

Inhaltsverzeichnis

Vorwort	2	Station 4: Elektrolytische Gewinnung, Reinigung und Veredelung von Metallen	10
Materialaufstellung und Hinweise ..	3	Station 5: Vom Bauxit zum Aluminium ...	12
Laufzettel	4	<i>Lernzielkontrolle</i>	13
Elektrolyse		Lösungen	15
Station 1: Elektrolyse einer Zinkiodid-Lösung	5	Gefährdungsbeurteilungen	18
Station 2: Elektrolyse – erzwungene Redoxreaktionen	7		
Station 3: Galvanisieren – Metallbeschichtung durch Elektrolyse ..	8		

VORSCHAU

Laufzettel

für _____



Pflichtstationen

Stationsnummer	erledigt	kontrolliert
Nummer _____		

Wahlstationen

Stationsnummer	erledigt	kontrolliert
Nummer _____		



Elektrolyse einer Zinkiodid-Lösung (1)

Ein wichtiger Bereich der Elektrochemie beruht auf endothermen Redoxreaktionen. Im Versuch an dieser Station wird eine Zinkiodid-Lösung unter ständiger Zufuhr von elektrischer Energie in die Produkte Zink und Iod zerlegt. Dieses Prinzip ist die Grundlage vieler technischer Anwendungen, zum Beispiel im Bereich der Oberflächenbeschichtung und der Gewinnung und Reinigung von Metallen.



Versuch: Elektrolyse einer Zinkiodid-Lösung

Material	Chemikalien
1 U-Rohr 2 Graphitelektroden in durchbohrten Stopfen 2 Kabel 1 Gleichspannungsquelle 1 Spatel 1 Becherglas (250 ml)	Zinkiodid   Leitungswasser
Durchführung	
a) Löst im Becherglas eine Spatelspitze Zinkiodid in 100 ml Wasser auf. b) Befüllt das U-Rohr mit dieser Zinkiodid-Lösung. c) Taucht die beiden Graphitelektroden in die Lösung ein. Achtet dabei darauf, dass die Lösung beim Einsetzen der Elektroden nicht überläuft. d) Verbindet die Elektroden mit den Polen der Gleichspannungsquelle. e) Legt eine Gleichspannung von 4,5 Volt an.	

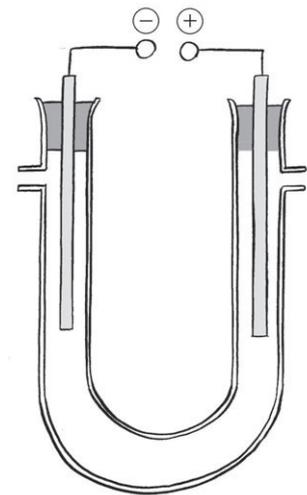
Aufgabe 1

Notiert eure **Beobachtungen**.

Aufgabe 2

Der folgende Text liefert eine **Erklärung** für den Versuch. Ordnet die Sätze in der richtigen Reihenfolge:

- Iod ist gut wasserlöslich.
- Sie setzen sich als Zinkatome an der Elektrode ab und bilden den metallischen Überzug.
- Es entstehen Iodatome, die sofort weiter zu Iodmolekülen reagieren.
- In der Zinkiodid-Lösung befinden sich frei bewegliche Zn^{2+} -Ionen und negativ geladene Iodid-Ionen (I^-).
- Die einfach negativ geladenen Iodid-Ionen wandern zur Anode und geben dort jeweils ein Elektron ab.
- Die bräunlichen Schlieren bestehen also aus gelöstem Iod.
- Wird eine Spannung angelegt, bewegen sich die zweifach positiv geladenen Zink-Ionen zur Kathode und nehmen dort jeweils zwei Elektronen auf.

