

Lösungen: Redoxreaktionen

1. Bei einer Redoxreaktion werden Elektronen übertragen. Mit Hilfe der **Oxidationszahl** kann einfach festgestellt werden, ob ein Teilchen Elektronen aufgenommen oder abgegeben hat. Hat ein atomares Teilchen vor und nach der Reaktion eine andere **Oxidationszahl**, so handelt es sich um Redoxvorgang. Haben die **Oxidationszahlen** keine Änderung erfahren, so ist es keine Elektronenübertragung.

Bei den folgenden Antworten wird jeweils nach dem Elementsymbol die Oxidationszahl in Klammern angegeben, gleich bleibende werden **blau**, ändernde **Oxidationszahlen** werden **rot** markiert. "a" und "b" sind Redoxreaktionen, da rot markierte (= ändernde) Oxidationszahlen vorkommen. "c" ist eine Protolyse. Es werden keine Elektronen übertragen.

- a. $\text{Zn}(\mathbf{0}) + 2 \text{H}_3(\mathbf{+I})\text{O}(\mathbf{-II})^+ + 2 \text{Cl}(\mathbf{-I})^- \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}(\mathbf{+II}) + 2 \text{Cl}(\mathbf{-I})^- + \text{H}_2(\mathbf{0}) + 2 \text{H}_2(\mathbf{+I})\text{O}(\mathbf{-II})$
 b. $\text{C}(\mathbf{-II})\text{H}_4(\mathbf{+I})\text{O}(\mathbf{-II}) + \text{Cu}(\mathbf{+II})\text{O}(\mathbf{-II}) \rightleftharpoons \text{C}(\mathbf{0})\text{H}_2(\mathbf{+I})\text{O}(\mathbf{-II}) + \text{Cu}(\mathbf{0}) + \text{H}_2(\mathbf{+I})\text{O}(\mathbf{-II})$
 c. $2 \text{H}(\mathbf{+I})\text{C}(\mathbf{+II})\text{O}(\mathbf{-II})\text{O}(\mathbf{-II})\text{H}(\mathbf{+I}) + \text{Ca}(\mathbf{+II})\text{C}(\mathbf{+IV})\text{O}_3(\mathbf{-II}) \rightleftharpoons$
 $\rightleftharpoons 2 \text{H}(\mathbf{+I})\text{C}(\mathbf{+II})\text{O}(\mathbf{-II})\text{O}(\mathbf{-II})^- + \text{Ca}^{2+}(\mathbf{+II}) + \text{C}(\mathbf{+IV})\text{O}(\mathbf{-II})_2 + \text{H}_2(\mathbf{+I})\text{O}(\mathbf{-II})$

2. Aus Ethanol = $\text{CH}_3\text{C}(\mathbf{-I})\text{H}_2\text{OH}$ entsteht $\text{CH}_3\text{C}(\mathbf{+III})\text{OOH}$. Das Kohlenstoffatom mit der Platzziffer 1 (= C-Atom mit der Angabe der Oxidationszahl) gibt dabei **4** Elektronen ab. Begründung: Damit ein Teilchen von -1 zu +3 wird, müssen **4** negative Ladungen weniger vorhanden sein.

3. Es kann beispielsweise das folgende Experiment durchgeführt (es gäbe noch andere Möglichkeiten) werden. Ein Chromblech wird in eine $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ -Lösung, ein Nickelblech in eine $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ -Lösung getaucht. Das stärkere Reduktionsmittel (= grössere Tendenz zur Elektronenabgabe) wird reagieren, das schwächere nicht.

4.

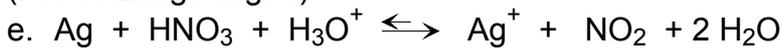
- a. $\text{Zn} + \text{Pb}^{2+} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + \text{Pb}$ (In der Reaktionsgleichung werden die Chloridionen nicht angegeben, da sie für den Redoxvorgang ohne Bedeutung sind.)
 Beobachtung: An der Oberfläche des Zinkbleches scheidet sich metallisches Blei ab. Zink wird aufgelöst.

- b. $\text{Cu} + 2 \text{Fe}^{3+} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 2 \text{Fe}^{2+}$
 Beobachtung: Das Kupferblech wird angegriffen und aufgelöst. Da Kupferionen in Lösung gehen und die Oxidationszahl der Eisenionen ändert, wird auch die Farbe der Lösung eine Modifikation erfahren.

