

1. Allgemeine Aufgaben

- 1.1 Chlor bildet einige Sauerstoffsäuren. Sie lauten: Hypochlorige Säure  $\text{HClO}$  ("Unterchlorige Säure"), Chlorige Säure  $\text{HClO}_2$ , Chlorsäure  $\text{HClO}_3$  und Perchlorsäure  $\text{HClO}_4$ .
- Geben Sie die Oxidationszahl des Chlors in den verschiedenen Säuren an.
  - Begründen Sie, warum es keine Säure mit der Oxidationszahl +IX gibt ("Chlor(IX)-Säure").
- 1.2 Bestimmen Sie die Oxidationszahlen aller unterstrichenen Atome und benennen Sie die Verbindungen
- |                             |  |                                     |                                    |
|-----------------------------|--|-------------------------------------|------------------------------------|
| a) <u>Fe</u> $_2\text{O}_3$ | b) <u>Ag</u> $_2\text{O}$                            | c) <u>Cu</u> $\text{SO}_4$          | d) <u>Cu</u> $_2\text{SO}_4$       |
| e) <u>KMn</u> $\text{O}_4$  | f) <u>LiAl</u> $\text{H}_4$ (Lithiumaluminiumhydrid) | g) <u>C</u> $\text{O}$              | h) <u>H</u> $_2\text{O}_2$         |
| i) <u>K</u> $_2\text{O}$    | j) <u>K</u> $_2\text{O}_2$                           | k) <u>KO</u> $_2$ (Kaliumhyperoxid) | l) <u>CaC</u> $_2$ (Calciumcarbid) |
- 1.3 Geben Sie von 1,1-Dichlorethen und von Triethylamin ( $\text{N}(\text{C}_2\text{H}_5)_3$ ; Strukturformel wie Ammoniak, nur H-Atome durch Ethylreste ersetzt) die Oxidationszahlen aller Atome an.
- 1.4 Welche Oxidationszahlen kann Kohlenstoff in Verbindungen annehmen? Begründen Sie weshalb andere Oxidationszahlen nicht möglich sind. Geben Sie zu jeder Oxidationszahl eine Verbindung incl. Strukturformel an.
- 1.5 Geben Sie die Reaktionsgleichungen für folgende Redoxreaktionen an.
- |   |  |
|---|--|
| a) $\text{Li} + \text{Cl}_2$                      | b) $\text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Natriumperoxid} (\text{Na}_2\text{O}_2)$                        |
| c) $\text{CO}_2 + \text{C} \rightarrow \text{CO}$ | d) $\text{Ozon} (\text{O}_3) + \text{Bleisulfid} (\text{PbS}) \rightarrow \text{Bleisulfat} (\text{PbSO}_4)$ |
- 1.6 Mit Dichromat-Ionen ( $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ) lässt sich in saurer Umgebung Ethanal zu Ethansäure aufoxidieren. Dabei fällt auch  $\text{Cr}^{3+}$  an. Notieren Sie die Teilgleichungen und die Gesamtreaktionsgleichung.
- 1.7 Die **Silberspiegelprobe** dient dem Nachweis reduzierender Gruppen, z.B. Aldehydgruppen. So wird Methanal ( $\text{H}_2\text{CO}$ ) im alkalischen Milieu zum Säurerest-Ion der Methansäure oxidiert, aus dem  $\text{Ag}^+$  entsteht ein feiner Silberspiegel. Notieren Sie die Reaktionsgleichung.
- 1.8 **Iodometrische Bestimmung von  $\text{Cu}^{2+}$ :** **1. Schritt:**  $\text{Cu}^{2+}$ -Ionen reagieren mit Iodidionen quantitativ zu  $\text{Cu}^+$  und Iod. **2. Schritt:** Der Iodgehalt der Lösung wird daraufhin durch Titration mit Maßlösung, die Thiosulfat ( $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ ), im sauren Milieu bestimmt. Dabei reagiert das Thiosulfat-Ion zum Tetrathionat-Ion ( $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$ ). Aus dem Verbrauch an Maßlösung lässt sich auf den  $\text{Cu}^{2+}$ -Gehalt zurückrechnen. *Formulieren Sie für beide Schritte eine Reaktionsgleichung. Vereinigen Sie beide Reaktionsgleichungen anschließend zu einer Gesamtreaktionsgleichung.*
- 1.9 Chlor wird im chemischen Labor durch Zutropfen halbkonzentrierter Salzsäure zu festem Kaliumpermanganat gewonnen. Dabei entstehen  $\text{Mn}^{2+}$ -Ionen. Formulieren Sie die Redoxgleichung nur für tatsächlich beteiligte Ionen (ohne  $\text{K}^+$ ).
- 1.10 Ethanal kann durch Oxidation von Ethanol mit Dichromationen ( $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ) in saurer heißer Lösung hergestellt werden. Das Oxidationsmittel wird dabei zu  $\text{Cr}^{3+}$  reduziert.
- 1.11 Stickstoff kann im Labor durch Erhitzen einer wässrigen Lösung von Ammoniumnitrit ( $\text{NH}_4\text{NO}_2$ ) gewonnen werden. Notieren Sie die Reaktionsgleichung. Handelt es sich um eine Redoxreaktion? Begründen Sie!
- 1.12 Peroxodisulfationen ( $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ :  $\text{O}_3\text{S-O-O-SO}_3^-$ , die beiden mittleren O-Atome liegen in der OZ -I vor) sind sehr starke Oxidationsmittel, die in saurer Lösung mit  $\text{Ag}^+$  als Katalysator sogar  $\text{Mn}^{2+}$  zu  $\text{MnO}_4^-$  aufoxidieren können. Formulieren sie die Reaktionsgleichung. Dabei entstehen auch Sulfat-Ionen.
- 1.13 In alkalischer Lösung komproportionieren  $\text{Mn}^{2+}$ -Ionen mit Permanganationen ( $\text{MnO}_4^-$ ) zu Braunstein ( $\text{MnO}_2$ ). Notieren Sie die Reaktionsgleichung.

