{VI}}{\text{Sb}}_2\overset{-\text{II}}{\text{O}}_7$ | r) $\overset{\text{II}}{\text{B}}_2\overset{-\text{I}}{\text{Cl}}_4$ | s) $\overset{\text{I}}{\text{H}}_6\overset{\text{VI}}{\text{Te}}\overset{-\text{II}}{\text{O}}_6$ | t) $\overset{\text{VI}-\text{II}}{\text{UO}}_2^{2+}$ |
| u) $\overset{\text{V}}{\text{Br}}\overset{-\text{I}}{\text{F}}_6^-$ | | | |

Lösung 2.

Oxidationsmittel ist immer dasjenige, das selbst reduziert wird. Umgekehrt ist das Reduktionsmittel dasjenige, das oxidiert wird.

- a) $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 \longrightarrow 2\text{AlCl}_3$,
 Oxidation: $\text{Al} \longrightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$,
 Reduktion: $\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Cl}^-$
- b) $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$,
 Oxidation: $\text{Na} \longrightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$,
 Reduktion: $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{OH}^- + \text{H}_2$

- c) $3 \text{Cl}_2 + 2 \text{NH}_3 \longrightarrow \text{N}_2 + 6 \text{HCl}$,
 Oxidation: $2 \text{NH}_3 \longrightarrow \text{N}_2 + 6 \text{e}^- + 6 \text{H}^+$,
 Reduktion: $\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{Cl}^-$
- d) $2 \text{SO}_4^{2-} + \text{C} \longrightarrow 2 \text{SO}_2 + \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$,
 Oxidation: $\text{C} + 2 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{CO}_2 + 4 \text{e}^- + 4 \text{H}^+$,
 Reduktion: $4 \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- e) $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2 \text{Cl}^- + \text{S} + 2 \text{H}^+$,
 Oxidation: $\text{S}^{2-} \longrightarrow \text{S} + 2 \text{e}^-$,
 Reduktion: $\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{Cl}^-$
- f) $2 \text{KMnO}_4 + 3 \text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{MnO}_2 + 3 \text{O}_2 + 2 \text{KOH} + 2 \text{H}_2\text{O}$,
 Oxidation: $\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{OH}^- \longrightarrow \text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^-$,
 Reduktion: $\text{MnO}_4^- + 2 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{e}^- \longrightarrow \text{MnO}_2 + 4 \text{OH}^-$
- g) $\text{Cl}_2 + 2 \text{NaOH} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{NaOCl} + \text{H}_2\text{O}$,
 Oxidation: $\text{Cl}_2 + 4 \text{OH}^- \longrightarrow 2 \text{OCl}^- + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^-$,
 Reduktion: $\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{Cl}^-$

Lösung 3.

- a) $2 \text{Fe}^{3+} + 2 \text{I}^- \longrightarrow 2 \text{Fe}^{2+} + \text{I}_2$
- b) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6 \text{I}^- + 14 \text{H}^+ \longrightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 3 \text{I}_2 + 7 \text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{HI}$
- d) $2 \text{Cr}^{3+} + 3 \text{NO}_3^- + 5 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{CrO}_4^{2-} + 3 \text{NO}_2^- + 10 \text{H}^+$
- e) $3 \text{Hg} + 2 \text{HNO}_3 + 6 \text{H}^+ \longrightarrow 3 \text{Hg}^{2+} + 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$
- f) $\text{I}_2 + 5 \text{Cl}_2 + 6 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{IO}_3^- + 10 \text{Cl}^- + 12 \text{H}^+$
- g) $2 \text{NO} + 4 \text{HNO}_3 \longrightarrow 3 \text{N}_2\text{O}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 Diese Reaktion ist ein Beispiel für eine Komproportionierung.

Lösung 4.

- a) $6 \text{Br}_2 + 6 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 10 \text{Br}^- + 2 \text{BrO}_3^- + 12 \text{H}^+$
 Diese Reaktion ist eine Disproportionierung. Brom ändert seine Oxidationsstufe gleichzeitig von ± 0 zu -1 (Bromid) und zu $+5$ (Bromat).
- b) $3 \text{Mn}^{2+} + 3 \text{MnO}_4^- + 2 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 5 \text{MnO}_2 + 4 \text{H}^+$
 Diese Reaktion ist eine Komproportionierung. Mangan hat zu Beginn die Oxidationsstufen $+2$ und $+7$ (Permanganat), die sich beide zu $+4$ ändern.

