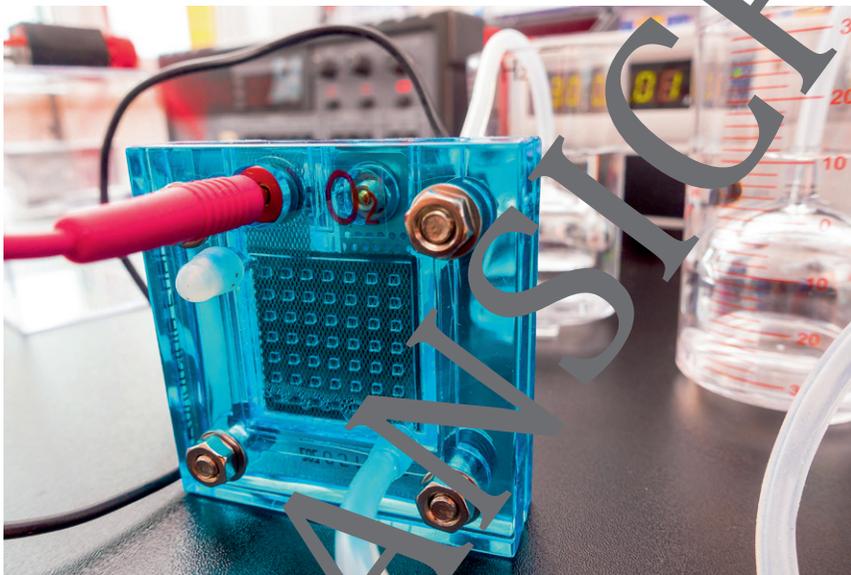


Elektrochemie – Abiturtraining 2

Ein Beitrag von Dennis Dietz



© luchschen / iStock / Getty Images Plus

Dieser zweite Beitrag der Reihe „Abiturtraining“ nimmt das bedeutsame Thema der Elektrochemie in den Blick. Auf den verschiedenen Niveaustufen können die Schülerinnen und Schüler wesentliche Inhalte dieses Themenfelds wiederholen und vertiefen. Dazu gehören das Anstellen von Halbzellpotenzialen, das Formulieren von Redoxreaktionsgleichungen, die sowohl qualitative als auch quantitative Betrachtung von Redoxprozessen bei galvanischen Zellen und Elektrolysen sowie das wirtschaftlich bedeutsame Thema der Korrosion und entsprechender Schutzmaßnahmen. Bei der Konzeption der differenzierten Aufgaben wurden alle vier Kompetenzbereiche berücksichtigt, um ein möglichst effektives Training für das Abitur zu gewährleisten.

Elektrochemie – Abiturtraining 2

Methodisch-didaktische Hinweise

Dieses Material ist das zweite einer Reihe von Übungsaufgaben, die eine gezielte Vorbereitung auf das Abitur ermöglichen sollen. Ziel dieses zweiten Materials ist es, den Schülerinnen und Schülern nach einer kurzen theoretischen Einleitung in das Themenfeld „Elektrochemie“ Aufgaben unterschiedlicher Schwierigkeitsgrade und Kompetenzbereiche im Sinne einer Aufgabenpools anzubieten. Diese Aufgabensammlung kann sowohl von der Lehrperson als diagnostisches Instrument eingesetzt werden, um Informationen über den Wissensstand einer Lerngruppe zu erheben, als auch den Schülerinnen und Schülern als bewertungsfreien Lernraum zum selbstständigen Auffrischen, Anwenden und Vertiefen von Unterrichtsinhalten zur Verfügung gestellt werden. Im Sinne der Differenzierung werden die Aufgaben in drei verschiedene Niveaus eingeteilt, sodass sich der/die leistungsstärkere Schüler/in schwerpunktmäßig auf anspruchsvollere Aufgaben konzentrieren kann, während der Schüler/die Schülerin mit höherem Nachholbedarf mit einfacheren Aufgaben beginnen darf, um sich dann nach und nach an die komplexeren Aufgabenstellungen heranzuwagen. Ob eine Aufgabe von mir als leichter eingeschätzt wird, kann sowohl vom Anforderungsniveau (Reproduktion, Anwendung, Transfer) als auch vom Aufgabenformat (geschlossen, halb offen, offen) als auch natürlich von der Kombination dieser zwei Dimensionen abhängen. Die Aufgaben sprechen unterschiedliche Kompetenzen an, so werden neben Fachwissen auch Kommunikation, Erkenntnisgewinnung und Bewertung berücksichtigt.

Erklärung zu Differenzierungssymbolen

 Finden Sie dieses Symbol in den Lehrerhinweisen, so findet Differenzierung statt. Es gibt drei Niveaustufen, wobei nicht jede Niveaustufe extra ausgewiesen wird.		
 grundlegendes Niveau	 mittleres Niveau	 erweitertes Niveau

1. Oxidationszahlen

Das Konzept der Oxidationszahlen benötigen Sie für **zwei** Dinge:

1. **Begründung, ob eine Redoxreaktion vorliegt:** Nur wenn sich Oxidationszahlen bei den Reaktionsteilnehmern ändern, liegt eine Redoxreaktion vor.
2. **Aufstellen der Reaktionsgleichungen von Redoxreaktionen:** Über die Veränderung der Oxidationszahlen kann die Anzahl abgegebener/aufgenommener Elektronen bei einer Oxidation/Reduktion identifiziert werden.