1.14 Zur Niederschlagung von Bromdämpfen, können sie in Kalilauge eingeleitet werden. Dabei kommt es zur Disproportionierung in Bromationen ( $\text{BrO}_3^-$ ) und Bromidionen. Formulieren Sie die Reaktionsgleichung.

## 2. Aufgaben in Anlehnung an Abituraufgaben

2.1 Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen und kennzeichnen Sie für den Fall, dass es sich um eine Redoxreaktion handelt, Oxidation, Reduktion, Oxidationsmittel und Reduktionsmittel.

- Stickstoff reagiert mit Sauerstoff zu Stickstoffmonoxid (*ähnlich Chemie-Abi, berufl. Gym. BaWü, 2011/2012*)
- Natrium reagiert mit Ammoniak zu Wasserstoff und Natriumamid ( $\text{NaNH}_2$ ) (*ähnlich Chemie-Abi, berufl. Gym. BaWü, 2010/2011*)
- Bringt man Natriumethanolat ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{ONa}$ ) in Wasser ein, so entsteht eine alkalische Lösung (*ähnlich Chemie-Abi, berufl. Gym. BaWü, 2010/2011*)
- Der Herstellung von Chlor kann mithilfe einer Kaliumpermanganatlösung ( $\text{KMnO}_4_{\text{aq}}$ ) erfolgen. Die violette Lösung wird mit Schwefelsäure angesäuert und zu einer Natriumchloridlösung getropft. Dabei verschwindet die violette Farbe des Permanganat-Ions. Oxidation und Reduktion separat formulieren! (*ähnlich Chemie-Abi, berufl. Gym. BaWü, 2006/2007*)
- Säuert man eine Lösung die Iodid-Ionen und Iodat-Ionen ( $\text{IO}_3^-$ ) enthält, an, so entsteht Iod. Oxidation und Reduktion separat formulieren! (*ähnlich Chemie-Abi, berufl. Gym. BaWü, 2006/2007*)
- Tropft man konzentrierte Salpetersäure zu elementarem Kupfer, so steigt giftiges Stickstoffdioxid auf. Oxidation und Reduktion separat formulieren! (*ähnlich Chemie-Abi, berufl. Gym. BaWü, 2005/2006*)