Lösung 5.

- a) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 3 \text{H}_2\text{S} + 8 \text{H}^+ \longrightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + \text{S} + 7 \text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{P}_4 + 10 \text{HOCl} + 6 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 4 \text{H}_3\text{PO}_4 + 10 \text{Cl}^- + 10 \text{H}^+$
- c) $3 \text{Cu} + 2 \text{NO}_3^- + 8 \text{H}^+ \longrightarrow 3 \text{Cu}^{2+} + 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$
- d) $\text{PbO}_2 + 4 \text{I}^- + 4 \text{H}^+ \longrightarrow \text{PbI}_2 + \text{I}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- e) $\text{ClO}_3^- + 6 \text{I}^- + 6 \text{H}^+ \longrightarrow \text{Cl}^- + 3 \text{I}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$
- f) $4 \text{Zn} + \text{NO}_3^- + 10 \text{H}^+ \longrightarrow 4 \text{Zn}^{2+} + \text{NH}_4^+ + 3 \text{H}_2\text{O}$
- g) $3 \text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{BrO}_3^- \longrightarrow 3 \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{Br}^-$
- h) $2 \text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{S} \longrightarrow 2 \text{Se} + \text{HSO}_4^- + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{H}^+$
- i) $2 \text{ReO}_2 + 3 \text{Cl}_2 + 4 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{HReO}_4 + 6 \text{Cl}^- + 6 \text{H}^+$
- j) $4 \text{AsH}_3 + 24 \text{Ag}^+ + 6 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{As}_4\text{O}_6 + 24 \text{Ag} + 24 \text{H}^+$
- k) $2 \text{Mn}^{2+} + 5 \text{BiO}_3^- + 14 \text{H}^+ \longrightarrow 2 \text{MnO}_4^- + 5 \text{Bi}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$
- l) $2 \text{NO} + 4 \text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ \longrightarrow 3 \text{N}_2\text{O}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- m) $2 \text{MnO}_4^- + 5 \text{HCN} + 5 \text{I}^- + 11 \text{H}^+ \longrightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 5 \text{ICN} + 8 \text{H}_2\text{O}$
- n) $3 \text{Zn} + 2 \text{H}_2\text{MoO}_4 + 12 \text{H}^+ \longrightarrow 3 \text{Zn}^{2+} + 2 \text{Mo}^{3+} + 8 \text{H}_2\text{O}$
- o) $2 \text{IO}_3^- + 3 \text{N}_2\text{H}_4 \longrightarrow 2 \text{I}^- + 3 \text{N}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$
- p) $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + \text{IO}_3^- + \text{Cl}^- \longrightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{ICl}_2^-$
- q) $3 \text{Se} + 2 \text{BrO}_3^- + 3 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 3 \text{H}_2\text{SeO}_3 + 2 \text{Br}^-$
- r) $\text{H}_5\text{IO}_6 + 7 \text{I}^- + 7 \text{H}^+ \longrightarrow 4 \text{I}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$
- s) $\text{Pb}_3\text{O}_4 + 4 \text{H}^+ \longrightarrow 2 \text{Pb}^{2+} + \text{PbO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 Pb_3O_4 , auch Mennige genannt, enthält zwei Pb^{II} - und ein Pb^{IV} -Atom pro Einheit. Das bedeutet, dass hier gar keine Redox-Reaktion stattgefunden hat.
- t) $3 \text{As}_2\text{S}_3 + 5 \text{ClO}_3^- + 9 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 6 \text{H}_3\text{AsO}_4 + 9 \text{S} + 5 \text{Cl}^-$
- u) $\text{XeO}_3 + 9 \text{I}^- + 6 \text{H}^+ \longrightarrow \text{Xe} + 3 \text{I}_3^- + 3 \text{H}_2\text{O}$

Lösung 6.

