Inhaltsverzeichnis

Vorwort 4

Materialaufstellung und Hinweise . . 5

Laufzettel 8

Elektronenübertragungsreaktionen

Station 1: Ein Eisennagel wird zum Kupfernagel? 9

Station 2: Redoxreaktionen – auch ohne Sauerstoff?! 11

Station 3: Redoxreaktionen in der Fachsprache 13

Station 4: Redoxgleichungen – kein Problem! 15

Station 5: Schritt für Schritt zur Redoxgleichung 17

Station 6: Die Redoxreihe der Metalle . . . 18

Station 7: Energie bei Redoxreaktionen . . 20

Station 8: Hilfreiche Redoxreaktionen – Silberreinigung 21

Station 9: Die Wirkung von Antioxidantien 23

Station 10: Redoxreaktionen im Dienst der Gesundheit 25

Lernzielkontrolle 26

Elektrochemische Spannungsquellen

Station 1: Die Galvanische Zelle 28

Station 2: Metalle – spannend kombiniert . 31

Station 3: Berechnung der Zellspannung einer galvanischen Zelle 33

Station 4: Galvanische Zellen – Übung . . 34

Station 5: Aus der Geschichte – Von der tierischen Elektrizität zur ersten Batterie 35

Station 6: Batterien – mobile Spannungsquellen 36

Station 7: Die Autobatterie – ein Akkumulator 39

Station 8: Batterien sind Sondermüll 41

Station 9: Elektromobilität – sauber in die Zukunft 42

Station 10: Die Brennstoffzelle im Modellversuch 44

Station 11: Die Brennstoffzelle als alternative Energiequelle 45

Station 12: Funktionsweise einer Wasserstoff-Brennstoffzelle . . . 46

Lernzielkontrolle 48

Elektrolyse

Station 1: Elektrolyse einer Zinkiodid-Lösung 50

Station 2: Elektrolyse – erzwungene Redoxreaktionen 52

Station 3: Galvanisieren – Metallbeschichtung durch Elektrolyse . . 53

Station 4: Elektrolytische Gewinnung, Reinigung und Veredelung von Metallen 55

Station 5: Vom Bauxit zum Aluminium . . . 57

Lernzielkontrolle 58

Korrosion

Station 1: Sauerstoffkorrosion – Eisen rostet 60

Station 2: Chemische Reaktionen bei der Rostbildung 62

Station 3: Wasserstoffkorrosion 63

Station 4: Kontaktkorrosion – Gefahr für Wasserrohre 65

Station 5: Opferanoden – Korrosionsschutz durch Korrosion 67

Station 6: Cola gegen Rost – Rostumwandler 69

Station 7: Korrosionsschutz 70

Lernzielkontrolle 71

Lösungen 73

Gefährdungsbeurteilungen 87

VORSCHAU

netzwerk lernen

zur Vollversion

Materialaufstellung und Hinweise

Allgemeine Hinweise

Das **Experimentiermaterial** sollte an festen Plätzen ausliegen. Für einen mobilen Einsatz an den Schülertischen ist die Verwendung von Materialkörbchen, in denen sich das benötigte Material befindet, empfehlenswert.

Die **Konzentrationen der verwendeten Lösungen** sind genau angegeben. Wenn die Schüler diese Lösungen selbst herstellen sollen, kann dies längere Bearbeitungszeiten an den Stationen nach sich ziehen bzw. kann einen größeren Aufwand in der Vorbereitung verursachen. Erfahrungsgemäß funktionieren die Versuche jedoch auch mit leicht abweichenden Konzentrationen. Die Gefährdungsbeurteilungen (s. Anhang) sind jedoch nur dann gültig, wenn die angegebenen Konzentrationen verwendet werden.