2.2 Der Gehalt an Schwefliger Säure ( $\text{H}_2\text{SO}_3$ ) in einer Lösung kann durch Titration mit  $\text{I}_2$ -haltige Maßlösung erfolgen. Der erste Tropfen  $\text{I}_2$ -Überschuss führt mit Stärke als Indikator zu einer starken Blaufärbung so dass sich der Äquivalenzpunkt dieser Titration gut optisch erkennen lässt. (*ähnlich Chemie-Abi, berufl. Gym. BaWü, 2010/2011*)

- Formulieren Sie die Redoxreaktion und kennzeichnen Sie Oxidations- und Reduktionsmittel. .
- Bei der Titration von 40 mL der Probelösung werden bis zum Umschlagpunkt 20,8 mL einer Iod-Maßlösung mit  $c(\text{I}_2) = 5 \text{ mmol/L}$  verbraucht. Berechnen Sie den Gehalt an Schwefelsäure in der Probelösung in mg/L.

2.3 1,2-Ethandiol wird aus Ethylenoxid ( $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$ ) mithilfe einer anderen Reaktionspartners gewonnen (*ähnlich Chemie-Abi, berufl. Gym. BaWü, 2009/2010*)

- Überprüfen Sie ob es sich bei der Stoffumwandlung um eine Redoxreaktion handelt. Schlagen Sie einen Reaktionspartner vor und formulieren Sie die Reaktionsgleichung.
- Welches Volumen an Ethylenoxid-Gas ist bei Normbedingungen einzusetzen, um 1 L 1,2-Ethandiol ( $\rho = 1,12 \text{ g/cm}^3$ ) zu erhalten?

2.4 Zur Trennung des Silber- und Goldanteils wird Altschmuck mit konzentrierter Salpetersäure behandelt. Dabei löst sich nur der Silberanteil. Hinweis:  $\text{NO} + 6 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NO}_3^- + 4 \text{H}_3\text{O}^+ + 3 \text{e}^-$   $U = 0,96 \text{ V}$  (*ähnlich Chemie-Abi, berufl. Gym. BaWü, 2012/2013*)

- Formulieren Sie die Redoxreaktion zwischen Silber und Salpetersäure.
- Begründen Sie, weshalb Silber sich löst, Gold jedoch nicht.

Lösungen finden Sie im Anhang dieses Arbeitsblattes. Download unter [www.laborberufe.de](http://www.laborberufe.de)

# Lösungen – ohne Gewähr

1.1

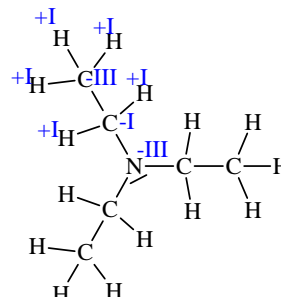
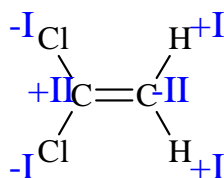
Strukturformel + Name	Oxidationsstufe
HClO: Hypochlorige Säure	+I
HClO <sub>2</sub> : Chlorige Säure	+III
HClO <sub>3</sub> : Chlorsäure	+V
HClO <sub>4</sub> : Perchlorsäure	+VII

Chlor steht in der 7. Hauptgruppe und hat somit 7 Außenelektronen. Es kann die Edelgasregel erfüllen in dem es von einem Bindungspartnern in einer chemischen Reaktion 1 Elektron aufnimmt (bzw. den Großteil der Ladungsdichte eines Elektrons erhält). Das ist z.B. bei HCl der Fall: Wegen der höheren Elektronegativität (EN) des Cl liegt das Bindungselektron näher am Cl als am H (H◀Cl). So erhält das Chloratom die Oxidationszahl -I. Cl (EN = 3,0) kann an elektronegravere kovalente Bindungspartner, z.B. O (EN = 3,4) allerdings auch Elektronen abgeben. Das Chloratom kann dabei höchstens so viele Elektronen abgeben, wie es Außenelektronen besitzt. Es kann also insgesamt Oxidationszahlen zwischen -I und +VII annehmen. Die Abgabe weiterer Elektronen als 7 würde bedeuten, dass Cl seine günstige Edelgaskonfiguration aufgeben würde. So existiert keine Chlor(+IX)-säure.

