

# Elektrochemie: Übungsaufgabensammlung

Ein Beitrag von Katrin Schuster



© Dmitro2009 iStock/Getty Images Plus

Dieser Beitrag stellt eine umfassende Aufgabensammlung zum Thema „Elektrochemie“ für eine Sekundarstufe II dar. Der Beitrag verfügt über grundlegende Basisaufgaben sowie komplexere Anwendungsbeispiele und bietet Lernenden und Lehrenden eine Auswahl an Übungen unterschiedlicher Schwierigkeitsgrade. Der Einsatz der Aufgaben dient zu Zwecken der Lernserienüberprüfung, einer gezielten Übung oder als Zusatzmaterial zum Selbststudium.

# Elektrochemie: Übungsaufgabensammlung

Niveau: grundlegend, vertiefend

Klassenstufe: 11

Autorin: Katrin Schuster

Methodisch-didaktische Hinweise	1
M1: Einleitung Elektrochemie	3
M2: Aufgaben 	10
M3: Aufgaben 	11
M4: Aufgaben 	15
Lösungen	20
Literatur	36

© RAABE 2022

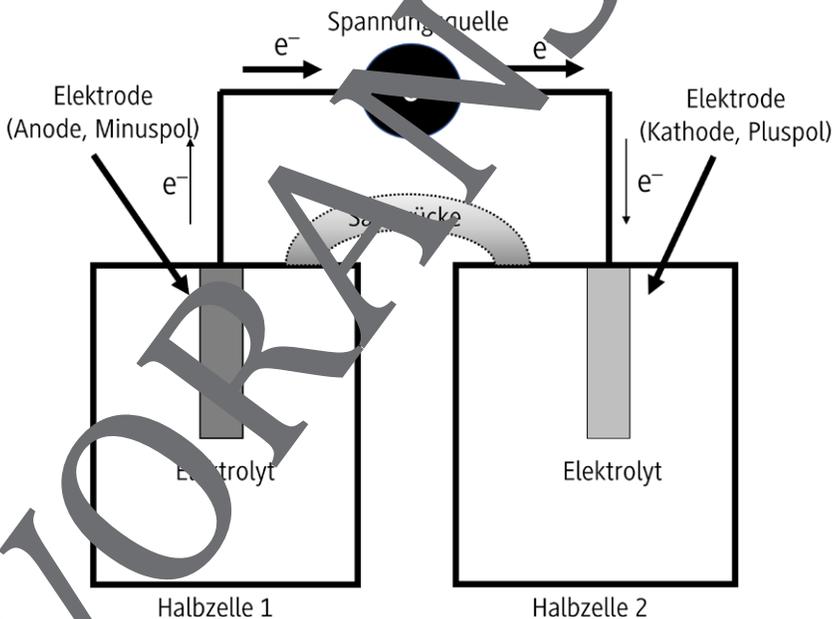
## Erklärung zu Differenzierungssymbolen

	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

## Die galvanische Zelle

Ein elektrochemisches Element besteht aus zwei **Halbzellen**. In der Praxis handelt es sich hierbei um zwei Gefäße, welche mit einer leitfähigen Flüssigkeit, einem **Elektrolyten** gefüllt sind. In diesen Elektrolyten sind passende **Elektroden** eingetaucht. Ein galvanisches Element hat zwei verschiedene Elektroden, eine negativ geladene **Anode** am Minuspol und eine positiv geladene **Kathode** am Pluspol, die mit einem Draht verbunden sind. Die Verbindung der beiden Halbzellen erfolgt mittels einer **Salzbrücke**. Dadurch können die **Elektronen** der einen Halbzelle in die andere wandern und es entsteht ein **Stromkreis**. Die entstehende **Spannung** kann mithilfe eines Voltmeters gemessen werden. Die chemische Reaktion und die Entstehung der elektrischen Spannung erfolgt nur, wenn beide Halbzellen sowohl elektrolytisch, mittels der Salzbrücke (Stromschlüssel) als auch elektrisch, mittels eines Drahtes zwischen den Elektroden (Elektronenleiter) verbunden sind.

© RAABE 2022



**Spannungsreihe.** Hier können Redoxpaare, sortiert in auf- oder absteigender Reihenfolge, inkl. deren dazugehörigen Standardelektrodenpotenziale ( $E^0$  in Volt), gefunden werden. Jede Redoxreaktion ergibt sich aus zwei Paaren der **Spannungsreihe**.

