

Die Elektrolyse

Elementare Stoffe aus ihren Lösungen herstellen



LNCU.de
ID 33401
CC-BY-SA 4.0
Online abrufen

Aufgaben

- 1 Beobachten Sie den Lehrerversuch **V1** genau und vollziehen Sie im Anschluss seine Hintergründe in **M1** nach.
- 2 **Stellen** Sie in **M2** Vermutungen **auf**, welche Produkte entstehen, wenn man jeweils eine wässrige Lösung aus **Kupferchlorid**, **Kupfersulfat**, **Natriumchlorid** und **Natriumsulfat** elektrolysiert und **geben** Sie mögliche Nachweisversuche **an**.
- 3 **Beobachten** Sie den Lehrerversuch **V2** genau und **notieren** Sie ihre Beobachtungen in **M2**.
- 4 **Notieren** Sie basierend auf ihren Beobachtungen und hiervon abweichender Vermutungen für die Elektrolyse der verschiedenen Salzlösungen jeweils ein eigenes Redoxschema.
- 5 **Notieren** Sie zu allen Teilgleichungen ihrer Redoxschemata das jeweilige Standardelektrodenpotential. **Vergleichen** Sie für jede Elektrolysezelle die Standardelektrodenpotentiale mit ihren Vermutungen, die nicht stattgefunden haben und **formulieren** Sie eine Schlussfolgerung.

V1 Eine Zink-Iodid-Lösung elektrolysieren

Durchführung

- **Falls keine fertige Zinkiodid-Lösung aus einem Vorratsgefäß vorliegt:** 1,5 g Zinkiodid in 50 mL dest. Wasser geben. Ein eventuell entstehender weißer Niederschlag durch Zugabe von ein paar Tropfen Salzsäure wieder auflösen.
- Die Lösung in ein U-Rohr (mit Fritte) füllen und dieses an einem Stativ befestigen.
- **Den Akkumulator aufladen:** Die Elektroden mit einer Gleichspannungsstromquelle verbinden. An der Spannungsquelle ein Spannungsmessgerät parallel schalten. Bei 3 V so lange elektrolysieren, bis deutlich zu erkennen ist, dass sich Iod an der Anode und elementares Zink an der Kathode abscheidet.
- Mit Hilfe des Spannungsmessgeräts die Spannung und die Stromstärke messen.
- Mit Hilfe dieser Zelle einen elektrischen Motor in Betrieb nehmen.

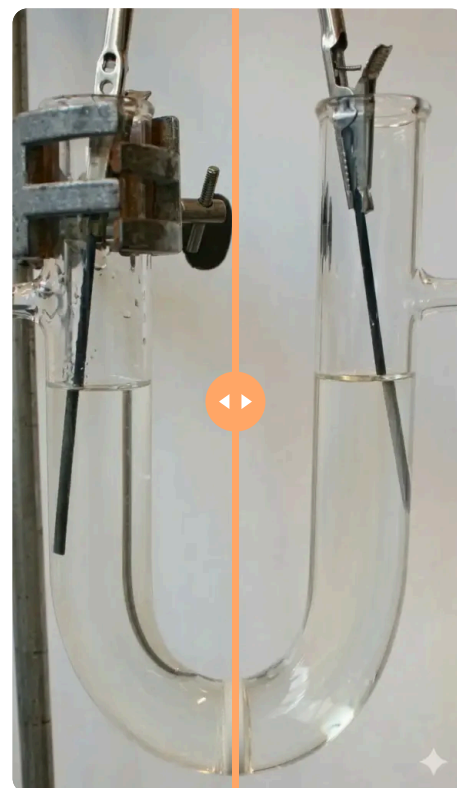


Abb. 1: Vorher und Nachher beim Aufladen des Zink-Iod-Akkumulators.

Materialien

 Schutzbrille

 Becherglas

falls die Zinkiodid-Lösung angesetzt werden muss

 U-Rohr

ggf. mit Fritte

 Stativmaterial

mit Stativklemme und -muffe

2 Graphitelektroden

Elektrischer Motor

Anlaufspannung 2 mA

2 Kabel

2 Krokodilklemmen

Spannungsmessgerät


Multimeter


Gleichspannungsquelle

Chemikalien

 Zinkiodid 


oder fertige Zinkiodid-Lösung


 2 Graphit-Elektroden

 Natriumthiosulfat-Lösung

Zur Reduktion überschüssigen Iods

Entsorgen und Aufräumen

 Die Lösung in eine **Vorratsflasche**, in der sich etwas **Zink im Überschuss** befindet, aufbewahren. Das restliche Iod reagiert dann zu Iodid. Die Lösung kann dann für die nächste Durchführung aufbewahrt werden oder über dem **Sammelbehälter für Schwermetallsalze** entsorgt werden.