1.2.

a) Fe: +III Eisen(III)-oxid	b) Ag: +I Silber(I)-Oxid	c) Cu: +II Kupfer(II)-sulfat	Cu: +I Kupfer(I)-iodid
b) Mn: +VII Kaliummanganat(VII) (oder Kaliumpermanganat)	d) Li: +I, Al: +III, H: -I gegenüber Me hat H negative Ox.zahl Lithiumaluminiumhydrid	e) C: +II Kohlenstoffmonoxid	f) O: -I Wasserstoffperoxid
g) K: +I, O: -II Oxide: Oxidationszahl des O: -II Kaliumoxid	h) K: +I, O: -I Peroxide: Oxidationszahl des O: -I Kaliumperoxid	i) K: +I, O: -½ Hyperoxide: Oxidationszahl des O: -½ Kaliumhyperoxid	j) C: -I Caesiumcarbid

1.3.



1.4.

OZ	Beispiele	
-IV	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	Methan
-III	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}-\text{C}-\text{CH}_3 \\   \\ \text{H} \end{array}$	Ethan

-II	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\   \\ \text{Cl} \end{array}$	Chlormethan
-I	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}-\text{C}-\text{CH}_3 \\   \\ \text{Cl} \end{array}$	Chlorethan
0	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{Cl}-\text{C}-\text{H} \\   \\ \text{Cl} \end{array}$	Dichlormethan
+I	$\begin{array}{c} \text{Cl} \\   \\ \text{H}-\text{C}-\text{CH}_3 \\   \\ \text{Cl} \end{array}$	Dichlorethan
+II	z.B. $\text{C}\equiv\text{O}$	Kohlenstoffmonoxid
+III	$\begin{array}{c} \text{Cl} \\   \\ \text{Cl}-\text{C}-\text{CH}_3 \\   \\ \text{Cl} \end{array}$	1,1,1-Trichlorethan
+IV	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$	Kohlenstoffdioxid

1.5.

Sind alle Edukte und Produkte bekannt, so kann die Reaktionsgleichung direkt eingerichtet werden.

Reduktion:  $2 \cdot 1 e^- = 2 e^-$

a)



oder:

Oxidation:  $2 \cdot 1 e^- = 2 e^-$

**Oxidation:**  $(\text{Li} \rightarrow \text{Li}^+ + e^-) \cdot 2$

Damit die Elektronenzahl der beiden Teilreaktionen, die gleiche Anzahl an  $e^-$  umsetzen, muss obere Gleichung mit 2 multipliziert werden.

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

**Summe:**  $2 \text{ Li} + \text{ Cl}_2 + 2 e^- \rightarrow 2 \text{ Li}^+ + 2 e^- + 2 \text{ Cl}^-$

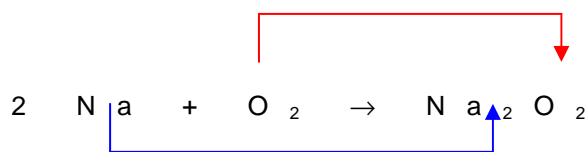
Beide Rkt.gleichungen werden addiert...

**Redoxreaktion**  $2 \text{ Li} + \text{ Cl}_2 \rightarrow 2 \text{ LiCl}$

...und dann gekürzt

b) Natriumperoxid:  $\text{Na}_2\text{O}_2$ : Oxidationszahlen: Na: +I, O: -I

Reduktion:  $2 \cdot 1 e^- = 2 e^-$



Oxidation:  $2 \cdot 1 e^- = 2 e^-$

oder

**Oxidation:**  $(\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + e^-) \cdot 2$

Damit die Elektronenzahl der beiden Teilreaktionen, die gleiche Anzahl an  $e^-$  umsetzen, muss obere Gleichung mit 2 multipliziert werden.

