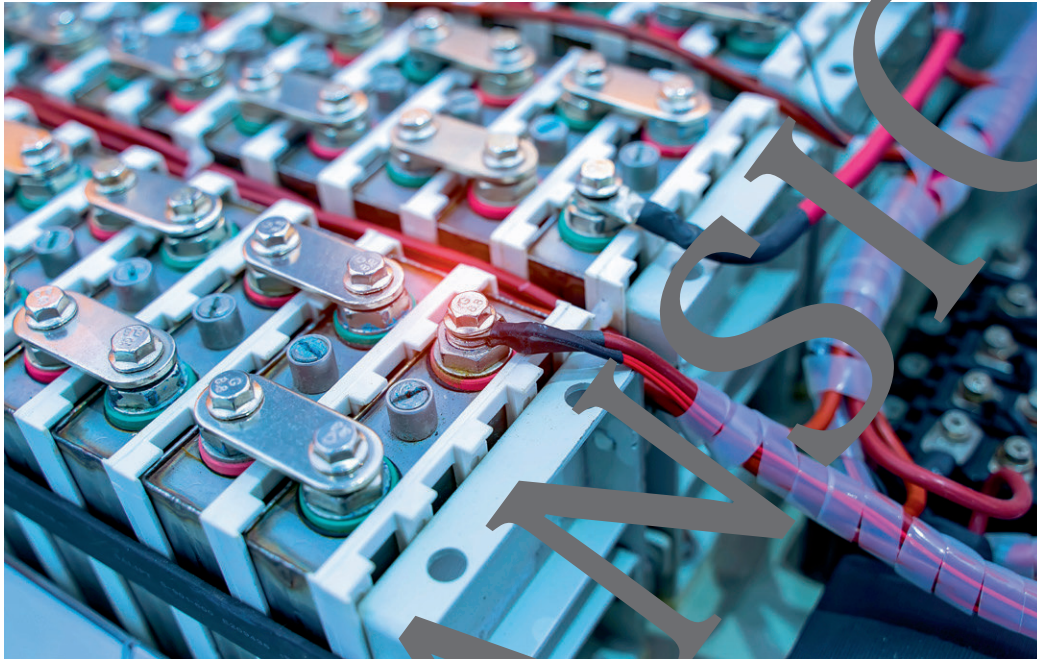


II.E.23

Redoxreaktionen und Elektrochemie

Mündliche Abiturvorbereitung – Prüfungsähnliche Aufgaben zum Thema Elektrochemie

Ben Rödel



© RAABE 2023

© kinny/iStock/Getty Images Plus

Das Thema Elektrochemie ist fester Bestandteil in Abiturprüfungen auf Grund- und Leistungskursniveau. Basierend auf dem Konzept der Redoxreaktionen können elektrochemische Vorgänge beschrieben werden. Darüber hinaus werden in dieser Einheit verschiedene Übungsaufgaben aus verschiedenen Themen der Elektrochemie als Übungsaufgaben bereitgestellt und mithilfe einer ausführlichen Lösung zur Selbstkontrolle verknüpft. Somit dient dieses Material der Vorbereitung auf eine Abiturprüfung unter Verwendung der gängigen Operatoren.

KOMPETENZPROFIL

Klassenstufe: Sek. II (11–13)

Dauer: differenziert durch selbst organisiertes Lernen

Inhalt: Primär- und Sekundärelemente, Elektrochemische Spannungsreihe, Nernst-Gleichung, Zellspannung, Brennstoffzelle, Redoxreaktionen

Kompetenzen: 1. Beschreibung des Aufbaus galvanischer Elemente und Elektrolysezellen, 2. Planung und Auswertung von Experimenten 3. Verwendung der elektrochemischen Spannungsreihe, 4. Moderne Konzepte

Auf einen Blick

Ab = Arbeitsblatt, Hk = Hilfekarten, Sv = Schülerversuch

Vorbemerkungen

Die GBU zu den verschiedenen Versuchen finden Sie im **Online-Archiv**.