 Das U-Rohr mit **Natriumthiosulfat**-Lösung spülen und so überschüssiges Iod zu Iodid reduzieren. Dann über dem Ausguss entsorgen. Alle verunreinigte **Labormaterialien** spülen.

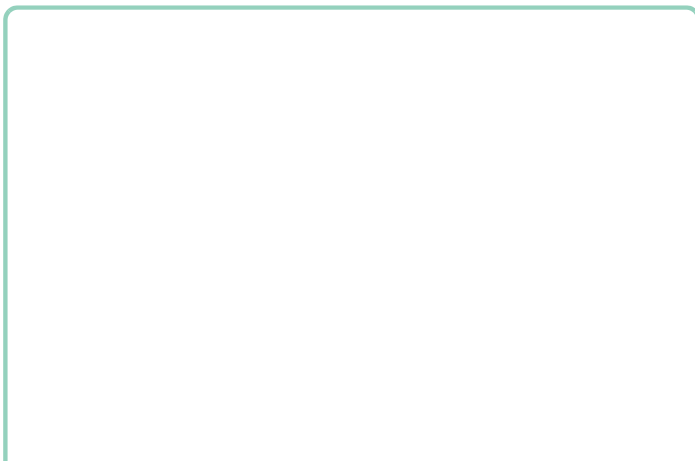
 Alle Materialien an ihren **Ursprungsort** zurückstellen.

M1 Hintergründe zu V1

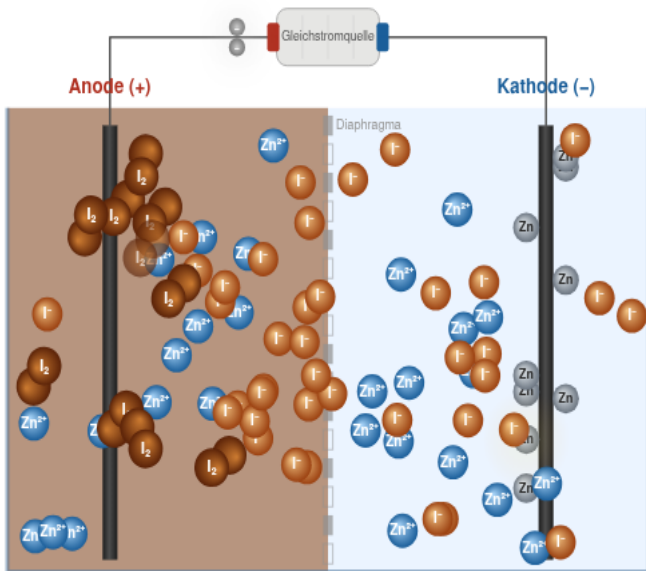


Bei der **Elektrolyse** wird elektrische Energie genutzt, um eine unfreiwillige **Redoxreaktion** zu **erzwingen**. Dabei wird elektrische Energie in chemische Energie umgewandelt. Dies nutzt man bei Akkumulatoren aus.

Akkumulatoren sind wiederaufladbare Batterien, auch **Sekundärbatterien** genannt. In Abgrenzung dazu existieren **Primärbatterien**. Das sind nicht wiederaufladbare Batterien.

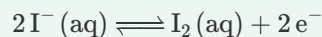


Als Elektrolysezelle

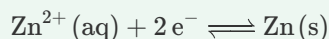


Zu Beginn haben wir eine Gleichspannungsquelle genutzt, um eine Zink-Iodid-Lösung zu elektrolysieren. Dabei finden folgende Prozesse statt:

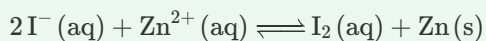
1 Oxidation (Anode / + Pol)



