

1. Allgemeine Aufgaben

1.1 Chlor bildet einige Sauerstoffsäuren. Sie lauten: Hypochlorige Säure HClO ("Unterchlorige Säure"), Chlorige Säure HClO₂, Chlorsäure HClO₃ und Perchlorsäure HClO₄.

- a) Geben Sie die Oxidationszahl des Chlors in den verschiedenen Säuren an.
 b) 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) Fe₂O₃ b) Ag₂O c) CuSO₄ d) Cu₂SO₄
 e) KMnO₄ f) LiAlH₄ (Lithiumaluminiumhydrid) g) CO h) H₂O₂
 i) K₂O j) K₂O₂ k) KO₂ (Kaliumhyperoxid) l) CaC₂ (Calciumcarbid)

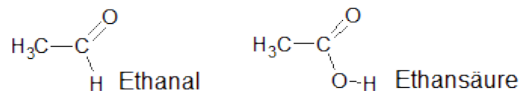
1.3 Geben Sie von 1,1-Dichlorethen und von Triethylamin die Oxidationszahlen aller Atome an.

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) Li + Cl₂ b) Na + O₂ → Natriumperoxid
 c) CO₂ + C → CO d) Ozon + Bleisulfid → Bleisulfat

1.6 Mit Dichromat-Ionen (Cr₂O₇²⁻) lässt sich im sauren Ethanal (H₃C-CHO, Strukturformel: *siehe unten*) zu Ethansäure (H₃C-COOH, Strukturformel: *siehe unten*) aufoxidieren. Dabei fällt auch Cr³⁺ an. Formulieren Sie die Gesamtreaktionsgleichung mit zwei Verfahren: a) Direkte Ermittlung der Gesamtgleichung („Einzeiler“). b) Getrenntes Aufstellen der Teilgleichungen und Zusammenfassung zur Gesamtgleichung („Dreizeiler“).



1.7 Die **Silberspiegelprobe** dient dem Nachweis reduzierender Gruppen, z.B. Aldehydgruppen. So wird Methanal (H₂CO) im alkalischen Milieu zum Säurerest-Ion der Methansäure oxidiert, aus dem Ag⁺ entsteht ein feiner Silberspiegel. Notieren Sie die Reaktionsgleichung.

1.8 **Iodometrische Bestimmung von Cu²⁺:** **1. Schritt:** Cu²⁺-Ionen reagieren mit Iodidionen quantitativ zu Cu⁺ und Iod. **2. Schritt:** Der Iodgehalt der Lösung wird daraufhin durch Titration mit Maßlösung, die Thiosulfat (S₂O₃²⁻), im sauren Milieu bestimmt. Dabei reagiert das Thiosulfat-Ion zum Tetrathionat-Ion (S₄O₆²⁻). Aus dem Verbrauch an Maßlösung lässt sich auf den Cu²⁺-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 Mn²⁺-Ionen. Formulieren Sie die Redoxgleichung, auch mit Gegenionen.

1.10 Ethanal (Strukturformel: *siehe Aufgabe 1.6*) kann durch Oxidation von Ethanol (H₃C-CH₂-OH) mit Dichromationen (Cr₂O₇²⁻) in saurer heißer Lösung hergestellt werden. Das Oxidationsmittel wird dabei zu Cr³⁺ reduziert.

1.11 Stickstoff kann im Labor durch Erhitzen einer wässrigen Lösung von Ammoniumnitrit (NH₄NO₂) gewonnen werden. Notieren Sie die Reaktionsgleichung. Handelt es sich um eine Redoxreaktion? Begründen Sie!

1.12 Peroxodisulfationen ($\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$: $^-\text{O}_3\text{S}-\text{O}-\text{O}-\text{SO}_3^-$, die beiden mittleren O-Atome liegen in der OZ –I vor) sind sehr starke Oxidationsmittel, die in saurer Lösung mit Ag^+ als Katalysator sogar Mn^{2+} zu MnO_4^- aufoxidieren können. Formulieren sie die Reaktionsgleichung. Dabei entstehen auch Sulfat-Ionen.

1.13 In alkalischer Lösung komproportionieren Mn^{2+} -Ionen mit Permanganationen zu Braunstein (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 (BrO_3^-) und Bromidionen. Formulieren Sie die Reaktionsgleichung, auch mit Gegenionen.

