



**MEHR  
ERFAHREN**



**TRAINING**

Gymnasium

Chemie 2




**STARK**

# Inhalt

## Vorwort

<b>Das Chemische Gleichgewicht</b> .....	<b>1</b>
 <b>1 Das dynamische Gleichgewicht: Hin- und Rückreaktion</b> .....	<b>2</b>
 <b>2 Das Massenwirkungsgesetz und die Gleichgewichtskonstante</b> .....	<b>5</b>
 <b>3 Störung des chemischen Gleichgewichts:</b>	
<b>Das Prinzip von Le Chatelier</b> .....	<b>8</b>
3.1 Einfluss der Stoffmengenkonzentration .....	8
3.2 Einfluss des Drucks .....	9
3.3 Temperaturänderung .....	10
<b>4 Das Haber-Bosch-Verfahren – Anwendung des Prinzips von Le Chatelier auf eine technisch bedeutsame Reaktion</b> .....	<b>11</b>
4.1 Bedeutung .....	11
4.2 Ammoniaksynthese und chemisches Gleichgewicht .....	12
4.3 Großtechnische Ammoniaksynthese .....	12
<b>5 Entropie und Richtung chemischer Reaktionen</b> .....	<b>14</b>
5.1 Reaktionsenthalpie .....	14
5.2 Entropie .....	14
5.3 Die Gibbs-Helmholtz-Gleichung .....	15
<b>Protolysegleichgewichte</b> .....	<b>31</b>
<b>1 Wiederholung von Grundwissen</b> .....	<b>32</b>
<b>2 Autoprotolyse und Ionenprodukt des Wassers</b> .....	<b>34</b>
<b>3 pH- / pOH-Werte</b> .....	<b>36</b>
 <b>4 Säure- und Basenstärke</b> .....	<b>37</b>
4.1 Definition .....	37
4.2 $K_S$ - und $K_B$ -Wert/ $pK_S$ - und $pK_B$ -Wert .....	37
 <b>5 pH-Werte wässriger Lösungen</b> .....	<b>39</b>
5.1 Starke Säuren bzw. Basen .....	39
5.2 Schwache Säuren bzw. Basen .....	39
 <b>6 Titrationsen und Titrationskurven</b> .....	<b>41</b>
6.1 Titration von wässrigen Lösungen starker Säuren mit starken Basen und umgekehrt .....	42

6.2	Titration von wässrigen Lösungen schwacher Säuren mit starken Basen .....	43
6.3	Ermittlung von $pK_S$ -Werten durch Halbtitration .....	44
	<b>7 Puffersysteme</b> .....	<b>46</b>
7.1	Pufferwirkung .....	46
7.2	Pufferkapazität und Henderson-Hasselbalch-Gleichung .....	47
	<b>Redoxgleichgewichte</b> .....	<b>69</b>
	<b>1 Grundbegriffe</b> .....	<b>70</b>
	<b>2 Galvanische Zellen</b> .....	<b>72</b>
2.1	Funktionsweise .....	72
2.2	Redoxpotenzial und elektrochemische Spannungsreihe .....	73
2.3	Bestimmung der Standard-Redoxpotenziale .....	75
2.4	Potenzialdifferenz und Leerlaufspannung .....	76
	<b>3 Konzentrationsabhängigkeit des Redoxpotenzials</b> .....	<b>77</b>
3.1	Die Konzentrationszelle .....	77
3.2	Die Nernst'sche Gleichung .....	77
	<b>4 Elektrolyse</b> .....	<b>80</b>
4.1	Zersetzungsspannung und Überspannung .....	80
4.2	Chlor-Alkali-Elektrolyse .....	82
	<b>5 Elektrochemische Energiequellen</b> .....	<b>85</b>
5.1	Batterien oder Primärzellen .....	85
5.2	Akkumulatoren oder Sekundärzellen .....	86
5.3	Brennstoffzellen .....	87
	<b>6 Korrosion</b> .....	<b>88</b>
6.1	Säurekorrosion, Kontaktelement .....	88
6.2	Sauerstoffkorrosion, Rosten von Eisen .....	89
6.3	Passiver Korrosionsschutz .....	90
6.4	Aktiver Korrosionsschutz .....	90
	<b>Lösungen</b> .....	<b>115</b>
	<b>Stichwortverzeichnis</b> .....	<b>163</b>