Da sich die Lernenden einen wichtigen Bereich der anorganischen Chemie eigenständig aneignen sollen, empfiehlt sich das **Führen eines Labortagebuchs**, in dem für jede Station kurze Anmerkungen zu folgenden Impulsen notiert werden:

An dieser Station habe ich gelernt, …

Mir ist noch nicht klar, …

Mich würde zusätzlich interessieren, …

Das Labortagebuch bleibt in der Schule und kann von der Lehrkraft eingesehen werden. Mögliche Verständnisschwierigkeiten können so zeitnah ausgeräumt und weitere Lerninteressen berücksichtigt werden.

Elektronenübertragungsreaktionen

Die Seiten 9 bis 27 sind in entsprechender Anzahl zu vervielfältigen und den Lernenden bereitzulegen. Als Möglichkeiten zur Selbstkontrolle können Lösungsseiten erstellt werden.

S. 9 Station 1 **Ein Eisennagel wird zum Kupfernagel?**
Material: 1 Reagenzglas, 1 Pipette
Chemikalien: 1 Eisennagel, Kupfersulfat-Lösung ($c = 1$ mol/l)

S. 18 Station 6 **Die Redoxreihe der Metalle**
Material: 4 kleine Bechergläser (50 ml), Schmirgelpapier
Chemikalien: 4 Zinkbleche, 4 Eisennägel, 4 Kupferbleche, 4 Silberdrähte, Kupfersulfat-Lösung ($c = 1$ mol/l), Zinksulfat-Lösung ($c = 1$ mol/l), Silbernitrat-Lösung ($c = 1$ mol/l), Eisensulfat-Lösung ($c = 1$ mol/l)
Hinweis: Die Lösungen in der Anordnung der Tabelle an einem festen Platz bereitstellen, sodass die Schüler nur noch die Metallbleche eintauchen müssen.
Alternative: Verwendung einer beschrifteten Tüpfelplatte, dazu kleine Metallbleche und Drähte

S. 20 Station 7 **Energie bei Redoxreaktionen**
Material: 1 Becherglas, 1 (Digital-)Thermometer
Chemikalien: Zinkpulver, Kupfersulfat-Lösung ($c = 1$ mol/l)

S. 21 Station 8 **Hilfreiche Redoxreaktionen – Silberreinigung**
Material: 1 ausreichend große Plastikschale oder Plastikwanne, 1 Becherglas (400 ml), 1 Glasstab, 1 Spatellöffel, Wasserkocher
Chemikalien: angelaufenes Silberbesteck oder angelaufener Silberschmuck, Alufolie, Soda (Na_2CO_3) oder Kochsalz (NaCl), Leitungswasser
Alternativen: Evtl. Gegenstände von den Schülern mitbringen lassen.

S. 23 Station 9 **Die Wirkung von Antioxidantien**
Material: 1 Messer, 1 Pinsel
Chemikalien: Ascorbinsäure-Lösung ($w = 10\,\%$), 1 Apfel
Büromaterial: Scheren und Kleber in ausreichender Anzahl

VORSCHAU

netzwerk lernen
zur Vollversion

Elektrochemische Spannungsquellen

Die Seiten 28 bis 49 sind in entsprechender Anzahl zu vervielfältigen und den Lernenden bereitzulegen. Als Möglichkeiten zur Selbstkontrolle können Lösungsseiten erstellt werden.

S. 28 Station 1 **Die Galvanische Zelle**
Material: 1 Voltmeter (Spannungsmessgerät), 1 U-Rohr mit Fritte, 2 durchbohrte Stopfen, 1 Becherglas (250 ml), 2 Krokodilklemmen, 2 Kabel, Schmirgelpapier, 1 Trichter
Chemikalien: 1 Zinkelektrode, 1 Kupferelektrode, Zinksulfat-Lösung ($c = 1$ mol/l), Kupfersulfat-Lösung ($c = 1$ mol/l)

S. 31 Station 2 **Metalle – spannend kombiniert**
Material: 1 Voltmeter (Spannungsmessgerät), 1 Becherglas (250 ml), 2 Krokodilklemmen, 2 Kabel, Schmirgelpapier, 1 Gummistopfen
Chemikalien: 1 Zinkblech, 1 Kupferblech, 1 Eisenblech, 1 Magnesiumband, 1 Aluminiumblech, 1 Stück Silberdraht, Kochsalz-Lösung ($w = 1\,\%$)
Hinweis: Abhängig davon, wie die Schüler die Metalle mit dem Messgerät verbinden, kann es zu Spannungen mit negativem Vorzeichen kommen. Durch Vertauschen der Polung kann dies behoben werden.