2. Weitere Aufgaben

2.1 Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen und kennzeichnen Sie für den Fall, dass es sich um eine Redoxreaktion handelt, Oxidation, Reduktion, Oxidationsmittel und Reduktionsmittel. Üben Sie das Einrichten als „Einzeiler“ und auch in der Form mit getrennten Teilgleichungen.

- Stickstoff reagiert mit Sauerstoff zu Stickstoffmonoxid.
- Natrium reagiert mit Ammoniak zu Wasserstoff und Natriumamid (NaNH_2).
- Bringt man das Salz Natriumethanolat ($\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{O}^- \text{Na}^+$) in Wasser ein, so entsteht eine alkalische Lösung .
- 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!
- Säuert man eine Lösung die Iodid-Ionen und Iodat-Ionen (IO_3^-) enthält, an, so entsteht Iod.
- Tropft man konzentrierte Salpetersäure zu elementarem Kupfer, so steigt giftiges Stickstoffdioxid auf.

2.2 Der Gehalt an Schwefliger Säure (H_2SO_3) in einer Lösung kann durch Titration mit I_2 -haltige Maßlösung bestimmt werden. Der erste Tropfen I_2 -Überschuss führt mit Stärke als Indikator zu einer starken Blaufärbung so dass sich der Äquivalenzpunkt dieser Titration gut optisch erkennen lässt.

- 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 Schwefligen Säure in der Probelösung in mg/L.

2.3 1,2-Ethandiol ($\text{HO}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$) wird aus Ethylenoxid ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$) mithilfe einer anderen Reaktionspartners gewonnen

- 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 unter Bildung von Stickstoff(II)-oxid.

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

2.5 In alkalischer Lösung reagiert Wasserstoffperoxid (H_2O_2) mit Permanganat-Ionen (MnO_4^-) zu molekularem Sauerstoff und Mangan(IV)-oxid. Für die Reduktion gilt folgende Reaktionsgleichung: $\text{MnO}_4^- + 3 \text{ e}^- + 2 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + 4 \text{ OH}^-$. Formulieren Sie zusätzlich die Redoxreaktion mit frei wählbaren Gegenionen.

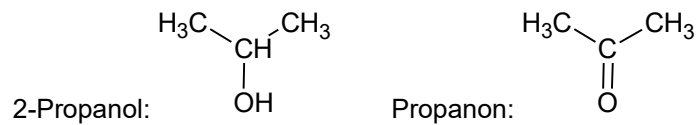
2.6 Wasserstoffperoxid kann in saurer Lösung Peroxodisulfat-Ionen ($\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$) zu Schwefelsäure reduzieren.

2.7 Wasserstoffperoxid kann in saurer Lösung Iodidionen zu Iod oxidieren. Warum handelt es sich bei H_2O_2 um ein im Labor beliebtes Oxidationsmittel?

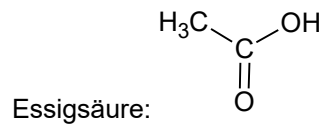
2.8 Blei(IV)-oxid kann als Oxidationsmittel Kaliumbromid in schwefelsaurer Lösung zu Brom oxidieren. Stellen Sie die Rkt.gleichung mit Gegenionen auf.

2.9 Eine Iodlösung (z.B. für die Iodometrie) wird im Labor durch Ansäuern einer Kaliumiodid- und Kaliumiodat-haltigen Lösung mit Salzsäure hergestellt. Formulieren Sie die Redoxgleichung dieser Komproportionierungsreaktion mit Gegenionen.

2.10 Propan-2-ol (*Strukturformel: siehe unten*) wird durch Kupfer(II)-oxid unter Bildung von Propanon $\text{H}_3\text{C}-\text{C}(\text{O})-\text{CH}_3$ oxidiert.



2.11 Kaliumdichromat ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) kann in salzsaurer, kalter Lösung, Ethanol ($\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH}$) zu Essigsäure ($\text{H}_3\text{C}-\text{COOH}$) oxidieren, wobei auch Cr(III)-Ionen entstehen.



2.12 Wasserstoffperoxid zersetzt sich beim Verkochen unter Sauerstoffentwicklung. Notieren Sie die Reaktionsgleichung. Handelt es sich um eine Redoxreaktion? Begründen Sie.