**Autor:** Birger Pistohl

# Vorwort

Liebe Schülerin, lieber Schüler,

der vorliegende Trainingsband deckt in drei klar strukturierten Kapiteln das in Klausuren sowie der Abiturprüfung verlangte Oberstufenwissen zu folgenden zentralen Themengebieten ab: **das Chemische Gleichgewicht, Protolysegleichgewichte, Redoxgleichgewichte.**

- Der Lehrstoff wird leicht verständlich vermittelt und anhand von **Beispielen** und **Abbildungen** veranschaulicht. Einprägsame **Merksätze** sowie knappe **Zusammenfassungen** an jedem Kapitelende ermöglichen eine schnelle Wiederholung des erworbenen Wissens.
- Insgesamt **100 Aufgaben** am Ende jeder thematischen Einheit ermöglicht die Anwendung und Vertiefung des erworbenen Wissens. Schwierigere Aufgaben sind mit einem \* gekennzeichnet.
- Mit den **Lösungen** zu allen Aufgaben am Ende des Buches können Sie die Richtigkeit Ihrer Antworten überprüfen.

Zu ausgewählten Themenbereichen gibt es **Lernvideos**, in denen wichtige chemische Zusammenhänge dargestellt werden. An den entsprechenden Stellen im Buch befindet sich ein QR-Code, den Sie mithilfe Ihres Smartphones oder Tablets scannen können – Sie gelangen so schnell und einfach zum zugehörigen Lernvideo.



Viel Erfolg mit diesem Band wünscht Ihnen

A handwritten signature in black ink, appearing to read 'Birger Pistohl'.

Birger Pistohl



## 5 Elektrochemische Energiequellen

Jede Galvanische Zelle ist eine elektrochemische Energiequelle. Für den praktischen Einsatz im Alltag müssen diese aber bestimmte Kriterien erfüllen, z. B. sollten sie nicht auslaufen, wenn man sie hinlegt, oder es sollten nach Möglichkeit keine Gase beteiligt sein, weil diese umständlich zu speichern sind oder einen Überdruck erzeugen können.

Diese elektrochemische Energiequelle wird in drei Kategorien eingeteilt:

- Batterien oder Primärzellen
- Akkumulatoren oder Sekundärzellen
- Brennstoffzellen

### 5.1 Batterien oder Primärzellen

Dabei handelt es sich in der Regel um einen kompakten Körper mit einem Gehäuse aus Edelstahl. Die Redoxreaktionen sind so gewählt, dass

1. keine wässrigen Lösungen, sondern hochviskose wässrige Pasten verwendet werden
2. nach Möglichkeit Konzentrationseffekte keinen großen Einfluss haben.

Ist ein Reaktionspartner verbraucht, so liefert die Batterie keine Spannung mehr und muss entsorgt werden.

Beispiel

Die Zink-Silberoxid-Zelle, welche z. B. in Uhren verwendet wird:

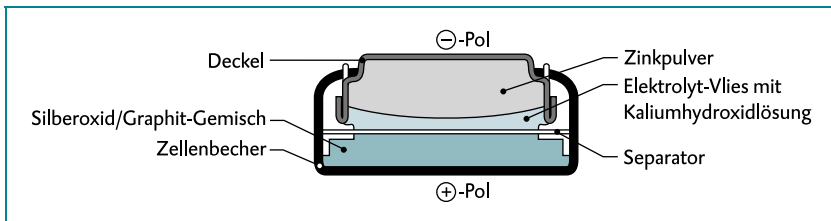
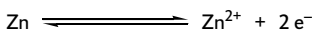


Abb. 12: AgO/Zn-Zelle

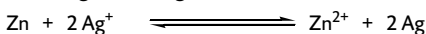
Minuspol = Anode



Pluspol = Kathode



Redoxgleichung



An der Redoxreaktion sind keine weiteren Ionen beteiligt. Da festes Silberoxid verwendet wird, findet auch kein Spannungsabfall aufgrund einer Konzentrationsänderung statt. Diese Batterie liefert eine konstante Spannung, bis entweder keine Zinkatome oder keine Silberionen mehr vorhanden sind.

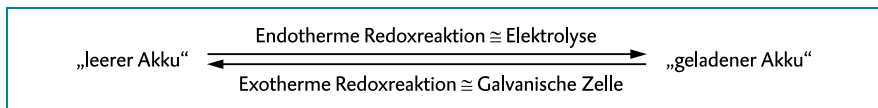
Weitere häufig verwendete Primärzellen sind:

- Zink-Luft-Zelle
- Zink-Braunstein-Zelle
- Lithium-Eisensulfid-Zelle

**Primärzellen** oder **Batterien** sind Galvanische Zellen, die auslaufsicher transportiert werden können und eine möglichst konstante Spannung liefern.

