

A solid green vertical bar on the left side of the page, partially overlapping the title text.

# **Redoxreaktionen in Chemie und Technik**

**Gergely Rozsa • Stefan Lebernegg**

## Was Du bereits wissen solltest...

Um in die faszinierende Welt der Redoxreaktionen eintauchen zu können, solltest Du einige Vorkenntnisse mitbringen, auf die wir in den folgenden Kapiteln aufbauen können. Hierzu zählen unter anderem folgende Punkte:

- Etwas Thermodynamik – Gibbs'sche Freie Enthalpie
- Stöchiometrie – Stoffmenge – Begriff des Mol
- Chemische Bindung – Polare und unpolare, kovalente Bindungen – Ionenbindung
- Chemisches Gleichgewicht – Massenwirkungsgesetz (MWG)
- Säure-Base-Reaktionen – Theorie nach Brønsted – Theorie nach Lewis.

Für die absoluten Experten ist es auch vorteilhaft etwas über Orbitale und Elektronenkonfigurationen gehört zu haben, denn das Bohr'sche Atommodell ist mehr oder weniger ausschließlich auf das Wasserstoffatom begrenzt. Für das Verständnis von Redoxreaktionen haben sie jedoch nur einen weiterführenden Charakter und gehören nicht zur wesentlichen Grundlage.

## Was erwartet uns? Wie gehen wir vor?

In den folgenden Kapiteln beginnen wir zunächst mit der Definition von Oxidation und Reduktion, um sie anschließend zu Redox zu kombinieren. Dabei legen wir Augenmerk auf Oxidations- und Reduktionsmittel und werden einige spezielle und charakteristische Vertreter hervorheben. Auch einer ausführlichen Übung zur Bestimmung von Oxidationsstufen wird Rechnung getragen. Wir untersuchen insbesondere die Abhängigkeit vom pH-Wert der Reaktionslösungen und werden hierzu auf dem Papier die entsprechenden Teil-, Gesamt- und Stoffgleichungen formulieren. Für die explizite Anwendung von Redox wechseln wir schließlich in die Elektrochemie und werden die Elektrolyse näher beleuchten sowie ihre Umkehrung, die Galvanischen Elemente.

Die nächsten Abschnitte bieten nach Möglichkeit kurz und knapp eine theoretische Einleitung zu den Experimenten, die zu bearbeiten sind. Im Anschluss erfolgen die Vorschriften zu den durchzuführenden Arbeiten, um schließlich die Beobachtungen zu notieren und diese zu erläutern. Los geht's!

## Oxidationen und Reduktionen

Bei Säure-Base-Reaktionen baut die Theorie nach Brønsted auf den Austausch eines kleinen Teilchens, eines Protons  $H^+$ , auf. Dabei gilt die Säure als Protonendonator und die Base als Protonenakzeptor. Ganz analog hierzu geht es bei Oxidationen und Reduktionen um die Übertragung eines oder mehrerer Elektronen  $e^-$ . Die Oxidation beschreibt an dieser Stelle die Abgabe, die Reduktion dagegen die Aufnahme von  $e^-$ . Ein ganz profanes Beispiel für diesen Sachverhalt ist die Verbrennung von Magnesium. An Luftsauerstoff bildet sich Magnesiumoxid. Die zugehörige Reaktionsgleichung ist wie folgt zu formulieren:



Entsprechend zu dieser Reaktion sieht die Umsetzung von Magnesium mit elementarem Chlor aus:



Es stellt sich nun die Frage, wo in beiden Fällen die Oxidation und die Reduktion stattfinden. Um die Verbindungen Magnesiumoxid sowie Magnesiumchlorid bilden zu können, muss Magnesium Elektronen abgeben. Im Gegenzug werden diese von den elektronegativeren Elementen Sauerstoff und Chlor aufgenommen. In Form einer Reaktionsgleichung drücken wir dies folgendermaßen aus:



Ebenso auch mit  $\text{Cl}_2$ :



Es wird klar, dass Oxidation und Reduktion unmittelbar miteinander verknüpft sind und nicht alleine stattfinden können. Genauso wie bei Säure-Base-Reaktionen ein Protonendonator einen Protonenakzeptor benötigt, folglich Säure-Base-Paare miteinander reagieren müssen, muss ein abgegebenes Elektron von einem Elektronenakzeptor aufgenommen werden. **Allgemein bezeichnet man die Abgabe von Elektronen als Oxidation, die Aufnahme von Elektronen als Reduktion.** Die Kopplung der beiden Teilreaktionen ergibt letztendlich die **Redox-Reaktion**. Von den Reaktanten heißt derjenige, der die Oxidation des anderen bewirkt und selbst reduziert wird, **Oxidationsmittel**. Umgekehrt wird das sogenannte **Reduktionsmittel** selbst oxidiert und verursacht die Reduktion des Reaktionspartners. Als Gleichung können die einzelnen **Redox-Paare**, die miteinander reagieren, wie in Gl. 6 verdeutlicht werden:



Woher wissen wir nun aber wie viele Elektronen das Reduktionsmittel abgibt und wie viele das Oxidationsmittel aufnehmen muss, um zu den Endprodukten zu gelangen? Hierfür ist es von Vorteil sich ein allgemeines Konzept zugrunde zu legen, mit dessen Hilfe sowohl bei ionischen als auch bei nichtionischen Verbindungen abgeleitet werden kann, wie

groß der Elektronenübertrag zwischen Edukten und Produkten einer Redoxreaktion ist. Ein solches methodisches Instrument ist die Oxidationszahl, die wir im Folgenden näher besprechen werden.

## Oxidationszahlen

Während bei ionischen Verbindungen wie Magnesiumchlorid  $MgCl_2$  oder Magnesiumoxid  $MgO$  auf den ersten Blick einleuchtend wird, wie viele Elektronen elementares Magnesium abzugeben hat, um  $Mg^{2+}Cl_2^-$  und  $Mg^{2+}O^{2-}$  zu bilden, sind bei Molekülen mit kovalenten Bindungen wie Wasser  $H_2O$ , Schwefelsäure  $H_2SO_4$  oder dem Chromat-Anion  $CrO_4^{2-}$  **Oxidationszahlen**, auch **Oxidationsstufen** genannt, hilfreich, um die Elektronenbilanz bei Redoxreaktionen nachvollziehen zu können. Damit sie nicht mit Ladungsangaben von Ionen in arabischen Ziffern verwechselt werden, werden Oxidationszahlen bis auf null und Brüche in römischen Zahlen geschrieben. Sie können unter Einhaltung von nachstehend aufgezeigtem Leitfaden bestimmt werden.

1. Bindende Elektronenpaare werden dem elektronegativeren Element zugeordnet.
2. Anschließend wird die Zahl  $x$  der Elektronen, die sich unmittelbar am Element befinden, ermittelt.
3. Steht das Element in der Hauptgruppe  $N$ , so beträgt seine Oxidationsstufe  $x - N$ , wenn es sich dabei um das **elektronegativerere** mit Elektronenüberschuss handelt ( $Cl^-$ ,  $O^{2-}$ ). Für das **elektropositive** mit Elektronenmangel lässt sich die Oxidationszahl über  $N - x$  berechnen ( $Na^+$ ,  $Mg^{2+}$ ).

Die Zuordnung von Elektronen bei polaren, kovalenten Bindungen ist für Chlorwasserstoff  $HCl$  in [Abbildung 1](#) veranschaulicht.