1. Thema

Thema: Elektrochemische Vorgänge in galvanischen Zellen

M 1 (Ab) Das Daniell-Element

Dauer: Vorbereitung: 5 min, Durchführung: 20 min

Chemikalien: Kupfer-, Zinkplatte Zink(II)-sulfatlösung
 Kupfer(II)-sulfatlösung ($c = 1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$) $c = 1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ 

Geräte: Filterpapier Schutzbrille
 Bechergläser Schutzkleidung
 Spannungsmessgerät

Benötigt: Taschenrechner (CAS-System) elektrochemische
 Formelammlung Spannungsreihe

2. Thema

Thema: Elektrochemische Spannungsreihe

M 2 (Ab) Anwendung der elektrochemischen Spannungsreihe

3. Thema

Thema: Sekundärelemente

M 3 (Sv) Aufbau und Funktionsweise eines Bleiakкумуляtors

Dauer: Vorbereitung: 5 min, Durchführung: 15 min

Chemikalien: 100 ml 15%ige Schwefelsäure 2 Bleielektroden 

Geräte: 1 Spannungsquelle 1 Spannungsmessgerät
 1 großes Becherglas (250 ml) (digital, analog)
 Spannungsmessgerät evtl. 1 Elektromotor
 Kabel

4. Thema

Thema: Elektrolysezellen

M 4 (Ab) Die Elektrolyse von Kupfer(II)-chlorid

Dauer: Vorbereitung: 5 min, Durchführung: 15 min

Chemikalien: 50 ml Kupfer(II)-chloridlösung ($c = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$)  2 Graphitelektroden mit Stöpfen
 Kaliumiodidstärkepapier

Geräte: 1 U-Rohr (250 ml) 1 Spannungsquelle

Übergreifend

M 5a (Hk) Hilfkärtchen 1 – Redoxreihe der Metalle und die Standardreduktionspotentiale E_{H}^0

M 5b (Hk) Hilfkärtchen 2 – Redoxschema aufstellen

Erklärung zu den Symbolen

	Dieses Symbol markiert differenziertes Material. Wenn nicht anders ausgewiesen, befinden sich die Materialien auf m				
	leichtes Niveau		mittleres Niveau		schwieriges Niveau
	Zusatzaufgabe				

M 1

Elektrochemische Vorgänge in galvanischen Zellen

Aufgabe 1

- Bauen** Sie mithilfe der bereitgestellten Geräte und Chemikalien das Daniell-Element auf und **messen** Sie die Zellspannung.
- Skizzieren** und **erläutern** Sie den Aufbau und die Funktionsweise dieses galvanischen Elements.
- Entwickeln** Sie für die ablaufenden chemischen Reaktionen das Redoxschema.

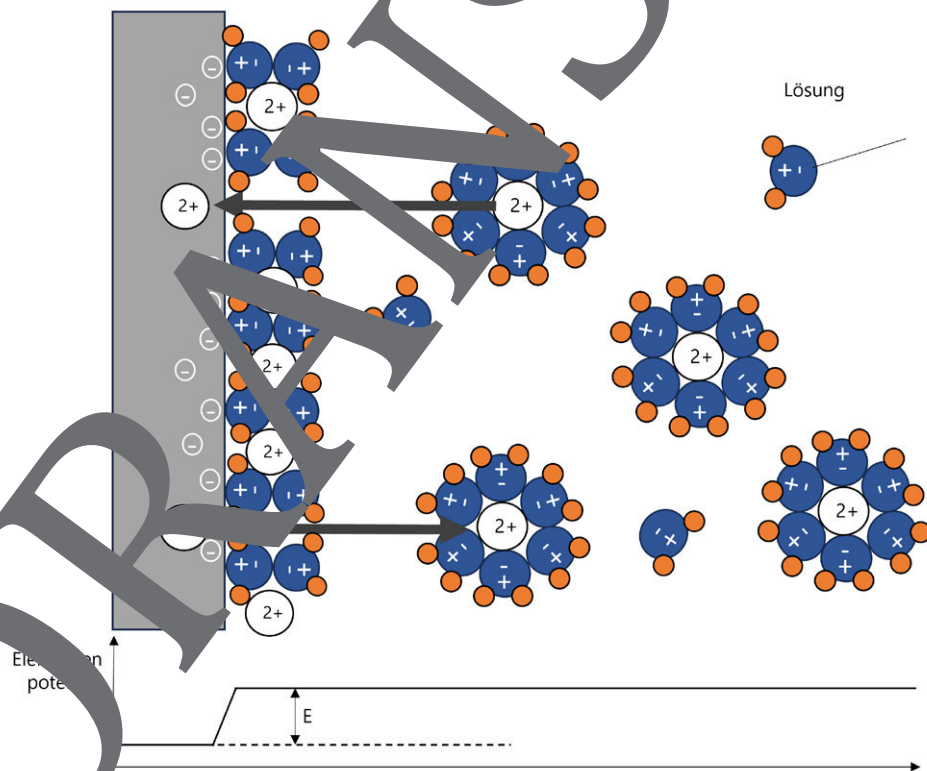
Tip: Nutzen Sie den Leitfaden zum Aufstellen eines Redoxschemas als Hilfe.