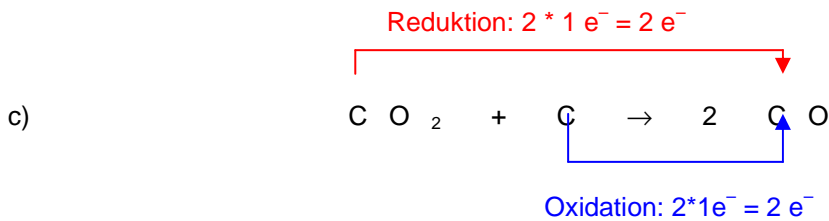
**Reduktion:**  $\text{O}_2 + 2 e^- \rightarrow \text{O}_2^{2-}$

**Summe:**  $2 \text{ Na} + \text{ O}_2 + 2 e^- \rightarrow 2 \text{ Na}^+ + 2 e^- + \text{O}_2^{2-}$

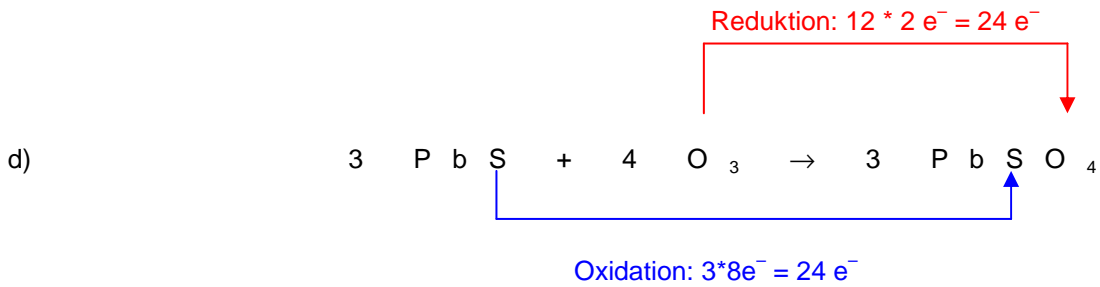
Beide Rkt.gleichungen werden addiert...

**Redoxreaktion**  $2 \text{ Na} + \text{ O}_2 \rightarrow \text{ Na}_2\text{O}_2$

...und dann gekürzt

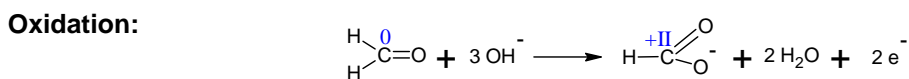


Redoxreaktionen bei denen bei denen Oxidationsstufen eines Elements sich gegenseitig ausgleichen heißen Komproportionierungen. Hier reagiert ein C-Atom mit Oxidationszahl: + IV (CO<sub>2</sub>) mit C-Atom der Oxidationszahl 0. Zusammen bilden Sie ein Produkt, dessen Oxidationszahl +II (CO).

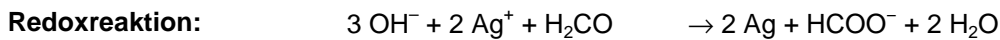


1.7.

**Zum Aufstellen von Redoxreaktionen gibt es ein Arbeitsblatt mit einer ausführlichen Anleitung!**



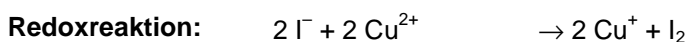
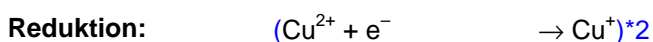
Damit die e<sup>-</sup>-Zahl der beiden Teilreaktionen, die gleiche Anzahl an e<sup>-</sup> umsetzen, muss untere Gleichung mit 2 multipliziert werden.



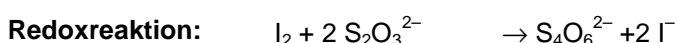
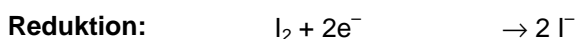
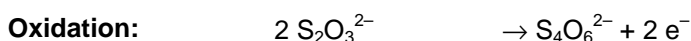
Damit Ag<sup>+</sup> in alkalischer Lösung nicht als AgOH ausfällt, muss es mit NH<sub>3</sub> "maskiert werden": Silberdiamminkomplex [Ag(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>]<sup>+</sup>. Deshalb geben Sie NH<sub>3</sub> in den Reaktionsansatz.