2.13 Chlordioxid disproportioniert in alkalischer Lösung in Chlorit-Ionen (ClO_2^-) und Chlorat-Ionen (ClO_3^-).

2.14 Die quantitative Bestimmung des Umweltgifts Kohlenmonoxid mit Hilfe von Gasprüf Röhrchen basiert auf die Umsetzung von Kohlenstoffmonoxid mit Diiodpentaoxid zu Iod und Kohlenstoffdioxid.

Lösungen finden Sie im Anhang dieses Arbeitsblattes. Download unter www.laborberufe.de

Lösungen – ohne Gewähr

1.1

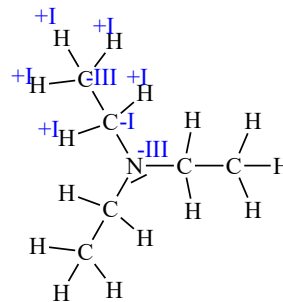
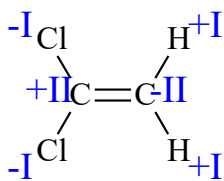
Strukturformel + Name	Oxidationsstufe
HClO: Hypochlorige Säure	+I
HClO ₂ : Chlorige Säure	+III
HClO ₃ : Chlorsäure	+V
HClO ₄ : Perchlorsäure	+VII

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 ($H \blacktriangleleft Cl$). 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 Kohlenstoffmonooxid	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: $-\frac{1}{2}$ Hyperoxide: Oxidationszahl des O: $-\frac{1}{2}$ Kaliumhyperoxid	j) C: $-I$ Cacliumcarbid

1.3.



1.4.

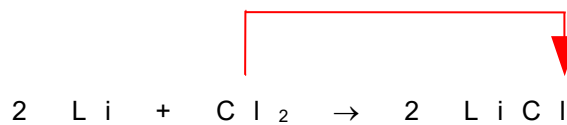
OZ	Beispiele	
$-IV$		Methan
$-III$		Ethan
$-II$		Chlormethan

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

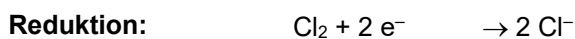
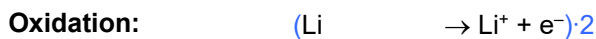
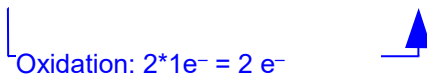
1.5.

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

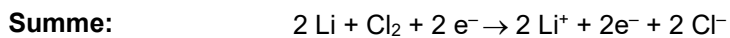
a)



oder:



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

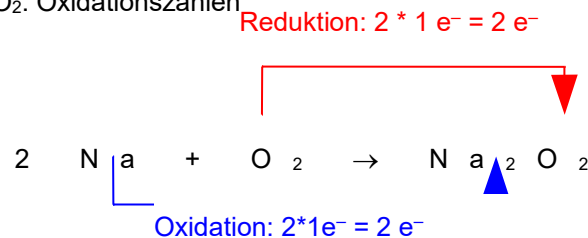


Beide Rkt.gleichungen werden addiert...

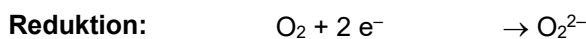


...und dann gekürzt

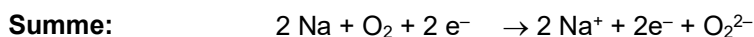
b) Natriumperoxid: Na_2O_2 : Oxidationszahlen



oder



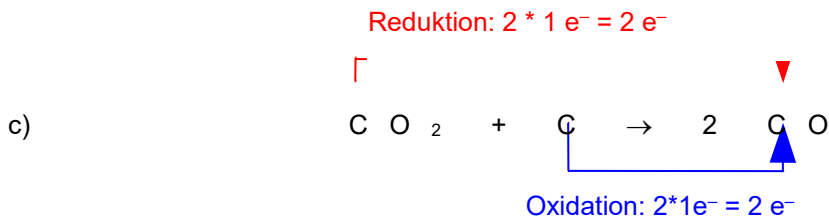
Damit die Elektronenzahl der beiden Teilreaktionen, die gleiche Anzahl an e^- umsetzen, muss obere Gleichung mit 2 multipliziert werden.