## 5.2 Akkumulatoren oder Sekundärzellen

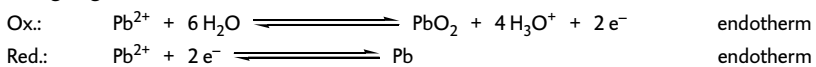
Diese Galvanischen Zellen funktionieren nach folgendem Prinzip:



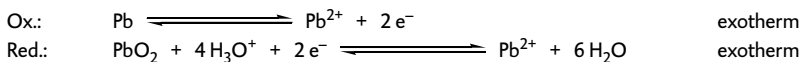
Für Akkumulatoren kommen also nur Redoxreaktionen in Frage, die in geschlossenen Systemen ungestört reversibel sind.

Dieses Prinzip kann anschaulich am **Blei-Akkumulator** gezeigt werden:

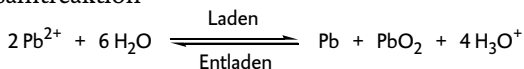
Ladevorgang



Entladevorgang



Gesamtreaktion



Technisch bedeutsame Akkumulatoren sind neben dem Blei-Akkumulator vor allem Lithiumionen-Akkumulatoren.

**Sekundärzellen** oder **Akkumulatoren** sind Galvanische Zellen, die auslaufsicher transportiert werden können, eine möglichst konstante Spannung liefern und durch Anlegen einer Spannung wieder aufgeladen werden können.

### 5.3 Brennstoffzellen

Bei Brennstoffzellen handelt es sich um Galvanische Zellen, in denen praktisch Verbrennungsreaktionen ablaufen. Die Orte von Oxidation und Reduktion sind räumlich getrennt.

In der Akzeptor-Halbzelle wird immer Sauerstoff reduziert, in der Donator-Halbzelle der Brennstoff oxidiert.

Der Vorteil von Brennstoffzellen gegenüber der klassischen Stromerzeugung durch Verbrennung von Brennstoffen ist der hohe Wirkungsgrad. Die innere Energie von Brennstoff und Sauerstoff wird in einem Schritt in elektrische Energie umgewandelt, nicht in mehreren wie im klassischen Kraftwerk.

Folgende Brennstoffzellen spielen zurzeit technisch eine Rolle:

- Wasserstoff-Brennstoffzelle
- Methanol-Brennstoffzelle
- Erdgas (Methan)-Brennstoffzelle

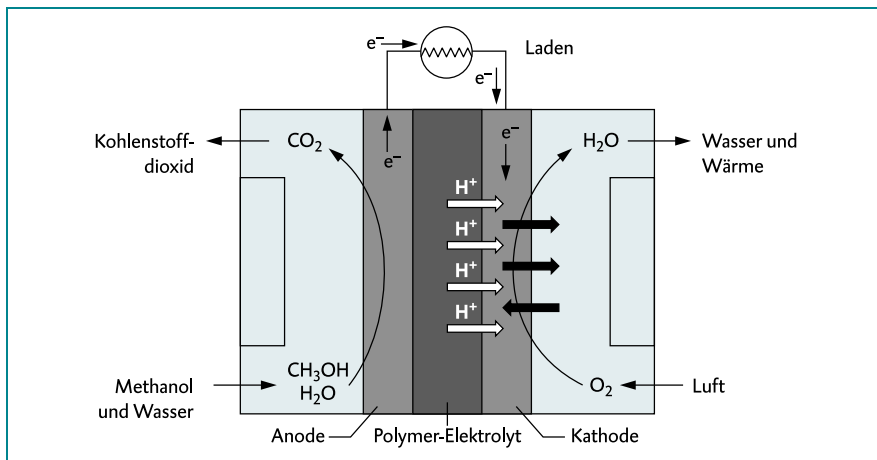


Abb. 13: Übersichtsskizze einer Methanol-Brennstoffzelle

**Brennstoffzellen** sind Galvanische Zellen, die die innere Energie von Brennstoffen direkt in elektrische Energie umwandeln können.