Aufgabe 2

Berechnen Sie die theoretische Zellspannung des Daniell-Elements unter Standardbedingungen (Normaldruck, $c = 1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$, 25°C) und **vergleichen** Sie den Wert mit dem experimentell gemittelten.

Aufgabe 3

Erklären Sie allgemein die Ausbildung des Elektrodenpotentials E einer Metall/Metall-(II)-Ionen-Halbzelle mithilfe der nachfolgenden Abbildung.



M 4

Elektrolysezellen – Die Elektrolyse von Kupfer(II)-chlorid



Aufgabe 1

- a) **Bauen** Sie mithilfe der bereitgestellten Materialien eine Elektrolysezelle für die Elektrolyse einer Kupfer(II)-chloridlösung ($c = 0,1 \text{ mol/l}$) **auf** und **führen** Sie diese **durch**. **Notieren** Sie Ihre Beobachtungen. Untersuchen Sie das entstehende Gas mithilfe eines Kaliumdichromatstärke-Papiers.
- b) **Erläutern** Sie an diesem Beispiel die Funktionsweise einer Elektrolysezelle und **werten** Sie den Versuch mithilfe geeigneter Reaktionsgleichungen aus. **Formulieren** Sie dazu auch das Redoxschema der Nachweisreaktion des entstandenen Gases.
- c) **Berechnen** Sie die Zersetzungsspannung unter Standardbedingungen (Normaldruck, 25°C).

Aufgabe 2

Berechnen Sie, wie viel Gramm Kupfer(II)-chlorid für die Herstellung von 40 Millilitern einer Kupfer(II)-chloridlösung mit einer Stoffmengenkonzentration von $c = 0,1 \text{ mol/l}$ notwendig sind.

Aufgabe 3

Elektrolysen können für den Korrosionsschutz eingesetzt werden. **Begründen** Sie die Notwendigkeit dieser Maßnahme und nennen Sie zwei weitere Korrosionsschutzmaßnahmen.

Weitere Aufgaben für den Leistungskurs:

Quantitative Betrachtung der Elektrolyse nach dem 2. Faraday'schen Gesetze

Aufgabe 4

Innerhalb von 5 Minuten sollen 1,2 g Kupfer bei der Elektrolyse einer CuCl_2 -Lösung an der Kathode (Minuspol) abgeschieden werden. **Berechnen** Sie die erforderliche Stromstärke I .

Aufgabe 5

Berechnen Sie, wie viel Gramm Kupfer innerhalb von einer Stunde bei einer Stromstärke von $I = 0,5 \text{ A}$ abgeschieden werden können.

Aufgabe 6

Berechnen Sie die erforderliche Zeit t , um bei einer Stromstärke von $I = 15 \text{ A}$ 1 kg Kupfer abzuscheiden.

Tipp: Nutzen Sie für Ihre Berechnungen folgenden Ansatz nach dem 2. Faraday'schen Gesetze:

$$\frac{m}{M} = \frac{I \cdot t}{z \cdot F}$$



Sie wollen mehr für Ihr Fach?

Bekommen Sie: Ganz einfach zum Download im RAABE Webshop.



Über 5.000 Unterrichtseinheiten
sofort zum Download verfügbar



Webinare und Videos
für Ihre fachliche und
persönliche Weiterbildung



Attraktive Vergünstigungen
für Referendar:innen
mit bis zu 15% Rabatt



Käuferschutz
mit Trusted Shops



Jetzt entdecken:
www.raabe.de