1.8.

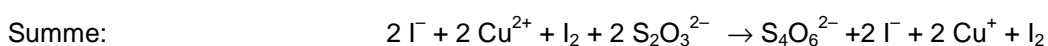
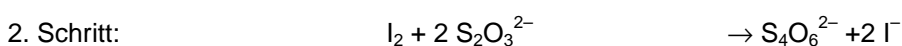
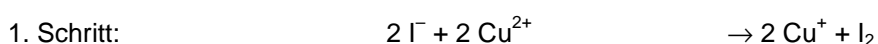
### 1. Schritt

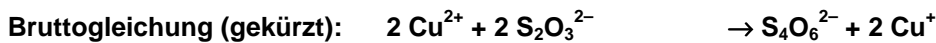


### 2. Schritt

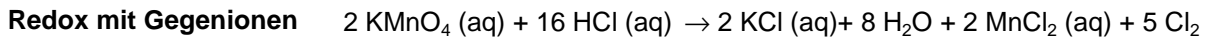
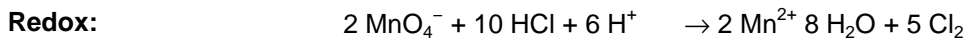
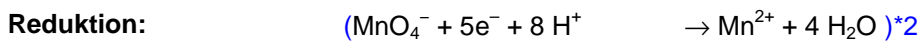


**Bruttoreaktion: Reaktionen werden stets so zusammengefasst, dass die jeweiligen Seiten addiert werden!**





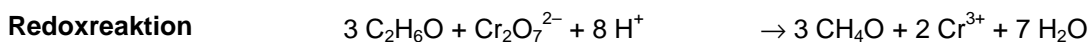
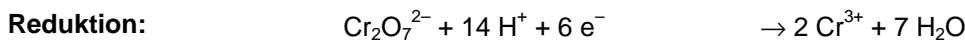
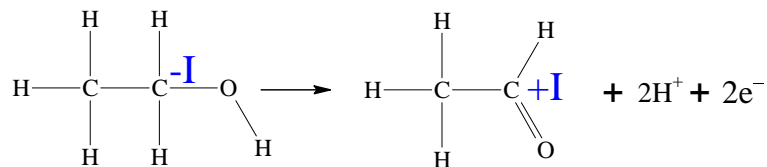
1.9.



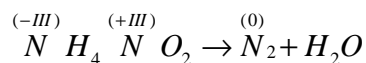
Da als Säure HCl eingesetzt wird kann man statt  $\text{H}^+$  auch direkt HCl schreiben, wenn man dies auf der rechten Seite der Reaktionsgleichung berücksichtigt:  $2 \text{KMnO}_4 + 16 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{KCl} + 8 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{MnCl}_2 + 5 \text{Cl}_2$

1.10.

**Oxidation:**

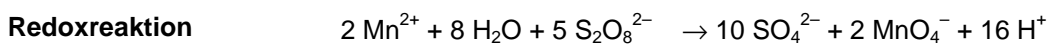
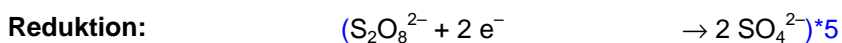
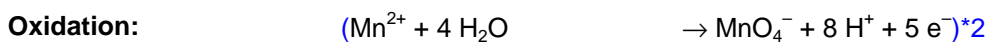


1.11.

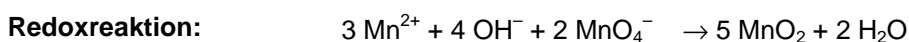
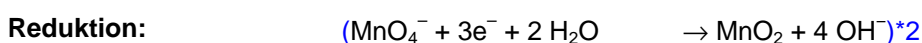
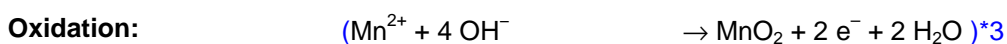


Es handelt sich um eine Redoxreaktion, da sich die Oxidationsstufen einzelner Atome ändern. Es handelt sich hier um eine **Komproportionierungsreaktion**, weil 2 Stickstoffatome untereinander ihre Oxidationszahl ausgleichen.

