

Inhaltsverzeichnis

Vorwort	2	Station 7: Die Autobatterie – ein Akkumulator.	17
Materialaufstellung und Hinweise ..	3	Station 8: Batterien sind Sondermüll.	19
Laufzettel	5	Station 9: Elektromobilität – sauber in die Zukunft.	20
Elektrochemische Spannungsquellen			
Station 1: Die Galvanische Zelle.	6	Station 10: Die Brennstoffzelle im Modellversuch.	22
Station 2: Metalle – spannend kombiniert .	9	Station 11: Die Brennstoffzelle als alternative Energiequelle	23
Station 3: Berechnung der Zellspannung einer galvanischen Zelle.	11	Station 12: Funktionsweise einer Wasserstoff-Brennstoffzelle . . .	24
Station 4: Galvanische Zellen – Übung ..	12	<i>Lernzielkontrolle</i>	26
Station 5: Aus der Geschichte – Von der tierischen Elektrizität zur ersten Batterie.	13	Lösungen	28
Station 6: Batterien – mobile Spannungsquellen.	14	Gefährdungsbeurteilungen	32

VORSCHAU

Laufzettel

für _____



Pflichtstationen

Stationsnummer	erledigt	kontrolliert
Nummer _____		

Wahlstationen

Stationsnummer	erledigt	kontrolliert
Nummer _____		



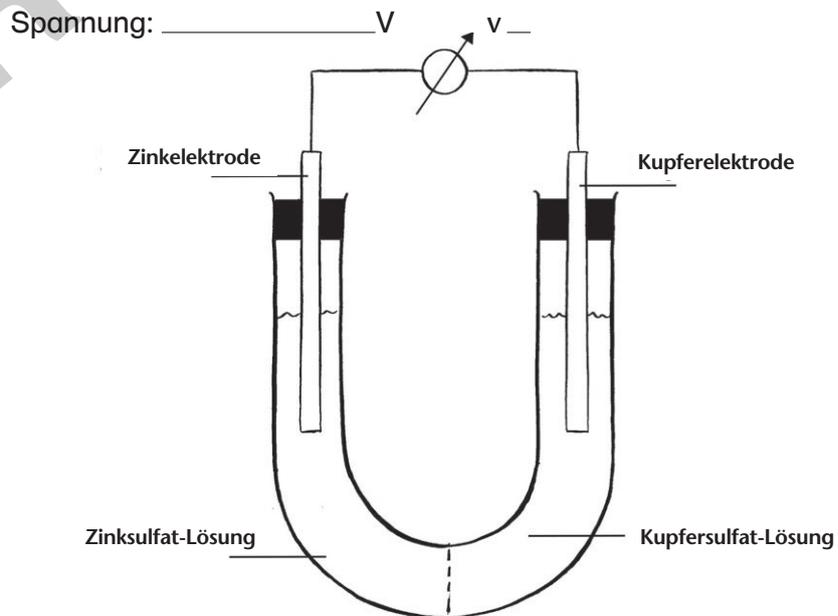
Die Galvanische Zelle (1)

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 ($c = 1 \text{ mol/l}$)  Kupfersulfat-Lösung ($c = 1 \text{ mol/l}$) 
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.	



