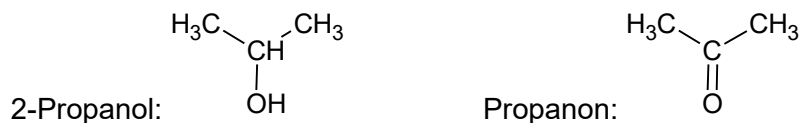


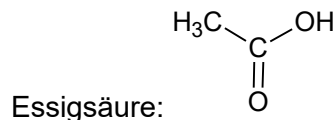
Aufstellen von Redoxgleichungen

1. 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. Silber löst sich in Salpetersäure auf, wobei Nitrose Gase (NO) entstehen.
3. Wasserstoffperoxid kann in saurer Lösung Peroxodisulfat-Ionen ($\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$) zu Schwefelsäure reduzieren.
4. Wasserstoffperoxid kann in saurer Lösung Iodidionen zu Iod oxidieren. Warum handelt es sich bei H_2O_2 um ein im Labor beliebtes Oxidationsmittel?
5. Blei(IV)-oxid kann als Oxidationsmittel Kaliumbromid in schwefelsaurer Lösung zu Brom oxidieren. Stellen Sie die Rkt.gleichung mit Gegenionen auf.
6. Eine Iodlösung (z.B. für die Iodometrie) wird in einem Labor durch Ansäuern (z.B. mit Salzsäure) einer Kaliumiodid-Lösung hergestellt in der etwas Kaliumiodat gelöst wurde. Die dabei ablaufende Reduktions-Halbreaktion lautet: $\text{IO}_3^- + 6 \text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow 0,5 \text{I}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$.
 - a) Formulieren Sie die Gleichung auch mit Gegenionen.
 - b) Leiten Sie die Reduktions-Halbreaktion durch Kombination von 2 Halbreaktionen auf der Seite S. 231 (Küster-Thiel) selbst her.

7. Propan-2-ol ($\text{H}_3\text{C}-\text{CH}(\text{OH})-\text{CH}_3$, Propangrundgerüst mit OH-Gruppe am mittleren C-Atom) wird durch Kupfer(II)-oxid unter Bildung von Propanon $\text{H}_3\text{C}-\text{C}(\text{O})-\text{CH}_3$ oxidiert.



8. Kaliumdichromat ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) kann in salzsaurer 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.



9. Wasserstoffperoxid zersetzt sich beim Verkochen unter Sauerstoffentwicklung. Notieren Sie die Reaktionsgleichung. Handelt es sich um eine Redoxreaktion? Begründen Sie.
10. Chlordioxid disproportioniert in alkalischer Lösung in Chlorit-Ionen (ClO_2^-) und Chlorat-Ionen (ClO_3^-).
11. Die quantitative Bestimmung des Umweltgifts Kohlenmonooxid mit Hilfe von Gasprüfröhrchen basiert auf die Umsetzung von Kohlenstoffmonooxid mit Diiodpentaoxid zu Iod und Kohlenstoffdioxid.

Lösungen ohne Gewähr

Mit Tabellenbuch

Die Halbreaktionen können direkt aus dem Tabellenbuch entnommen werden und müssen anschließend jeweils so multipliziert werden, dass die Elektronenzahl in beiden Halbreaktionen identisch ist. Anschließend werden die Gleichungen addiert und evtl. gekürzt sowie bei Bedarf Gegenionen ergänzt.

Nr. 1

Reduktion	$(\text{MnO}_4^- + 3 \text{e}^- + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + 4 \text{OH}^-)*2$	Küster-Thiel. S. 233 Tab. unten
Oxidation	$(\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^-)*3$	siehe Aufgabenstellung
Summe	$3 \text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{MnO}_4^- \rightarrow 3 \text{O}_2 + 2 \text{MnO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{OH}^-$	Zur Überprüfung überzeugt man sich davon, dass
(gekürzt)		Ladungsbilanz und
mit	$3 \text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{KMnO}_4 \rightarrow 3 \text{O}_2 + 2 \text{MnO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 2$	Atombilanz stimmt!
Gegenionen	KOH	