Ein paar einfache Regeln für das Aufstellen von Oxidationszahlen finden Sie hier:

1. **Elemente** haben die Oxidationszahl ± 0 .
2. Die **Atome** in einem Molekül, das nur aus **einem Element** besteht, wie beispielsweise O_2 , haben ebenfalls die Oxidationszahl ± 0 .
3. Bei **einatomigen Ionen** entspricht die Oxidationszahl der Ladung des Ions.
4. Bei **mehratomigen Verbindungen**, sowohl ionischen als auch kovalenten Verbindungen, entspricht die Summe der Oxidationszahlen aller darin vorkommenden Atome der Ladung der Verbindung. Ist die Verbindung bspw. elektrisch neutral, müssen die Oxidationszahlen in der Summe null ergeben.

Bei manchen Verbindungen, wie z. B. zusammengesetzten Säurerest-Ionen, ist die Ermittlung der Oxidationszahlen leichter, wenn man das **Ausschlussprinzip** nutzt. Grundlage dafür ist, dass manche Elemente in fast allen Verbindungen dieselbe Oxidationszahl haben:

Wasserstoff: + I (Ausnahme: Metallhydride)

Sauerstoff: - II (Ausnahmen: Wasserstoffperoxid (H_2O_2) und in Verbindungen mit Fluor)

Stickstoff: - III (Ausnahmen: wenige, z. B. im Hydrazin N_2H_4 oder in Stickoxiden)

Alkalimetalle (1. Hauptgruppe): + I

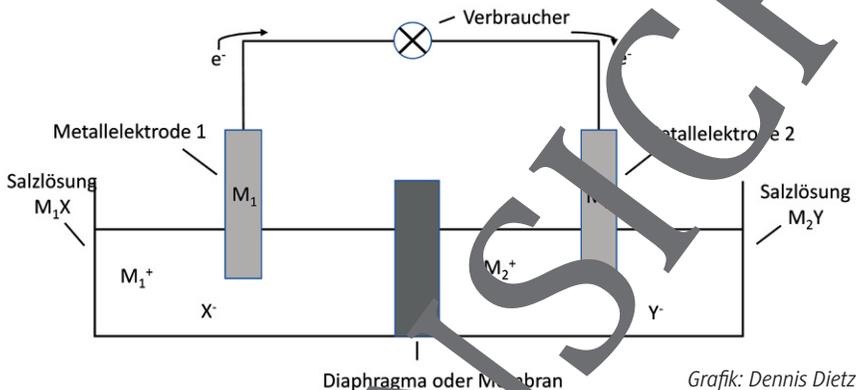
Erdalkalimetalle (2. Hauptgruppe): + II

Halogene (7. Hauptgruppe): - I

Natürlich gibt es auch in Bezug auf Alkalimetalle, Erdalkalimetalle und Halogene Ausnahmen, die im schulischen Kontext, wenn überhaupt, nur äußerst selten relevant sind.

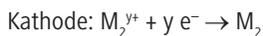
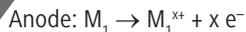
3. Galvanische Zellen

Galvanische Zellen entstehen durch die Kombination zweier elektrochemischer **Halbzellen**. Eine Halbzelle besteht dabei häufig aus einer **Metallelektrode**, die in einer **Metallsalzlösung** (desselben Metalls) getaucht wird. In **nicht metallischen Halbzellen** kommt häufig Graphit (also Kohlenstoff) als Elektrodenmaterial zum Einsatz.

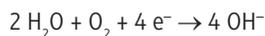


M 1.1 Allgemeiner Aufbau einer galvanischen Zelle bestehend aus zwei metallischen Halbzellen. Die Halbzelle des ersten Metalls M_1 besitzt ein kleineres Einzelpotential als die Halbzelle des zweiten Metalls M_2 .

Der **Stromfluss** kommt dadurch zustande, dass in der Halbzelle mit dem kleineren **Einzelpotential** die **Oxidation** und in der Halbzelle mit dem größeren Einzelpotential die **Reduktion** abläuft. Die Elektrode, an der die Oxidation abläuft, bezeichnet man auch als **Anode**. Die Elektrode, an der die Reduktion abläuft, wird auch als **Kathode** bezeichnet. Für den Fall zweier metallischer Halbzellen gilt also:

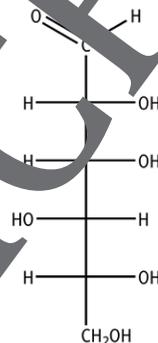
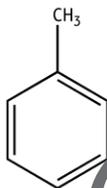
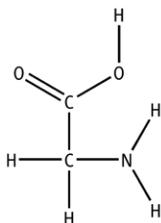


Achtung: Wenn in einer galvanischen Zelle das zu reduzierende Metall-Ion nicht vorliegt, dann kann auch die Reduktion von Wasser stattfinden. Eine typische Reaktionsgleichung für diesen Fall lautet:




M 3
Aufgaben

1. **Notieren** Sie alle Oxidationszahlen in den folgenden Verbindungen:



2. **Formulieren** Sie die Teilreaktionen sowie die Gesamtreaktionsgleichung für die folgenden Redoxprozesse unter sauren Bedingungen.