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

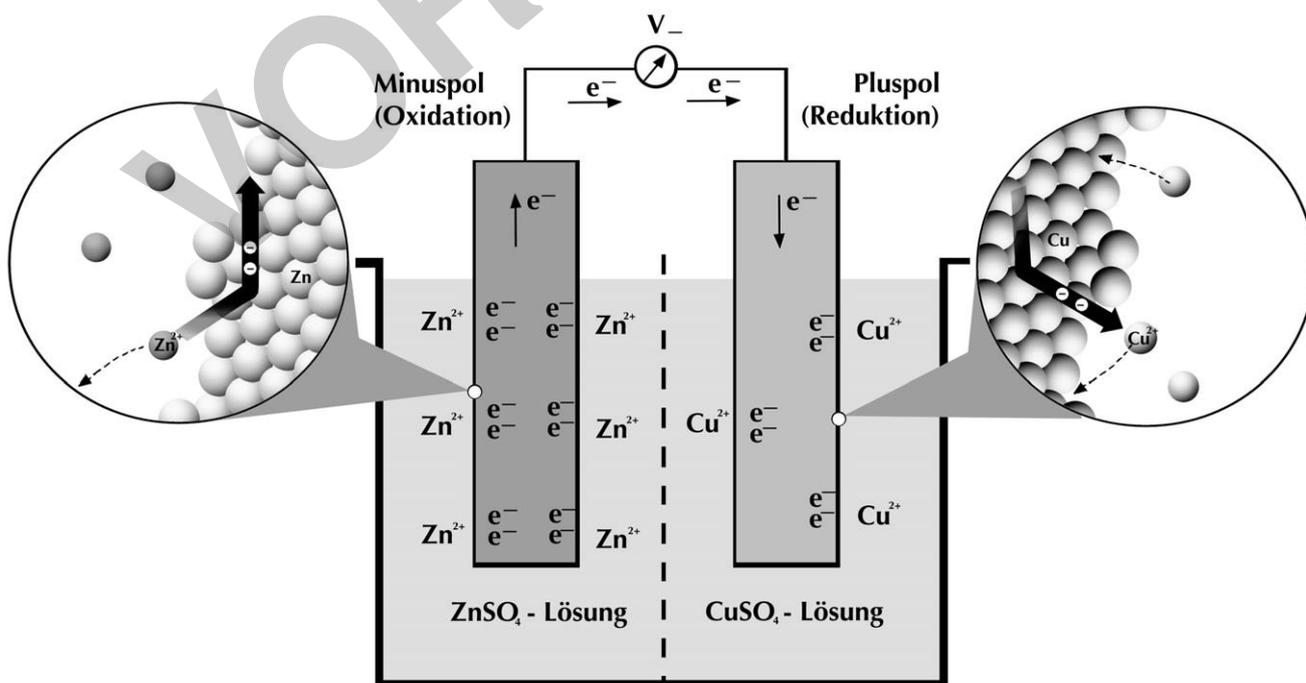
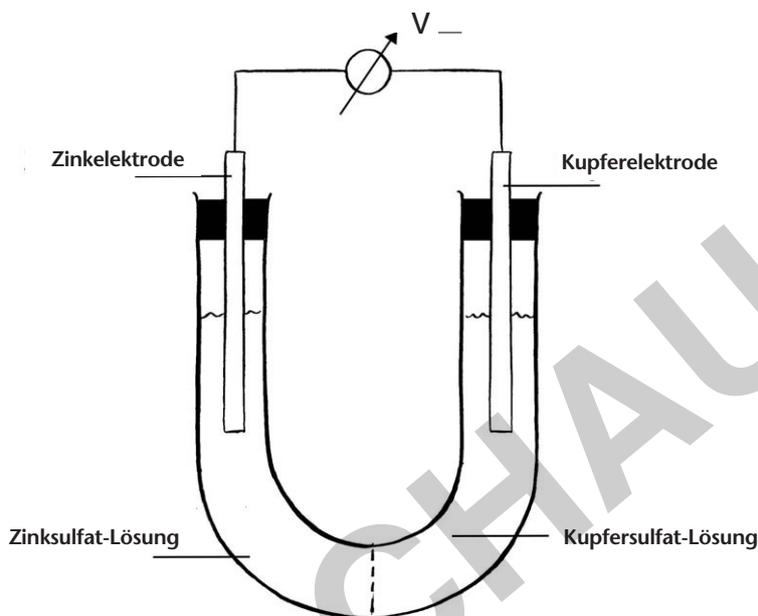
Aufgabe 1

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

Die Galvanische Zelle (2)

Aufgabe 2

Formuliert eine **Erklärung** für diesen Versuch. Betrachtet hierzu die zwei Bilder und setzt die folgenden Begriffe (grauer Kastern S. 8) in die Lücken (Text S. 8) ein:



Funktionsweise einer galvanischen Zelle

Die Galvanische Zelle (3)

Gleichspannung – Elektronenaufnahme – Minuspol – Ionen
 Elektrolyt – Elektronenabgabe – Elektronenüberschuss – Zinkatome
 Kupferatomen – Kupfersulfat-Lösung – Kupfer-Ionen

Als **galvanische Zelle** bezeichnet man eine räumlich getrennte Anordnung, in der sich zwei unterschiedliche Metalle in einer elektrisch leitfähigen Lösung (= _____) befinden. In der einen Halbzelle findet die Oxidation (= _____) statt, in der anderen die Reduktion (= _____). Zwischen den Halbzellen befindet sich eine durchlässige, poröse Trennwand (Fritte), die ermöglicht, dass die _____ von einem Pol zum anderen transportiert werden können und der Stromkreis geschlossen ist.