1.12.

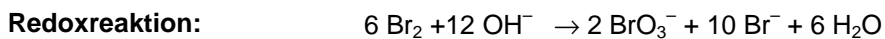
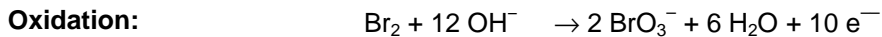


1.13.



1.14.

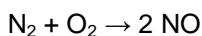
**Disproportionierungen** sind Redoxreaktionen bei denen sich die Oxidationsstufen eines Elements sich aufspalten. Hier entsteht aus der Oxidationszahl des Broms von 0 ( $\text{Br}_2$ ) auf die Oxidationszahlen  $-I$  ( $\text{Br}^-$ ) und  $+V$  ( $\text{BrO}_3^-$ )



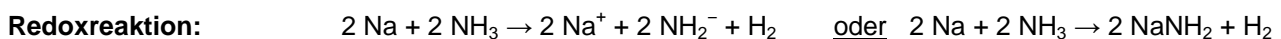
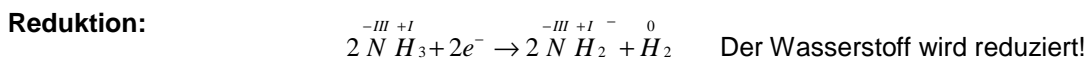
Da es sich um Kalilauge handelt kann man auch schreiben:  $6 \text{Br}_2 + 12 \text{KOH} \rightarrow 2 \text{KBrO}_3 + 10 \text{KBr} + 6 \text{H}_2\text{O}$

2.1a

Hier entsteht nur ein Reaktionsprodukt. Eine getrennte Formulierung von Oxidation und Reduktion macht deshalb wenig Sinn. Weiterhin findet die Reaktion nicht in wässriger Lösung statt, alle beteiligten Stoffe sind gasförmig. Ein Einrichten mit  $\text{H}^+/\text{H}_2\text{O}$  etc. entfällt. Man kann die Redox-Reaktion gleich vollständig formulieren.

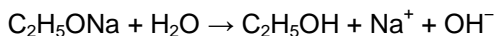


2.1b



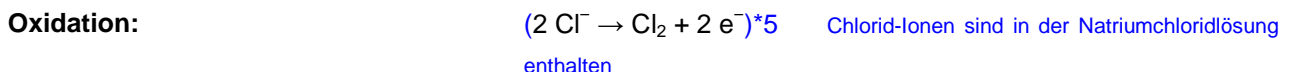
2.1c

Das ist keine Redoxreaktion, sondern eine Protolyse! Die Oxidationszahlen ändern sich nicht.



2.1d

Durch die Aufgabenstellung geht hervor, dass es sich um saure Umgebung handelt. => sauer einrichten.



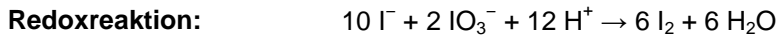
mit Gegenionen (war nicht verlangt, nur zur Übung):  $10 \text{NaCl} + 2 \text{KMnO}_4 + 16 \text{H}^+ \rightarrow 5 \text{Cl}_2 + 8 \text{H}_2\text{O} + 10 \text{Na}^+ + 2 \text{K}^+$

konkretisiert mit Schwefelsäure (war nicht verlangt, nur zur Übung):  $10 \text{NaCl} + 2 \text{KMnO}_4 + 8 \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow 5 \text{Cl}_2 + 8 \text{H}_2\text{O} + 5 \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + \text{K}_2\text{SO}_4(\text{aq})$

2.1e

Es handelt sich um eine Komproportionierung (Synproportionierung).