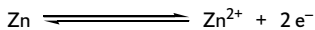
## 6 Korrosion

Unter Korrosion versteht man die Veränderung eines Materials durch äußere Einflüsse. Hier soll nur Metallkorrosion betrachtet werden. Man spricht dann von der Korrosion eines Metalls, wenn Metallatome oxidiert werden und so dieses Metallwerkstück beschädigt oder gar zerstört wird. Das klassische Beispiel für einen Korrosionsvorgang ist das Rosten von Eisen.

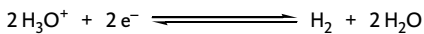
### 6.1 Säurekorrosion, Kontaktelement

Steckt man ein Zinkstück in verdünnte Salzsäure, so wird folgende Redoxreaktion ablaufen:

Oxidation



Reduktion



Zinkatome werden oxidiert, Oxoniumionen reduziert, direkt am Zinkstück entsteht Wasserstoff; man spricht hier von Säurekorrosion.

Steckt man zu diesem Zinkstück einen Kupferstab so in die Salzsäure, dass sich die beiden Metalle berühren, so beobachtet man eine deutlich verstärkte Gasbildung, aber hauptsächlich am Kupferstab. Die von den Zinkatomen abgegebenen Elektronen wandern zum Kupferstab und werden dort auf die Oxoniumionen übertragen. Jetzt sind also die Orte von Oxidation und Reduktion getrennt, was die Korrosion gewaltig beschleunigt.

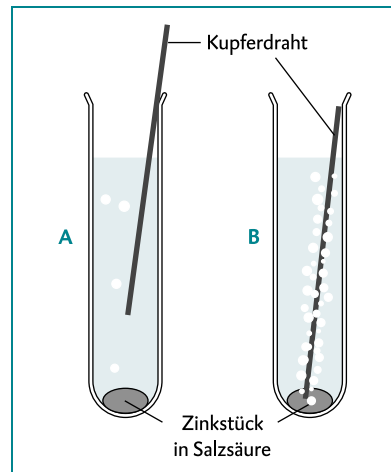


Abb. 14: Verstärkte Säurekorrosion durch Kontaktelement

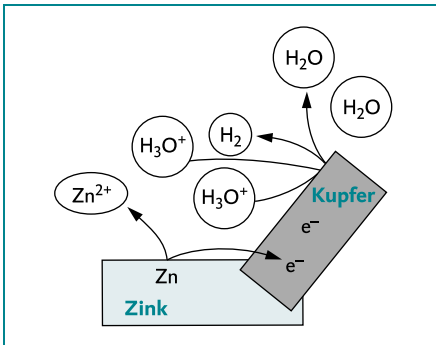


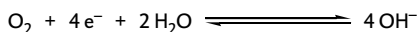
Abb. 15: Kontaktelement Teilchenebene

Deshalb müssen Handwerker und Ingenieure penibel darauf achten, keine Kontaktelemente zu erzeugen, indem sie Metalle mit unterschiedlichen Redoxpotenzialen verbinden. Z. B. sollte man eine Regenrinne aus Kupfer nicht mit Eisennägeln am Dach befestigen.

- Eine **Säurekorrosion** ist die Reaktion eines Metalls mit Oxoniumionen.
- Ein **Kontaktelement** ist die leitende Verbindung von zwei Metallen mit unterschiedlichem Redoxpotenzial, bei dem das unedlere Metall verstärkt oxidiert wird.

## 6.2 Sauerstoffkorrosion, Rosten von Eisen

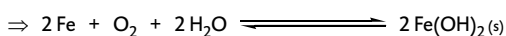
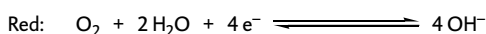
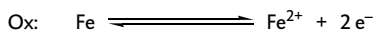
Während bei der Säurekorrosion Oxoniumionen reduziert werden, sind es bei der Sauerstoffkorrosion die Sauerstoffmoleküle der Luft, die als Elektronenakzeptor dienen:



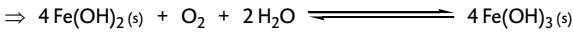
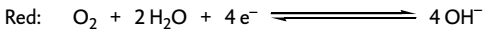
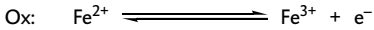
Die Sauerstoffkorrosion von Eisen, „**Rosten**“ genannt, verursacht weltweit Schäden im Umfang von mehreren Milliarden Euro. Das Rosten kann nur stattfinden, wenn Feuchtigkeit vorhanden ist. In besonders trockenen Gebieten findet Rosten deshalb kaum statt.