Eine galvanische Zelle aus Kupfer und Zink liefert eine _____ von ca. 1 Volt. In dieser Zelle bildet die Zinkelektrode den _____, da Zink seine Außenelektronen leichter als Kupfer abgibt und damit unedler als Kupfer ist. Die Zinkatome gehen als Zn^{2+} -Ionen in Lösung, an der Zinkelektrode entsteht ein _____. Die frei gewordenen Elektronen fließen durch die Kabel zur Kupferelektrode (Pluspol). Dort werden sie von den Kupfer-Ionen aus der _____ aufgenommen und zu _____ reduziert. Die Zink-Ionen hingegen wandern durch die poröse Trennwand zum Pluspol und ersetzen dort die fehlenden _____, sodass ein Ladungsausgleich erfolgt und der Stromkreis geschlossen ist.

Während der Reaktion verliert die Zinkelektrode an Masse, die Kupferelektrode wird schwerer. Sind die _____ und die Kupfer-Ionen verbraucht, kommt die Reaktion zum Stillstand.

Oxidation: _____ \rightarrow _____ + _____

Reduktion: _____ + _____ \rightarrow _____

Redoxreaktion: _____ + _____ \rightarrow _____ + _____

Metalle – spannend kombiniert (1)

Verbindet man ein Kupferblech mit einem Zinkblech über ein Voltmeter (Spannungsmessgerät), so kann man eine Spannung von 1,1 Volt ablesen. Kann man mit anderen Metallkombinationen noch höhere Spannungen erreichen?

Vermutungen

Nein, man erhält immer die gleiche Spannung, egal, welche Metalle man kombiniert.

Man erhält unterschiedliche Spannungen. Es kommt dabei drauf an, welche Metalle man kombiniert

Die höchste Spannung erhält man, wenn man Silber mit Magnesium kombiniert.

Nein, die höchste Spannung liefert die Kombination von Kupfer und Eisen.

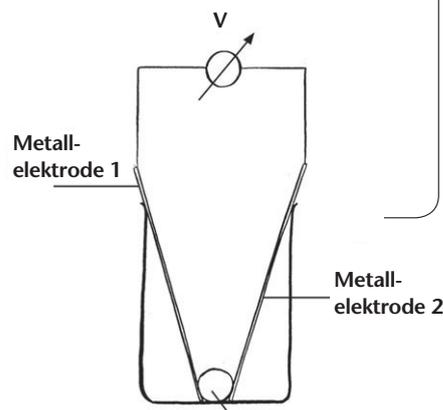
Aufgabe 1

Vergleiche deine eigenen Vermutungen mit den oben genannten. Kreuze die an, die du auch hast. Wenn du eine Vermutung hast, die hier nicht steht, schreibe sie in die leere Sprechblase.



Versuch: Verschiedene Metalle werden kombiniert

Material	Chemikalien
1 Voltmeter (Spannungsmessgerät) 1 Becherglas (250 ml) 2 Krokodilklemmen 2 Kabel Schmirgelpapier 1 Gummistopfen	1 Zinkblech 1 Kupferblech 1 Eisenblech 1 Magnesiumband 1 Aluminiumblech 1 Stück Silberdraht Kochsalz-Lösung ($w = 1\%$)
Durchführung	
a) Füllt so viel Kochsalz-Lösung in das Becherglas, dass die Metallplatten zu zwei Drittel in die Flüssigkeit eintauchen können. b) Wählt zwei beliebige Metallplatten aus und befestigt die Kabel mithilfe der Krokodilklemmen an den Metallen. c) Taucht die beiden Metallplatten in die Kochsalz-Lösung. d) Misst die ermittelte Spannung zwischen dem Metallplattenpaar und trägt den Wert in die Tabelle ein. e) Nehmt die Metallplatten aus der Lösung und trocknet sie ab. f) Wiederholt den Versuch mit den anderen Metallplatten.	



Achtung: Die Metallelektroden müssen für den Versuch blank poliert sein. Bei Bedarf mit Schmirgelpapier säubern. Sorgt dafür, dass sich die Elektroden nicht berühren. Ihr könnt einen Gummistopfen dazwischen legen.