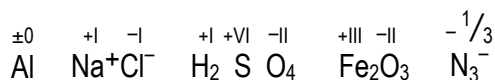
Abbildung 1: Zuordnung von Bindungselektronen in einem nichtionischen Molekül mit polarer, kovalenter Bindung.

Ferner gelten folgende Definitionen und Formalismen.

- a) Die Oxidationsstufe im elementaren Zustand ist grundsätzlich  $\pm 0!$  ( $Al^{\pm 0}$   $Fe^{\pm 0}$   $N_2^{\pm 0}$   $P_4^{\pm 0}$ )
- b) Bei einatomigen Ionen entspricht die Oxidationsstufe der Ladung des Ions! ( $Cl^-$   $Al^{+III}$   $O^{2-}$   $H^+$ )
- c) Bei Alkali- und Erdalkalimetall-Kationen leitet sich die Oxidationszahl aus der Gruppennummer ab, und beträgt also für erstere  $+I$  sowie für letztere  $+II$ .

- d) Die größtmögliche Oxidationsstufe eines Elements gleicht seiner Gruppennummer  $N$ . Die niedrigste Oxidationszahl, die es besitzen kann, ist  $N - 8$ !

Mit Hilfe dieser Regeln können wir nun für die Beispiele Aluminium, Natriumchlorid, Schwefelsäure, Eisen(III)-oxid und Azid  $\text{N}_3^-$  die Oxidationszahlen aller an diesen Verbindungen beteiligten Elemente aufstellen. Sie lauten:



Ferner können wir unsere Definition von Oxidation und Reduktion erweitern, indem wir festhalten, dass **eine Oxidation dann auftritt, wenn sich die Oxidationszahl eines Elements erhöht. Bei der Reduktion wiederum nimmt die Oxidationsstufe eines Elements ab.** Damit sind wir nun auch gerüstet, um Redoxreaktionen genauer untersuchen und schließlich Reaktionsgleichungen formulieren zu können.

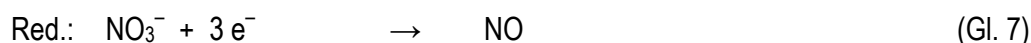
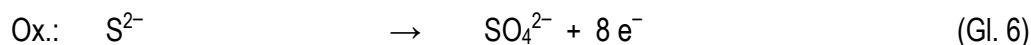
## Aufstellen von Redoxgleichungen

Ähnlich wie bei der Protolyse lassen sich auch bei Redoxreaktionen einzelne Gleichungen für die Oxidation und Reduktion schreiben, die schließlich zu einer Gesamtreaktion vereinfacht und zusammengeführt werden können. Dabei spielt der pH-Wert eine große Rolle. So laufen manche Redoxvorgänge nur im Säuren, andere dagegen vielmehr unter basischen Bedingungen ab, einige aber auch in pH-neutralen Lösungen. Um diesem Umstand Rechnung zu tragen, wird beim Aufstellen der Teilgleichungen für Oxidation und Reduktion für den Fall, dass eine Reaktion im Säuren abläuft, das Säure-Base-Paar  $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$  zum Ausgleichen von elektrischen Ladungen eingesetzt, im Basischen hingegen  $\text{OH}^-/\text{H}_2\text{O}$ . Auf diese Weise kann auch auf dem Papier bereits abgeschätzt werden, wie der pH-Wert eine Redoxreaktion beeinflusst. Für das Erstellen der Teilgleichungen für die beiden Halbreaktionen und die abschließende Vereinfachung zu einer Gesamtgleichung und Stoffgleichung gibt es eine empfohlene Reihenfolge von Punkten, die es abzuarbeiten gilt.

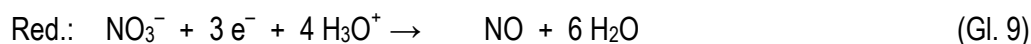
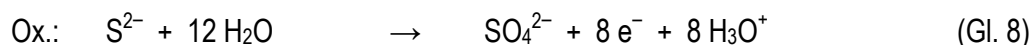
1. Die **redoxaktiven Elemente** müssen als erstes identifiziert werden, indem man die Oxidationsstufen bestimmt.
2. Nun werden die **Teilgleichungen für Oxidation und Reduktion** getrennt aufgeschrieben, die nur die Zahl der abgegebenen und aufgenommenen Elektronen enthalten.
3. Anschließend werden bei beiden Halbreaktionen die **elektrischen Ladungen ausgeglichen**, je nachdem, ob sie im Säuren oder Basischen stattfinden, auch unter Zuhilfenahme der Säure-Base-Paare ( $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$  und  $\text{OH}^-/\text{H}_2\text{O}$ ). Die **Ladungsbilanz** muss auf beiden Seiten der Reaktionsgleichungen gleich sein.
4. Zum Schluss muss noch geprüft werden, ob Oxidation und Reduktion auch die **Massebilanz** erfüllen, quasi, ob beide Teilgleichungen der Stöchiometrie folgen auf beiden Seiten gleich viele Atome eines Elements vorliegen.

- Wenn die Punkte 1 bis 4 erledigt sind, muss nur noch die **Zahl der abgegebenen und aufgenommenen Elektronen durch das kleinste gemeinsame Vielfache (kgV) auf die gleiche Zahl erweitert** werden und diese bei der Vereinfachung der beiden Teilgleichungen zu einer Gesamtgleichung gekürzt, also weggelassen werden.
- Die finale **Stoffgleichung** beinhaltet keine Ionen, sondern ausschließlich Substanzen, die auch experimentell eingewogen werden können, denn es werden keine einzelnen Manganat-Ionen  $\text{MnO}_4^-$  in ein Reagenzglas gegeben, sondern Kaliumpermanganat  $\text{KMnO}_4$ .

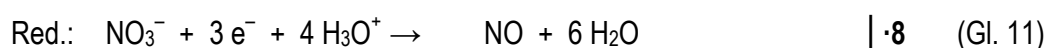
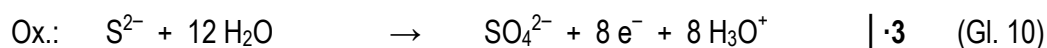
Wir sind somit fertig. In der Natur ist eine Trennung von elektrischen Ladungen mit Energieaufwand verbunden. Deshalb werden auch Redoxvorgänge nicht bestrebt sein Oxonium-  $\text{H}_3\text{O}^+$  oder Hydroxid-Ionen  $\text{OH}^-$  zu bilden. **Am besten finden sie also unter denjenigen Umständen statt, die einen niedrigen oder hohen pH-Wert neutralisieren, sprich bei denen aus  $\text{H}_3\text{O}^+$  und  $\text{OH}^-$  Wassermoleküle entstehen.** Das ist auch die Grundlage für die Vorhersage zum Einfluss des pH-Wertes auf die Redoxreaktion. Diese sollte dann im Sauren oder Basischen ablaufen, wenn in der Gesamtgleichung auf der rechten Seite nur noch Wassermoleküle erscheinen. Ein Beispiel für das Ausarbeiten von Reaktionsgleichungen sei die Reaktion von Kupfersulfid  $\text{CuS}$  und Natriumnitrat  $\text{NaNO}_3$  zu Stickstoffmonoxid  $\text{NO}$  und Sulfat  $\text{SO}_4^{2-}$ . Beim Vergleich der Oxidationszahlen fällt bereits auf, dass das Schwefelatom seine von  $-II$  auf  $+VI$  erhöht, während das Stickstoffatom seine Oxidationsstufe von  $+V$  auf  $+II$  absenkt. Daraus resultieren nun die beiden Teilgleichungen:



