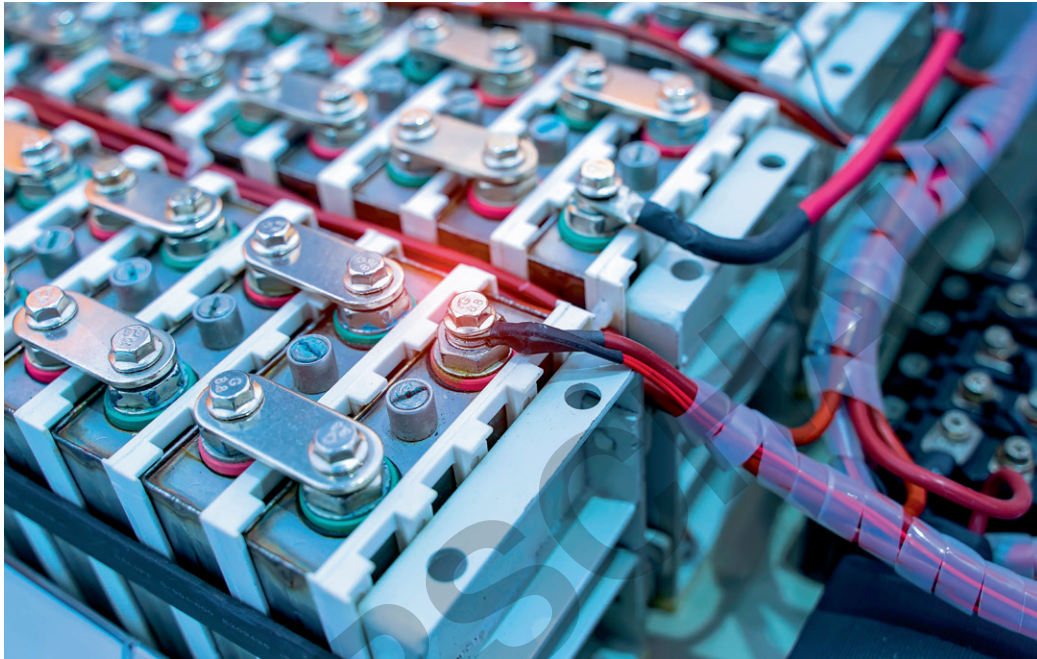


II.E.23

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 bereit- gestellt 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



netzwerk
lernen

zur Vollversion

Hintergrundinformationen

Die Elektrochemie beschäftigt sich als Teilgebiet der Chemie mit der Wechselwirkung von elektrischer Energie und chemischen Reaktionen. Sie spielt eine wichtige Rolle in vielen Bereichen, darunter Energieerzeugung, Batterietechnologie, Korrosionsschutz, Elektroplattierung und Umweltwissenschaften.