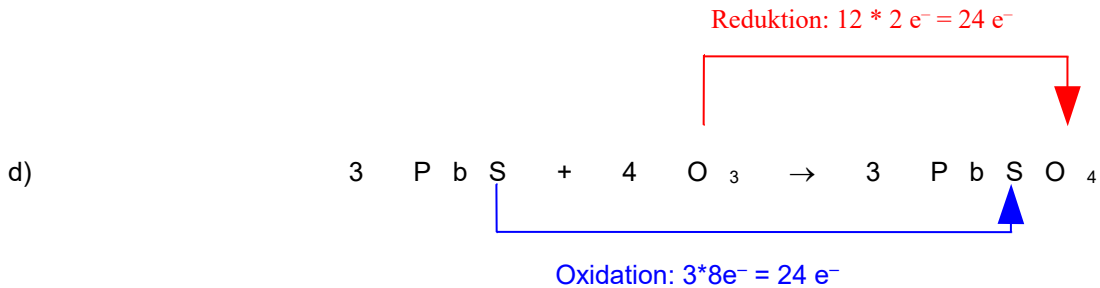
Beide Rkt.gleichungen werden addiert...



...und dann gekürzt



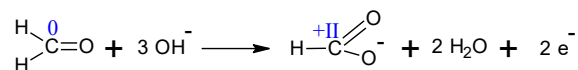
Redoxreaktionen bei denen bei denen Oxidationsstufen eines Elements sich gegenseitig ausgleichen heißen Komproportionierungen. Hier reagiert ein C-Atom mit Oxidationszahl: + IV (CO₂) mit C-Atom der Oxidationszahl 0. Zusammen bilden Sie ein Produkt, dessen Oxidationszahl +II (CO).



1.7.

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

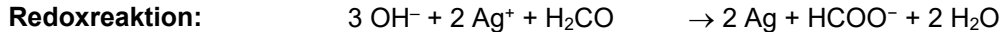
Oxidation:



Reduktion:



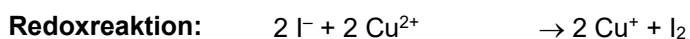
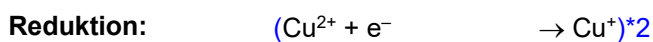
Damit die e⁻-Zahl der beiden Teilreaktionen, die gleiche Anzahl an e⁻ umsetzen, muss untere Gleichung mit 2 multipliziert werden.



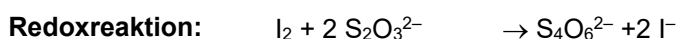
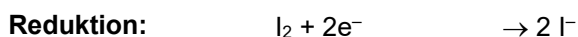
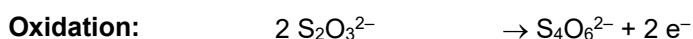
Damit Ag⁺ in alkalischer Lösung nicht als AgOH ausfällt, muss es mit NH₃ "maskiert werden": Silberdiamminkomplex [Ag(NH₃)₂]⁺. Deshalb geben Sie NH₃ in den Reaktionsansatz.

1.8.

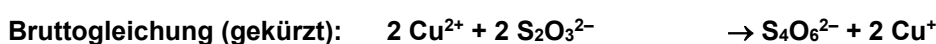
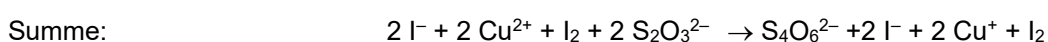
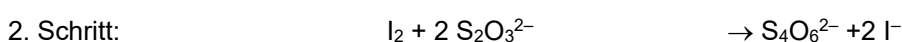
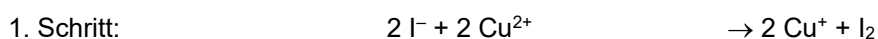
1. Schritt



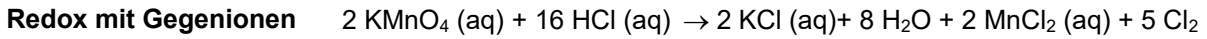
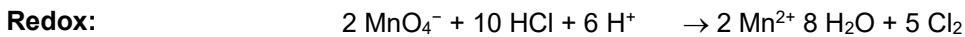
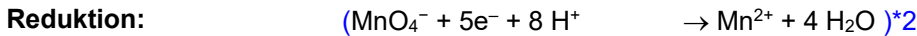
2. Schritt



