

## Aufstellen von Redoxgleichungen

Mit Tabellenbuch (Küster-Thiel, 105. Auflage)

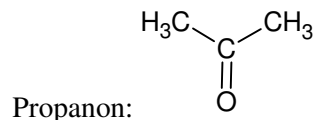
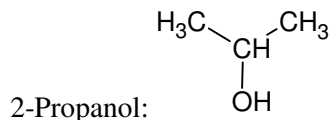
Formulieren Sie jeweils getrennt die Reduktion und die Oxidation. Bilden Sie dann die Redoxreaktion.

- In alkalischer Lösung reagiert Wasserstoffperoxid ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ) mit Permanganat-Ionen ( $\text{MnO}_4^-$ ) zu molekularem Sauerstoff und Mangan(IV)-oxid. Für die Reduktion gilt folgende Reaktionsgleichung:  $\text{MnO}_4^- + 3 e^- + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + 4 \text{OH}^-$ . Formulieren Sie zusätzlich die Redoxreaktion mit frei wählbaren Gegenionen.
- Silber löst sich in Salpetersäure auf, wobei Nitrose Gase (NO) entstehen.
- Wasserstoffperoxid kann in saurer Lösung Peroxodisulfat-Ionen ( $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ ) zu Schwefelsäure reduzieren.
- Wasserstoffperoxid kann in saurer Lösung Iodidionen zu Iod oxidieren. Warum handelt es sich bei  $\text{H}_2\text{O}_2$  um ein im Labor beliebtes Oxidationsmittel?
- Blei(IV)-oxid kann als Oxidationsmittel Kaliumbromid in schwefelsaurer Lösung zu Brom oxidieren. Stellen Sie die Rkt.gleichung mit Gegenionen auf.
- 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:  $\text{IO}_3^- + 6 \text{H}^+ + 5 e^- \rightarrow 0,5 \text{I}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$ .
  - Formulieren Sie die Gleichung auch mit Gegenionen.
  - Leiten Sie die Reduktions-Halbreaktion durch Kombination von 2 Halbreaktionen auf der Seite S. 231 (Küster-Thiel) selbst her.

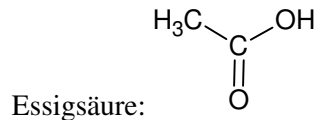
Ohne Tabellenbuch

Formulieren Sie Redoxreaktion. TIPP: Es ist einfacher die Reaktionsgleichung zuerst mithilfe mit den tatsächlich reagierenden Ionen zu formulieren. Gegenionen werden bei Bedarf erst später ergänzt.

- 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.



- 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.



- Wasserstoffperoxid zersetzt sich beim Verkochen unter Sauerstoffentwicklung. Notieren Sie die Reaktionsgleichung. Handelt es sich um eine Redoxreaktion? Begründen Sie.
- Chlordioxid disproportioniert in alkalischer Lösung in Chlorit-Ionen ( $\text{ClO}_2^-$ ) und Chlorat-Ionen ( $\text{ClO}_3^-$ ).
- Die quantitative Bestimmung des Umweltgifts Kohlenmonoxid mit Hilfe von Gasprüfröhrchen basiert auf die Umsetzung von Kohlenstoffmonoxid mit Diiodpentaoxid zu Iod und Kohlenstoffdioxid.

**Weitere Aufgaben: Geben Sie die Redoxgleichungen zu Aufgaben 1-6 ohne Tabellenbuch an. TIPP: Erst mit tatsächlich reagierenden Ionen formulieren, anschließend Gegenionen ergänzen. Weitere Aufgaben: Siehe blaues Buch.**

## 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 (gekürzt)	$3 \text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{MnO}_4^- \rightarrow 3 \text{O}_2 + 2 \text{MnO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{OH}^-$	Zur Überprüfung überzeugt man sich davon, dass Ladungsbilanz und Atombilanz stimmt!
mit Gegenionen	$3 \text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{KMnO}_4 \rightarrow 3 \text{O}_2 + 2 \text{MnO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{KOH}$	

### 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 (gekürzt)	$\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 3 \text{Ag} \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{Ag}^+$ ODER $\text{HNO}_3 + 3 \text{H}^+ + 3 \text{Ag} \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{Ag}^+$ ODER	Ein $\text{H}^+$ wurde mit einem $\text{NO}_3^-$ zu einem $\text{HNO}_3$ vereint.
mit Gegenionen	$\text{HNO}_3 + 3 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{AgNO}_3$ bzw.	$\text{H}^+$ wird mit $\text{NO}_3^-$ abgesättigt
(war laut 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	$\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$	$\text{H}_2\text{O}_2$ muss Elektronen zur Verfügung stellen => Oxidation Küster-Thiel. S. 231Tab. unten
Summe (gekürzt)	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{HSO}_4^- + \text{O}_2 + 2 \text{H}^+$ ODER $\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2 \text{H}^+ + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})} + \text{O}_2$	Ein $\text{H}^+$ wurde mit einem $\text{HSO}_4^-$ zu einem $\text{H}_2\text{SO}_4$ vereint

### 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  $\text{H}_2\text{O}_2$  als Oxidationsmittel eingesetzt wird, resultiert nur  $\text{H}_2\text{O}$  als Endprodukt. Evtl. noch unverbrauchtes  $\text{H}_2\text{O}_2$  kann einfach verkocht werden (siehe auch Aufgabe 9 + Lösung). Es bleiben also keine Ionen oder sonstige Stoffe in Lösung, die evtl. Analysen stören könnten.