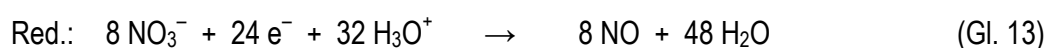
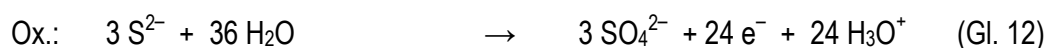
Jetzt müssen im Rahmen der Ladungsbilanz die elektrischen Ladungen sowohl bei der Oxidation als auch bei der Reduktion ausgeglichen werden, indem die zusätzlichen negativen Ladungen durch die positive Ladung von Oxonium-Ionen aufgehoben werden. Nach diesem Schritt sehen die beiden Teilreaktionen wie folgt aus:



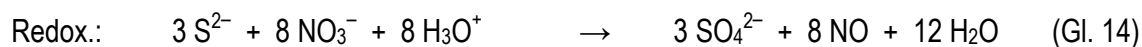
Beim Überprüfen der Reaktionsgleichungen wird auch ersichtlich, dass in beiden Fällen von allen vorkommenden Atomsorten sowohl auf der linken als auch der rechten Seite jeweils gleich viele vorhanden sind, die Gleichungen somit die Stöchiometrie und Massebilanz erfüllen. Um die Elektronen aus den Gleichungen kürzen zu können, wird ihre Zahl durch das kgV vereinheitlicht, sodass nun gilt:



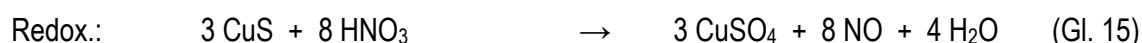
Damit ergibt sich:



Kürzt man nun die 24 Elektronen sowie Wassermoleküle und Oxonium-Ionen auf beiden Seiten der Teilgleichungen, können diese zu einer Gesamtgleichung kombiniert werden:



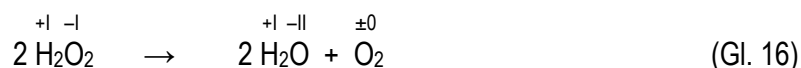
Für die Stoffgleichung verwenden wir schließlich die Verbindungen, die für den Versuch in das Reaktionsgefäß abgemessen werden. Folglich Kupfersulfid und Natriumnitrat. Hier fällt allerdings auf, dass für die Natrium-Kationen auf der Produktseite kein Anion zur Verfügung steht. Zudem haben wir die Redoxreaktion im Sauren stattfinden lassen, sodass Kupfersulfid nicht mit dem Salz  $\text{NaNO}_3$  reagiert, sondern vielmehr mit der Salpetersäure  $\text{HNO}_3$ . Für die Stoffgleichung bedeutet dies die Vereinfachung:



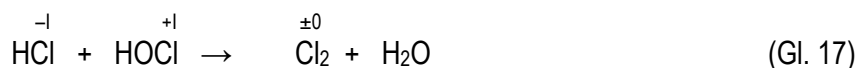
Gegenwärtig wissen wir also, was Oxidation, Reduktion und Redox sind, wir können Oxidationszahlen ermitteln und Reaktionsgleichungen von Redoxvorgängen aufstellen. Doch bevor wir mit Experimenten fortfahren, wollen wir noch einige Besonderheiten diskutieren.

## Besondere Redoxreaktionen

Es gibt Elemente, die in einer mittleren Oxidationsstufe vorkommen und innerhalb einer Redoxreaktion sowohl Elektronen abgeben als auch aufnehmen, kurz gesagt, sie werden gleichzeitig oxidiert und reduziert. Solche Reaktionen, bei denen ein Element redoxaktiv ist und aus einer einzelnen Ausgangsverbindung zwei Produkte entstehen, in denen das Element eine niedrigere und eine höhere Oxidationszahl besitzt als im Edukt, bezeichnet man als **Disproportionierung**. Umgedreht, wenn zwei Verbindungen mit einem gemeinsamen Element in einer niedrigen und einer höheren Oxidationsstufe zu einem Produkt, in dem das redoxaktive Element eine mittlere Oxidationsstufe aufweist, reagieren, spricht man von einer **Komproportionierung**. Für den ersten Fall ist das starke Oxidationsmittel Wasserstoffperoxid ein charakteristisches Beispiel. Es kann sich in Wasser und elementarem Sauerstoff zersetzen, der über die Glimmspanprobe nachgewiesen werden kann.



Vertreter für eine Komproportionierung ist die Umsetzung von Chlorwasserstoff mit Hypochlorit, das Bestandteil einiger Reinigungsmittel ist, insbesondere, um beispielsweise weiße Textilien, aber auch die Oberflächen von Waschbecken oder Badewannen zu bleichen.



Gerade Wasserstoffperoxid  $\text{H}_2\text{O}_2$  zeigt mit den beiden Sauerstoffatomen in der Oxidationsstufe  $-1$  die Möglichkeit als Teil der Redoxpaare  $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2\text{O}_2$  und  $\text{H}_2\text{O}_2/\text{O}_2$  entweder Elektronen aufzunehmen oder abzugeben und damit entweder als Oxidationsmittel oder als Reduktionsmittel zu wirken. Verbindungen mit dieser Eigenschaft heißen **redoxamphoter**.



## Experimente zu Redoxreaktionen

Bei der Durchführung der Experimente ist unbedingt darauf zu achten, dass kleine Mengen an Substanzen eingesetzt werden. Reagenzgläser sollten höchstens zur Hälfte gefüllt werden. Ziel der folgenden Versuchsreihe ist die Übung im Formulieren von Redoxgleichungen einschließlich Teilreaktionen und die anschließende Überprüfung der Erkenntnisse und Vorhersagen im Experiment.

### Versuch 1

Thiosulfat  $S_2O_3^{2-}$  und Iod  $I_2$  reagieren zu Tetrathionat  $S_4O_6^{2-}$  und Iodid  $I^-$ . Formuliere auf dem Papier die Reaktionsgleichungen und entscheide, ob die Reaktion im Sauren, in neutraler Lösung oder im Basischen stattfindet und überzeuge Dich von Deinem Ergebnis im Experiment.

### Versuch 2

Iodid  $I^-$  wird mit Iodat  $IO_3^-$  umgesetzt, das zu elementarem Iod  $I_2$  reagiert. Wie heißt diese Art der Redoxreaktion? Muss zur Reaktionslösung zusätzlich Säure oder Base hinzugefügt werden? Formuliere die zugehörigen Gleichungen auf dem Papier.

### Versuch 3

Untersuche die pH-Abhängigkeit der Reaktion von Oxalat  $C_2O_4^{2-}$  mit Permanganat  $MnO_4^-$ . Füge hierzu einmal verdünnte Schwefelsäure  $H_2SO_4$  und einmal Natriumhydroxid  $NaOH$  zur Oxalat-Lösung hinzu, bevor die Permanganat-Lösung zugegeben wird. Da die Reaktion langsam abläuft, ist es empfehlenswert die Lösung leicht zu erwärmen. Erkläre Deine Beobachtungen.