Elektrochemische Vorgänge wurden erstmals 1780 durch Luigi Galvanis „Froschschenkelexperiment“ untersucht und beschrieben. Alessandro Volta hat diese Überlegungen ergänzt und die „Übertragung des Stromes“ durch einen Elektrolyten erklärt. Heutzutage sind elektrochemische Vorgänge aus unserem Alltag nicht mehr weg zu denken. In Form von Batterien oder Akkumulatoren nutzen wir die mobile Form der elektrischen Energiebereitstellung täglich. Ausgenutzt wird dabei der unterschiedliche Charakter vieler Stoffe, vorrangig Metalle, zu oxidieren bzw. zu reduzieren. Somit findet eine Energieumwandlung der chemischen Energie durch die ablaufenden Redoxreaktionen in elektrische Energie in Form eines Stromflusses statt. Die einfachste Form unserer heutigen Batterie sind die elektrochemischen Zellen, auch galvanische Zellen genannt, bei denen zwei unterschiedlich edle Metalle in ihre Metallsalzlösungen eintauchen und über eine Elektrolytlösung verbunden werden. Dabei laufen an einer Anode (Oxidation) bzw. Kathode (Reduktion) Redoxreaktionen freiwillig ab und es kommt zu einer Elektronenübertragung von der Anode zur Kathode über einen externen Stromkreis und somit zu einem Stromfluss. Dabei spielt das Elektrodenpotential einer Elektrode bzw. Halbzelle eine bedeutende Rolle. An der Phasengrenzfläche zwischen Elektrode und Elektrolytlösung entsteht das sogenannte Elektrodenpotential E . Definiert wird es als Maß, wie viel Spannung U eine Elektrode liefern kann. Somit kann dieses Potential E zahlenmäßig gleichwertig als erzeugte Spannung U betrachtet werden. Aufgrund dieses unterschiedlichen Elektrodenpotentials der Halbzellen entsteht eine messbare Zellspannung U der galvanischen Zelle. Diese Spannung kann mithilfe der elektrochemischen Spannungsreihe sowie der Nernst'schen Gleichung im Vorfeld theoretisch ermittelt werden. Galvanische Elemente gehören zu den Primärelementen und unterscheiden sich im Gegensatz zu den Sekundärelementen dahingehend, hinsichtlich der ablaufenden chemischen Reaktionen nicht umkehrbar (z. B. nicht wiederaufladbar) zu sein. Zu den Sekundärelementen gehören somit die Akkumulatoren. Hierbei unterscheidet man zwischen dem Entladevorgang als Vorgang analog zur galvanischen Zelle und dem Aufladevorgang in Form einer Elektrolyse. Bei einer Elektrolyse wird eine freiwillig ablaufende Redoxreaktion durch Anlegen einer Spannung umgekehrt. Dabei wird elektrische Energie in chemische Energie umgewandelt. Sekundär- und Elektrolysezellen finden im Alltag große Anwendung, u. a. in Form von Lithium-Ionen-Akkus in Smartphones, Notebooks etc. über die großtechnische Gewinnung von Metallen oder anderen chemischen Industrieprodukten bis hin zur modernen Brennstoffzelle als alternativen Antrieb für die Mobilität der Zukunft. Die Brennstoffzelle soll in Zukunft eine saubere Form der Antriebstechnologie in Fahrzeugen in Kombination mit einem Elektromotor sein, bei der Wasserdampf die einzige Emission, aufgrund der eingesetzten Ausgangsstoffe Wasserstoff und Sauerstoff, darstellt. Nachteil dieser ist der relativ hohe Kostenfaktor durch Einsatz des Metalls Platin sowie der Speicherung des Wasserstoffs in Tanks innerhalb des Fahrzeuges.

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:

<input type="checkbox"/> Kupfer-, Zinkplatte	<input type="checkbox"/> Zink(II)-sulfatlösung ($c = 1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$)
<input type="checkbox"/> Kupfer(II)-sulfatlösung ($c = 1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$)	<input type="checkbox"/> Zink(II)-sulfatlösung ($c = 1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$)

Geräte:

<input type="checkbox"/> Filterpapier	<input type="checkbox"/> Schutzbrille
<input type="checkbox"/> Bechergläser	<input type="checkbox"/> Schutzkleidung
<input type="checkbox"/> Spannungsmessgerät	

Benötigt:

<input type="checkbox"/> Taschenrechner (CAS-System)	<input type="checkbox"/> elektrochemische Spannungsreihe
<input type="checkbox"/> Formelsammlung	

2. Thema

Thema: Elektrochemische Spannungsreihe

M 2 (Ab) Anwendung der elektrochemischen Spannungsreihe

3. Thema



Thema: Sekundärelemente

M 3 (Ab/Sv) Aufbau und Funktionsweise eines Bleiakкумуляtors

Dauer: **Vorbereitung:** 5 min, **Durchführung:** 15 min

Chemikalien:

<input type="checkbox"/> 100 ml 15%ige Schwefelsäure	<input type="checkbox"/> 2 Bleielektroden
--	---

Geräte:

<input type="checkbox"/> 1 Spannungsquelle	<input type="checkbox"/> 1 Spannungsmessgerät (digital, analog)
<input type="checkbox"/> 1 großes Becherglas (250 ml)	<input type="checkbox"/> evtl. 1 Elektromotor
<input type="checkbox"/> Spannungsmessgerät	<input type="checkbox"/> 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 Stopfen Kaliumiodidstärkepapier

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








Übergreifend

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

M 5b (Hk) Hilfekärtchen 2 – Redoxschema aufstellen

Erklärung zu den Symbolen

	Dieses Symbol markiert differenziertes Material. Wenn nicht anders ausgewiesen, befinden sich die Materialien auf mittlerem Niveau.		
	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 ermittelten.



Aufgabe 3

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