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

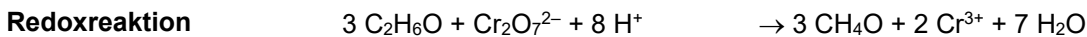
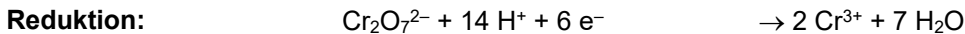
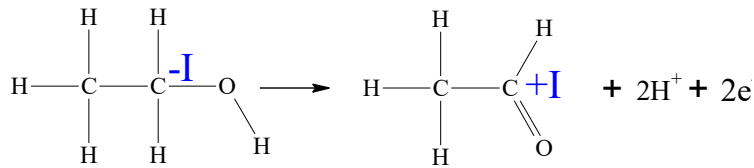


1.9.

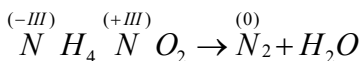


Da als Säure HCl eingesetzt wird kann man statt H^+ auch direkt HCl schreiben, wenn man dies auf der rechten Seite der Reaktionsgleichung berücksichtigt: $2 \text{KMnO}_4 + 16 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{KCl} + 8 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{MnCl}_2 + 5 \text{Cl}_2$

1.10.

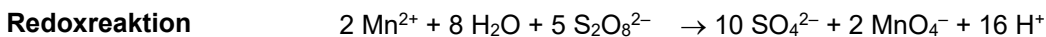
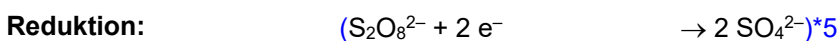
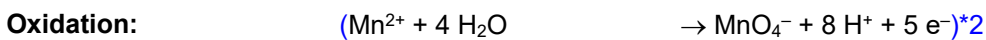
Oxidation:

1.11.

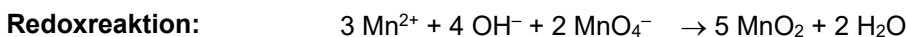
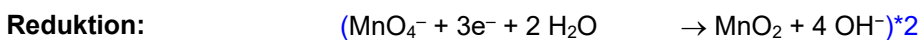
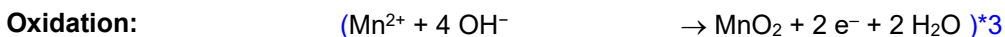


Es handelt sich um eine Redoxreaktion, da sich die Oxidationsstufen einzelner Atome ändern. Es handelt sich hier um eine **Komproportionierungsreaktion**, weil 2 Stickstoffatome untereinander ihre Oxidationszahl ausgleichen.

1.12.

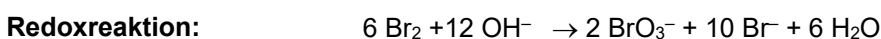
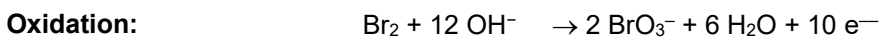


1.13.



1.14.

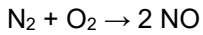
Disproportionierungen sind Redoxreaktionen bei denen sich die Oxidationsstufen eines Elements sich aufspalten. Hier entsteht aus der Oxidationszahl des Broms von 0 (Br_2) auf die Oxidationszahlen -1 (Br^-) und $+5$ (BrO_3^-)



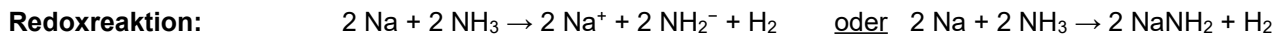
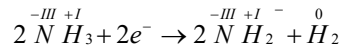
Da es sich um Kalilauge handelt kann man auch schreiben: $6 \text{Br}_2 + 12 \text{KOH} \rightarrow 2 \text{KBrO}_3 + 10 \text{KBr} + 6 \text{H}_2\text{O}$

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 H^+/H_2O etc. entfällt. Man kann die Redox-Reaktion gleich vollständig formulieren.

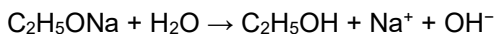


2.1b



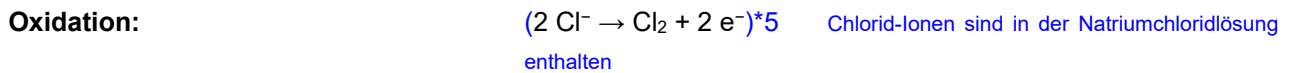
2.1c

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.