- c. $\text{Fe} + \text{I}_2 \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 2 \text{I}^-$
 Beobachtung: Das Eisenblech wird angegriffen und aufgelöst. Das gefärbte Iod wird in farblose Iodidionen umgewandelt. Daher ändert ebenfalls die Farbe der Lösung.

- d. $2 \text{Fe} + 3 \text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2 \text{Fe}^{3+} + 6 \text{Cl}^-$ (Hinweis: Chlor ist ein sehr starkes Oxidationsmittel. Dieses kann im Gegensatz zum Iod das Eisen stärker oxidieren, Fe^{3+} -Ionen entstehen.)
 Die Beobachtung ist mehr oder weniger gleich wie bei der Aufgabe 3c.

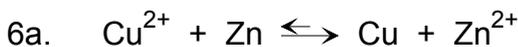
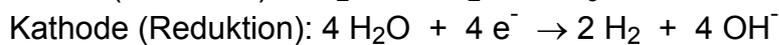
(Fortsetzung Aufg. 4)



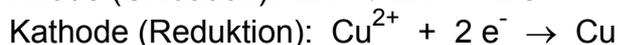
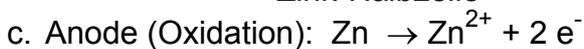
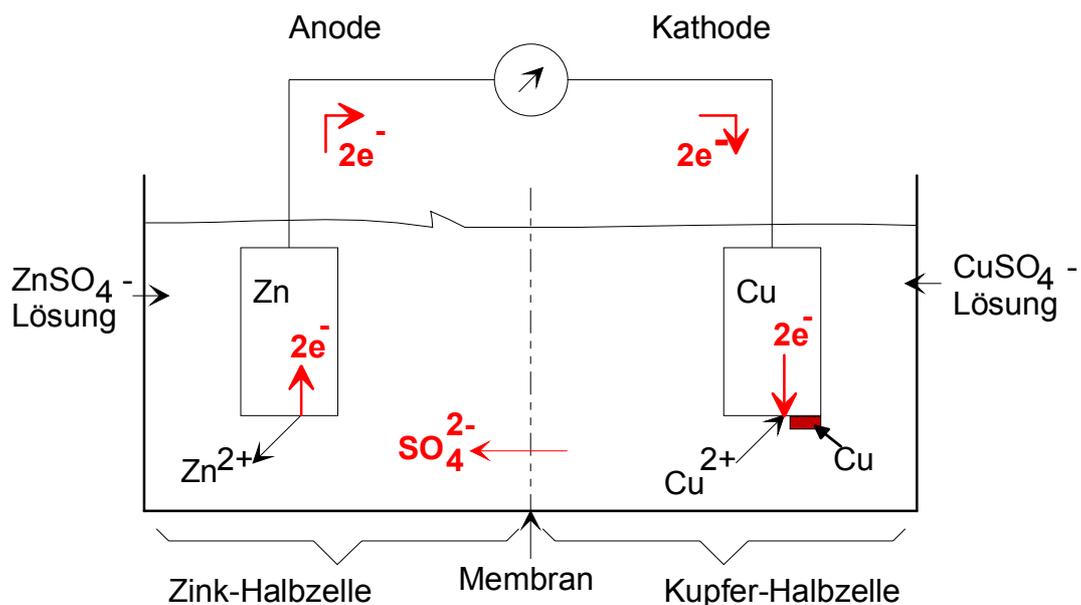
Beobachtung: Der Silberring wird angegriffen und aufgelöst. Dabei entstehen braune Gase (= NO_2).

5. In dieser Lösung sind K^+ , H_2O und Phosphat-Ionen vorhanden. Phosphat-Ionen sind recht stabil und werden durch diese wässrige Elektrolyse nicht verändert. Das K^+ -Ion ist das schwächere Oxidationsmittel als Wasser. Daher werden Wassermoleküle und nicht die K^+ -Ionen reduziert.

Somit reagiert sowohl an der Anode wie auch an der Kathode das Wasser. Es kommt zu einer Elektrolyse des Wassers, dabei entsteht Wasserstoff- und Sauerstoffgas. Die Salzlösung bewirkt einzig eine Leitfähigkeit des Wassers. Das Salz wird nicht verändert.