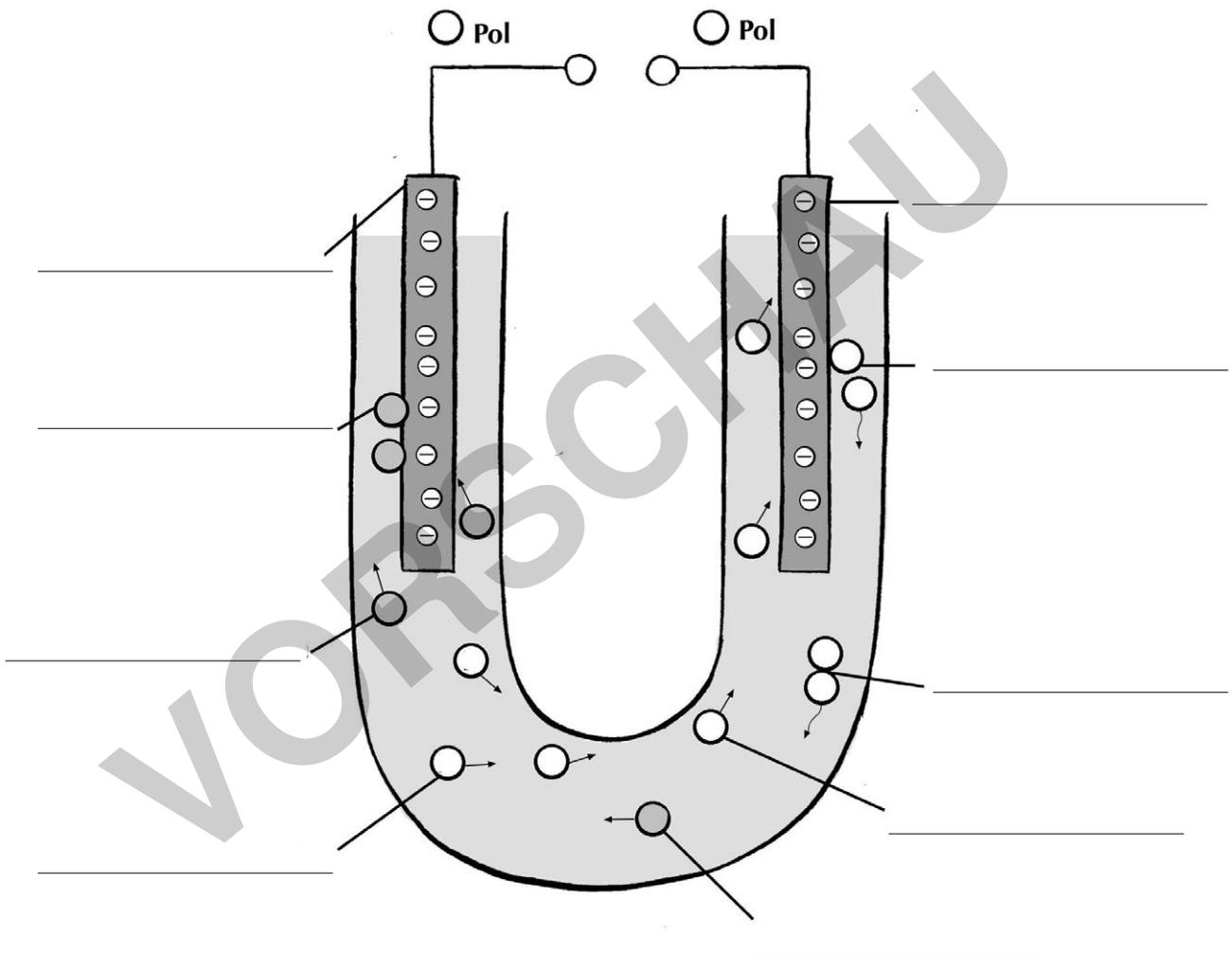


Elektrolyse einer Zinkiodid-Lösung (2)

Aufgabe 3

Beschriftet die Zeichnung. Verwendet folgende Begriffe und Symbole:

Zink-Ion, +, -, Anode, Kation, Jodid-Ion, Zinkatom, Anion, Jodmolekül, Jodatome, Kathode, J⁻, Zn, Zn, Zn²⁺, Zn²⁺, Zn²⁺



Aufgabe 4

Formuliert die chemischen Reaktionen an Anode und Kathode.