### Versuch 4

Aluminium  $Al$  kann mit Nitrat  $NO_3^-$  eine Redoxreaktion eingehen. Untersuche diese sowohl in neutraler als auch in mit  $NaOH$  versetzter, alkalischer Lösung. Welches Ergebnis erwartest Du? Wie kann bei den Produkten Ammoniak  $NH_3$  und Tetrahydroxidoaluminat  $[Al(OH)_4]^-$  eine der beiden Endverbindungen nachgewiesen werden? (Hinweis: Verwende zur Durchführung zwei Uhrgläser.)

### Versuch 5

Versetze jeweils eine wässrige Lösung eines Chrom(III)-Salzes mit einer sauren, neutralen und basischen Wasserstoffperoxid-Lösung ( $H_2O_2$ ). Beschreibe Deine Beobachtungen und versuche sie zu deuten.



Im Folgenden soll die amphotere Eigenschaft von  $\text{H}_2\text{O}_2$  experimentell genauer beleuchtet werden. Gegenüber einem stärkeren Reduktionsmittel wirkt es oxidierend, gegenüber einem stärkeren Oxidationsmittel zeigt es sich reduzierend. Die soll in zwei Versuchen bestätigt werden.

**WICHTIG** bei Arbeiten mit **Kaliumchromat  $\text{K}_2\text{CrO}_4$**  und **Kaliumdichromat  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$** : Chromat und Dichromat stehen in wässriger Lösung im Gleichgewicht und sind **kanzerogen** (krebserregend) sowie **mutagen** (erbgutschädigend)! Daher sind bei der Durchführung der Versuche unbedingt Handschuhe zu tragen. Auf sauberes Arbeiten ist unbedingt zu achten!

### Versuch 6

Untersuche einmal die Reaktion von  $\text{H}_2\text{O}_2$  mit  $\text{MnO}_4^-$  und einmal die Umsetzung von  $\text{H}_2\text{O}_2$  mit  $\text{I}^-$ . Prüfe in beiden Fällen jeweils, ob die Reaktionen im Sauren oder Basischen ablaufen. Was kann man beobachten, wie lassen sich die Beobachtungen erklären und welche Rolle spielt Wasserstoffperoxid (Oxidations- oder Reduktionsmittel)?

### Versuch 7

Je nach pH-Wert wirkt  $\text{H}_2\text{O}_2$  gegenüber  $\text{Cr}^{3+}$  sowie  $\text{CrO}_4^{2-}$  als Oxidations- oder als Reduktionsmittel. Führe sowohl für  $\text{Cr}^{3+}$  als auch für Chromat die Reaktionen im Sauren und im Basischen durch. Bei welchem pH-Wert ist  $\text{H}_2\text{O}_2$  ein Oxidationsmittel und bei welchem ein Reduktionsmittel?

Abschließend soll ein Experiment zur Disproportionierung von Wasserstoffperoxid (siehe Gl. 16) durchgeführt werden.

### Versuch 8

Führe die Reaktion zur Disproportionierung von  $\text{H}_2\text{O}_2$  im Reagenzglas durch. Welcher pH-Wert ist erforderlich? Formuliere die Teilgleichungen und führe sie in einer Gesamtreaktion zusammen. Wie kann man eines der Produkte nachweisen?

Dass Redoxvorgängen in vielen Bereichen Anwendung finden, soll in den folgenden Versuchen verdeutlicht werden. Als erstes Beispiel wird das Bestreben unterschiedlicher Metalle Elektronen abzugeben und aufzunehmen in der aluminothermischen Herstellung von elementarem Eisen ausgenutzt. Dabei werden Temperaturen von bis zu  $2400\text{ °C}$  erreicht. Ebenso spektakulär ist die Umsetzung von Kaliumchlorat mit Magnesium, eine Mischung, die gegen Ende des 19. und zu Beginn des 20. Jahrhunderts als Blitzlicht zum Fotografieren bei eingeschränkten Lichtverhältnissen eingesetzt wurde. Ersetzt man Kaliumchlorat durch Kaliumpermanganat, so gelangt man zu einem Gemisch, das im Ersten Weltkrieg in Blendgranaten verwendet wurde und intensiv, aber reversibel, das Augenlicht schädigt. Die ausgesprochen leichte Oxidierbarkeit von metallischem Zink kann in einer Festkörperreaktion mit Nitrat als Oxidationsmittel eindrucksvoll sichtbar gemacht werden. Da die Reaktion unter sauren Bedingungen am besten abläuft, wird statt  $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$  das feste Säure-Base-Paar  $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$  beigemischt.

**WICHTIG:** Einige der nachfolgenden Versuche sind unbedingt in TROCKENEN Gefäßen und mit TROCKENEN Laborgeräten vorzubereiten, da sonst die Reaktionen gestartet werden. Es ist unter allen Umständen darauf zu achten, dass insbesondere Gemische nicht gemörsert werden! Es besteht Explosionsgefahr! Wende dich zur Freigabe der Durchführung der Experimente an den **Kursbetreuer oder Saalassistenten!!! Ihren Anweisungen ist Folge zu leisten!**

### Versuch 9 (Blitzlicht)

1,8 g fein pulverisiertes Magnesium wird mit 3,0 g Kaliumperchlorat in einer Porzellanschale mit der Außenseite eines Reagenzglas vorsichtig vermengt. Anschließend wird das Gemisch in einen Kaffeefilter gefüllt und die Öffnung des Filters durch Zudrehen verschlossen. Nun wird der Filter mit der Mischung nach unten in eine Stativklammer eingespannt. **Informiere den Betreuer / Assistenten!** Dieser steckt schließlich eine Wunderkerze in den Filterbauch, um die Reaktion zu zünden. Formuliere die Reaktionsgleichungen.

### Versuch 10 (Zündendes Eis)

4,0 g Ammoniumnitrat, 1,0 g Ammoniumchlorid und 1,0 g Strontiumnitrat werden in einer Porzellanschale mit der Außenseite eines Reagenzglas vorsichtig miteinander vermischt. Danach wird 4,0 g Zinkpulver abgewogen und in eine zweite Porzellanschale gegeben. **Informiere den Betreuer / Assistenten!** Dieser wird Zink mit den Ammonium- und Strontiumsalzen vermengen und die Mischung durch ein Stück Eis oder durch einen Tropfen Wasser zünden. Beschreibe Deine Beobachtungen und erkläre sie mit Reaktionsgleichungen.

### Versuch 11 (Bengalisches Feuer)

12 g fein gepulvertes Kaliumchlorat, 1,0 g pulveriges Strontiumnitrat und 5,0 g Puderzucker werden in eine Porzellanschale gegeben und vorsichtig mit der Außenseite eines Reagenzglas miteinander vermischt. Danach werden zwei Spatelspitzen Eisen(III)-oxid  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  hinzugefügt. **Informiere den Betreuer / Assistenten!** Dieser überführt das Reaktionsgemisch in eine dünne Metallrinne, in der es durch eine Wunderkerze gezündet wird. Strontiumnitrat dient einer roten Farbgebung der Flamme. An seiner Stelle kann auch Bariumnitrat oder Kupfersulfat mit grünem Farbton eingesetzt werden.