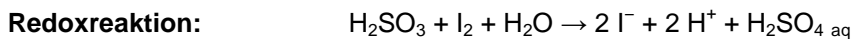
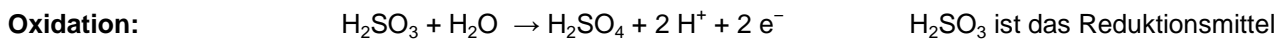




2.1f)



2.2



b)

Zuerst wird berechnet, welche Stoffmenge Maßreagenz bis zum Umschlagpunkt zugegeben wurde:

Wenn pro Liter 5 mmol I<sub>2</sub> enthalten sind, dann sind in 20,8 mL enthalten:  $n(\text{I}_2) = 0,104 \text{ mmol}$

Jetzt wird mit dem Koeffizientenverhältnis der Reaktionsgleichung darauf geschlossen, welche Stoffmenge Analyt (= gesuchter Stoff) enthalten ist.

Aus dem Koeffizientenverhältnis 1:1 ist zu entnehmen, dass  $n(\text{H}_2\text{SO}_3) = 0,104 \text{ mmol}$

Nun wird der Gehalt in mg/L berechnet.

$M(\text{H}_2\text{SO}_3) = 82,0 \text{ g/mol}$ .  $m(\text{H}_2\text{SO}_3) = 0,104 \text{ mmol} \cdot 82,0 \text{ mg/mmol} \approx 8,528 \text{ mg}$ . Wenn also in 40 mL der

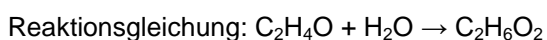
Probe 8,528 mg enthalten sind, so sind in 1000 mL dann 213,2 mg enthalten.  $\Rightarrow \beta(\text{H}_2\text{SO}_3) = 213,2 \text{ mg/L}$

2.3

a) Um einen Reaktionspartner vorschlagen zu können, muss man erst herausfinden ob die Teilreaktion von Ethylenoxid zu 1,2-Ethandiol eine Oxidation oder eine Reduktion ist. In Ermangelung einer Strukturformel für Ethylenoxid, muss dies anhand der Summenformeln geschehen.



Man erkennt, dass es sich nicht um eine Reduktion oder Oxidation handelt. Es wird also kein Reduktions- oder Oxidationsmittel benötigt. Der Reaktionspartner der benötigt wird, liegt auf der Hand, wenn man schaut, was in der Summenformeln von Ethylenoxid fehlt, um zu Ethandiol zu werden: H<sub>2</sub>O.



b) Mithilfe der Dichte kann man entnehmen, dass 1 L Ethandiol 1120 g wiegt. Mit der molaren Masse von  $M = 62,1 \text{ g/mol}$  folgt, dass sich hierbei um die Stoffmenge  $n = 18,035 \text{ mol}$  handelt. Wegen dem 1:1-Koeffizientenverhältnis lässt sich auch die erforderliche Stoffmenge Ethylenoxid mit  $n = 18,035 \text{ mol}$  angeben.



Da bei Normbedingungen 1 mol eines beliebigen Gases 22,4 Liter einnehmen, so nehmen dann 18,035 mol insgesamt ca. 404 Liter Rauminhalt ein.

2.4

a)

Oxidation:  $(\text{Ag} \rightarrow \text{Ag}^+ + \text{e}^-) \cdot 3$  **+ 0,80 V (vgl. Abi-Tabelle)**

Reduktion:  $\text{NO}_3^- + 4 \text{H}_3\text{O}^+ + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 6 \text{H}_2\text{O}$  **+ 0,96 V**

Redox :  $3 \text{Ag} + \text{NO}_3^- + 4 \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{NO} + 6 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{Ag}^+$

b) Eine Reduktion läuft i.d.R. freiwillig ab, wenn  $E(\text{Reduktion}) > E(\text{Oxidation})$

Dies ist bei der Teilaufgabe a) der Fall (vgl. dort angegebene Potentiale).

Das Redoxpaar  $\text{Au}/\text{Au}^{3+}$  hat laut Abiturtabelle ein Potential von  $U = 1,42 \text{ V}$ . D.h. es würde über dem Wert  $0,96 \text{ V}$  liegen. Damit läuft die Reaktion nicht spontan ab.