Das Rosten von Eisen läuft in drei Schritten ab:

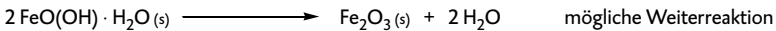
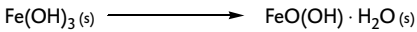
### 1. Redoxreaktion



## 2. Redoxreaktion



## 3. Rostbildung: Abspaltung von Wassermolekülen



Rost ist durchlässig für Wasser und Luft, deshalb schreitet die Korrosion theoretisch weiter fort, bis das Eisenwerkstück vollständig korrodiert ist.

Anders liegt der Fall bei z. B. Aluminium. Dort entsteht durch Sauerstoffkorrosion eine für Wasser und Luft undurchlässige Aluminiumoxidschicht ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ), die das Werkstück schützt („Passivierung“). Aus diesem Grund baut man Aluminiumfassaden und verkleidet Fensterrahmen an der Wetterseite mit Aluminiumblechen.

- **Sauerstoffkorrosion** ist die Reaktion eines Metalls mit Sauerstoff.
- Das **Rosten** von Eisen verläuft in drei Schritten.

## 6.3 Passiver Korrosionsschutz

Verhindert man durch schützende Maßnahmen, dass saure Lösungen, Sauerstoff und andere korrodierende Stoffe an das Werkstück gelangen, so spricht man von passivem Korrosionsschutz.

Dazu gehören:

- Trockenes Lagern von Metallen (Schutz vor Feuchtigkeit)
- Überziehen der Metalloberfläche mit einer Schutzschicht, z. B. Lack oder Öl oder einem edleren Metall

## 6.4 Aktiver Korrosionsschutz

Das Prinzip des aktiven Korrosionsschutzes beruht darauf, dass man mit dem Werkstück ein anderes Metallstück leitend verbindet, das als Anode fungiert und somit oxidiert wird, während das Werkstück als Kathode nicht korrodieren kann.

Dabei werden zwei Arten unterschieden: ohne externe Spannungsquelle und mit externer Spannungsquelle.

### Ohne externe Spannungsquelle: Opferanoden

Hier erzeugt man künstlich ein Kontaktelement, bei dem das zu schützende Werkstück ein positiveres Redoxpotenzial als das Metallstück hat.

Beispiele

Man schraubt Opferanoden aus Zink an Eisenschiffe, um das Rosten zu verhindern.

Man vergräbt Zink- oder Magnesiumblöcke neben Öl- oder Gaspipelines und verbindet sie leitend mit den Eisenröhren, um auf jeden Fall ein Durchrosten zu verhindern:

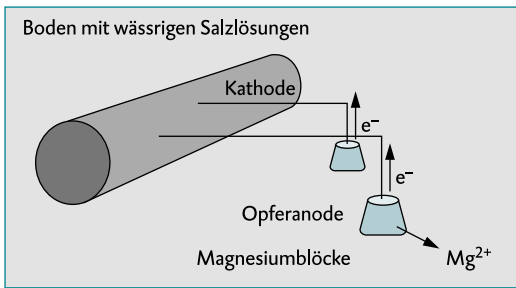


Abb. 16: Opferanoden verhindern ein Rosten der Pipeline

### Mit externer Spannungsquelle

Hier verbindet man das zu schützende Eisenwerkstück und wertlosen vergrabenen Eisenschrott mit einer Spannungsquelle so, dass das Werkstück als Kathode geschaltet ist und somit nicht oxidiert wird. Man spricht auch von kathodischem Korrosionsschutz.

Beispiele

Auf diese Weise werden vergrabene Öltanks, Pipelines, Spundwände u. Ä. geschützt.