Nr. 2

Reduktion	$\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$	Küster-Thiel. S. 231 Tab. unten
Oxidation	$(\text{Ag} \rightarrow \text{Ag}^+ + \text{e}^-)*3$	K.-T. S. 230, Tab oben
Summe	$\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 3 \text{Ag} \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{Ag}^+$ ODER	
(gekürzt)	$\text{HNO}_3 + 3 \text{H}^+ + 3 \text{Ag} \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{Ag}^+$ ODER	Ein H^+ wurde mit einem NO_3^- zu einem HNO_3 vereint.
mit Gegenionen	$\text{HNO}_3 + 3 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{AgNO}_3$	H^+ wird mit NO_3^- abgesättigt
(war laut	bzw.	
Aufgabenstellung nicht verlangt)	$4 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{AgNO}_3$	

Nr. 3

Reduktion	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{HSO}_4^-$	Küster-Thiel S. 231Tab. unten
Oxidation	$\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$	H_2O_2 muss Elektronen zur Verfügung stellen => Oxidation
		Küster-Thiel. S. 231Tab. unten
Summe	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{HSO}_4^- + \text{O}_2 + 2 \text{H}^+$	
(gekürzt)	ODER	Ein H^+ wurde mit einem HSO_4^- zu einem H_2SO_4 vereint
	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2 \text{H}^+ + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})} + \text{O}_2$	

Nr. 4

Reduktion	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$	Küster-Thiel. S. 231Tab. unten
Oxidation	$(\text{I}^- \rightarrow 0,5 \text{I}_2 + 1 \text{e}^-)*2$	Küster-Thiel. S. 231, Tab. oben
Summe (gekürzt)	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{I}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$	

Wenn H₂O₂ als Oxidationsmittel eingesetzt wird, resultiert nur H₂O als Endprodukt. Evtl. noch unverbrauchtes H₂O₂ kann einfach verkocht werden (siehe auch Aufgabe 9 + Lösung). Es bleiben also keine Ionen oder sonstige Stoffe in Lösung, die evtl. Analysen stören könnten.

Nr. 5

Reduktion	$\text{PbO}_2 + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$	Küster-Thiel. S. 231 Tab. unten
Oxidation	$(\text{Br}^- \rightarrow 0,5 \text{Br}_2 + \text{e}^-) \cdot 2$	K.-T. S. 231, Tab unten
Summe	$\text{PbO}_2 + 4 \text{H}^+ + 2 \text{Br}^- \rightarrow \text{Pb}^{2+} + \text{Br}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$	
(gekürzt)		
mit	$\text{PbO}_2 + 2 \text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{KBr} \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2$	
Gegenionen	H ₂ O	

Nr. 6

Reduktion	$\text{IO}_3^- + 6 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- \rightarrow 0,5 \text{I}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$	
Oxidation	$(\text{I}^- \rightarrow 0,5 \text{I}_2 + \text{e}^-) \cdot 5$	K.-T., S. 231, oben
Summe	$\text{IO}_3^- + 6 \text{H}^+ + 5 \text{I}^- \rightarrow 3 \text{I}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$.
(gekürzt)		
mit	$\text{KIO}_3 (\text{aq}) + 6 \text{HCl} (\text{aq}) + 5 \text{KI} (\text{aq}) \rightarrow 3 \text{I}_2 + 3 \text{H}_2\text{O} + 6 \text{KCl}$	
Gegenionen	(aq)	
b)		
Gleichung 1	$\text{IO}_3^- + 6 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow \text{I}^- + 3 \text{H}_2\text{O}$	K.-T., S. 231 unten
Gleichung 2	$\text{I}^- \rightarrow 0,5 \text{I}_2 + \text{e}^-$	K.-T., S. 231, oben
Summe	$\text{IO}_3^- + 6 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- \rightarrow 0,5 \text{I}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$	dies ist die gewünschte Halbreaktion!
(gekürzt)		

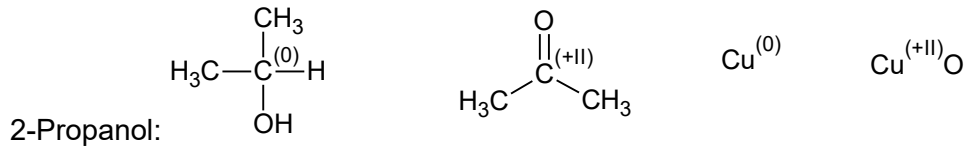
Redoxreaktionen einrichten ohne Tabellenbuch