- a) $5 \text{ClO}_2^- + 2 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 4 \text{ClO}_2 + \text{Cl}^- + 4 \text{OH}^-$
- b) $8 \text{MnO}_4^- + \text{I}^- + 8 \text{OH}^- \longrightarrow 8 \text{MnO}_4^{2-} + \text{IO}_4^- + 4 \text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{P}_4 + 3 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{OH}^- \longrightarrow 3 \text{H}_2\text{PO}_2^- + \text{PH}_3$
- d) $\text{SbH}_3 + \text{OH}^- + 3 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow [\text{Sb}(\text{OH})_4]^- + 3 \text{H}_2$
- e) $\text{OC}(\text{NH}_2)_2 + 3 \text{OBr}^- + 2 \text{OH}^- \longrightarrow \text{CO}_3^{2-} + \text{N}_2 + 3 \text{Br}^- + 3 \text{H}_2\text{O}$
- f) $4 \text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 4 \text{Mn}(\text{OH})_3$
- g) $3 \text{Cl}_2 + 6 \text{OH}^- \longrightarrow \text{ClO}_3^- + 5 \text{Cl}^- + 3 \text{H}_2\text{O}$
- h) $\text{S}^{2-} + 4 \text{I}_2 + 8 \text{OH}^- \longrightarrow \text{SO}_4^{2-} + 8 \text{I}^- + 4 \text{H}_2\text{O}$
- i) $3 \text{CN}^- + 2 \text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 3 \text{OCN}^- + 2 \text{MnO}_2 + 2 \text{OH}^-$
- j) $4 \text{Au} + 8 \text{CN}^- + \text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 4 [\text{Au}(\text{CN})_2]^- + 4 \text{OH}^-$
- k) $\text{Si} + 2 \text{OH}^- + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{SiO}_3^{2-} + 2 \text{H}_2$
- l) $2 \text{Cr}(\text{OH})_3 + 3 \text{OBr}^- + 4 \text{OH}^- \longrightarrow 2 \text{CrO}_4^{2-} + 3 \text{Br}^- + 5 \text{H}_2\text{O}$
- m) $\text{I}_2 + 7 \text{Cl}_2 + 18 \text{OH}^- \longrightarrow 2 \text{H}_3\text{IO}_6^{2-} + 14 \text{Cl}^- + 6 \text{H}_2\text{O}$
- n) $2 \text{Al} + 2 \text{OH}^- + 6 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2 [\text{Al}(\text{OH})_4]^- + 3 \text{H}_2$
- o) $8 \text{Al} + 3 \text{NO}_3^- + 5 \text{OH}^- + 18 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 8 [\text{Al}(\text{OH})_4]^- + 3 \text{NH}_3$
- p) $2 \text{Ni}^{2+} + \text{Br}_2 + 6 \text{OH}^- \longrightarrow 2 \text{NiO}(\text{OH}) + 2 \text{Br}^- + 2 \text{H}_2\text{O}$
- q) $3 \text{S} + 6 \text{OH}^- \longrightarrow \text{SO}_3^{2-} + 2 \text{S}^{2-} + 3 \text{H}_2\text{O}$
- r) $\text{S}^{2-} + 4 \text{HO}_2^- \longrightarrow \text{SO}_4^{2-} + 4 \text{OH}^-$

Lösung 7.

- a) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3 \text{NO}_3^- + 2 \text{CO}_3^{2-} \longrightarrow 2 \text{CrO}_4^{2-} + 3 \text{NO}_2^- + 2 \text{CO}_2$
- b) $2 \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 10 \text{C} + 6 \text{SiO}_2 \longrightarrow \text{P}_4 + 6 \text{CaSiO}_3 + 10 \text{CO}$
- c) $\text{Mn}_3\text{O}_4 + 5 \text{Na}_2\text{O}_2 \longrightarrow 3 \text{Na}_2\text{MnO}_4 + 2 \text{Na}_2\text{O}$
- d) $5 \text{Si}_3\text{N}_4 + 6 \text{SrO} + 6 \text{C} + 2 \text{N}_2 \longrightarrow 3 \text{Sr}_2\text{Si}_5\text{N}_8 + 6 \text{CO}$
- e) $4 \text{NH}_3(\text{g}) + 5 \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 4 \text{NO}(\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$