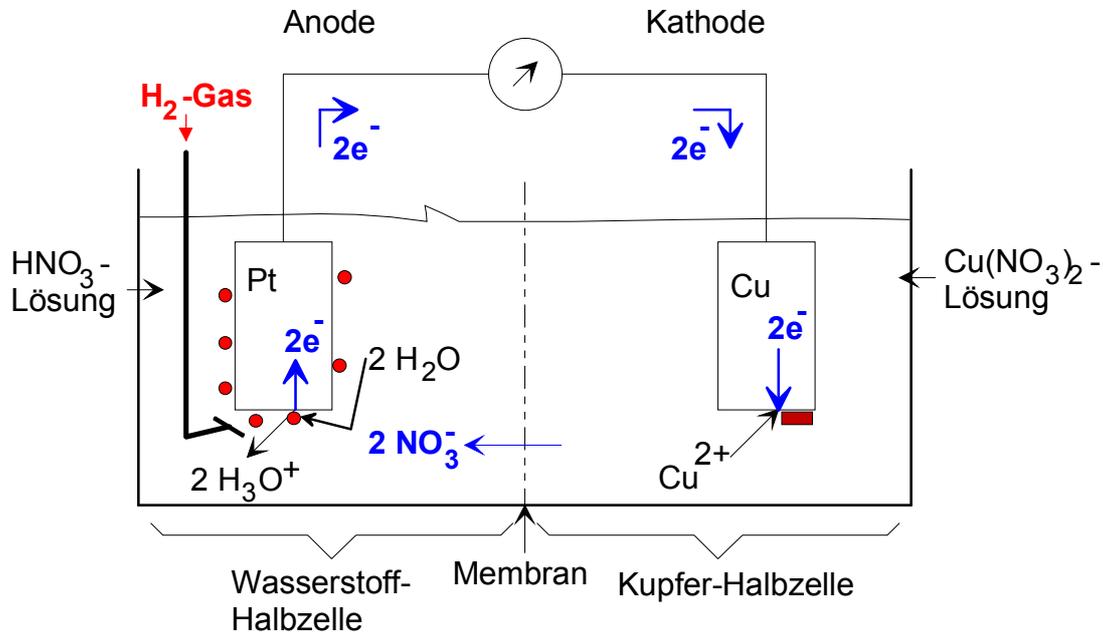
b.



d. Beim stromliefernden Redoxvorgang sind die Kupferionen beteiligt. Je mehr es davon hat, desto grösser wird dessen Geschwindigkeit. Demzufolge wird auch die Spannung höher.

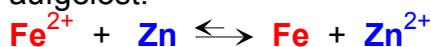
7. Redoxgleichung: $\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cu} + 2 \text{H}_3\text{O}^+$

Die galvanische Zelle besteht aus einer Kupfer- und einer Wasserstoffhalbzelle. Da gemäss der Gleichung Kupferionen **reduziert** werden, ist auf der Seite der **Kathode** die **Kupfer**halbzelle. Die **Wasserstoff**halbzelle wird folglich die **Anode** sein. Sie besteht aus Platin, das mit Wasserstoffgas (Skizze: rote Gasblasen) umspült wird. Die Membran verhindert das Durchmischen der beiden Elektrolyte, ermöglicht aber die Ionenwanderung und damit den Ladungsausgleich.



8. Zwei Metalle bilden beim direkten Kontakt in Anwesenheit von einem Elektrolyten ein Lokalelement. Das **edlere Metall** wird zur Kathode, das **unedlere** zur Anode. Diese wird aufgelöst und daher oft als Opferanode bezeichnet. Anders gesagt: Wenn zwei Metalle sich in Gegenwart eines Elektrolyten berühren, kommt es zur Korrosion des **unedleren** Metalles, das **edlere** bleibt geschützt.

Wird ein **Zinküberzug** verwendet, so entsteht ein sehr wirksamer elektrochemischer Korrosionsschutz. Nach einer teilweisen Beschädigung der **Zink**-Schicht findet kein Rosten statt, weil **Zink** unedler als Eisen ist. Das Eisen bleibt geschützt und **Zink** wird aufgelöst.



Umgekehrt würde bei einer Schadhaftheit der **Zinnschicht** und beim Zutritt eines Elektrolyten Eisen rascher rosten. Eisen würde zur Anode und daher beschleunigt aufgelöst.