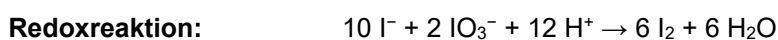


mit Gegenionen (war nicht verlangt, nur zur Übung): $10 NaCl + 2 KMnO_4 + 16 H^+ \rightarrow 5 Cl_2 + 8 H_2O + 10 Na^+ + 2 K^+$

konkretisiert mit Schwefelsäure (war nicht verlangt, nur zur Übung): $10 NaCl + 2 KMnO_4 + 8 H_2SO_4 (aq) \rightarrow 5 Cl_2 + 8 H_2O + 5 Na_2SO_4 (aq) + K_2SO_4 (aq)$

2.1e)

Es handelt sich um eine Komproportionierung (Synproportionierung).

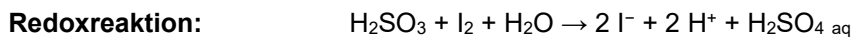
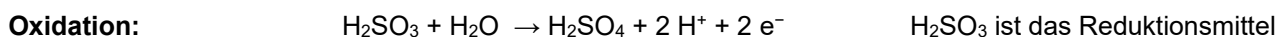


2.1f)





2.2



b)

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

Wenn pro Liter 5 mmol I₂ 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.

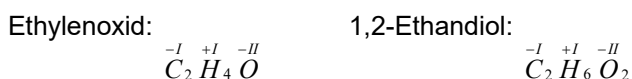
Aus dem Koeffizientenverhältnis 1:1 ist zu entnehmen, dass $n(\text{H}_2\text{SO}_3) = 0,104 \text{ mmol}$

Nun wird der Gehalt in mg/L berechnet.

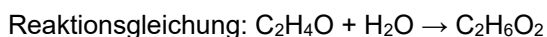
$M(\text{H}_2\text{SO}_3) = 82,0 \text{ g/mol}$. $m(\text{H}_2\text{SO}_3) = 0,104 \text{ mmol} \cdot 82,0 \text{ mg/mmol} \approx 8,528 \text{ mg}$. Wenn also in 40 mL der Probe 8,528 mg enthalten sind, so sind in 1000 mL dann 213,2 mg enthalten. $\Rightarrow \beta(\text{H}_2\text{SO}_3) = 213,2 \text{ mg/L}$

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.



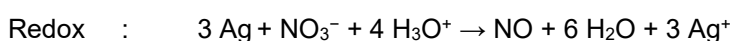
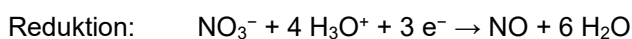
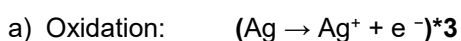
Man erkennt, dass es sich nicht um eine Reduktion oder Oxidation handelt. Es wird also kein Reduktions- oder Oxidationsmittel benötigt. Der Reaktionspartner der benötigt wird, liegt auf der Hand, wenn man schaut, was in der Summenformeln von Ethylenoxid fehlt, um zu Ethandiol zu werden: H₂O.



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.

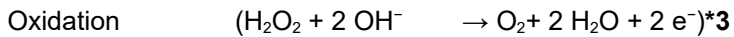
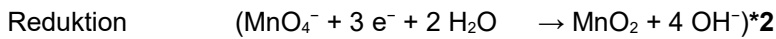
Da bei Normbedingungen 1 mol eines beliebigen Gases 22,4 Liter einnehmen, so nehmen dann 18,035 mol insgesamt ca. 404 Liter Rauminhalt ein.

2.4

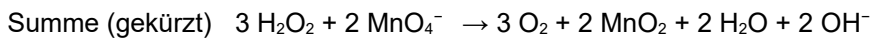


b) Gold ist edler als Silber und löst sich daher nicht auf.

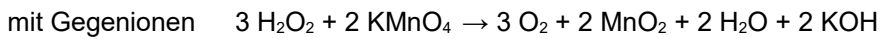
2.5



siehe Aufgabenstellung

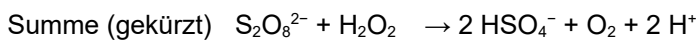
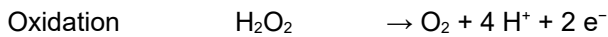
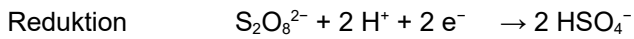


Zur Überprüfung überzeugt man



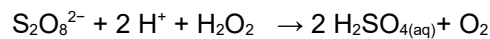
sich davon, dass Ladungsbilanz
und Atombilanz stimmt!