S. 36–38 Station 6 **Batterien – mobile Spannungsquellen**
Hinweise: Optional kann eine Sammlung verschiedener Batterien und Akkus als Ergänzung an der Station als Anschauungsobjekte zur Verfügung gestellt werden. Kärtchen mit der Bezeichnung der Batterie können durcheinander zum Zuordnen bereitliegen. Eine entsprechende Lösung sollte zur Selbstkontrolle erstellt werden.

S. 40 Station 7 **Die Autobatterie – ein Akkumulator**
Hinweis: Falls eine (alte) Autobatterie in der Sammlung vorhanden ist, kann sie zusätzlich an der Station bereitgestellt werden. So können die Schüler selbst erfahren, wie schwer diese Batterie ist.

S. 44 Station 10 **Die Brennstoffzelle im Modellversuch**
Material: 1 U-Rohr mit 2 durchbohrten Stopfen, 2 Kohleelektroden, 2 Kabel, 1 Gleichspannungsquelle (4,5 V), 1 Voltmeter (Spannungsmessgerät), 1 Solarmotor
Chemikalien: Natriumsulfat-Lösung ($c = 1$ mol/l)
Hinweis: Gibt es in der Sammlung das Modell einer Brennstoffzelle (z. B. der Experimentierkasten von KOSMOS „Brennstoffzellen-Auto“), so kann dieses hier zusätzlich genutzt werden.

Elektrolyse

Die Seiten 50 bis 59 sind in entsprechender Anzahl zu vervielfältigen und den Lernenden bereitzulegen. Als Möglichkeiten zur Selbstkontrolle können Lösungsseiten erstellt werden.

S. 50 Station 1 **Elektrolyse einer Zinkiodid-Lösung**
Material: 1 U-Rohr, 2 Graphitelektroden in durchbohrten Stopfen, 2 Kabel, 1 Gleichspannungsquelle, 1 Spatel, 1 Becherglas (250 ml)
Chemikalien: Zinkiodid, Leitungswasser

S. 53 Station 3 **Galvanisieren – Metallbeschichtung durch Elektrolyse**
Material: 1 Becherglas (250 ml), 1 Gleichspannungsquelle, 2 Kabel, 2 Krokodilklemmen, 1 Kohleelektrode oder 1 Kupferelektrode, 1 Metallschlüssel (oder anderer Gegenstand aus einem unedlen Metall)
Chemikalien: Kupfersulfat-Lösung ($c = 1$ mol/l)

S. 57 Station 5 **Vom Bauxit zum Aluminium**
Hinweis: Gibt es in der Sammlung ein Bauxit-Handstück, so kann dies zur Anschauung zusätzlich an der Station ausliegen.

VORSCHAU

zur Vollversion

Laufzettel

für _____

Pflichtstationen

Stationsnummer	erledigt	kontrolliert
Nummer _____		
Nummer _____		
Nummer _____		
Nummer _____		
Nummer _____		
Nummer _____		
Nummer _____		
Nummer _____		
Nummer _____		
Nummer _____		
Nummer _____		
Nummer _____		

VORSCHAU

Wahlstationen

Stationsnummer	erledigt	kontrolliert
Nummer _____		
Nummer _____		
Nummer _____		
Nummer _____		

Anja Dombrowski: Lernzirkel Elektrochemie
© Auer Verlag

zur Vollversion

Station 1

Name: _____

Ein Eisennagel wird zum Kupfernagel? (1)

Versuch: Verkupfern eines Eisennagels

Material	Chemikalien
1 Reagenzglas 1 Pipette	1 Eisennagel Kupfersulfat-Lösung (c = 1 mol/l)

Durchführung

a) Füllt mithilfe der Pipette so viel Kupfersulfat-Lösung in das Reagenzglas, dass der Eisennagel bis zur Hälfte in die Flüssigkeit eintauchen kann.
b) Lasst den Eisennagel vorsichtig in das Reagenzglas gleiten.
c) Beobachtet.