- Kupferrückstände werden mit konzentrierter Salpetersäure aus einem Reagenzglas gelöst. Dabei werden Kupfer(II)-nitrat, Stickstoffmonoxid und Wasser gebildet.
- Acetaldehyd (Ethanal) wird mithilfe von Kaliumpermanganat (KMnO_4) in schwefelsaurer Lösung zu Essigsäure (Ethan Säure) oxidiert. Dabei entsteht außerdem Mangan(II)-sulfat.



Hinweis: Nutzen Sie bitte für alle organischen Verbindungen die Strukturformelschreibweise.

- Eine Kaliumdichromatlösung ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) reagiert mit einer Kaliumiodidlösung. Dabei werden Iod sowie Chrom(III)-Ionen gebildet.

3. In einem Brief berichtete Alessandro Volta von der von ihm entwickelten Volta-Säule. Diese bestand aus bis zu 60 Stücken Kupfer (oder Silber), die jeweils auf ein Stück Zinn (oder Zink) gelegt wurden. Diese einzelnen Paare aus unterschiedlichen Metallischen Werkstoffen wurden durch Stücke aus Pappe oder Leder voneinander getrennt, welche mit Salzwasser durchtränkt waren. Heute gilt die Volta-Säule als Vorläufer der modernen Batterien. **Skizzieren** Sie den Aufbau der Volta-Säule und beschriften Sie mithilfe von Reaktionsgleichungen die Wirkung dieser als Batterie.

4. **Berechnen** Sie die theoretisch zu erwartende Zellspannung einer galvanischen Zelle unter Standardbedingungen, die aus einer Gold- und einer Magnesiumhalbzelle besteht, und ordnen Sie die Begriffe Kathode und Anode den Halbzellen zu. **Diskutieren** Sie mögliche Ursachen dafür, dass die gemessene Zellspannung etwas niedriger ausfällt.
5. **Berechnen** Sie die theoretisch zu erwartende Zellspannung einer galvanischen Zelle bei Raumtemperatur und Normaldruck, die aus einer Silber/Silbernitrat-Halbzelle ($c(\text{AgNO}_3) = 10 \text{ M}$) und einer Zinn/Zinnsulfat-Halbzelle ($c(\text{SnSO}_4) = 0,1 \text{ M}$) besteht.
6. **Formulieren** Sie die Reaktionsgleichungen für die Elektrolyse von Wasser und begründen Sie, weshalb man die zwei verschiedenen Gase in einem Volumenverhältnis von 2:1 erhält.
7. **Berechnen** Sie die benötigte Zeit, um eine Tonne Kupfer elektrolytisch aus einer Kupfer(II)-salzlösung abzuscheiden. Die Elektrolyse wird mit einer Stromstärke von 100 000 A durchgeführt.
8. In Lithium-Ionen-Akkumulatoren kommen nur wässrige Lösungsmittel zum Einsatz. **Erläutern** Sie mithilfe von Reaktionsgleichungen, weshalb ein Eintritt von Wasser unbedingt vermieden werden sollte.
9. **Erstellen** Sie eine beschriftete grafische Darstellung, die die Prozesse beim Rosten eines beschädigten Eisenwerkstücks durch Sauerstoffkorrosion darstellen. Gehen Sie dazu von einer neutralen Elektrolytlösung aus.
10. Ist ein Gegenstand aus Eisen ernst verrostet, dann kann man im Laden sogenannte Rostumwandler erwerben. Diese enthalten u. a. Phosphorsäure, mit deren Hilfe der Rost in stabile Eisen(III)-phosphate umgewandelt werden kann. Die so geschaffenen Oberflächen sind dann nicht mehr porös und vor einem weiteren Rostprozess geschützt. **Formulieren** Sie eine vereinfachte Reaktionsgleichung für die „Rostumwandlung“ und **beurteilen** Sie, ob es sich um eine Redoxreaktion handelt. **Verwenden** Sie hierfür Eisen(III)-oxid als Rost in der Reaktionsgleichung.

Der RAABE Webshop: Schnell, übersichtlich, sicher!



Wir bieten Ihnen:



Schnelle und intuitive Produktsuche



Übersichtliches Kundenkonto



Komfortable Nutzung über
Computer, Tablet und Smartphone



Höhere Sicherheit durch
SSL-Verschlüsselung

Mehr unter: www.raabe.de