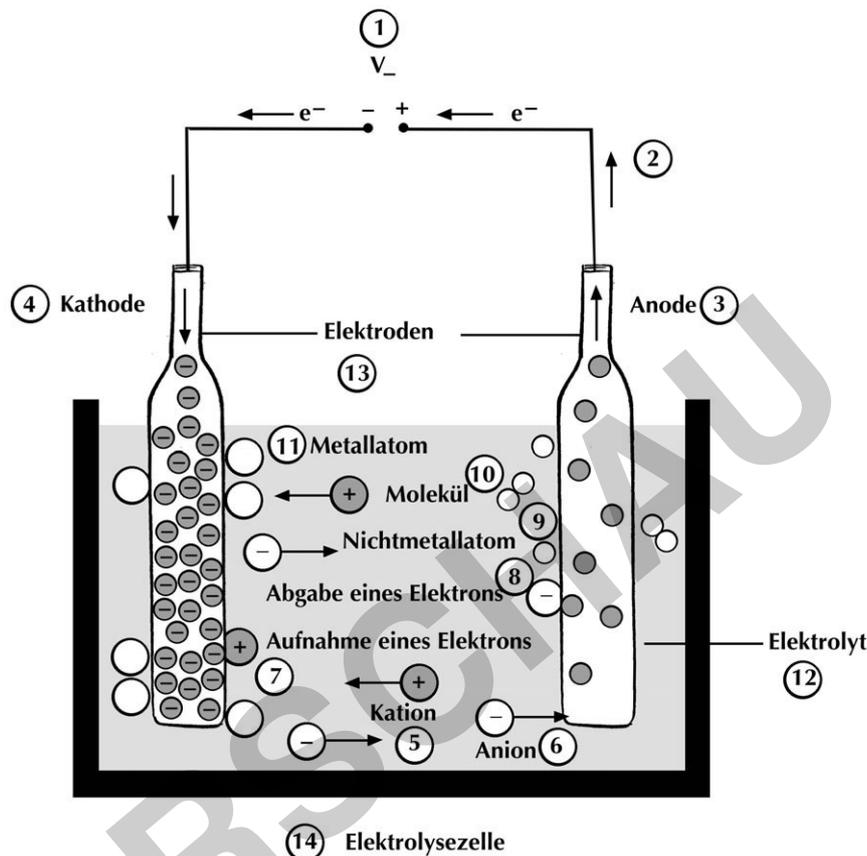
Anode (Pluspol): _____

Kathode (Minuspol): _____

Elektrolyse – erzwungene Redoxreaktionen

Aufgabe

Ordne die Zahlen aus dem Bild dem Text zu.



Die Zerlegung von Verbindungen mithilfe des elektrischen Stroms bezeichnet man als **Elektrolyse**. Dabei macht man sich die chemische Wirkung des elektrischen Stroms zunutze.

Die Elektrolyse findet in einer **Elektrolysezelle** (14) statt. Sie besteht aus zwei **Elektroden** (13). Die Elektroden sind mit einer **Gleichspannungsquelle** (1) verbunden, die die notwendigen Elektronen für den **Stromfluss** (2) liefert: In die eine Elektrode werden die Elektronen hineingezwungen, von der anderen Elektrode werden Elektronen abgeführt. Die Elektroden tauchen in eine leitende Flüssigkeit ein. Diese besteht aus einer Salz-Lösung und wird **Elektrolyt** (12) genannt.

Welche Vorgänge laufen an den Elektroden ab? Das Bild zeigt, was bei der Elektrolyse einer wässrigen Salz-Lösung genau passiert.

In der Salz-Lösung befinden sich bewegliche Ionen. Ionenverbindungen sind aus Metall-Ionen und Nichtmetall-Ionen aufgebaut. Die positiv geladenen Metall-Ionen nennt man **Kationen** (5). Sie wandern zur **Kathode** (4), die mit dem Minuspol der Spannungsquelle verbunden ist. An der Kathode nehmen die Metall-Kationen **Elektronen auf** (7) und werden zu **Metallatomen** (11). Hier findet also die Reduktion statt.