1. Schritt: Zuerst werden die Oxidationszahlen der Atome ermittelt, die sich während der Redoxreaktion ändern.

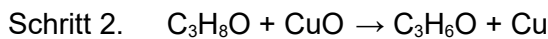
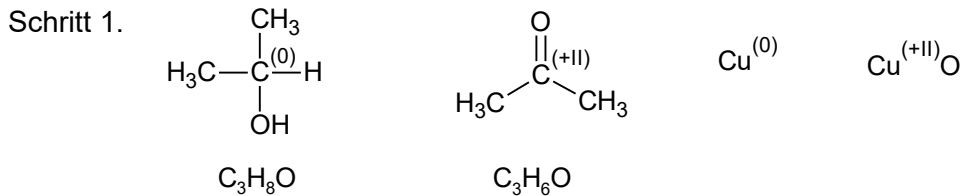
2. Schritt: Hier werden sie beiden RedoxPaare schon in eine Reaktionsgleichung zusammengeschrieben. Die RedoxPaare werden dabei jeweils so multipliziert, dass die Gesamtanzahl der abgegebenen Elektronen der Gesamtzahl der aufgenommenen Elektronen entspricht.

3. Schritt: Anschließend erfolgt durch Atom- und Ladungsausgleich durch H₂O und H⁺ (im Sauren) oder durch H₂O und OH⁻ (im Alkalischen).

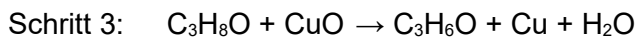
TIPP: Es ist einfacher die an der eigentlich stattfindenden Redoxreaktionen nicht beteiligten Gegenionen wegzulassen, und bei Bedarf erst ganz zum Schluss zu ergänzen.



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



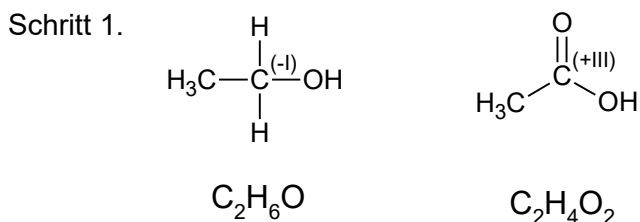
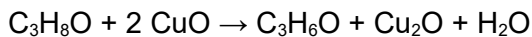
Die e⁻-Bilanz ist hier schon ausgeglichen: Um C(0) in C(+II) zu überführen müssen 2 e⁻ abgegeben werden, um Cu(+II) in Cu(0) zu überführen müssen 2 e⁻ aufgenommen werden,



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

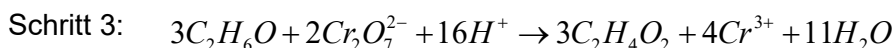
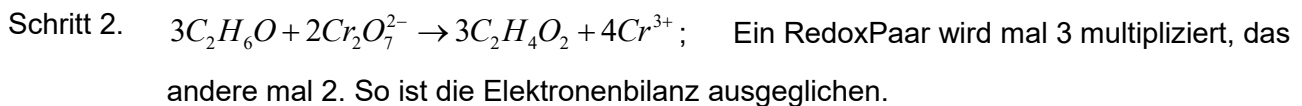
Richtet man die Reaktionsgleichung mit Cu₂O als Reaktionsprodukt ein, so resultiert mit dem gleichen

Schema:



Pro Ethanolmolekül werden 4 e⁻ abgegeben.

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



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)!

Nr. 9

H_2O_2 kann verkocht werden, wobei es sich spaltet. Hier kann man die Reaktionsgleichung gleich hinschreiben: $H_2O_2 \rightarrow H_2O + 0,5 O_2$ bzw. $2 H_2O_2 \rightarrow O_2 + 2 H_2O$. Lösung unter Einhaltung des formalen Lösungsweg:

Schritt 1. $H_2O_2^{(-I)} \rightarrow O_2^{(0)}$: Pro H_2O_2 -Molekül (2 O-Atome) werden $2 e^-$ abgegeben.

$H_2O_2^{(-I)} \rightarrow H_2O^{(-II)}$: Pro H_2O_2 -Molekül werden $2 e^-$ aufgenommen. Es müssen doppelt so viel H_2O 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.

Nr. 10

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 H_2O wird die Atom- und Ladungsbilanz ausgeglichen.

Nr. 11

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 $2 \cdot 5 = 10 e^-$ 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.