2.6

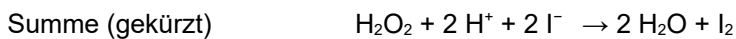


ODER

Ein H^+ wurde mit einem HSO_4^- zu
einem H_2SO_4 vereint

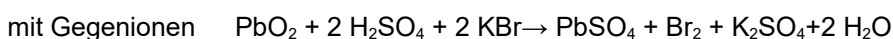
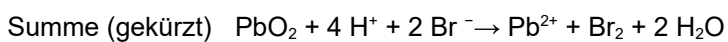
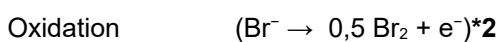
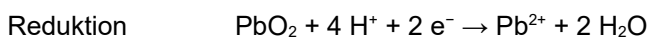


2.7

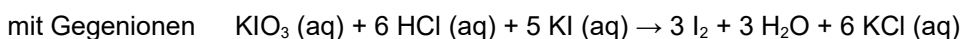
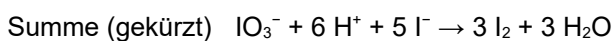
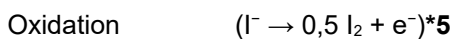
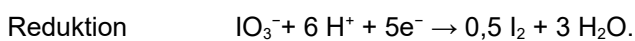


Wenn H_2O_2 als Oxidationsmittel eingesetzt wird, resultiert nur H_2O als Endprodukt. Evtl. noch unverbrauchtes H_2O_2 kann einfach verkocht werden (siehe auch Aufgabe 9 + Lösung). Es bleiben also keine Ionen oder sonstige Stoffe in Lösung, die evtl. Analysen stören könnten.

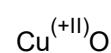
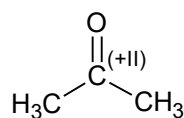
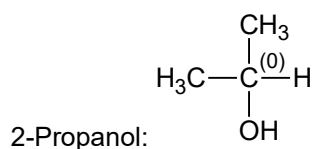
2.8



2.9

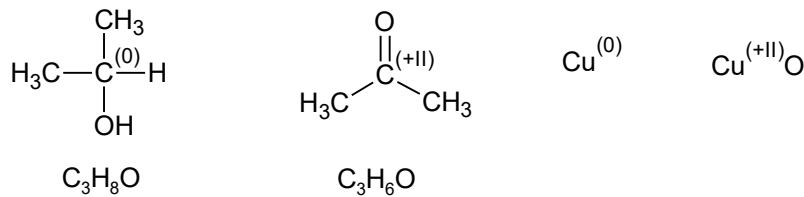


2.10



Wenn CuO als Oxidationsmittel dient, dann bildet sich entweder Cu(I)-oxid oder Cu als Reaktionsprodukt. Für Cu gilt z.B.

Schritt 1.



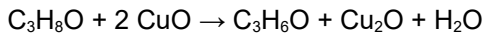
Schritt 2. $\text{C}_3\text{H}_8\text{O} + \text{CuO} \rightarrow \text{C}_3\text{H}_6\text{O} + \text{Cu}$

Die e⁻-Bilanz ist hier schon ausgeglichen: Um C(0) in C(+II) zu überführen müssen 2 e⁻ abgegeben werden, um Cu(+II) in Cu(0) zu überführen müssen 2 e⁻ aufgenommen werden,

Schritt 3: $\text{C}_3\text{H}_8\text{O} + \text{CuO} \rightarrow \text{C}_3\text{H}_6\text{O} + \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$

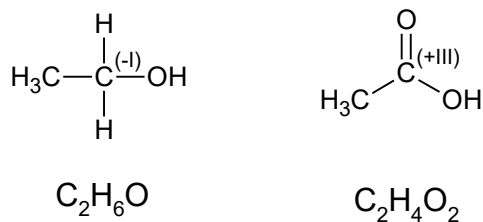
Man überprüfe jedes mal, ob die Gleichung am Ende richtig eingerichtet ist!