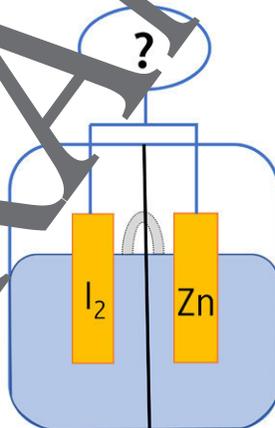
Reduziert	⇌	Oxidiert	Elektronen	$E^0$ [V]
2 F <sup>-</sup>	⇌	F <sub>2</sub>	+ 2 e <sup>-</sup>	+2,87
Au	⇌	Au <sup>3+</sup>	+ 3 e <sup>-</sup>	+1,41
2 Cl <sup>-</sup>	⇌	Cl <sub>2</sub>	+ 2 e <sup>-</sup>	+1,36
6 H <sub>2</sub> O	⇌	O <sub>2</sub> + 4 H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	+ 4 e <sup>-</sup>	+1,23
Pt	⇌	Pt <sup>2+</sup>	+ 2 e <sup>-</sup>	+1,19
2 Br <sup>-</sup>	⇌	Br <sub>2</sub>	+ 2 e <sup>-</sup>	+1,07
Hg	⇌	Hg <sup>2+</sup>	+ 2 e <sup>-</sup>	+0,85
Ag	⇌	Ag <sup>+</sup>	+ 1 e <sup>-</sup>	+0,80
2 I <sup>-</sup>	⇌	I <sub>2</sub>	+ 2 e <sup>-</sup>	+0,54
4 OH <sup>-</sup>	⇌	O <sub>2</sub> + 2 H <sub>2</sub> O	4 e <sup>-</sup>	+0,40
Cu	⇌	Cu <sup>2+</sup>	+ 2 e <sup>-</sup>	+0,35
H <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O	⇌	2 H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	+ 2 e <sup>-</sup>	+/-0
Pb	⇌	Pb <sup>2+</sup>	+ 2 e <sup>-</sup>	-0,13
Ni	⇌	Ni <sup>2+</sup>	+ 2 e <sup>-</sup>	-0,23
Fe	⇌	Fe <sup>2+</sup>	+ 2 e <sup>-</sup>	-0,41
S <sup>2-</sup>	⇌	S	+ 2 e <sup>-</sup>	-0,51
Zn	⇌	Zn <sup>2+</sup>	+ 2 e <sup>-</sup>	-0,76
Al	⇌	Al <sup>3+</sup>	+ 3 e <sup>-</sup>	-1,66
Na	⇌	Na <sup>+</sup>	+ 1 e <sup>-</sup>	-2,71
Li	⇌	Li <sup>+</sup>	+ 1 e <sup>-</sup>	-3,04

Reduktionswirkung

Oxidationswirkung

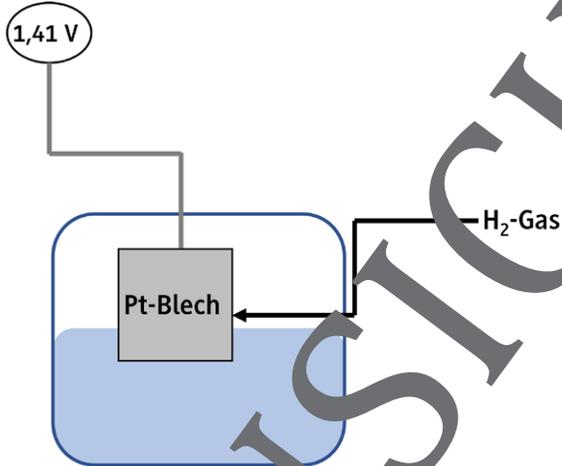
In der linken Spalte stehen die **Reduktionsmittel**, beginnend mit dem schwächsten Reduktionsmittel. Die rechte Spalte zeigt die dazugehörigen **Oxidationsmittel**, beginnend mit dem stärksten Oxidationsmittel. Je negativer das Standardpotenzial von Metallen und Nichtmetall-Ionen, desto stärker ist ihre Reduktionswirkung. Für Metallionen und Nichtmetalle gilt das Gegenteil: Je positiver das Standardpotenzial, desto stärker ist ihre **Oxidationswirkung**.

6. **Geben** Sie die Kurzschreibweise für folgende Kurzschreibweisen **an** und **berechnen** Sie die Potenzialdifferenz.
- a) Anode:  $2 \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{e}^-$  (Oxidation)  
Kathode:  $\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cl}^-$  (Reduktion)
- b) Anode:  $2 \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{e}^-$  (Oxidation)  
Kathode:  $2 \text{Ag}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Ag}$  (Reduktion)
7. Sie haben eine Plombe (enthält Silber Ag) und essen Schokolade. Versehrentlich beißen Sie auf ein Stück Alufolie (Al) und nehmen ein unangenehmes Gefühl wahr. **Erklären** Sie den Grund für das unangenehme Gefühl.
8. Gegeben sind folgende Halbgleichungen:
- $$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$$
- $$\text{H}_2 \rightarrow 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$$
- a) **Kennzeichnen** Sie, bei welcher Halbreaktion es sich um eine Oxidation und bei welcher es sich um eine Reduktion handelt und wo Anode und Kathode zuzuordnen sind.
- b) **Führen** Sie die Einzelpotenziale für jede Halbgleichung an.
- c) **Berechnen** Sie die Potenzialdifferenz.
- d) Um welche „Sonderform“ einer Halbzelle handelt es sich bei  $\text{H}_2 \rightarrow 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$ ?
9. Sie verbinden die beiden Halbzellen auf der folgenden Abbildung.



An der Anode findet die Oxidation statt:  $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$ . An der Kathode findet die Reduktion statt:  $\text{I}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{I}^-$ . **Berechnen** Sie die Potenzialdifferenz mithilfe der Formel  $\Delta E^0 = E^0(\text{Kathode}) - E^0(\text{Anode})$ .

5. **Betrachten** Sie die Abbildung und **nennen** Sie die beiden Halbzellen, die hier verbunden werden.



6. Sind die Aussagen richtig oder falsch? **Schreiben** Sie R für „richtig“ und F für „falsch“ in die rechte Spalte. **Stellen** Sie falsche Aussagen **richtig**.

Aussage	Richtig/Falsch
Die Standardwasserstoffelektrode dient als Referenzmedium zur Bestimmung aller Standardpotenziale $E^0$ .	
Unter Standardbedingungen versteht man: $T = 35\text{ }^\circ\text{C}$ , $p = 1013\text{ hPa}$ , $c = 3\text{ mol/l}$	
In der Spannungsreihe kann die Oxidationswirkung von Reduktionsmitteln abgelesen werden.	
Das Substrat mit dem niedrigeren Standardredoxpotenzial ( $E^0$ ) in der Spannungsreihe gilt als Minuspol und wird demnach oxidiert.	

# 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**