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  $(\text{Br}^- \rightarrow 0,5 \text{Br}_2 + \text{e}^-) * 2$  K.-T. S. 231, Tab unten

Summe (gekürzt)  $\text{PbO}_2 + 4 \text{H}^+ + 2 \text{Br}^- \rightarrow \text{Pb}^{2+} + \text{Br}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

mit Gegenionen  $\text{PbO}_2 + 2 \text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{KBr} \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$

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  $(\text{I}^- \rightarrow 0,5 \text{I}_2 + \text{e}^-) * 5$  K.-T., S. 231, oben

Summe (gekürzt)  $\text{IO}_3^- + 6 \text{H}^+ + 5 \text{I}^- \rightarrow 3 \text{I}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$  .

mit Gegenionen  $\text{KIO}_3 (\text{aq}) + 6 \text{HCl} (\text{aq}) + 5 \text{KI} (\text{aq}) \rightarrow 3 \text{I}_2 + 3 \text{H}_2\text{O} + 6 \text{KCl} (\text{aq})$

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 (gekürzt)  $\text{IO}_3^- + 6 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- \rightarrow 0,5 \text{I}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$  dies ist die gewünschte Halbreaktion!

## Redoxreaktionen einrichten ohne Tabellenbuch

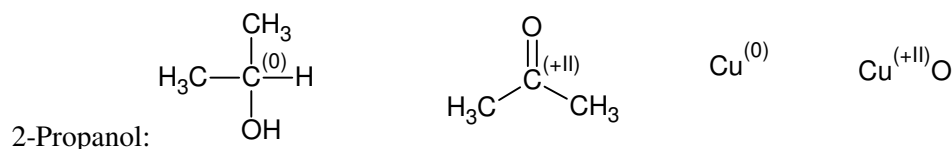
**1. Schritt:** Zuerst werden die Oxidationszahlen der Atome ermittelt, die sich während der Redoxreaktion ändern.

**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 Gesamtanzahl der aufgenommenen Elektronen entspricht.

**3. Schritt:** Anschließend erfolgt durch Atom- und Ladungsausgleich durch  $\text{H}_2\text{O}$  und  $\text{H}^+$  (im Säuren) oder durch  $\text{H}_2\text{O}$  und  $\text{OH}^-$  (im Alkalischen).

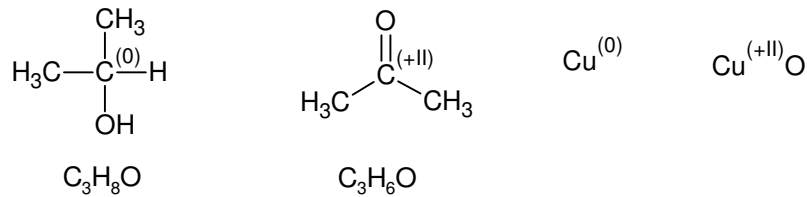
**TIPP:** Oft ist es einfacher die an der eigentlich stattfindenden Redoxreaktionen nicht beteiligte Gegenionen wegzulassen, und erst ganz zum Schluss zu ergänzen.

Nr. 7



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

Schritt 1.



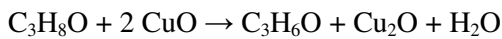
Schritt 2.  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O} + \text{CuO} \rightarrow \text{C}_3\text{H}_6\text{O} + \text{Cu}$

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

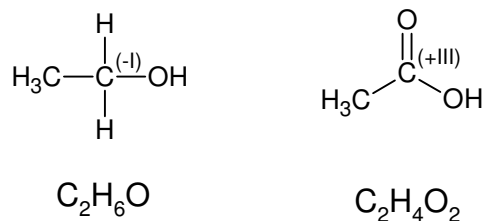
Man überprüfe jedes mal, ob die Gleichung am Ende richtig eingerichtet ist!

Richtet man die Reaktionsgleichung mit  $\text{Cu}_2\text{O}$  als Reaktionsprodukt ein, so resultiert mit dem gleichen Schema:



Nr. 8

Schritt 1.



Pro Ethanolmolekül werden  $4 e^-$  abgegeben.

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

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 Redoxpaar 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  $\text{H}_2\text{O}$  ergänzt. Damit auch die H-Bilanz stimmt, müssen links noch 16  $\text{H}^+$  ergänzt werden. Man überprüfe ob die Gleichung richtig eingerichtet ist (Ladungsbilanz, Atombilanz)!

Nr. 9

$\text{H}_2\text{O}_2$  kann verkocht werden, wobei es sich spaltet. Hier kann man die Reaktionsgleichung gleich hinschreiben:  $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + 0,5 \text{O}_2$  bzw.  $2 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ . Lösung unter Einhaltung des formalen Lösungsweg:

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

$\text{H}_2\text{O}_2^{(-I)}$   $\text{H}_2\text{O}^{(-II)}$  : Pro  $\text{H}_2\text{O}_2$ -Molekül werden  $2 e^-$  aufgenommen. Es müssen doppelt so viel  $\text{H}_2\text{O}$  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 Redoxreaktion, 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.  $Cl^{(+IV)}O_2$   $Cl^{(+III)}O_2^-$ : Pro Chlordioxid-Molekül wird 1  $e^-$  abgegeben

$ClO_2^{(+IV)}$   $Cl^{(+V)}O_3^-$ : 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.  $C^{(+II)}O$   $C^{(+IV)}O_2$  : Es werden 2  $e^-$  pro CO abgegeben.

$I_2^{(+V)}O_5$   $I_2^{(0)}$  : 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.