### Versuch 12: (Aluminothermische Herstellung von Eisen – Thermit-Reaktion)

160 g fein gepulvertes Eisen(III)-Oxid wird mit 54,0 g Aluminiumpulver in einem 600 mL Becherglas mit dem Spatel miteinander vermengt. Das weitestgehend homogen erscheinende Gemisch wird in einen Blumentopf, dessen Unterseite mit einer dünnen Schicht Alufolie oder Filterpapier ausgelegt ist, gefüllt. Informiere nun den Betreuer / Assistenten! Dieser steckt eine abgezwickte Wunderkerze in den Reaktionsansatz und zündet ihn in einem sicheren Bereich über einem zweiten, mit Sand gefüllten Blumentopf. Was beobachtest Du? Erkläre den Vorgang mit Reaktionsgleichungen!

### Versuch 13: Mangan-Chamäleon

Für diesen Versuch werden 6 Lösungen zunächst getrennt hergestellt. Für **Lösung 1** wird 0,5 g Kaliumpermanganat  $\text{KMnO}_4$  in 150 mL Wasser gelöst. Für eine **Lösung 2a** wird 10 g NaOH in 10 mL Wasser gelöst. Für die **Lösung 2b** wird 0,1 g Natriumformiat ( $\text{Na}^+\text{HCOO}^-$ ) in 10 mL Wasser aufgelöst. Anschließend werden je 10 mL aus **Lösung 2a** und **2b** zu **Lösung 2** vereinigt. **Lösung 3** besteht aus 10 mL Schwefelsäure  $\text{H}_2\text{SO}_4$  und 10 mL Wasser. **Lösung 4** schließlich wird schließlich durch Lösen von 0,1 g Natriumsulfit  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  in 10 mL Wasser hergestellt. Zur Durchführung des Experiments wird 10 mL **Lösung 1** in ein 1000 mL-Becherglas gefüllt, das im Anschluss mit Wasser auf 1000 mL aufgefüllt wird. Danach wird 10 mL **Lösung 2** hinzugefügt. Nach Einstellen der Farbe wird mit einer Pasteurpipette 10 mL **Lösung 3** im Bodenbereich des 1000 mL-Becherglases unterschichtet. Sobald sich die Farbe nicht mehr ändert, wird schließlich 10 mL **Lösung 4** unterschichtet. Was beobachtest Du nach den einzelnen Schritten. Drücke das experimentelle Vorgehen in Reaktionsgleichungen aus. Nachdem der Versuch abgeschlossen ist, wird die Lösung vor der Entsorgung mit einem halben Spatel Natriumsulfit versetzt und verrührt.

Neben Variieren von pH-Werten lassen sich Redoxreaktionen in Lösungen durch das Anlegen eines elektrischen Feldes erzwingen. Umgekehrt können Redoxreaktionen aber auch zur Erzeugung von elektrischer Energie genutzt werden. Diese beiden Sachverhalte werden wir im zweiten Teil, im Kapitel Elektrochemie, genauer besprechen und die gewonnenen Kenntnisse in Experimenten veranschaulichen.

## Elektrochemie

Taucht man zwei Elektroden (elektrisch leitfähige Metallstäbe oder Blechstücke) in eine ionisch, wässrige Lösung (oder in reines Wasser), so entsteht ein elektrisches Feld und die hydratisierten Ionen beginnen sich entsprechend ihrer elektrischen Ladung zu der entgegengesetzt geladenen Elektrode zu bewegen. Im Falle von Zinkiodid  $\text{ZnI}_2$  wandert das Zink-Kation  $\text{Zn}^{2+}$  zur Kathode und wird dort entladen, während die Iodid-Anionen  $\text{I}^-$  sich bei der Anode sammeln, um dort ihre Ladungen zu neutralisieren. Zu beobachten ist das ganze durch die Bildung einer Schicht aus elementarem Zink an der Kathode und Abscheidung von festem Iod an der Anode. Diese von außen erzwungene Redox-Reaktion und die damit verbundene Zersetzung chemischer Verbindungen bezeichnet man als **Elektrolyse**.

## Elektrolyse

Die Geschwindigkeit von Ionen in einem elektrischen Feld ist von einigen Faktoren, wie Ionenradius und Hydratation ( $\text{Na}^+$  bildet in Wasser  $[\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_6]^+$ ) abhängig und damit auch die Leitfähigkeit der entsprechenden Salzlösung. Dagegen ist diese bei sauren oder basischen Lösungen verhältnismäßig hoch. Durch die Anwesenheit von  $\text{H}^+$  oder  $\text{OH}^-$  müssen sich die Ionen nicht selbst zu den Elektroden bewegen, sondern lediglich die Ladung wird über Bindungsknüpfungen nach

dem Grotthuß-Mechanismus transportiert. Für die Abscheidung durch Entladung von 1 mol eines einwertigen Ions ist eine Ladung von 96524 C (Coulomb) erforderlich, die sich aus dem Produkt der Avogadro-Konstante  $N_A$  und der Elementarladung  $e$  berechnen lässt und Faraday-Konstante  $F$  heißt:

$$Q_m = N_A \cdot e = F = 96524 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1} \quad (\text{Gl. 18})$$

Für eine beliebige Stoffmenge  $n$  eines Ions mit der Ladungszahl  $z$  lässt sich diese Beziehung durch das Faraday'sche Gesetz zu

$$Q = n \cdot z \cdot F \quad (\text{Gl. 19})$$

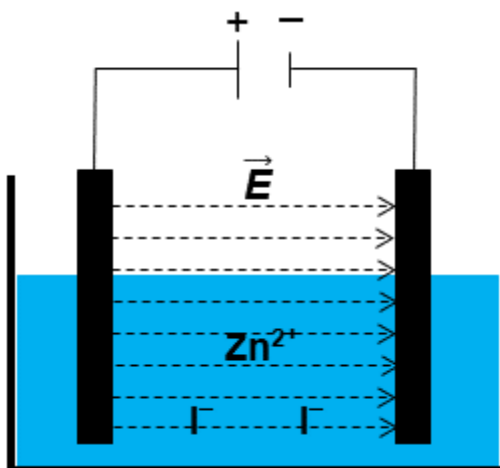
verallgemeinern. Ferner gilt:

$$n = \frac{m}{M} \text{ sowie } Q = I \cdot t \quad (\text{Gl. 20})$$

Damit lässt sich Gl. 19 zu

$$t = \frac{m \cdot z \cdot F}{M \cdot I} \quad (\text{Gl. 21})$$

umformen und drückt damit die Zeit der Elektrolyse  $t$  in Abhängigkeit der eingerichteten Stromstärke  $I$  und der an der Elektrode abzuscheidenden Masse  $m$  der ionischen Verbindung aus. Die Vorrichtung zur elektrolytischen Auftrennung von Wasser in die Elemente  $H_2$  und  $O_2$  wird Hoffmann'scher Zersetzungsapparat genannt. Ein einfacher Versuchsaufbau für die Zersetzung von Zinkiodid  $ZnI_2$  ist in [Abbildung 2](#) dargestellt.



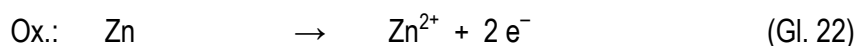
*Abbildung 2:* Elektrolytische Zersetzung von Zinkiodid  $ZnI_2$ . Dabei wandert das Zink-Kation im angelegten elektrischen Feld zur Kathode (-), während die Iodid-Anionen sich zur Anode (+) bewegen und dort entladen werden.