Aufgabe 1

Notiert eure **Beobachtungen**.

_____

_____

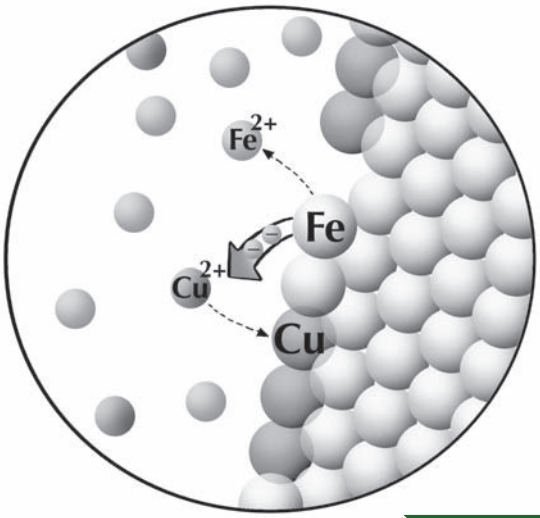
_____

_____

Aufgabe 2

Formuliert eine **Erklärung** für eure Beobachtungen. Ergänzt hierzu die Lücken im Text und in den Reaktionsgleichungen mithilfe der folgenden Begriffe, Formeln und Symbolen:
SO_4^{2-}, Cu (3x), Cu^{2+} (3x), Kupfer, Kupfer-Ionen, Kupfer-Ion, Kupferatom, Reduktion, Sulfat-Ionen, Eisenatomen, Eisen-Ionen, Fe^{2+} (4x), Fe (2x), $2e^-$, Oxidation

Erklärung



Für eine bessere Übersicht wurden die Wassermoleküle und die Sulfat-Ionen weggelassen.

VORSCHAU

Sonja Dombrowski: Lernzirkel Elektrochemie
© Auer Verlag

netzwerk lernen

zur Vollversion

Station 1

Name: _____

Ein Eisennagel wird zum Kupfernagel? (2)

Auf dem Eisennagel hat sich elementares _____ abgesetzt. Das Kupfer stammt aus der Kupfersulfat-Lösung. Dort liegen _____ (Cu^{2+}) und Sulfat-Ionen (_____) vor.

Es finden folgende Reaktionen statt:

1. Ein _____ benötigt zwei Elektronen, damit daraus ein _____ wird.

   $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$

2. Die benötigten Elektronen liefert das Eisen.

   $Fe \rightarrow$ _____ + _____

3. Aus den _____ entstehen somit _____ (_____). Diese gehen in Lösung.

Zwischen den Eisenatomen und den Kupfer-Ionen findet also eine Elektronenübertragung statt. Für diese Gesamtreaktion kann man schreiben:

Fe + _____ + SO_4^{2-} → Fe^{2+} + _____ + SO_4^{2-}

Da die _____ an der Elektronenübertragung nicht teilnehmen, kann man sie bei der Formulierung der Gesamtgleichung der Elektronenübertragung weglassen: Man schreibt vereinfacht:

_____ + _____ → _____ + _____

Solche Elektronenübertragungsreaktionen nennt man **Redoxreaktionen**. In Redoxreaktionen finden immer zwei Teilreaktionen statt. Den Teil der Reaktion, in dem Elektronen abgegeben werden, bezeichnet man als **Oxidation**. Die Teilreaktion der Elektronenaufnahme wird **Reduktion** genannt.

_____ (Elektronenabgabe): _____ → _____ + $2e^-$

_____ (Elektronenaufnahme): _____ + $2e^-$ → _____

Gesamtgleichung: $Fe + Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe^{2+} + Cu + 2e^-$

Da auf beiden Seiten die gleiche Anzahl an Elektronen steht, kann man sie für die Gesamtgleichung weglassen.