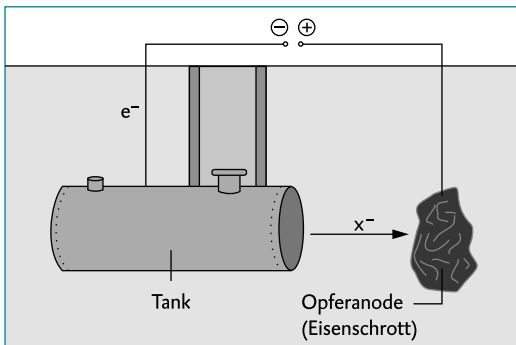


Abb. 17: Kathodischer Korrosionsschutz ( $X^- = \text{z. B. OH}^- \text{ oder Cl}^-$ )

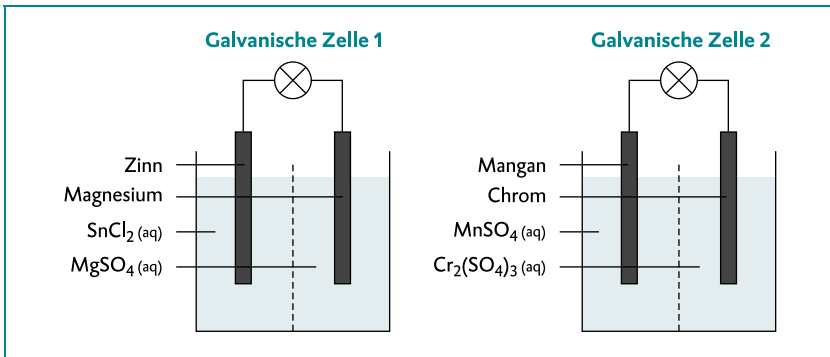
- **Passiver Korrosionsschutz:** Verhindern von Korrosion durch Beschichtung der Oberfläche, z. B. durch Schutzanstriche.
- **Aktiver Korrosionsschutz:** Verhindern von Korrosion durch Opferanoden oder Anlegen einer Spannung (Kathodischer Korrosionsschutz).

## Zusammenfassung

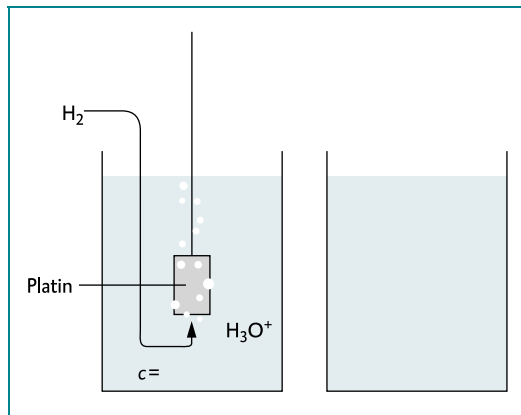
- Sind bei einer freiwillig ablaufenden exothermen Redoxreaktion die Orte der Oxidation und Reduktion räumlich getrennt, so spricht man von einer **Galvanischen Zelle**.
- Die **Leerlaufspannung** einer Galvanischen Zelle entspricht der Potenzialdifferenz der beiden Halbzellen.
- Mithilfe der **Standardpotenziale** können Leerlaufspannungen unter Standardbedingungen berechnet werden.
- Die **Nernst'sche Gleichung** ermöglicht das Berechnen von Redoxpotenzialen unter Nicht-Standardbedingungen.
- Eine **Elektrolyse** ist eine erzwungene Redoxreaktion, die tatsächliche Zersetzungsspannung unterscheidet sich von der theoretischen Zersetzungsspannung durch das **Überpotenzial**.
- **Primärzellen** („Batterien“) sind nicht wiederaufladbare Galvanische Zellen.
- **Sekundärzellen** („Akkus“) werden endotherm geladen, der Entladevorgang ist exotherm.
- **Brennstoffzellen** sind Galvanische Zellen, in denen Brennstoffe so mit Sauerstoff reagieren, dass innere Energie direkt in elektrische Energie umgewandelt wird.
- **Korrosion** ist die elektrochemische Zerstörung von Werkstoffen durch Umwelteinflüsse.
- Bei **Säurekorrosion** werden Oxoniumionen, bei **Sauerstoffkorrosion** Sauerstoffmoleküle reduziert.
- Man unterscheidet **passiven** von **aktivem Korrosionsschutz**.

**Aufgaben** Bei vielen der folgenden Aufgaben benötigen Sie die Standard-Redoxpotenziale, welche Sie in den gängigen Tabellen (z. B. in Ihrem Schulbuch) finden. Dort finden Sie auch benötigte Überpotenziale.