Im Gegensatz zu spontan einsetzenden Redoxreaktionen lassen sich hier Oxidation und Reduktion räumlich auftrennen. Die Abgabe von Elektronen findet an der positiv geladenen Anode statt, die Elektronenaufnahme an der negativ geladenen Kathode. Ist etwas Niederschlag von Zink und Iod an den Elektroden entstanden, kann die Spannungsquelle durch

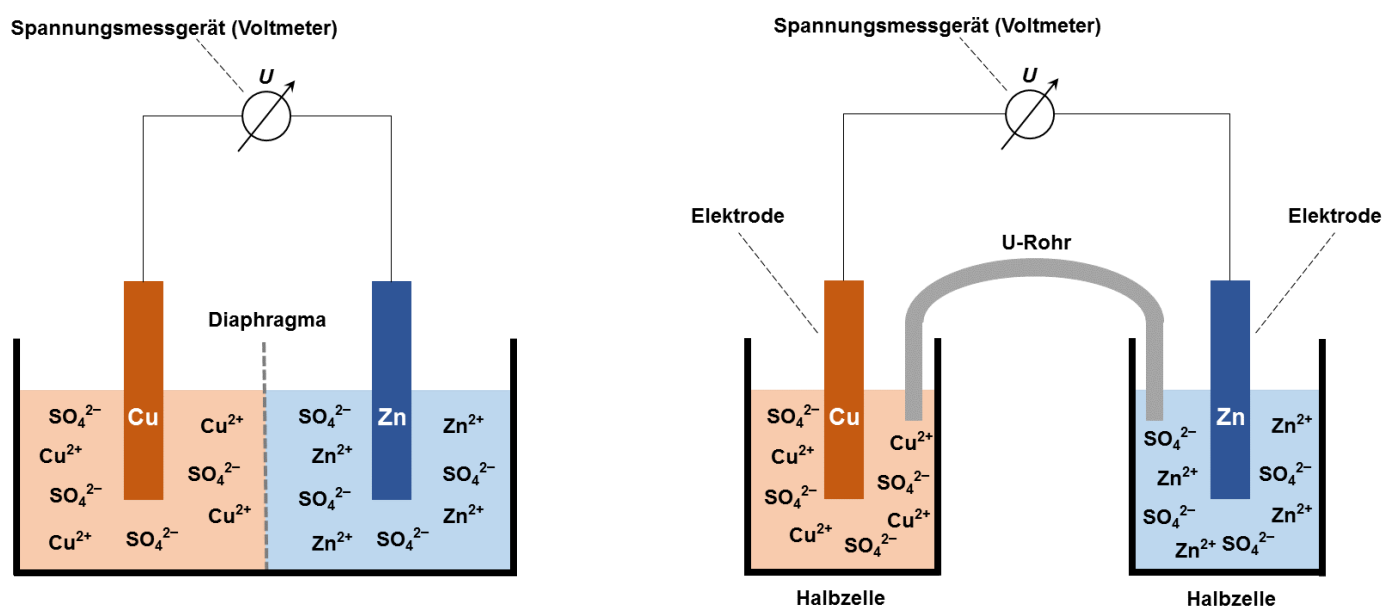
ein Spannungsmessgerät ersetzt werden. Die Umkehrung der Elektrolyse wird durch die Anzeige einer elektrischen Spannung erkennbar. Die Elektroden wirken in der Lösung nun selbst als Spannungsquelle, sprich als **Galvanisches Element**.

## Galvanische Elemente

Durch die Trennung der Teilreaktionen Oxidation und Reduktion und Umleitung der Elektronen in einem Stromkreis lässt sich elektrische Energie gewinnen, wie dies in Batterien oder Akkumulatoren der Fall ist. Dieses Grundprinzip ist beispielsweise am **Daniell-Element** deutlich, bei dem eine in eine Kupfersulfat-Lösung eingetauchte Kupfer-Elektrode einer in eine Zinksulfat-Lösung eingetauchten Zink-Elektrode gegenübersteht. Die Teilgleichungen zu den Halbreaktionen lauten:



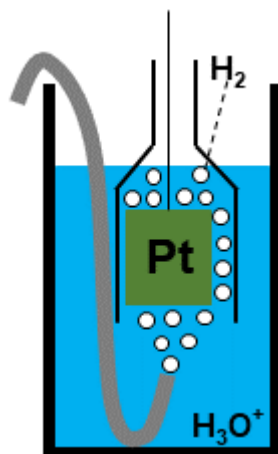
Zink wird folglich oxidiert und gibt dabei zwei Elektronen ab, während Kupfer diese beiden Elektronen aufnimmt. Die Elektronen gehen diesmal jedoch nicht sofort und direkt von einem Element auf das andere sondern werden durch die räumliche Trennung in einen Stromkreis eingespeist. Ein entsprechender Versuchsaufbau hierzu zur Messung der elektrischen Spannung zwischen Reduktion und Oxidation ist aus *Abbildung 3* zu entnehmen.



*Abbildung 3:* Zwei mögliche Ausführungen des Daniell-Elements. Linkes Bild: Trennung der Halbzellen durch eine halbdurchlässige Membran (Diaphragma). Rechtes Bild: Getrennte Halbzellenreaktionen, der Stromkreis wird durch ein mit einer Salzlösung gefülltem Glasrohr (U-Rohr) geschlossen.

Im rechten Bild findet die Oxidation von Zink (Gl. 22) in einer Halbzelle statt, dagegen werden die Kupfer-Ionen in einer zweiten Halbzelle, hier in einem gesonderten Behälter, reduziert. Die beiden Elektroden sind über ein Spannungs-

messgerät (Voltmeter) miteinander verbunden. Damit der Stromkreis geschlossen wird, bedarf es eines mit einer Salzlösung gefüllten Glasrohres in einer „U“-Form, das die beiden Halbzellen so miteinander verknüpft, dass die Salz-Ionen (z. Bsp.: KCl) sich zwischen den beiden zwar hin und her bewegen und damit Ladungen ausgleichen können, die Metall-Ionen  $\text{Cu}^{2+}$  und  $\text{Zn}^{2+}$  aber dennoch getrennt bleiben. Der experimentelle Aufbau, kann allerdings vereinfacht werden, wenn anstatt des Glasrohres eine für Ionen halbdurchlässige (semipermeable) Membran, ein sogenanntes Diaphragma, verwendet wird (*Abbildung 3*, linkes Bild). Damit lassen sich zwei Halbzellen in einem Behälter realisieren, dennoch erfolgen die beiden Halbreaktionen separat, da die Membran ausschließlich für Sulfat-Ionen passierbar ist. Allgemein ist die Kombination von zwei Halbzellen und damit zweier Redox-Paare als Galvanisches Element definiert. Die ohne Stromfluss zwischen ihnen gemessene elektrische Spannung heißt **Elektromotorische Kraft (EMK)**, eine Potentialdifferenz  $\Delta E$  mit der Einheit [Volt]. Unter Normalbedingungen auch als  $\Delta E^\circ$  geschrieben. Um Halbreaktionen miteinander vergleichen zu können, wurde eine Standardelektrode mit einem willkürlich festgelegten Potential von  $\pm 0$  eingeführt, die **Normalwasserstoffelektrode (NWE)**. Als Redox-Paar dient an dieser Stelle  $\text{H}^+/\text{H}_2$ . *Abbildung 4* zeigt schematisch die Halbzelle der NWE.



*Abbildung 4:* Schematischer Aufbau der Normalwasserstoffelektrode mit  $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ;  $p(\text{H}_2) = 1 \text{ atm} = 1,013 \text{ bar}$ ;  $T = 25 \text{ }^\circ\text{C} = 298,15 \text{ K}$ .