VORSCHAU

© Sonja Dombrowski: Lernzirkel Elektrochemie
© Auer Verlag

zur Vollversion

Station 1

Name: _____

Die Galvanische Zelle (1)

Batterien und Akkumulatoren wandeln die frei werdende Energie aus chemischen Redoxreaktionen in elektrische Energie um. Wie dieses Prinzip funktioniert, zeigt folgender Versuch:

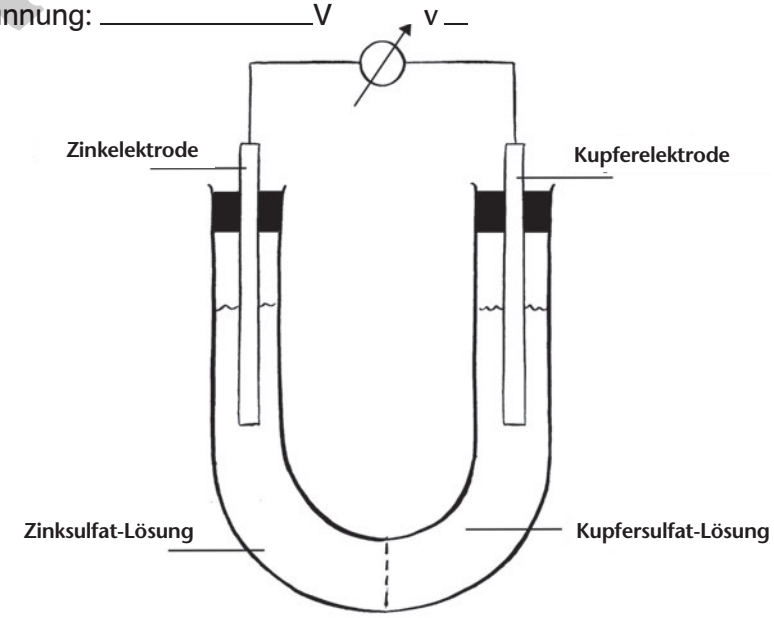
Versuch: Eine Galvanische Zelle aus Zink und Kupfer

Material	Chemikalien
1 Voltmeter (Spannungsmessgerät) 1 U-Rohr mit Fritte 2 durchbohrte Stopfen 1 Becherglas (250 ml) 2 Krokodilklemmen 2 Kabel Schmirgelpapier 1 Trichter	1 Zinkelektrode 1 Kupferelektrode Zinksulfat-Lösung (c = 1 mol/l) Kupfersulfat-Lösung (c = 1 mol/l)

Durchführung

a) Befüllt mit einem sauberen Trichter den einen Schenkel des U-Rohrs mit der Kupfersulfat-Lösung, den anderen mit der Zinksulfat-Lösung. Die beiden Schenkel sollten ca. zu zwei Drittel gefüllt sein.
b) Taucht die Kupferelektrode in die Kupfersulfat-Lösung und die Zinkelektrode in die Zinksulfat-Lösung ein.
c) Verbindet die Kupferelektrode mit dem Pluspol des Voltmeters und die Zinkelektrode mit dem Minuspol.

Spannung: _____V



Achtung: Die beiden Metallelektroden müssen für den Versuch blank poliert sein. Bei Bedarf mit Schmirgelpapier säubern.

Aufgabe 1

Messt die Spannung mit dem Voltmeter und notiert eure **Beobachtungen**. Tragt den gemessenen Wert in die Zeichnung ein.