Die negativ geladenen Nichtmetall-Ionen bezeichnet man als **Anionen** (6). Sie wandern zur **Anode** (3). Die Anode ist mit dem Pluspol der Spannungsquelle verbunden. An der Anode geben die Anionen **Elektronen ab** (8) und reagieren zu **Nichtmetallatomen** (9). Das ist die Oxidation. Nichtmetallatome wie z. B. Chlor oder Sauerstoff reagieren gleich weiter und verbinden sich zu **Molekülen** (10). An den Elektroden finden also Redoxreaktionen statt. Da diese chemischen Reaktionen nicht freiwillig ablaufen, ist die Elektrolyse ein endothermer Vorgang.

Galvanisieren – Metallbeschichtung durch Elektrolyse (1)

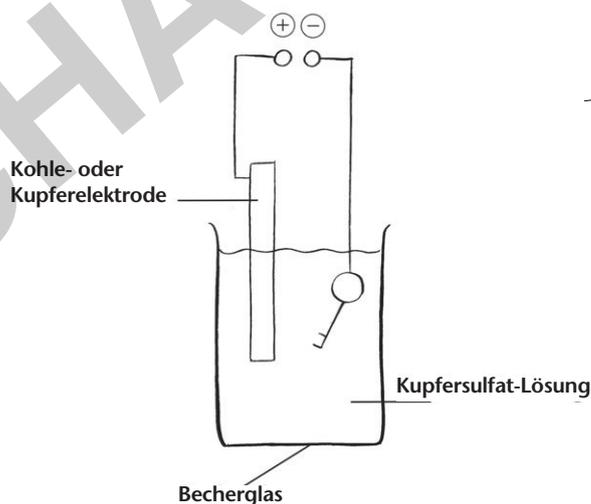


Versuch: Verkupfern eines Schlüssels

Material	Chemikalien
1 Becherglas (250 ml) 1 Gleichspannungsquelle 2 Kabel 2 Krokodilklemmen 1 Kohleelektrode oder 1 Kupferelektrode 1 Metallschlüssel (oder anderer Gegenstand aus einem unedlen Metall)	Kupfersulfat-Lösung ($c = 1 \text{ mol/l}$)
Durchführung	
a) Befüllt das Becherglas zu drei Vierteln mit der Kupfersulfat-Lösung. b) Verbindet den Schlüssel mit dem Minuspol der Spannungsquelle, die Kohleelektrode mit dem Pluspol. c) Taucht die beiden Elektroden in die Lösung. d) Legt eine Gleichspannung von 4 Volt an.	

Aufgabe 1

Notiert eure **Beobachtungen**.



Erklärung

Das Überziehen von Gegenständen mit einer dünnen Metallschicht mithilfe von Gleichstrom bezeichnet man in der Technik als **Galvanisieren**. Bei diesem Elektrolyseverfahren wird der Gegenstand, der mit der Metallschicht überzogen werden soll, als Kathode (Minuspol) geschaltet. Er taucht in eine Salz-Lösung, die Ionen des Metalls enthält, aus dem der Überzug bestehen soll. Die positiv geladenen Metall-Ionen wandern zur Kathode, nehmen dort Elektronen auf und werden zu Metallatomen reduziert. Das Metall setzt sich als Überzug auf dem Gegenstand ab.

Bei diesem Vorgang verarmt die Lösung an Metall-Ionen. Damit der Prozess nicht zum Stillstand kommt, kann man auch eine Elektrode dieses Metalls als Anode schalten. Das Metall gibt seine Elektronen ab und die Ionen gehen in Lösung. Dadurch bleibt die Konzentration der Ionen in der Lösung konstant.

Man kann auch nichtmetallische Gegenstände galvanisieren. Dazu müssen sie vorher mit einem graphit- oder metallhaltigen Lack bestrichen werden, der für die notwendige Leitfähigkeit sorgt.