Eine chemische Reaktion läuft generell dann freiwillig ab, wenn die Änderung der Gibbs'schen Freien Enthalpie  $\Delta G$  kleiner null ist, im Falle von Redoxreaktionen gilt speziell:

$$\Delta G = -n \cdot F \cdot \Delta E \quad \text{oder} \quad \Delta G^\circ = -n \cdot F \cdot \Delta E^\circ \quad (\text{Gl. 24})$$

Mit der allgemeinen Beziehung

$$\Delta G = -R \cdot T \cdot \ln K \quad (\text{Gl. 25})$$

erhält man die Gleichung

$$\Delta E^\circ = \frac{R \cdot T}{n \cdot F} \cdot \ln K \quad (\text{Gl. 26})$$



Durch Anwendung von Logarithmengesetzen und unter Standardbedingungen von  $T = 298,15 \text{ K}$  kann diese zu

$$\Delta E^\circ = \frac{0,059 \text{ V}}{n} \cdot \lg K \quad (\text{Gl. 27})$$

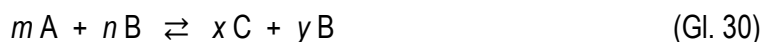
zusammengefasst werden. Die einzelnen bezüglich der Normalwasserstoffelektrode bestimmten Normalpotentiale  $E^\circ$  lassen sich zum einen in Reihenfolge bringen, die als **elektrochemische Spannungsreihe** bezeichnet wird. Ein Auszug aus der elektrochemischen Spannungsreihe ist im Anhang hinterlegt. Zum anderen lässt sich unter Normalbedingungen die Elektromotorische Kraft von Galvanischen Elementen vorhersagen. Darüber hinaus kann abgeschätzt werden, ob Redoxreaktionen bei  $T = 298,15 \text{ K}$  und  $p = 1,013 \text{ bar}$  freiwillig ablaufen. Die Differenz der Normalpotentiale errechnet sich neben Gl. 25 auch über die Differenz der Normalpotentiale der beiden Halbreaktionen, also über

$$\Delta E^\circ = E^\circ_{\text{Reduktion}} - E^\circ_{\text{Oxidation}} \quad (\text{Gl. 28})$$

Damit lässt sich für  $\Delta E^\circ$  stets das richtige Vorzeichen ermitteln. Positive Werte von Normalpotentialen stehen in der Spannungsreihe weiter unten. Sie sind charakteristisch für Halbreaktionen, die im Vergleich mit der Normalwasserstoffelektrode Reduktionen sind. Das bedeutet, dass bei diesen Redox-Paaren von der NWE Elektronen zu den entsprechenden Halbzellen fließen. Dies ist insbesondere bei **Edelmetallen** der Fall. Dagegen geben Redox-Paare mit  $E^\circ < 0$ , die im oberen Teil der Spannungsreihe zu finden sind, Elektronen an die Normalwasserstoffelektrode ab, sie werden folglich leicht oxidiert. Allgemein nimmt die oxidierende Wirkung von Elementen in der elektrochemischen Spannungsreihe von oben nach unten zu, die reduzierende Wirkung steigt in entgegengesetzter Richtung von unten nach oben. Die Abschätzung über die Freiwilligkeit einer Redoxreaktion aus den Normalpotentialen trifft jedoch nicht immer zu. Metalloberflächen können beispielsweise durch eine Oxidschicht bedeckt werden und stehen dann für Redox-Vorgänge nicht mehr zur Verfügung. Kurz gesagt, das Metall wurde **passiviert**. Ferner beeinflussen auch die Konzentrationen der Reaktionspartner die Elektromotorische Kraft. Der Zusammenhang zwischen Konzentrationen und der Potentialdifferenz  $\Delta E$  wird durch die **Nernst-Gleichung** beschrieben. Hierfür bedient man sich der Beziehung zwischen der Gibbs'schen Freien Enthalpie und dem Massenwirkungsgesetz

$$\Delta G = \Delta G^\circ + R \cdot T \cdot \ln K = \Delta G^\circ + R \cdot T \cdot \ln \left( \frac{(c(C))^x \cdot (c(Y))^y}{(c(A))^m \cdot (c(B))^n} \right) \quad (\text{Gl. 29})$$

bei einer zugrunde liegenden Reaktion von



Unter Anwendung der in Gl. 24 kennengelernten Definition der Potentialdifferenzen  $\Delta E$  und unter Standardbedingungen  $\Delta E^\circ$  erhält man schließlich

$$\Delta E = \Delta E^\circ + R \cdot T \cdot \ln K = \Delta E^\circ - R \cdot T \cdot \ln \left( \frac{(c(C))^x \cdot (c(Y))^y}{(c(A))^m \cdot (c(B))^n} \right) \quad (\text{Gl. 31})$$

Bei einer Temperatur von  $25 \text{ }^\circ\text{C}$  ( $298,15 \text{ K}$ ) und Normaldruck kann dieser Ausdruck auf eine Halbzelle angewendet werden und sieht dann wie folgt aus:



$$\Delta E = \Delta E^\circ - \frac{0,059 \text{ V}}{n} \cdot \lg \left( \frac{c(\text{reduzierte Form})}{c(\text{oxidierte Form})} \right) \quad (\text{Gl. 32})$$

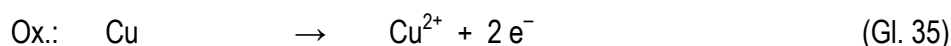
Unter Standardbedingungen gilt  $c(\text{reduzierte Form}) = c(\text{oxidierte Form})$ , sodass sich für  $\Delta E$  tatsächlich  $\Delta E^\circ$  ergibt. Bildet man im Numerus des Logarithmus den Kehrwert, so verändert sich für die Nernst-Gleichung das Vorzeichen und man kann für das Potential eines Redox-Paares schreiben:

$$\Delta E = \Delta E^\circ + \frac{0,059 \text{ V}}{n} \cdot \lg \left( \frac{c(\text{oxidierte Form})}{c(\text{reduzierte Form})} \right) \quad (\text{Gl. 33})$$

Bei Metallen und Gasen in Lösung sind die Konzentrationen oft sehr klein und können als vernachlässigbar angesehen werden. Dann kann Gl. 27 vereinfacht als

$$\Delta E = \Delta E^\circ + \frac{0,059 \text{ V}}{n} \cdot \lg(c(\text{oxidierte Form})) \quad (\text{Gl. 34})$$

Wir haben bereits erfahren, dass die „Umkehrung“ eines Galvanischen Elements, der Tausch des Spannungsmessgerätes gegen eine Spannungsquelle zur Elektrolyse führt. Demzufolge können die spontan ablaufenden Halbreaktionen eines Daniell-Elements durch eine angelegte Spannung elektrolytisch in entgegengesetzte Richtung gezwungen werden.