Richtet man die Reaktionsgleichung mit Cu₂O als Reaktionsprodukt ein, so resultiert mit dem gleichen Schema:



2.11

Schritt 1.



Pro Ethanolmolekül werden 4 e⁻ abgegeben.

$\text{Cr}_2^{(\text{VI})}\text{O}_7^{2-}$ $\text{Cr}^{3+(\text{III})}$: Pro Dichromat-Ion werden 2*3 = 6 e⁻ aufgenommen. Es müssen doppelt so viel Cr³⁺ entstehen, da Cr₂O₇²⁻.

Schritt 2. $3\text{C}_2\text{H}_6\text{O} + 2\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 3\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 + 4\text{Cr}^{3+}$; Ein Redox-Paar wird mal 3 multipliziert, das andere mal 2. So ist die Elektronenbilanz ausgeglichen.

Schritt 3: $3\text{C}_2\text{H}_6\text{O} + 2\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 16\text{H}^+ \rightarrow 3\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 + 4\text{Cr}^{3+} + 11\text{H}_2\text{O}$

Zum Ausgleich der O-Bilanz werden zuerst rechts 11 H₂O ergänzt. Damit auch die H-Bilanz stimmt, müssen links noch 16 H⁺ ergänzt werden. Man überprüfe ob die Gleichung richtig eingerichtet ist (Ladungsbilanz, Atombilanz)!

2.12

H₂O₂ kann verkocht werden, wobei es sich spaltet. Hier kann man die Reaktionsgleichung gleich hinschreiben: H₂O₂ → H₂O + 0,5 O₂ bzw. 2 H₂O₂ → O₂ + 2 H₂O. Lösung unter Einhaltung des formalen Lösungsweg:

Schritt 1. $\text{H}_2\text{O}_2^{(-I)} \rightarrow \text{O}_2^{(0)}$: Pro H₂O₂-Molekül (2 O-Atome) werden 2 e⁻ abgegeben.

$\text{H}_2\text{O}_2^{(-I)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}^{(-II)}$: Pro H₂O₂-Molekül werden 2 e⁻ aufgenommen. Es müssen

doppelt so viel H₂O entstehen.

Schritt 2. $H_2O_2 + H_2O_2 \rightarrow O_2 + 2H_2O$; Die e⁻-Bilanz ist hier schon ausgeglichen

Schritt 3: entfällt, da Atom- und Ladungsbilanz stimmt

Es handelt es sich um eine Redox-Reaktion, da die Reaktion für einige Elemente mit der Änderung der Oxidationszahl einher geht. Eine Redoxreaktion bei der eine mittlere Oxidationszahl an einem Element (hier: -I) in eine größere (0) und eine kleinere (-II) zerfällt, wird **Disproportionierung** genannt.

2.13

Schritt 1. $Cl^{(+IV)}O_2 \rightarrow Cl^{(+III)}O_2^-$: Pro Chlordioxid-Molekül wird 1 e⁻ abgegeben

$ClO_2^{(+IV)} \rightarrow Cl^{(+V)}O_3^-$: Pro Chlordioxid-Molekül wird 1 e⁻ aufgenommen.

Es handelt sich also um eine Disproportionierung (siehe auch Lösung zu Aufgabe 9).

Schritt 2. $ClO_2 + ClO_2 \rightarrow ClO_2^- + ClO_3^-$; ; Die e⁻-Bilanz ist hier schon ausgeglichen

Schritt 3: $ClO_2 + ClO_2 + 2OH^- \rightarrow ClO_2^- + ClO_3^- + H_2O$; Durch Hinzufügen von OH⁻ und H₂O wird die Atom- und Ladungsbilanz ausgeglichen.

2.14

Schritt 1. $C^{(+II)}O \rightarrow C^{(+IV)}O_2$: Es werden 2 e⁻ pro CO abgegeben.

$I_2^{(+V)}O_5 \rightarrow I_2^{(0)}$: Es werden Pro Diiodpentaoxid 2*5 = 10 e⁻ aufgenommen.

Schritt 2. $5CO + I_2O_5 \rightarrow 5CO_2 + I_2$; Das eine RedoxPaar ist zum Ausgleich der e⁻-Bilanz mal 5 multipliziert worden.

Schritt 3: $5CO + I_2O_5 \rightarrow 5CO_2 + I_2$; Die Atom- und Ladungsbilanz ist schon richtig.