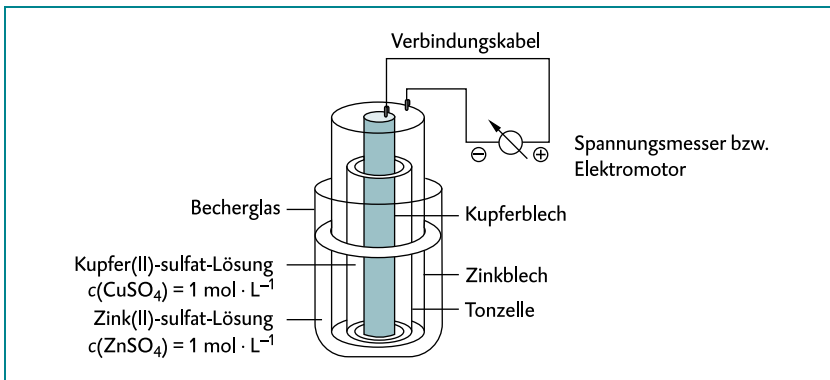
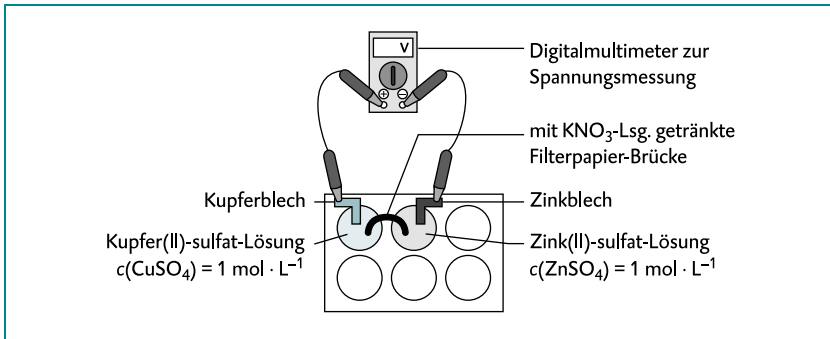
55. Sie sehen hier zwei unterschiedliche Galvanische Zellen, es herrschen Standardbedingungen.  
 Kennzeichnen Sie jeweils die Donator- und die Akzeptor-Halbzelle und stellen Sie für jede Galvanische Zelle die Oxidations- und die Reduktionsgleichung sowie die Redoxgleichung auf.



56. Zur Bestimmung der Standardpotenziale benutzt man als Referenz die „Standard-Wasserstoff-Halbzelle“. Vervollständigen Sie die nebenstehende Abbildung so, dass man damit das Standardpotenzial des Redoxpaars ( $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ ) messen kann.



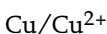
57. Die beiden Abbildungen zeigen die Galvanische Zelle „Daniell-Element“ einmal im Mikro- und einmal im Makro-Maßstab.



Erläutern Sie, warum

- a beide Galvanischen Zellen dieselbe Leerlaufspannung zeigen.
- b wenn man an die beiden Zellen nacheinander denselben Motor anschließt, sich dieser nur in einem von beiden Fällen dreht.  
(Daten des Motors: Anlaufspannung: 0,4 V, Anlaufstrom: 30 mA)

58. Folgende Standard-Halbzellen werden jeweils mit einer Standard-Wasserstoff-Halbzelle zu einer Galvanischen Zelle zusammengeschlossen, die ein Motor antreibt.



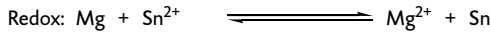
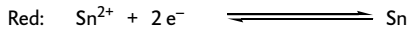
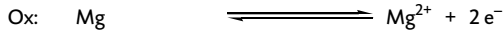
Stellen Sie jeweils die Vorgänge an der Kupfer- und der Eisenelektrode auf Teilchenebene zeichnerisch dar.



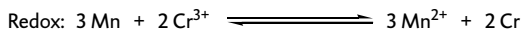
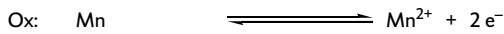
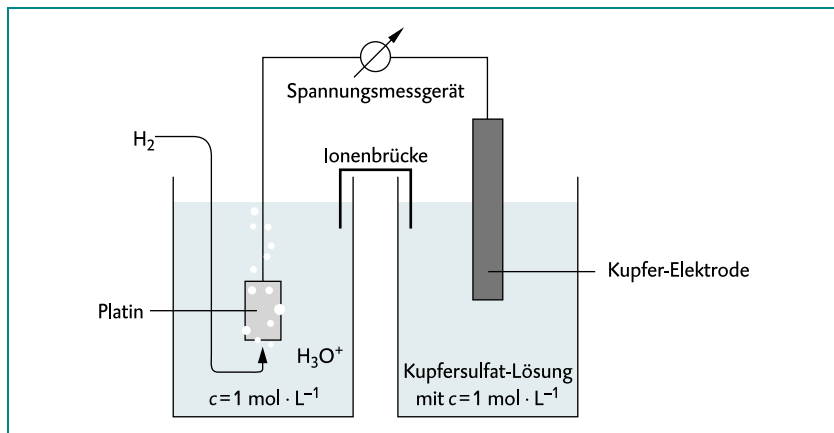