2 Reduktion (Kathode / - Pol)

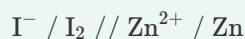


3 Redoxreaktion

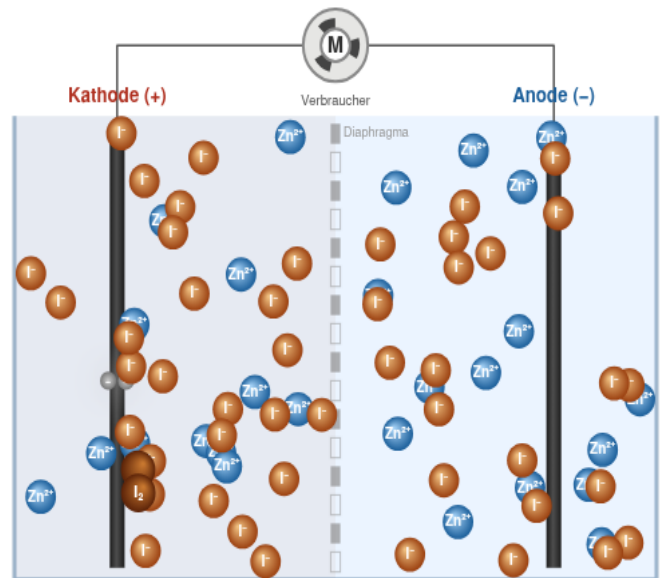


Elementares Iod wird in Form von braunen Schlieren an der Anode (hier der Plus-Pol) sichtbar. An der Kathode (hier der Minus-Pol) scheidet sich elementares Zink ab. Das Zelldiagramm dieser **Elektrolysezelle** sieht wie folgt aus:

4 Das Zelldiagramm zur Elektrolysezelle

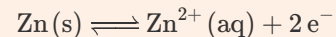


Als galvanische Zelle

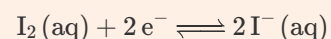


Nach der Elektrolyse wurden die Elektroden des Aufbaus mit einem Verbraucher verbunden. Dabei finden folgende Prozesse statt:

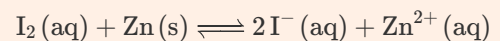
5 Oxidation (Anode / - Pol)



6 Reduktion (Kathode / + Pol)

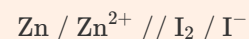


7 Redoxreaktion

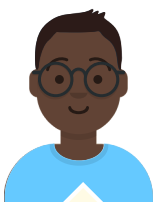


Elementares Zink wird an der Anode (hier der Minus-Pol) oxidiert und elementares Iod wird an der Kathode (hier der Plus-Pol) zu Iodid reduziert. Das Zelldiagramm dieser **galvanischen Zelle** sieht wie folgt aus:

8 Das Zelldiagramm zur galvanischen Zelle



M2 Elektrolyse verschiedener Salzlösungen



Wir haben soeben gesehen, dass sich Zinkiodid-Lösung elektrolysieren lässt. Dabei entstehen an den Elektroden elementares Zink und Iod. Überlege Dir, welche Stoffe an den Elektroden bei einer Elektrolyse der folgenden Salzlösungen entstehen könnten.

	Lösung	(1) Kupferchlorid	(2) Kupfersulfat	(3) Natriumchlorid	(4) Natriumsulfat
	Ionen in der Lösung				
erwartete Produkte	(+)-Pol				
	(-)-Pol				
nachgewiesene Produkte	(+)-Pol				
	(-)-Pol				

Abb. 2: Elektrolyse verschiedener Salzlösungen: Vorlage zur Dokumentation der erwarteten und nachgewiesenen Produkte.

Materialien

 Schutzbrille

Abzug



Stativmaterial

mit Stativklemme und -muffe



U-Rohr mit seitlichem Ansatz

Fritte optional

2 Graphitelektroden

2 Kabel

2 Krokodilklemmen

Spannungsmessgerät

Multimeter

Gleichspannungsquelle

Chemikalien

Kupferchlorid 0,1 mol/L



Kupfersulfat 0,1 mol/L



Natriumchlorid 0,1 mol/L



Natriumsulfat 0,1 mol/L

Sicherheitshinweis

Bei der Elektrolyse entstehen u.a. giftige Gase, weshalb der Versuch unter dem **Abzug** durchgeführt wird.

Durchführung

- Das U-Rohr an ein Stativ befestigen und unter dem Abzug stellen.
- Das U-Rohr nacheinander mit 50 mL der Salzlösungen befüllen. Zwischen den **Befüllvorgängen** das U-Rohr spülen.
- Analog zur Elektrolyse von Zinkiodid eine Gleichspannungsquelle über Graphitelektroden anschließen und die Lösung elektrolysieren.
- Entstandene Produkte mithilfe bekannter Nachweisverfahren prüfen.

Entsorgen und Aufräumen

Entstandenes gelöstes Chlorgas durch die Zugabe überschüssiger Mengen

Natriumthiosulfats reduzieren. **Kaliumiodid-Stärkepapier** nutzen, um auf

Chlorgasrückstände zu testen (positiv: blau/violett-Färbung). Dann alle Lösungen in den **Entsorgungsbehälter** für **Schwermetallsalze** geben.



Alle verunreinigte **Labormaterialien** spülen.



Alle Materialien an ihren **Ursprungsort** zurückstellen.

**Weitergedacht**

6

Erklären Sie den Sinn und Zweck eines Diaphragmas bei Elektrolysen am Beispiel der Elektrolyse von Zinkiodid.