VORSCHAU

© Auer Verlag

netzwerk lernen
zur Vollversion

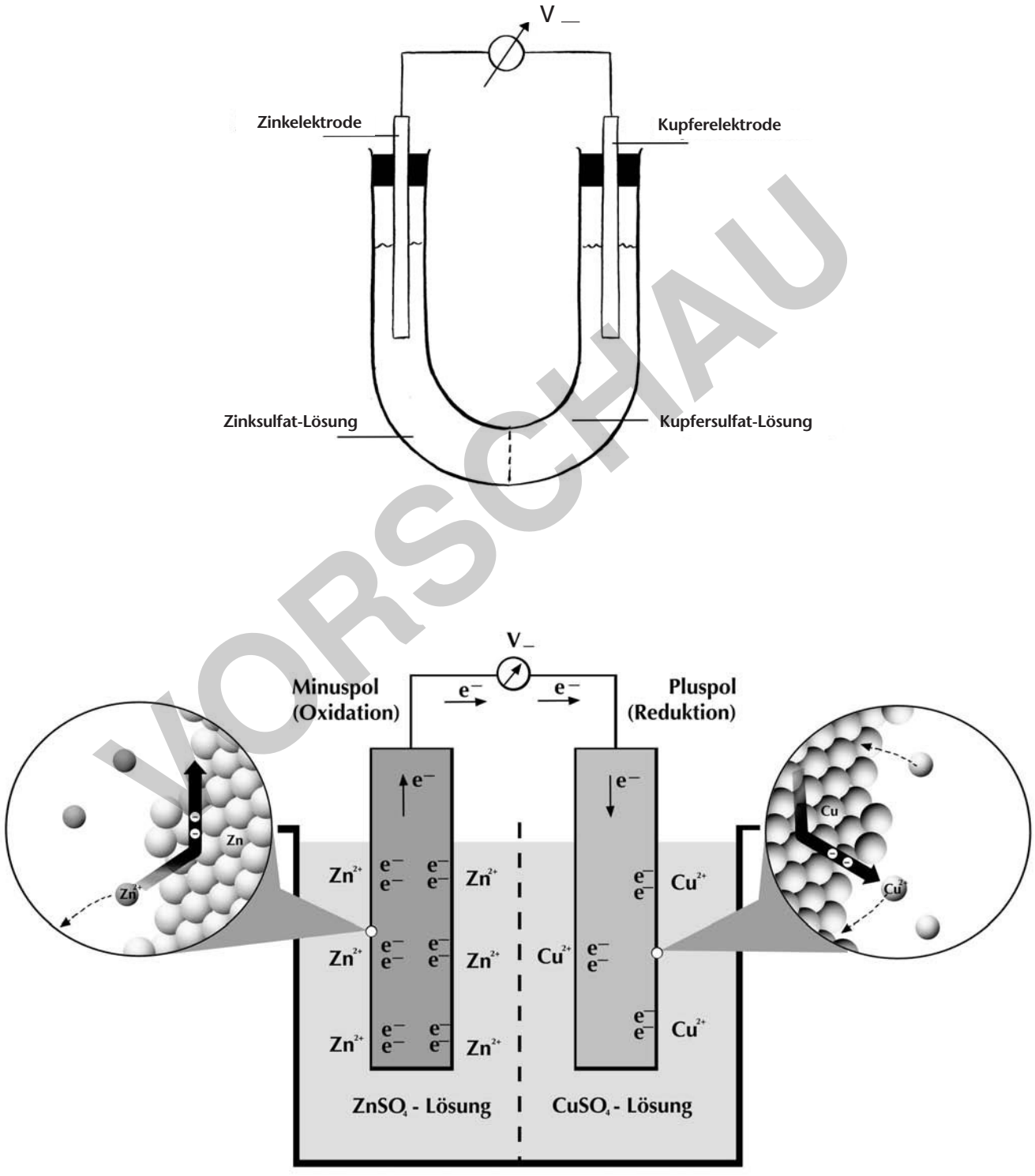
Station 1

Name: _____

Die Galvanische Zelle (2)

Aufgabe 2

Formuliert eine **Erklärung** für diesen Versuch. Betrachtet hierzu die zwei Bilder und setzt die folgenden Begriffe (grauer Kastenn S. 30) in die Lücken (Text S. 30) ein:



Funktionsweise einer galvanischen Zelle

VORSCHAU

© Sonja Dombrowski: Lernzirkel Elektrochemie
Auer Verlag

netzwerk lernen

zur Vollversion