**55. Galvanische Zelle 1**

 Donator-Halbzelle:  $\text{Mg} \mid \text{Mg}^{2+}$ 

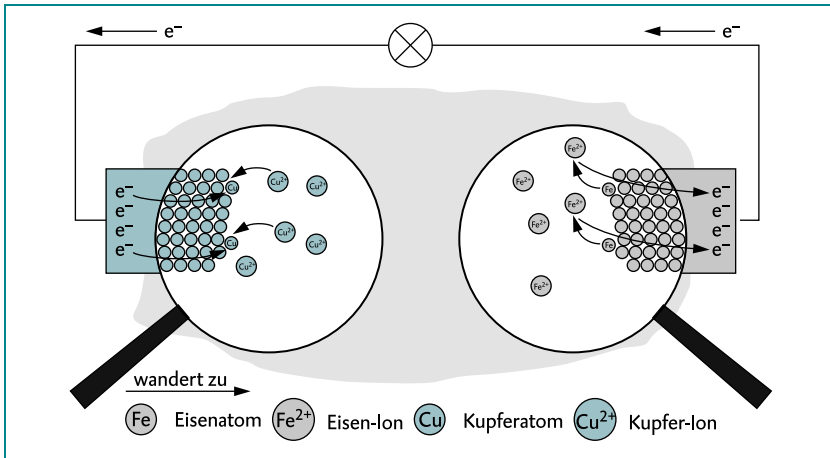
 Akzeptor-Halbzelle:  $\text{Sn} \mid \text{Sn}^{2+}$ 

**Galvanische Zelle 2**

 Donator-Halbzelle:  $\text{Mn} \mid \text{Mn}^{2+}$ 

 Akzeptor-Halbzelle:  $\text{Cr} \mid \text{Cr}^{3+}$ 

**56.**


- 57. a** Beide Galvanischen Zellen bestehen aus denselben Halbzellmaterialien und haben Standardbedingungen, somit zeigen sie unabhängig von ihrer Größe dieselbe Leerlaufspannung.
- b** Der Motor dreht sich nur bei der großen Anordnung, da neben der nötigen Spannung auch ein ausreichender Stromfluss vorhanden sein muss: Nur bei der großen Anordnung werden genügend Elektronen übertragen.

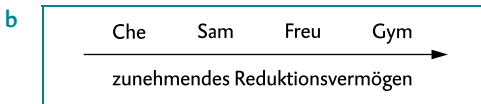
58.



59.

	richtig	falsch
Die Zink-Halbzelle ist die Donator-Halbzelle.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Wenn der Motor sich dreht, wird die Kupferelektrode dicker.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Wenn der Motor sich dreht, werden Kupferionen zu Kupferatomen <b>oxidiert reduziert</b> .	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
Die bei der Oxidation von Zinkatomen frei werdenden Elektronen werden hier auf die Kupferionen übertragen.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
<b>Auch</b> ohne Diaphragma würde der Motor sich <b>nicht</b> drehen, <b>nur langsamer</b> .	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
Das Redoxpotenzial der Zink-Halbzelle muss <del>positiver</del> <b>negativer</b> als das der Kupfer-Halbzelle sein.	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
Wenn man statt des Motors ein Spannungsmessgerät einbaut, könnte man dann eine Spannung von 1,1 V messen, wenn beide Elektrolyte die Konzentration $c = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ hätten.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

60. a Gym/ $\text{Gym}^{3+}$   
 Freu/ $\text{Freu}^{3+}$   
 Sam/ $\text{Sam}^{2+}$   
 Che/ $\text{Che}^+$





© **STARK Verlag**

[www.stark-verlag.de](http://www.stark-verlag.de)

[info@stark-verlag.de](mailto:info@stark-verlag.de)

Der Datenbestand der STARK Verlag GmbH ist urheberrechtlich international geschützt. Kein Teil dieser Daten darf ohne Zustimmung des Rechteinhabers in irgendeiner Form verwertet werden.

**STARK**