Die dabei aufzuwendende Spannung kann die aus den Redoxpotentialen errechnete jedoch übersteigen. Grund hierfür ist eine kinetische Hemmung der Elektrodenreaktion, sodass für den Wert der sogenannten Zersetzungsspannung gilt:

$$\text{Zersetzungsspannung} = \text{Differenz der Redoxpotentiale} + \text{Überspannung} \quad (\text{Gl. 37})$$

Im Alltag benutzen wir immer wieder, vielleicht auch unbewusst, Spannungsquellen, deren Funktionsweise ein Galvanisches Element zugrunde liegt. Ein bekanntes Beispiel für jeden Autofahrer ist der **Bleiakkumulator**, bei dem eine Blei( $\pm 0$ )- und eine Blei(IV)-oxid-Elektrode in schwefelsaurer Umgebung zu Blei(II)-sulfat reagieren. Die resultierende elektrische Spannung beträgt etwa 2,0 V. Beim **Nickel-Cadmium-Akkumulator** werden elementares Cadmium und Nickeloxidhydroxid NiO(OH) zu Cadmium(II)-hydroxid und Nickel(II)-hydroxid umgesetzt. Dabei wird eine Nennspannung von 1,2 V erzeugt. Bei der **Taschenlampenbatterie** liefert die Redox-Reaktion zwischen metallischem Zink und Braunstein in Gegenwart von Ammonium-Ionen die elektrische Energie. Als Produkte entstehen  $\text{Zn}^{2+}$  und Manganoxidhydroxid MnO(OH) sowie Ammoniak. Schließlich ergibt beim **Silber-Zink-Akkumulator** die Reaktion von Silber(I)-oxid mit Zink( $\pm 0$ ) zu elementarem Silber und Zinkhydroxid eine Nennspannung von etwa 1,5 V.

**Tüftelecke:** Formuliere zu den eben aufgezählten Galvanischen Elementen jeweils die Teilgleichungen zu den Halbzellenreaktionen und führe diese zum Schluss zu einer Gesamt- und einer Stoffgleichung zusammen.

Nun aber genug der Theorie und wir kommen zur Praxis. Wir werden nun im Folgenden experimentell einige dieser Galvanischen Elemente untersuchen.

### Versuch 14 (Silber-Zink-Akkumulator)

Löse 20 g Kaliumhydroxid in 200 mL (destilliertem) Wasser (Reaktion ist exotherm! Becherglas erwärmt sich!). Tauche anschließend ein Silberblech und einen Zinkstab über ein Stativ zu etwa zwei Drittel ihrer Länge in die Kalilauge ein. Verbinde die beiden Elektroden über ein auf Gleichspannung eingestelltes Spannungsmessgerät und lies die angezeigte Spannung ab. Ersetze das Voltmeter durch einen Elektromotor (mit Propeller) oder ein Glühlämpchen. Was kannst Du beobachten? Schließe nun die beiden Elektroden an eine Spannungsquelle (Netzgerät) an, wobei das Silberblech an den Pluspol und der Zinkstab an den Minuspol angeschlossen wird. Stelle die Spannung auf 3,5 V ein und sieh Dir die Reaktionen an den Elektroden an. Tausche nach einer halben Minute etwa die Spannungsquelle gegen das Spannungsmessgerät aus. Welche Spannung kannst Du diesmal ablesen? Vergleiche mit der elektrochemischen Spannungsreihe.

### Versuch 15 (Daniell-Element)

Bereite in zwei 400 mL-Bechergläsern jeweils eine 1 molare Kupfersulfat- sowie Zinksulfat-Lösung ( $c(\text{CuSO}_4) = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ) vor. Tauche anschließend einen Zinkstab in die Zinksulfat- und einen Kupferstab (oder ein Kupferblech) in die Kupfersulfat-Lösung ein. Die Elektroden sollten sich etwa zu zwei Drittel ihrer Länge in den Lösungen befinden. Verbinden die beiden Elektroden über ein Spannungsmessgerät. Schließlich wird der Stromkreis geschlossen, indem Du die beiden Sulfat-Lösungen mit einem in Kaliumchlorid getränkten Filterpapier als Salzbrücke verbindest (Die Enden des Filterpapiers müssen in die beiden Lösungen eintauchen). Welche Spannung wird angezeigt?

Sind die Versuche durchgeführt und ausgewertet, sollten die Grundlagen, und Konzepte zu Redoxreaktionen klar geworden sein. Ihre Anwendung in der Elektrolyse und bei Galvanischen Elementen zur Gewinnung von elektrischer Energie sollten die beiden vorangegangenen Versuche veranschaulicht haben. Dieses Skript ist angelehnt an den vorlesungsbegleitenden Text von Prof. Klüfers: [http://www.chemie.uni-muenchen.de/ac/kluefers/homepage/L\\_ac1.html](http://www.chemie.uni-muenchen.de/ac/kluefers/homepage/L_ac1.html).

Sollten Fehler aufgefallen sein oder Verbesserungsvorschläge zu den angebotenen Experimenten existieren, bitten wir um Rückmeldung: [gergely.rozsa@tum.de](mailto:gergely.rozsa@tum.de).

Berchtesgaden, den 28. Juni 2019

## Elektrochemische Spannungsreihe (Anhang)

Tabelle 1: Auszug aus der elektrochemischen Spannungsreihe.  $T = 298,15 \text{ K}$ ;  $p = 1,013 \text{ bar}$ ;  $a = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

Reduzierte Form	Oxidierter Form	Normalpotential $E^\circ$ in [V]
Li	$\text{Li}^+ + \text{e}^-$	-3,04
K	$\text{K}^+ + \text{e}^-$	-2,92
Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2 \text{e}^-$	-2,87
Na	$\text{Na}^+ + \text{e}^-$	-2,71
Al	$\text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^-$	-1,68
Mn	$\text{Mn}^{2+} + 2 \text{e}^-$	-1,19
Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$	-0,76
$\text{S}^{2-}$	$\text{S} + 2 \text{e}^-$	-0,48
Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^-$	-0,41
Cd	$\text{Cd}^{2+} + 2 \text{e}^-$	-0,40
Sn	$\text{Sn}^{2+} + 2 \text{e}^-$	-0,14
Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^-$	-0,13
<b><math>\text{H}_2</math></b>	<b><math>2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-</math></b>	<b><math>\pm 0</math></b>
$\text{Sn}^{2+}$	$\text{Sn}^{4+} + 2 \text{e}^-$	+0,15
Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$	+0,34
$2 \text{I}^-$	$\text{I}_2 + 2 \text{e}^-$	+0,54
$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$	+0,77
Ag	$\text{Ag}^+ + \text{e}^-$	+0,80
$\text{NO} + 6 \text{H}_2\text{O}$	$\text{NO}_3^- (\text{aq}) + 4 \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq}) + 3 \text{e}^-$	+0,96
$2 \text{Br}^-$	$\text{Br}_2 + 2 \text{e}^-$	+1,07
$6 \text{H}_2\text{O}$	$\text{O}_2 (\text{g}) + 4 \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq}) + 4 \text{e}^-$	+1,23
$2 \text{Cr}^{3+} (\text{aq}) + 21 \text{H}_2\text{O}$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq}) + 6 \text{e}^-$	+1,33
$2 \text{Cl}^-$	$\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$	+1,36
$\text{Pb}^{2+} (\text{aq}) + 6 \text{H}_2\text{O}$	$\text{PbO}_2 (\text{s}) + 4 \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq}) + 2 \text{e}^-$	+1,46
Au	$\text{Au}^{3+} (\text{aq}) + 3 \text{e}^-$	+1,50
$\text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 12 \text{H}_2\text{O}$	$\text{MnO}_4^- (\text{s}) + 8 \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq}) + 5 \text{e}^-$	+1,51
$2 \text{F}^-$	$\text{F}_2 + 2 \text{e}^-$	+2,87